

نام دبیر: علی سلوکی

نام پشتیبان:

نام آموزشگاه: فرصت برابر

شماره جلسه: سیزدهم

نام درس و مقطع و رشته: شیمی ۳ و آزمایشگاه

تاریخ جلسه:

مبحث

انترپوی و تعیین جهت پیشرفت واکنش های شیمیایی - پیش گویی جهت انجام واکنش های شیمیایی - انرژی آزاد گیبس

۶۴ تا ۷۲

صفحه ی کتاب درسی

فودتان در منزل مل کنید				فودتان در زنگ کار در کلاس مل کنید				من در کلاس مل می کنم				نام کتاب
فکر کنید صفحه ۶۸ / خود را بیازمائید صفحه ۷۲								فکر کنید صفحه ۶۷				کتاب درسی
												کتاب آبی
۳۰۱L	۳۰۰L	۲۹۹R	۲۹۶R	۲۹۵R	۲۹۴L	۲۹۰R	۲۸۶R	۳۰۲R	۲۹۸R	۲۹۳R	۲۸۷R	کتاب دوسالانه

« تغییر آنتالپی و جهت پیشرفت واکنش »

یکی از هدف های ترمودینامیک تعیین جهت پیشرفت واکنش های شیمیایی است. به عبارت دیگر تعیین جهتی که واکنش به طور خودبه خود پیشرفت می کند. یکی از کمیت هایی که می توان برای تعیین جهت خودبه خودی واکنش ها استفاده کرد تغییر انرژی آن واکنش است با بررسی فرآیندهایی مانند سوختن، رنگ زدن و ریزش آب از آبشار می توان نتیجه گرفت:

« اگر در تغییری، انرژی سامانه کاهش یابد، آن تغییر می تواند خودبه خود باشد »

می دانید به تغییری که در آن انرژی سامانه کاهش می یابد، گرماده گفته می شود. بنابراین می توان گفت:

« تغییرهای گرماده اغلب تمایل دارند که به صورت خودبه خودی انجام شوند »

اغلب واکنش های شیمیایی که در آن ها انرژی فرآورده از انرژی واکنش دهنده ها پایین تر است، خودبه خودی هستند چون بیش تر واکنش ها در فشار ثابت انجام می شوند. می توان گفت:

« واکنش هایی که ΔH آن ها منفی است، اغلب خودبه خود انجام می شود »

نتیجه:

« تغییر آنتالپی و جهت پیشرفت واکنش »

مفهوم انترپوی در سال ۱۸۶۵ توسط رودولف کلازیوس دانشمند آلمانی برای توجیه جهت انجام فرآیندهای فیزیکی و شیمیایی ارائه شد. انترپوی کمیتی ترمودینامیکی است که میزان بی نظمی را بیان می کند. انترپوی را با حرف (S) نشان می دهند به عبارت دیگر، انترپوی (S): معیاری از بی نظمی یک سامانه است.

نکته: انترپوی هم مانند انرژی درونی و آنتالپی یک تابع حالت است. یعنی فقط به حالت آغازی و پایانی هر تغییر بستگی دارد.

بنابراین تغییر انترپوی سامانه را می توان به صورت مقابل نوشت:

$$\Delta S = S_{\text{پایانی}} - S_{\text{آغازی}}$$

تغییر انترپوی در یک واکنش شیمیایی به انترپوی فرآورده ها و واکنش دهنده ها بستگی دارد.

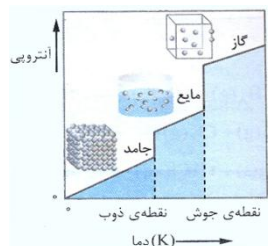
رابطه انترپوی و بی نظمی به صورت زیر است:

$$\Delta S > 0 \Rightarrow S_{\text{پایانی}} > S_{\text{آغازی}} \Rightarrow \text{بی نظمی افزایش یافته است}$$

$$\Delta S < 0 \Rightarrow S_{\text{پایانی}} < S_{\text{آغازی}} \Rightarrow \text{بی نظمی کاهش یافته است}$$

بنابراین افزایش انترپوی به معنای افزایش بی نظمی و کاهش آن به معنای کاهش بی نظمی است.

