

### ترمودینامیک شیمیایی



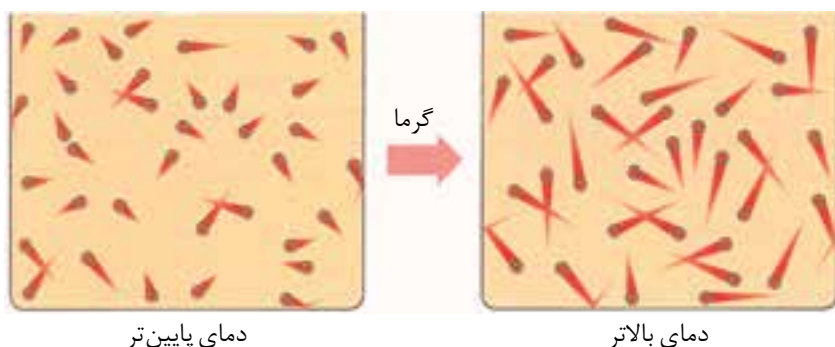
انرژی گرمایی و قابلیت آن برای تبدیل شدن به انرژی مکانیکی، پویایی به ارمغان آورده است.

سوختن نفت و زغال سنگ با آزاد شدن مقدار زیادی انرژی به صورت گرما همراه است که از این گرما می‌توان برای گرم کردن خانه، پختن غذا یا به حرکت درآوردن وسایل نقلیه استفاده کرد. شاید این گفته که: «یک لوکوموتیو بخار با سوزاندن چهارده گرم زغال سنگ می‌تواند دو تن بار را ۱۶۰۰ متر جابه‌جا کند!» تأکید کند که همواره برای انجام هر کاری به یک منبع انرژی نیاز داریم، اما مهم‌تر از آن یادآوری این نکته است که هر تغییر فیزیکی یا شیمیایی که چنین نتیجه‌ای را در پی دارد، نمی‌تواند بدون مبادله انرژی میان مواد روی داده باشد. مطالعه کمی و کیفی انرژی گرمایی مبادله شده طی واکنش‌های شیمیایی، تغییر آن و تأثیری که بر حالت ماده دارد، موضوع‌هایی هستند که در شاخه‌ای از شیمی بررسی می‌شوند که ترموشیمی یا گرماشیمی نامیده شده است.

## انرژی و ذره‌های سازنده ماده

می‌دانید که هر جسم در حال حرکت دارای انرژی جنبشی است. از آنجا که ذره‌های سازنده ماده یعنی اتم‌ها، مولکول‌ها یا یون‌ها نیز پیوسته در حرکت‌اند، پس همه آنها دارای انرژی جنبشی هستند. این گفته به این معناست که همه مواد انرژی دارند. در واقع انرژی آنها مجموع انرژی ذره‌های سازنده آنهاست.

همچنین می‌دانید که گرما صورتی از انرژی است. هنگامی که یک جسم گرم می‌شود، مقدار انرژی آن جسم افزایش می‌یابد. در واقع طی این فرایند، انرژی جذب شده، در میان ذره‌های سازنده آن جسم توزیع می‌شود. پس می‌توان انتظار داشت که ذره‌های یادشده با سرعتی بیشتر از پیش به حرکت خود ادامه دهند، شکل ۱.



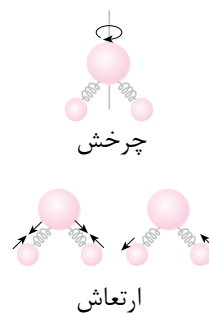
**شکل ۱** ذره‌های تشکیل دهنده ماده، پیوسته و به‌طور نامنظم در حرکت‌اند. در اثر گرم شدن، دمای جسم افزایش می‌یابد و بر سرعت حرکت ذره‌های سازنده آن افزوده می‌شود.

اگر دما را معیاری از میزان گرمی یک جسم تعریف کنیم، در این صورت با گرم شدن یک جسم دمای آن نیز بالا می‌رود. به بیان دیگر، دانستن دمای یک جسم اطلاعات سودمندی درباره انرژی جنبشی و سرعت حرکت ذره‌های سازنده آن جسم در اختیار ما می‌گذارد. بنابراین اختلاف دمای میان دو جسم، ما را از اختلاف در انرژی جنبشی ذره‌های تشکیل دهنده آن دو آگاه می‌سازد.

اکنون این پرسش به ذهن خطور می‌کند که این انرژی جنبشی، در ذره‌های سازنده یک ماده صرف چه می‌شود؟ آیا حرکت از جایی به جای دیگر (حرکت انتقالی) تنها حرکت ممکن برای ذره‌های ماده است؟

اگر دو گلوله آهنی سبک را به فنری متصل کرده، آنها را به سمت بالا پرتاب کنید، مجموعه یادشده حرکت‌های متفاوتی را از خود نشان خواهد داد. این مجموعه از یک نقطه به نقطه دیگری جابه‌جا می‌شود، یعنی دارای حرکت انتقالی است. به دور خود می‌چرخد، پس حرکت چرخشی هم دارد. همچون فنر، کشیده و جمع می‌شود یا به عبارتی به نوسان درمی‌آید، پس می‌توان گفت که مجموعه دارای حرکت ارتعاشی نیز هست. این الگو نشان می‌دهد که ذره‌های تشکیل دهنده ماده، می‌توانند حرکت‌های انتقالی، چرخشی و ارتعاشی

حرکت‌های نامنظم ذره‌های سازنده یک ماده را حرکت‌های گرمایی می‌گویند. نمایش حرکت چرخشی و ارتعاشی در یک مولکول سه اتمی (مولکول آب)



داشته باشند. مشاهده‌های تجربی وجود چنین حرکت‌هایی را در ذره‌های سازندهٔ ماده به اثبات رسانده است.

همهٔ این حرکت‌ها به انرژی نیاز دارند. بنابراین با افزایش دمای یک جسم، انرژی جذب شده توسط ذره‌ها، میان همهٔ این حرکت‌ها توزیع می‌شود تا به این ترتیب هزینهٔ اجرای آنها تأمین شود. تجربه نشان می‌دهد که توزیع انرژی میان همهٔ ذره‌های ماده یکسان نیست (چرا؟)، از این رو همواره میانگین انرژی همهٔ آنها اندازه‌گیری می‌شود.

## آیا انرژی ماده به مقدار آن بستگی دارد؟

دو لیوان آب را در نظر بگیرید. یکی دارای ۱۰۰ mL و دیگری دارای ۲۰۰ mL آب است. دمای آب درون هر دو لیوان نیز یکسان و برابر با ۲۵°C است. آیا برای افزایش دمای آب هر دو ظرف تا ۵۰°C، به انرژی یکسانی نیاز است؟

با کمک مفهومی به نام **ظرفیت گرمایی** می‌توان به این پرسش پاسخ داد. می‌دانید که ظرفیت گرمایی یک جسم، گرمای مورد نیاز برای افزایش دمای آن به اندازهٔ یک درجهٔ سلسیوس است. بنابراین هرچه مقدار ماده بیشتر باشد، گرمای بیشتری نیز برای افزایش دمای آن به این اندازه لازم است.

به دلیل وابستگی ظرفیت گرمایی یک جسم به جرم آن، می‌توان با استفاده از ظرفیت گرمایی ویژه، این وابستگی را از بین برد. ظرفیت گرمایی ویژه، مقدار گرمایی است که برای افزایش دمای یک گرم از جسم به اندازهٔ یک درجهٔ سلسیوس لازم است. ظرفیت گرمایی ویژهٔ یک جسم را می‌توان به صورت زیر نیز بیان کرد.

$$\text{ظرفیت گرمایی ویژه} = \frac{\text{ظرفیت گرمایی}}{\text{جرم جسم}} = \frac{\text{مقدار گرمای مبادله شده}}{\text{تغییر دما} \times \text{جرم جسم}}$$

در این رابطه اگر تغییر دما برابر با یک درجهٔ سلسیوس باشد و جرم جسم نیز یک گرم در نظر گرفته شود، در این صورت ظرفیت گرمایی ویژهٔ جسم با مقدار گرمای مبادله شده برابر خواهد بود.

اگر مقدار گرمای مبادله شده را با  $q$ ، ظرفیت گرمایی ویژه را با  $c$ ، جرم جسم را با  $m$  و اختلاف دما را با  $\Delta T$  نشان دهیم، آنگاه خواهیم داشت:

$$c = \frac{q}{m \cdot \Delta T}$$

در شیمی یکای ظرفیت گرمایی ویژه، ژول بر گرم بر درجهٔ سلسیوس ( $J \cdot g^{-1} \cdot C^{-1}$ ) است. در جدول ۱ ظرفیت گرمایی ویژهٔ برخی مواد داده شده است.

ژول و کالری یکاهای رایج انرژی‌اند. ژول یکای انرژی در سیستم SI است و به افتخار جیمز ژول فیزیک‌دان انگلیسی به این نام خوانده می‌شود.

ژول یکای کوچکی است؛ از این رو برای گزارش مقادیر انرژی از کیلوژول (kJ) که معادل هزار ژول است استفاده می‌شود.

$$1 \text{ kJ} = 1000 \text{ J}$$

هر تپش قلب انسان به حدود ۱ J انرژی نیاز دارد. یک کالری مقدار گرمای لازم برای افزایش دمای یک گرم آب خالص به اندازهٔ یک درجهٔ سلسیوس است.

$$1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$$

= مقدار گرمای مبادله شده  
تغییر دما  $\times$  ظرفیت گرمایی

دلتا،  $\Delta$ ، یک حرف یونانی است و برای نشان دادن تغییر یک متغیر مورد استفاده قرار می‌گیرد. به عنوان مثال  $\Delta x$  به معنی  $x_2 - x_1$  است.

اگر دما برحسب کلونین بیان شود، واحد ظرفیت گرمایی ویژه، ژول بر گرم بر کلونین  $(J.g^{-1}.K^{-1})$  است.

در شیمی بیشتر از **ظرفیت گرمایی مولی** استفاده می شود. ظرفیت گرمایی مولی، مقدار گرمای لازم برای افزایش دمای یک مول از ماده به اندازه یک درجه سلسیوس ( $1\text{ C}$ ) است. یکای ظرفیت گرمایی مولی، ژول بر مول بر درجه سلسیوس  $(J.mol^{-1}.C^{-1})$  است.

**جدول ۱** ظرفیت گرمایی ویژه برخی مواد در دمای اتاق ( $25^{\circ}\text{C}$ )

ماده	حالت فیزیکی	ظرفیت گرمایی ویژه $(J.g^{-1}.C^{-1})$	ظرفیت گرمایی مولی $(J.mol^{-1}.C^{-1})$
آب (یخ)	جامد	۲/۷۶	۳۷/۴
سدیم کلرید	جامد	۱/۸۵	۴۹/۷
کربن (گرافیت)	جامد	۱/۷۲	۸/۶۵
آهن	جامد	۱/۴۵۱	۲۵/۱۹
آب	مایع	۴/۱۸۴	۷۵/۳۸
اتانول	مایع	۲/۴۶	۱۱۳/۳۳
آب (بخار)	گاز	۲/۴۳	۳۶/۸
اکسیژن	گاز	۱/۹۱۷	۲۹/۳۴

ارزش غذایی مواد غذایی، برحسب کالری سنجیده می شود. ولی کارشناسان علوم تغذیه از نوعی کالری استفاده می کنند که آن را کالری رژیم غذایی (Cal) می نامند که حرف C در آن بزرگ است. این یکا معادل ۱ کالری یا یک کیلوکالری است.

$$1\text{ Cal} = 1\text{ cal} = 1\text{ kcal}$$

بنابراین وقتی که می گوئیم ۱ گرم موز ۷ کالری ارزش غذایی دارد به این معنی است که وقتی ۱ گرم موز مصرف می شود ۷ Cal یا ۷ kcal انرژی برای بدن فراهم می کند.

ارزش غذایی g	برخی مواد غذایی (Cal)
۳۶۰	برنج
۱۴۰	تخم مرغ
۲۵۰	نان
۵۰	سیب
۷۰	سیب زمینی

## نمونه حل شده

۵۳ گرم آلومینیم به  $239\text{ J}$  انرژی نیاز دارد تا دمای آن به اندازه  $5\text{ C}$  افزایش پیدا کند، ظرفیت گرمایی ویژه این فلز را محاسبه کنید.

**پاسخ:**

می دانید که ظرفیت گرمایی ویژه، مقدار گرمایی است که برای افزایش دمای یک گرم از یک جسم به اندازه  $1\text{ C}$  لازم است. از آنجا که دادن  $239\text{ J}$  انرژی، دمای  $53\text{ g}$  آلومینیم

را به اندازه  $5\text{ C}$  افزایش می دهد، مقدار گرمایی معادل  $4/51\text{ J.g}^{-1}$   $(\frac{239\text{ J}}{53\text{ g}})$  لازم است تا دمای  $1\text{ g}$  آلومینیم را  $5\text{ C}$  افزایش دهد. به این ترتیب گرمای لازم برای افزایش دمای  $1\text{ g}$  آلومینیم به اندازه  $1\text{ C}$  برابر خواهد بود با:

$$\left(\frac{4/51\text{ J.g}^{-1}}{5^{\circ}\text{C}}\right) = 0/902\text{ J.g}^{-1}.^{\circ}\text{C}^{-1}$$

به عبارت دیگر:

$$\text{ظرفیت گرمایی ویژه آلومینیم} = \frac{239\text{J}}{53\text{g} \times 5^\circ\text{C}} = 0.902 \text{ J.g}^{-1}.\text{C}^{-1}$$

## خود را بیازمایید

- ۱- با توجه به داده‌های جدول ۱، رابطه میان جرم مولی، ظرفیت گرمایی ویژه و ظرفیت گرمایی مولی مواد را بیابید.
- ۲- اگر افزایش دمای ۷۵g سرب به مقدار C ۱۰ به ۹۶J گرما نیاز داشته باشد، ظرفیت گرمایی ویژه و ظرفیت گرمایی مولی سرب را محاسبه کنید.
- ۳- برای کاهش دمای ۲۵g اتانول از دمای C ۲۵ به دمای C ۳ چه مقدار گرما باید از آن گرفته شود؟

## اطلاعات جمع‌آوری کنید

ظرفیت گرمایی ویژه آب در سه حالت جامد، مایع و گاز با هم تفاوت دارد. آیا می‌توان نتیجه گرفت که حالت فیزیکی هم بر مقدار ظرفیت گرمایی ویژه یک ماده مؤثر است؟ این وابستگی را چگونه می‌توان توجیه کرد؟ با مراجعه به منابع علمی معتبر ضمن ارائه چند نمونه دیگر، پاسخ این پرسش‌ها را بیابید و نتیجه را در کلاس ارائه کنید.

## بیشتر بدانید

هزاران سال است که در کشورهای شرق آسیا مراسم شگفت‌انگیز راه رفتن روی زغال گذاشته برگزار می‌شود. افرادی روی زغال داغ راه می‌روند، بدون آن که دچار سوختگی شوند. چگونه این کار امکان‌پذیر است؟ آیا این افراد قدرت فراطبیعی دارند؟ یا این که علم تجربی توجیهی برای آن ندارد؟ پاسخ این پرسش‌ها را می‌توان با بررسی ظرفیت گرمایی پوست کف پا و زغال گذاشته یافت. چون بافت بدن انسان به‌طور عمده از آب تشکیل شده است، از این رو پوست کف پا ظرفیت گرمایی ویژه نسبتاً بالایی دارد. بنابراین، برای آن که دمای پاها به‌طور قابل ملاحظه‌ای تغییر کند، باید مقدار زیادی انرژی از زغال به این اندام‌ها منتقل شود. چون مدت زمان تماس پاها با زغال گذاشته نسبتاً کوتاه است، فرصت چندانی برای انتقال انرژی به پاها وجود ندارد، به طوری که دمای کف پاها آن‌چنان افزایش نمی‌یابد که آسیبی ببینند. از سوی دیگر، اگر چه دمای سطح زغال زیاد است، اما لایه گذاخته سطح آن بسیار نازک است. از این رو، مقدار انرژی موجود برای گرم کردن پاها کمتر از آن است که انتظار می‌رود؛ زیرا اگرچه دمای

این لایه گداخته بسیار نازک زیاد است، اما جرم آن به اندازه‌ای ناچیز است که گرمای قابل ملاحظه‌ای برای مبادله در اختیار ندارد.

عامل سومی که به این افراد کمک می‌کند تا بتوانند روی زغال گداخته راه بروند، پدیده‌ای است که نخستین بار یک فیزیک‌دان آلمانی به نام یوهان لیدن فراست به آن پی برد. اثر لیدن فراست به پدیده‌ای گفته می‌شود که به قطره‌های آب اجازه می‌دهد روی یک جسم داغ (مانند یک ماهی‌تابه داغ) برای مدت نسبتاً طولانی بلغزند، بدون آن‌که تبخیر شوند. علت این پدیده آن است که ناحیه‌ای از قطره که در تماس با سطح داغ قرار دارد، تبخیر می‌شود و لایه‌ای از گاز (بخار) به وجود می‌آید. این لایه مانع از انتقال گرما به بقیه قطره می‌شود و به قطره امکان می‌دهد تا برای مدت بیشتری روی سطح داغ باقی بماند. قطره‌های عرق پای این افراد نیز همین اثر را دارد. افزون بر این، چون این مراسم معمولاً در شب اجرا می‌شود، چمن مرطوبی که در اطراف بستر زغال وجود دارد، پای شخص را نمناک کرده، رطوبت لازم برای پدیده لیدن فراست را فراهم می‌کند. بنابراین، اگرچه راه رفتن روی آتش، کار شگفت‌آوری به نظر می‌رسد، اما دلایل علمی محکمی وجود دارد که امکان انجام این کار را توجیه می‌کند. البته، تمرین کافی و بستر مناسب زغال نیز ضروری است. ضمن آن که نباید از تحلیل‌های روان‌شناسانه چنین اقدامی نیز چشم‌پوشی کرد.



مراسم راه رفتن روی زغال گداخته. هندوهای جزایر فیجی در حال برگزاری این مراسم دیده می‌شوند.

## ترمودینامیک چیست؟

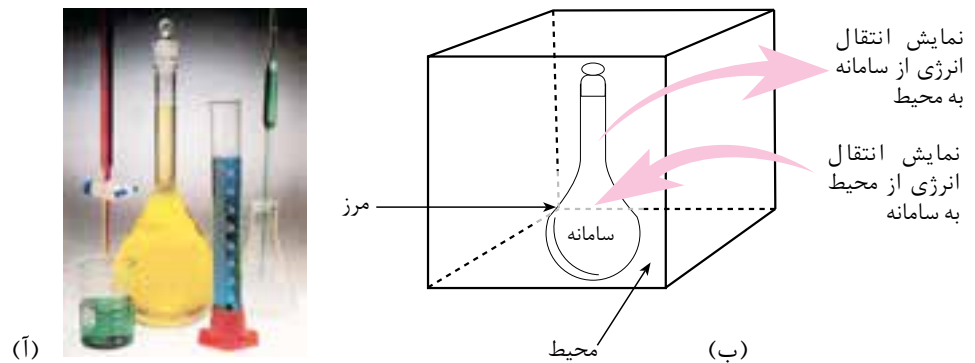
تا اینجا آموختید که ماده انرژی دارد و این انرژی میان همه ذره‌های سازنده‌اش، آن هم به طور غیریکنواخت توزیع شده است. همچنین آموختید که هر ماده می‌تواند به مقادیر معین و قابل اندازه‌گیری انرژی جذب کند یا از دست بدهد و در یک کلام انرژی مبادله کند. این ویژگی‌های ماده و بسیاری دیگر از این دست در شاخه‌ای از علم تجربی مطالعه می‌شود که **ترمودینامیک** نامیده شده است. گستره ترمودینامیک آن قدر وسیع است که افزون بر مطالعه تبدیل شکل‌های مختلف انرژی و راه‌های انتقال آن به پرسش‌های کلی‌تری از جمله دلیل انجام شدن یا نشدن فرایندهای فیزیکی و شیمیایی در شرایط معین پاسخ می‌دهد. ترمودینامیک نیز مانند هر شاخه علمی دیگری الفبای ویژه خود را دارد. پس لازم است پیش از ورود به این مبحث با برخی مفاهیم اولیه ترمودینامیک آشنا شوید.

## سامانه و محیط پیرامون آن

در ترمودینامیک بخشی از جهان را انتخاب و تغییر انرژی آن را مطالعه می‌کنند. به بخشی از جهان که برای مطالعه انتخاب می‌شود، **سامانه** یا **سیستم** می‌گویند. هنگامی که سامانه مشخص شد، هر چیز دیگری که در پیرامون آن باشد، **محیط** نامیده می‌شود. در شکل ۲ یک سامانه و محیط پیرامون آن را می‌بینید. در این شکل اگر سامانه، محتویات بالون حجمی (محلول زرد) باشد، وسایل دیگر و همچنین بقیه قسمت‌های آزمایشگاه محیط پیرامون سامانه

را تشکیل می‌دهند. در حقیقت، بقیهٔ جهان هستی محیط پیرامون سامانه است ولی در عمل کافی است که فقط بخشی از جهان که با سامانه بر هم کنش دارد، محیط در نظر گرفته شود.

دیواره‌ای که سامانه را از محیط پیرامون آن جدا می‌کند **مرز سامانه** نامیده می‌شود. این مرز ممکن است حقیقی یا مجازی باشد.



**شکل ۲** سامانه و محیط پیرامون آن (آ) وقتی که محتویات بالون (محللول زرد) را به عنوان سامانه در نظر بگیریم، دیوارهٔ بالون مرز سامانه و آزمایشگاه، محیط پیرامون آن به شمار می‌آید. (ب) نمایش دقیق‌تر اجزای سامانهٔ یاد شده.

## انواع سامانه‌ها

سامانه‌ها را براساس نوع مبادله‌ای که با محیط پیرامون خود دارند به سه دسته طبقه‌بندی می‌کنند. در این مبادله، سامانه و محیط می‌توانند انرژی، ماده یا هر دو را بین هم تبادل کنند. سامانه‌ای که هم انرژی و هم ماده با محیط مبادله می‌کند، **سامانهٔ باز** نامیده می‌شود. به سامانه‌ای که در آن امکان مبادلهٔ ماده وجود ندارد و تنها به مبادلهٔ انرژی اکتفا می‌شود، **سامانهٔ بسته** می‌گویند. سامانه‌ای که مبادلهٔ ماده و انرژی ندارد **سامانهٔ منزوی (ایزوله)** نامیده شده است.

## فکر کنید

۱- با توجه به تعریف انواع سامانه‌ها، در هر مورد نوع سامانه را تعیین کنید.

(آ) دماسنج

(ب) یک لیوان شیر

(پ) کتری در حال جوش



۲- آب جوش یا چایی که در یک فلاسک نگهداری می شود، یک سامانه منزوی به شمار می رود. آیا می توان ادعا کرد که این سامانه واقعاً منزوی است؟ توضیح دهید.

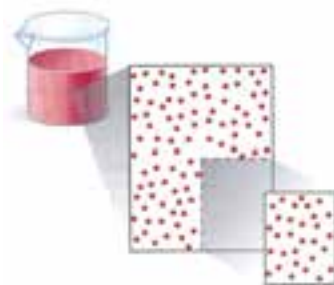
## خواص سامانه

برای توصیف یک سامانه باید برخی از خواص مانند حجم، فشار، دمای سامانه و ... را اندازه گیری کرد. این خواص که حالت ترمودینامیکی سامانه را توصیف می کنند، خواص ترمودینامیکی نام دارند. این خواص به دو دسته خواص مقداری و خواص شدتی دسته بندی می شوند.

## فکر کنید

۲۰۰ mL از یک محلول سرخ رنگ با غلظت  $2 \text{ mol.L}^{-1}$  در یک بشر موجود است (سامانه اولیه). تصور کنید این محلول را به دو بخش با حجم های  $5^\circ$  و  $15^\circ$  میلی لیتر تقسیم کنیم. جرم، حجم، دما، غلظت، رنگ، چگالی و ظرفیت گرمایی محلول یاد شده در این دو بخش در مقایسه با سامانه اولیه چه تفاوتی کرده است؟ کدام خاصیت برای این دو بخش با همین خاصیت در سامانه اولیه برابر نیست؟

اگر خواصی را که مقدار آنها به مقدار ماده وابسته است، خواص مقداری و خواصی را که مقدار آنها به مقدار ماده بستگی ندارد، خواص شدتی بنامیم، از میان خاصیت های بیان شده، کدام خاصیت سامانه اولیه شدتی و کدام مقداری خواهد بود؟



نمایش برخی از خواص شدتی و مقداری سامانه

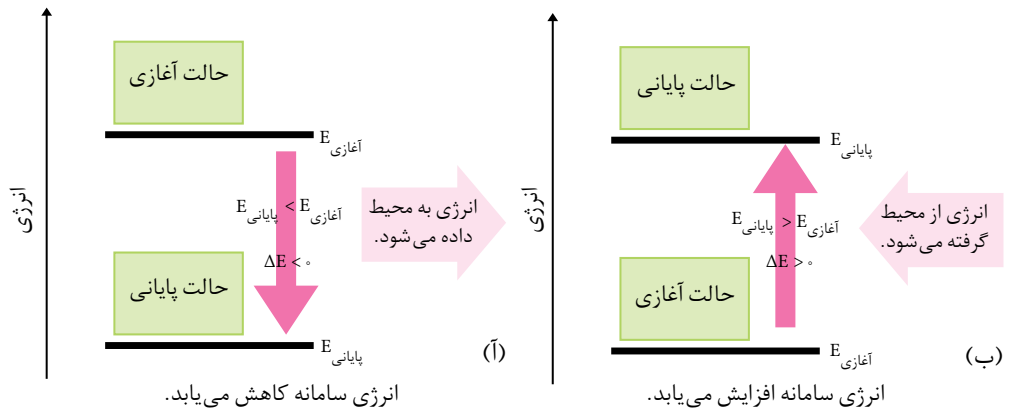
## انتقال انرژی بین سامانه و محیط

اگر یک سامانه را شامل شمار بسیار زیادی ذره در نظر بگیریم، در این صورت چون هر ذره موجود در این سامانه دارای انرژی جنبشی و پتانسیل است، مجموع این انرژی ها برای همه ذره های تشکیل دهنده سامانه، انرژی درونی آن سامانه نامیده می شود. هنگامی که در یک سامانه شیمیایی (مثلاً بالون موجود در شکل ۲) واکنش دهنده ها به فرآورده ها تبدیل می شوند، انرژی درونی آن سامانه تغییر می کند. اگر این تغییر انرژی را با  $\Delta E$  نشان دهیم، برای محاسبه آن باید اختلاف بین انرژی درونی سامانه را پیش و پس از وقوع تغییر اندازه گیری نماییم:

$$\Delta E = E_{\text{پایانی}} - E_{\text{آغازی}} = E_{\text{فرآورده ها}} - E_{\text{واکنش دهنده ها}}$$

$E_{\text{پایانی}}$  نشان دهنده انرژی پس از تغییر و  $E_{\text{آغازی}}$  نشان دهنده انرژی پیش از تغییر است.



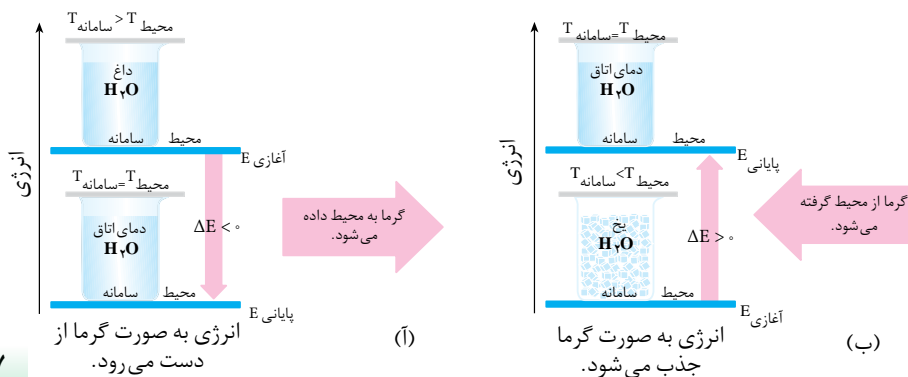


**شکل ۳** نمودار تغییر انرژی در یک سامانه. این نمودارها انتقال انرژی را بین یک سامانه و محیط پیرامون آن نشان می دهد.

معمولاً، تغییر انرژی سامانه را با نموداری نمایش می دهند که در آن پایانی ( $E$  انرژی فرآورده ها) و آغازی ( $E$  انرژی واکنش دهنده ها) خطوط افقی هستند و انرژی روی محور عمودی قرار دارد. نمونه ای از این نمودارها در شکل ۳ نشان داده شده است.

شکل ۳. آ سامانه ای را نشان می دهد که در آن با انتقال انرژی از سامانه به محیط، انرژی درونی سامانه کاهش می یابد. در این شرایط  $\Delta E$  سامانه منفی است. شکل ۳. ب سامانه ای را نشان می دهد که انرژی درونی آن در حال افزایش است، یعنی از محیط پیرامون به سامانه انرژی وارد می شود و علامت تغییر انرژی درونی سامانه مثبت است. در سامانه ۳. آ سطح انرژی فرآورده ها از سطح انرژی واکنش دهنده ها پایین تر است. در حالی که در سامانه ۳. ب سطح انرژی فرآورده ها از سطح انرژی واکنش دهنده ها بالاتر است.

فرض کنید که یک سامانه شامل نمونه ای آب داغ درون یک ظرف سربسته باشد، در این صورت گرما از آب به محیط پیرامون منتقل می شود و انرژی سامانه کاهش می یابد، شکل ۴. آ در این حالت، تغییر انرژی درونی سامانه فقط ناشی از مبادله گرماست و این مبادله انرژی تا زمانی ادامه می یابد که دمای آب با دمای محیط پیرامون آن برابر شود. چون در این مورد، انرژی سامانه کاهش پیدا می کند، یعنی سامانه بخشی از انرژی خود را از دست داده است، پس علامت تغییر انرژی درونی آن منفی است. شکل ۴. ب نمودار انرژی را برای سامانه دیگری نشان می دهد. علامت تغییر انرژی درونی را در این سامانه توجیه کنید.



**شکل ۴** سامانه بسته ای که فقط با محیط مبادله گرما دارد. آ آب گرم (سامانه بسته) انرژی را به صورت گرما به محیط پیرامون منتقل می کند تا زمانی که دمای آن با دمای محیط پیرامون یکسان شود. ب) یخ از محیط پیرامون انرژی جذب می کند تا زمانی که دمای سامانه با دمای محیط پیرامون یکسان شود.

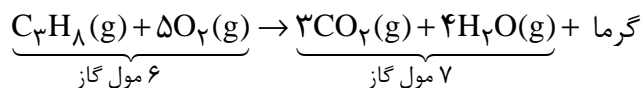
به طور خلاصه، اگر گرما از سامانه به محیط پیرامون منتقل شود، علامت گرما منفی و اگر گرما از محیط پیرامون به سامانه منتقل شود، علامت گرما مثبت است. اگر انرژی درونی سامانه کاهش پیدا کند، علامت آن منفی و اگر انرژی درونی سامانه افزایش یابد، علامت آن مثبت است.

## انرژی درونی و قانون اول ترمودینامیک

**سامانه‌ای** مانند یک لیوان محتوی  $50 \text{ mL}$  آب خالص را با دمای  $25 \text{ C}$  در نظر بگیرید. برای افزایش دمای آن تا  $35 \text{ C}$ ، می‌توان از روش‌های گوناگونی استفاده کرد. برای نمونه، در یک روش با استفاده از شعله اجاق گاز دمای آن را به طور مستقیم از  $25 \text{ C}$  به  $35 \text{ C}$  می‌رسانیم. در روش دیگر، نخست با به هم زدن، دمای آن را، از  $25 \text{ C}$  به  $27 \text{ C}$  می‌رسانیم و سپس با یک گرمکن الکتریکی از  $27 \text{ C}$  به  $35 \text{ C}$  افزایش می‌دهیم. بنابراین در هر مسیر انرژی آغازی و پایانی سامانه تفاوتی نمی‌کند و میزان تغییر انرژی درونی سامانه در هر دو مسیر یکسان است.

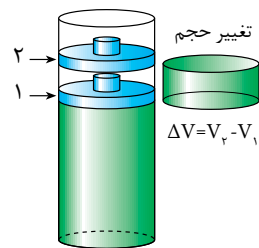
این مثال نشان می‌دهد که، تغییر انرژی درونی یک سامانه، به مسیر انجام فرایند بستگی ندارد و فقط به حالت آغازی و پایانی سامانه وابسته است. از این رو، انرژی درونی را **تابع حالت** می‌گویند. به این معنا که اگر برای انجام فرایندی مسیرهای متفاوتی وجود داشته باشد، تغییر انرژی درونی سامانه در تمام مسیرها یکسان است.

واکنش سوختن کامل پروپان را در نظر بگیرید. فرض کنید که این واکنش در سیلندری با یک پیستون روان انجام می‌شود، شکل ۵. انرژی درونی آغازی را نیز هم‌ارز با انرژی درونی واکنش دهنده‌ها فرض کنید. با توجه به معادله موازنه شده زیر طی این واکنش از ۶ مول واکنش دهنده، ۷ مول فرآورده به دست می‌آید. ضمن آن که مقدار قابل توجهی گرما نیز آزاد می‌شود.



همان گونه که مشاهده می‌شود، حجم فرآورده‌ها بیش از حجم واکنش دهنده‌هاست. ( $\Delta V > 0$ ) این افزایش حجم سبب می‌شود که پیستون به سمت بالا حرکت کند. در واقع پیستون که پیش از این نیز فشار هوا را در برابر خود داشت، اکنون با انرژی بیشتری مولکول‌های هوا را به عقب می‌راند و در واقع روی آنها کار انجام می‌دهد. به دیگر سخن، مقداری از انرژی واکنش به صورت انرژی مکانیکی نمایان شده است.

همان طوری که دیدید، در این مثال تغییر انرژی درونی هم‌ارز با گرمای مبادله شده با محیط نیست؛ زیرا مقداری از این گرما به کار تبدیل شده است. اگر تغییر انرژی درونی را با  $\Delta E$ ، گرمای مبادله شده را با  $q$  و کار انجام شده ناشی از تغییر حجم را با  $w$  نشان دهیم،



۱- پیش از انجام واکنش  
۲- پس از انجام واکنش

**شکل ۵** فشار درون سیلندر به دلیل افزایش حجم فرآورده‌های گازی واکنش پروپان و اکسیژن بیش از فشار محیط است. بنابراین گازهای درون سیلندر روی محیط کار انجام می‌دهند. به خاطر داشته باشید که این واکنش در فشار ثابت انجام می‌شود.

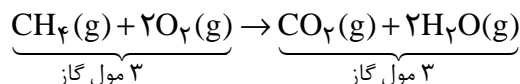
در این صورت خواهیم داشت:

$$\Delta E = q + w$$

این رابطه قانون اول ترمودینامیک را معرفی می‌کند. این قانون در واقع همان قانون پایستگی انرژی است. طبق این قانون، انرژی نه به وجود می‌آید و نه از بین می‌رود، بلکه از شکلی به شکل دیگری درمی‌آید.

گاهی ممکن است که طی یک واکنش شیمیایی تغییر حجمی ایجاد نشود، یعنی  $\Delta V = 0$  باشد، در این صورت  $w = 0$  است.

واکنش سوختن کامل متان را در سیلندری با پیستون روان در نظر بگیرید:

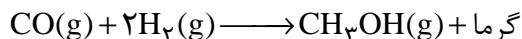


۳ مول از واکنش دهنده‌ها ۳ مول فرآورده تولید می‌کند، پس  $\Delta V = 0$  است. در اینجا کار ناشی از تغییر حجم صفر خواهد بود.

در این حالت  $\Delta E = q$  است. به عبارت دیگر هنگامی که یک واکنش شیمیایی با تغییر حجم همراه نیست یا در ظرفی با حجم ثابت انجام می‌گیرد، مقدار تغییر انرژی درونی تنها ناشی از انتقال گرما خواهد بود.

## فکر کنید

واکنش زیر را در نظر بگیرید.



فرض کنید که این واکنش در سیلندری با یک پیستون روان (واکنش در فشار ثابت) انجام می‌گیرد. در این صورت علامت تغییر انرژی درونی ( $\Delta E$ ) را برای این واکنش پیش بینی کنید.

واکنش‌های شیمیایی به دو روش انجام می‌شود:

### واکنش در حجم ثابت و واکنش در فشار ثابت

ا) واکنش در حجم ثابت ( $\Delta V = 0$ )؛ در چنین حالتی در اثر تغییر حجم کاری انجام نمی‌شود ( $w = 0$ ) و تغییر انرژی درونی سیستم فقط ناشی از مبادله گرما است.

بنابراین می‌توان نوشت:

تغییر انرژی درونی  $q_v = \Delta E$  گرمای مبادله شده برای واکنش در حجم ثابت

ب) واکنش در فشار ثابت ( $\Delta V \neq 0$ )؛ این واکنش در ظرفی سرباز یا هر ظرف دیگری

انجام می‌شود که با تغییر حجم، فشار را ثابت نگه می‌دارد. در این حالت کار انجام می‌شود

مقدار  $w$  می‌تواند منفی یا مثبت باشد. علامت آن هنگامی منفی است که سامانه روی محیط کار انجام دهد. ولی در شرایط معکوس که محیط روی سامانه کار انجام می‌دهد، علامت  $w$  مثبت است.

( $w \neq 0$ ). پس در این حالت، تغییر انرژی درونی با انجام کار و مبادله گرما همراه است. اگر گرمای منتقل شده در فشار ثابت را با  $q_p$  نشان دهیم، در آن صورت:

$$\Delta E = q + w \xrightarrow[\text{در فشار ثابت}]{\text{انجام واکنش}} q_p = \Delta E - w$$

چون بیشتر واکنش‌های شیمیایی در فشار ثابت انجام می‌شود، برای چنین واکنش‌هایی گرمای مبادله شده در فشار ثابت ( $q_p$ ) را با نماد  $\Delta H$  نشان می‌دهند و آن را **گرمای واکنش** یا **آنتالپی واکنش** می‌نامند.

$$q_p = \Delta H$$

برای واکنش‌هایی که تنها از مواد جامد و مایع تشکیل شده‌اند  $\Delta V$  بسیار ناچیز است. از این رو برای این واکنش‌ها مقدار  $\Delta E$  را تقریباً با  $\Delta H$  برابر در نظر می‌گیرند. برای یک واکنش معمولاً به جای تغییر آنتالپی واژه آنتالپی را به کار می‌برند.

## بیشتر بدانید

پدیده‌های زیادی در زندگی روزانه وجود دارد که آنها را می‌توان به کمک قانون اول ترمودینامیک توجیه کرد. تولید برف ساختگی برای پیست‌های اسکی از جمله این پدیده‌هاست. چگونه می‌توان برای رفع نیاز اسکی‌بازان در روزهای آفتابی به این اندازه برف تهیه کرد؟ راز تهیه برف ساختگی در معادله  $\Delta E = q + w$  نهفته است. دستگاه سازنده برف دارای هوای فشرده و بخار آب با فشار  $20^\circ$  اتمسفر است. چون تفاوت فشار بین مخزن دستگاه و هوای بیرون زیاد است، وقتی مخلوط در هوا پاشیده می‌شود، به سرعت انبساط می‌یابد، به طوری که تقریباً هیچ تبادل گرمایی بین سامانه (هوا و آب) و محیط اطراف صورت نمی‌گیرد؛ یعنی،  $q = 0$  است. (در ترمودینامیک، چنین فرایندی را فرایند بی‌دررو می‌نامند.) از این رو، می‌توان نوشت:

$$\Delta E = q + w = w$$

چون این سامانه روی محیط کار انجام می‌دهد، مقدار  $w$  منفی است و انرژی آن کاهش می‌یابد. انرژی جنبشی بخشی از کل انرژی این سامانه است. چون انرژی جنبشی متوسط یک گاز با دمای آن نسبت مستقیم دارد، بنابراین تغییر انرژی متناسب با تغییر دما خواهد بود. بنابراین:

$$\Delta E \propto \Delta T \Rightarrow \Delta E = C \Delta T$$

در این رابطه  $C$  ثابت تناسب است. چون  $\Delta E$  منفی است،  $\Delta T$  نیز باید منفی باشد. این اثر که اثر سرد کردن نامیده شده است، موجب کاهش انرژی جنبشی مولکول‌های آب و تشکیل برف می‌شود. اگر چه برای تهیه برف تنها به آب نیاز است، اما حضور هوا که آن نیز در اثر انبساط سرد می‌شود، به کاهش دمای بخار آب کمک شایانی می‌کند.



یک دستگاه سازنده برف

## آنتالپی یک تابع حالت است.

همان طوری که گفته شد برای بررسی تغییر انرژی در واکنش‌های شیمیایی که اغلب در فشار ثابت روی می‌دهند، از کمیت ترمودینامیکی دیگری به نام آنتالپی ( $H$ ) استفاده می‌شود. در واقع آنتالپی را می‌توان تغییر انرژی یک سامانه در فشار ثابت تعریف

کرد. در این شرایط مبادله انرژی با انجام کار توسط سامانه روی محیط پیرامون یا برعکس همراه است. بنابراین اغلب میزان تغییر آنتالپی با تغییر انرژی درونی تفاوت داشته، کمتر یا بیشتر از آن است.

آنتالپی هم مانند انرژی درونی، یک تابع حالت است و مقدار تغییر آن فقط به حالت‌های آغازی و پایانی فرایند بستگی دارد. برای یک فرایند، تغییر آنتالپی ( $\Delta H$ ) به صورت زیر است:

آنتالپی سامانه در آغاز فرایند - آنتالپی سامانه در پایان فرایند =  $\Delta H$

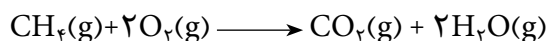
$$\Delta H = H_{\text{پایانی}} - H_{\text{آغازی}}$$

اگر سامانه مورد نظر یک واکنش شیمیایی باشد، در آن صورت  $H_{\text{پایانی}}$  آنتالپی فرآورده‌ها

و  $H_{\text{آغازی}}$  آنتالپی واکنش دهنده‌هاست و  $\Delta H$ ، آنتالپی واکنش نامیده می‌شود؛ یعنی:

$$\Delta H_{\text{واکنش}} = H_{\text{فرآورده‌ها}} - H_{\text{واکنش دهنده‌ها}}$$

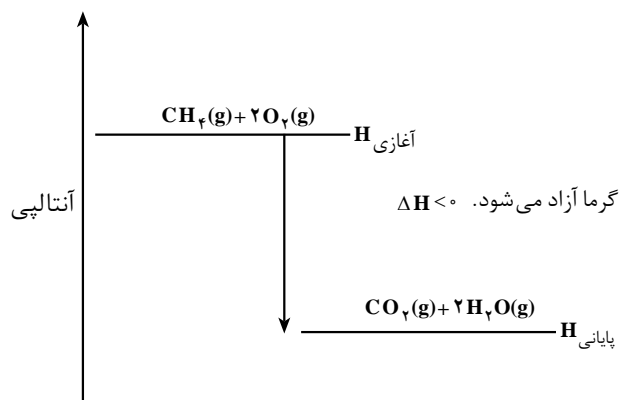
به عنوان نمونه واکنش زیر را در نظر بگیرید:



این واکنش، یک واکنش سوختن است و گرما آزاد می‌کند. همان طور که می‌دانید به

این نوع واکنش‌ها **گرما ده** می‌گویند.  $\Delta H$  برای چنین واکنش‌هایی منفی است. به عبارت

دیگر، آنتالپی فرآورده‌ها ( $H_{\text{پایانی}}$ ) از آنتالپی واکنش دهنده‌ها ( $H_{\text{آغازی}}$ ) کمتر است، شکل ۶.



شکل ۶ نمودار تغییر آنتالپی در واکنش سوختن کامل متان

از سوختن یک مول متان،  $8.8$  کیلو ژول گرما آزاد می‌شود. چون گرما آزاد شده

است، پس علامت  $\Delta H$  برای این واکنش منفی است؛  $\Delta H_{\text{واکنش}} = -8.8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

در یک واکنش گرما ده، گرما آزاد می‌شود و آنتالپی سامانه کاهش می‌یابد.

$$\Delta H < 0 \Rightarrow H_{\text{آغازی}} < H_{\text{پایانی}} \text{ در واکنش‌های گرما ده}$$

## آزمایش کنید

**هدف:** مشاهده گرمای آزاد شده در اثر حل شدن کلسیم کلرید بی‌آب در آب

**وسایل مورد نیاز:** دماسنج، یک بشر ۱۰۰ mL، میله هم‌زن، قاشقک، ترازو، شیشه

ساعت، گیره و پایه، مقداری نخ

**مواد مورد نیاز:** کلسیم کلرید بی‌آب، آب مقطر

### روش کار

۱- ۵۰ mL آب مقطر در یک بشر ۱۰۰ mL بریزید.

۲- شیشه ساعت را روی ترازو قرار دهید و جرم آن را اندازه بگیرید. سپس با کمک قاشقک ۱ g کلسیم کلرید بی‌آب توزین کنید.

۳- با کمک مقداری نخ دماسنج را به گیره متصل شده به پایه آویزان کنید و سپس بشر دارای آب را زیر آن قرار دهید. دماسنج طوری در آب قرار گیرد که مخزن آن به طور کامل درون آب مقطر باشد. در ضمن دماسنج نباید هیچ تماسی با بدنه بشر داشته باشد.

۴- همه کلسیم کلرید را به کمک قاشقک و به آرامی در آب درون بشر بریزید و سپس با کمک هم‌زن شیشه‌ای آن را به هم بزنید.

۵- مشاهده‌های خود را یادداشت کنید و نتایج آزمایش خود را در کلاس ارائه دهید.

### پرسش

به نظر شما چه عواملی می‌توانند در اندازه‌گیری میزان تغییر دمای محلول حاصل

خطا ایجاد کنند؟ چه پیشنهادهایی برای رفع آنها دارید؟

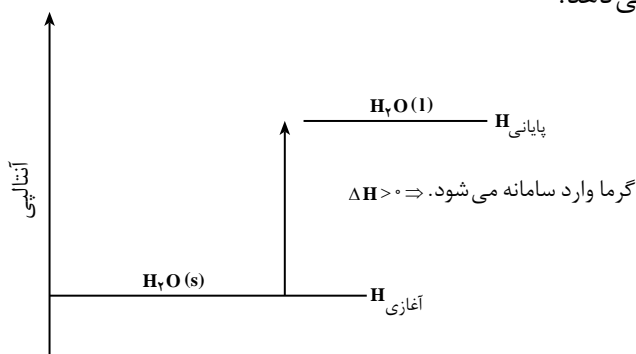
ذوب شدن یخ و تبدیل آن به آب از جمله فرایندهای گرماگیر است؛ یعنی برای ذوب

کردن یخ به گرما نیاز است. به عبارت دیگر، برای ذوب کردن یخ باید محیط به سامانه گرما

بدهد. در چنین فرایندهایی، آنتالپی فرآورده‌ها ( $H_{\text{پایانی}}$ ) از آنتالپی واکنش دهنده‌ها ( $H_{\text{آغازی}}$ )

بزرگ‌تر است و بنابراین علامت  $\Delta H$  مثبت خواهد بود. شکل ۷ نمودار آنتالپی را برای ذوب

شدن یخ نشان می‌دهد.



شکل ۷ نمودار آنتالپی برای ذوب شدن یخ، مثالی از یک فرایند گرماگیر

برای ذوب کردن یک مول یخ  $6^\circ$  کیلوژول گرما لازم است. چون این فرایند گرماگیر است پس علامت  $\Delta H$  باید مثبت باشد؛

$$\Delta H_{\text{ذوب}} = +6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

در یک فرایند گرماگیر، گرما جذب می شود و آنتالپی سامانه افزایش می یابد.

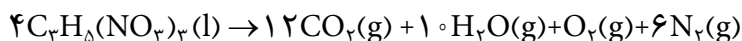
$$\Delta H > 0 \Rightarrow H_{\text{آغازی}} > H_{\text{پایانی}} : \text{ در واکنش های گرماگیر}$$

## آزمایش کنید

حل شدن آمونیوم نیترات در آب گرماگیر است.  $5 \text{ mL}$  آب  $20^\circ \text{C}$  را در یک لوله آزمایش بریزید و  $1/5 \text{ g}$  آمونیوم نیترات خشک را در آن حل کنید. با اندازه گیری دمای آب مشاهده های خود را یادداشت کنید و نتایج آزمایش را در کلاس ارائه دهید.

## فکر کنید

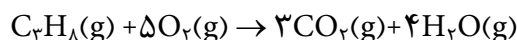
نیتر و گلیسرین از جمله مواد منفجره بسیار حساسی است که در اثر اندکی گرما یا وارد شدن ضربه طی واکنشی گرماده تجزیه می شود. در این واکنش به ازای هر مول نیتر و گلیسرین  $10^3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \times 5/72$  گرما آزاد می شود. تغییر آنتالپی این واکنش چقدر است؟ آیا در اثر انجام شدن این واکنش در فشار ثابت کاری انجام می شود؟ پاسخ خود را توضیح دهید.



## حالت استاندارد

مقدار تغییر آنتالپی ( $\Delta H$ ) برای یک واکنش، مقدار گرمایی است که در تبدیل واکنش دهنده (ها) به فراورده (ها) در فشار ثابت مبادله می شود.

به عنوان نمونه، در واکنش سوختن کامل پروپان، یک مول گاز پروپان با ۵ مول گاز اکسیژن ترکیب می شود و ۳ مول گاز  $\text{CO}_2$  و ۴ مول بخار آب تولید می شود. در این واکنش  $2056 \text{ kJ}$  گرما هم آزاد می شود. باید توجه داشته باشید که مقدار گرمای آزاد شده در یک واکنش به مقدار واکنش دهنده ها هم بستگی دارد؛ بنابراین واکنش  $5/5$  مول گاز پروپان با  $2/5$  مول گاز  $\text{O}_2$  مقدار  $1028 \text{ kJ} = 2056 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \times 5/5$  گرما آزاد می کند.

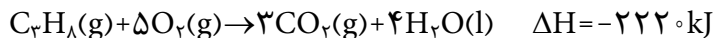
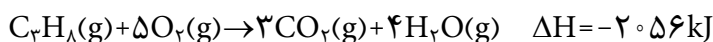


توجه کنید که واکنش دهنده ها و فراورده ها باید در دمای یکسانی باشند و حالت فیزیکی آنها به صورت جامد (s)، مایع (l)، گاز (g) و محلول آبی (aq) مشخص باشد.

آلفرد نوبل، دانشمند سوئدی (۱۸۳۲-۱۸۹۶) از ترکیب کردن خاک دیاتومه و نیتر و گلیسرین، ماده منفجره ای به نام دینامیت ساخت. جالب است بدانید نیتر و گلیسرین افزون بر خاصیت انفجاری کاربرد دارویی نیز دارد. به طوری که پزشکان برای بیماران قلبی، قرص زیرزبانی نیتر و گلیسرین تجویز می کنند. این ماده سبب گشاد شدن رگ ها می شود.

آنتالپی یک واکنش، کمیتی مقداری است.

در صورتی که در واکنش سوختن کامل پروپان، بخار آب تولید شود، آنتالپی واکنش  $2056 \text{ kJ}$  - است. ولی اگر آب به حالت مایع تولید شود، تغییر آنتالپی واکنش برابر با  $2220 \text{ kJ}$  - خواهد بود. (چرا؟)



این نکته نشان می‌دهد که در هنگام محاسبه آنتالپی افزون بر مشخص بودن دما و فشار باید حالت فیزیکی واکنش دهنده‌ها و فراورده‌ها هم مشخص باشد.

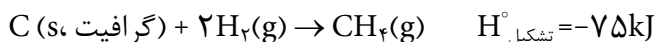
برای این که اندازه‌گیری گرمای همه واکنش‌ها در شرایط یکسانی انجام گیرند، شرایط ویژه‌ای به نام «**حالت استاندارد ترمودینامیکی**» تعریف شده است. حالت استاندارد ترمودینامیکی، پایدارترین شکل ماده خالص در فشار یک اتمسفر و دمایی مشخص (معمولاً دمای اتاق،  $25^\circ \text{C}$ ) تعریف می‌شود. برای نمونه حالت استاندارد نیتروژن، اکسیژن و کربن در دمای اتاق به ترتیب  $\text{N}_2(\text{g})$ ،  $\text{O}_2(\text{g})$  و  $\text{C}(\text{s})$  (گرافیت) است. در واقع از میان دگرشکل‌های مختلف یک عنصر پایدارترین آنها ملاک اندازه‌گیری قرار می‌گیرد.

برای مشخص کردن شرایط استاندارد علامت « $\Delta H^\circ$ » را بالای نماد کمیتی قرار می‌دهند که در آن شرایط اندازه‌گیری می‌شود. برای مثال  $\Delta H$ ، نشان دهنده آنتالپی استاندارد است، یعنی تمام مواد شرکت کننده در واکنش در حالت استاندارد خود و در دمای اتاق (یا هر دمای مشخص دیگری) در نظر گرفته شده‌اند.

برای یک ماده در حالت محلول، حالت استاندارد ترمودینامیکی غلظت  $1 \text{ mol.L}^{-1}$  در نظر گرفته می‌شود.

## برخی از تغییر آنتالپی‌های مهم

۱- آنتالپی استاندارد تشکیل ( $\Delta H^\circ_{\text{تشکیل}}$ ): به واکنشی که طی آن یک مول ماده از عنصرهای سازنده‌اش تشکیل می‌شود، واکنش تشکیل آن ماده می‌گویند. اگر در این واکنش، همه مواد شرکت کننده در واکنش در حالت استاندارد خود قرار داشته باشند، تغییر آنتالپی این واکنش را **آنتالپی استاندارد تشکیل** آن ماده ( $\Delta H^\circ_{\text{تشکیل}}$ ) می‌گویند. برای نمونه به معادله تشکیل متان توجه کنید:



بنابراین، آنتالپی استاندارد تشکیل متان  $75 \text{ kJ.mol}^{-1}$  - است. آنتالپی استاندارد تشکیل برخی مواد در جدول ۲ آمده است.

مطابق قرارداد، آنتالپی استاندارد تشکیل عنصرها صفر در نظر گرفته می‌شود. به بیان دقیق‌تر، آنتالپی استاندارد تشکیل ( $\Delta H^\circ_{\text{تشکیل}}$ ) پایدارترین دگرشکل یک عنصر در حالت استاندارد، صفر در نظر گرفته شده است.

از میان دو دگرشکل مهم کربن یعنی الماس و گرافیت، گرافیت به عنوان حالت استاندارد انتخاب شده است، زیرا گرافیت پایدارتر از الماس است. بنابراین:

$$\Delta H^\circ_{\text{تشکیل}}[\text{کربن}(\text{s})] = 0$$

$$\Delta H^\circ_{\text{تشکیل}}[\text{الماس}(\text{s, کربن})] = 1/9 \text{ kJ.mol}^{-1}$$



جدول ۲ جدول آنتالپی استاندارد تشکیل برخی مواد در ۲۵°C

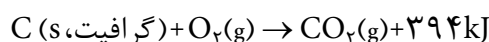
فرمول شیمیایی	ماده	$\Delta H$ تشکیل ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )	فرمول شیمیایی	ماده	$\Delta H$ تشکیل ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )
$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$	اتین	۲۲۷	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	آب	-۲۸۶
$\text{NH}_3(\text{g})$	آمونیاک	-۴۶	$\text{NO}_2(\text{g})$	نیتروژن دی اکسید	۳۴
$\text{CO}_2(\text{g})$	کربن دی اکسید	-۳۹۴	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$	اتن	۵۲
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$	اتانول	-۲۷۸	$\text{NaCl}(\text{s})$	سدیم کلرید	-۴۱۱
$\text{CH}_4(\text{g})$	متان	-۷۵	$\text{HCl}(\text{g})$	هیدروژن کلرید	-۹۲

## فکر کنید

چرا آنتالپی استاندارد تشکیل بسیاری از مواد منفی است؟

### ۲- آنتالپی استاندارد سوختن ( $\Delta H$ سوختن): هنگامی که یک مول از ماده‌ای در مقدار

کافی گاز اکسیژن خالص بسوزد، گرمای واکنش یاد شده آنتالپی استاندارد سوختن آن ماده نامیده می‌شود. وقتی یک مول کربن یعنی ۱۲/۰ گرم کربن به طور کامل در اکسیژن بسوزد، گاز کربن دی اکسید به همراه ۳۹۴ kJ گرما تولید می‌شود.



پس می‌توان نوشت:

$$\Delta H_{\text{سوختن}} [\text{C}(\text{s, گرافیت})] = -394 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

در جدول ۳ آنتالپی استاندارد سوختن چند ترکیب آلی آمده است.

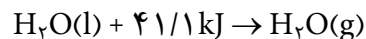
جدول ۳ آنتالپی استاندارد سوختن چند ترکیب آلی بر حسب  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

فرمول مولکولی	$\Delta H^\circ$ سوختن	فرمول مولکولی	$\Delta H^\circ$ سوختن
$\text{CH}_4(\text{g})$	-۸۹	$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$	-۱۲۹۹
$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$	-۱۵۶	$\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$	-۷۱۵
$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$	-۱۴۹	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$	-۱۳۶۸

## فکر کنید

با توجه به آنتالپی استاندارد سوختن اتان ( $\text{C}_2\text{H}_6$ )، اتن ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ) و اتین ( $\text{C}_2\text{H}_2$ )، جدول ۳، انتظار دارید که شعله حاصل از سوختن کدام یک داغ‌تر باشد؟ چرا؟ پاسخ خود را با نوشتن معادله موازنه شده سوختن هر یک از آنها توضیح دهید.

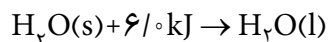
۳- **آنتالپی استاندارد تبخیر** ( $\Delta H_{\text{تبخیر}}$ ): هنگامی که یک مول از ماده‌ای در دمای جوش خود تبخیر شود، تغییر آنتالپی مربوط به این فرایند، **آنتالپی استاندارد تبخیر** آن ماده گفته می‌شود. به عنوان نمونه در شرایط استاندارد برای تبخیر یک مول آب  $41/1$  کیلو ژول گرما نیاز است.



بنابراین:

$$\Delta H_{\text{تبخیر}} [\text{H}_2\text{O}(l)] = 41/1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

۴- **آنتالپی استاندارد ذوب** ( $\Delta H_{\text{ذوب}}$ ): هنگامی که یک مول از ماده‌ای جامد در دمای ذوب خود به مایع تبدیل شود، تغییر آنتالپی این فرایند را **آنتالپی استاندارد ذوب** آن ماده می‌گویند. به عنوان نمونه برای ذوب کردن یک مول یخ صفر درجه سلسیوس و تبدیل آن به آب صفر درجه سلسیوس،  $6/0$  کیلو ژول گرما لازم است.



به عبارت دیگر:

$$\Delta H_{\text{ذوب}} [\text{H}_2\text{O}(s)] = 6/0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

## فکر کنید

نمودار زیر آنتالپی استاندارد تبخیر و آنتالپی استاندارد ذوب چند ماده را در مقایسه با یکدیگر نشان می‌دهد. به نظر شما چرا در این مواد آنتالپی استاندارد تبخیر از آنتالپی استاندارد ذوب بزرگ‌تر است؟ آیا این نتیجه‌گیری به همه مواد قابل تعمیم است؟