همان طور که دیدید انرژی سامانه یکی از عوامل تعیین کننده جهت پیشرفت واکنش است، اما تغییرهای بسیاری وجود دارد که انرژی آن ها کاهش نمی یابد ولی خودبه خود انجام می شوند. پس عامل دیگری غیر از انرژی وجود دارد که در تعیین جهت چنین تغییرهایی مؤثر است. به عنوان مثال یخ صفر درجه سلسیوس از محیط پیرامون خود گرما جذب می کند و به طور خودبه خود ذوب می شود. بدون این که دمای آن تغییر کند. همان طور که می دانید نظم مولکول ها در آب مایع کم تر از یخ و در بخار آب این نظم کم تر از آب مایع است. پس افزایش بی نظمی دلیل انجام این واکنش است. به نمودار تغییر انترپوی توجه کنید:



به سمت حرکت های تصادفی
 بی نظمی کم تر → بی نظمی بیش تر
 مولکول های آب

نکته: انترپوی مواد در سه حالت به صورت مقابل است:

جامد > مایع > گاز : انترپوی

اثر تغییر انترپوی در جهت پیشرفت واکنش:

« اگر در تغییری انترپوی سامانه افزایش یابد، آن تغییر می تواند خودبه خود باشد »

به عبارت دیگر:

« افزایش انترپوی سامانه، یک عامل مساعد برای خودبه خودی بودن پیشرفت واکنش است »

نکته: انحلال جامد در مایع و مایع در مایع با افزایش بی نظمی و انحلال گاز در مایع با کاهش بی نظمی همراه است.

به عنوان مثال حل شدن آمونیوم نیترات (NH_4NO_3) در آب را در نظر بگیرید، آمونیوم نیترات یک جامد یونی است. یون های آمونیوم (NH_4^+) و نیترات (NO_3^-) در بلورهای آمونیوم نیترات به طور منظم آرایش یافته اند وقتی که آمونیوم نیترات در آب حل می شود، نظم یون ها در بلور آن از بین رفته، این یون ها در بین مولکول های آب پخش می شوند. یعنی بعد از حل شدن آمونیوم نیترات در آب، بی نظمی سامانه افزایش می یابد.

☑ **نکته:** با افزایش حجم ظرف حاوی گاز، آنتروپی آن افزایش می یابد. زیرا ذرات گاز فضای بیش تری را در اختیار دارند. از این رو تعداد راه هایی که ذره های گاز می توانند در این فضای جدید پخش شوند، افزایش می یابد. در واقع بی نظمی یا آنتروپی افزایش می یابد.

« تشخیص تغییر آنتروپی در واکنش های شیمیایی »

در واکنش های شیمیایی با مواد به صورت گاز، مایع (یا محلول) و جامد سروکار داریم. بی نظمی یا آنتروپی گاز بیش تر از مایع و مایع هم بیش تر از جامد است. در یک واکنش شیمیایی در هر طرف معادله که تعداد مول های گازی بیش تر باشد، بی نظمی در آن سمت معادله بیش تر است. در صورت برابر بودن تعداد مول های گازی، بی نظمی در دو طرف معادله تقریباً با هم برابر بوده و $\Delta S \cong 0$. در غیاب مواد گازی در هر سمت که تعداد مول های مایع بیش تر باشد، بی نظمی بیشتر خواهد بود.

جمع بندی:

« تعیین جهت انجام واکنش های شیمیایی »

در بیش تر واکنش های شیمیایی هم آنتروپی و هم آنتالپی تغییر می کند. بنابراین به هنگام اظهار نظر درباره خودبه خودی بودن یا نبودن این واکنش ها باید به نقش هر دو عامل (آنتالپی و آنتروپی) توجه کرد. در واقع هر دوی آن ها در شرایط معین بر خودبه خودی انجام شدن یک واکنش تأثیر می گذارد. در حقیقت رقابت بین این دو عامل است که تعیین می کند واکنش در کدام جهت پیشرفت می کند.

« انرژی آزاد گیبس »

آنتروپی و آنتالپی انجام یک تحول یا تغییر خودبه خودی را کنترل می کنند. کمیتی که این دو عامل را به هم ربط می دهد انرژی آزاد نامیده می شود. **انرژی آزاد:** مقدار انرژی در دسترس برای انجام یک فرآیند است.

ویلارد گیبس برای انرژی آزاد معادله ای به دست آورد به همین دلیل این انرژی را انرژی آزاد گیبس نامیده اند. انرژی آزاد گیبس را با حرف G نمایش می دهند. تغییر انرژی آزاد گیبس با معادله زیر تعریف می شود:

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

در این رابطه، ΔG تغییر انرژی آزاد گیبس، ΔH آنتالپی واکنش، T دما برحسب کلون و ΔS تغییر آنتروپی می باشد.

☑ **نکته:** ΔG به دما بستگی دارد.

☑ **نکته:** انرژی آزاد گیبس، تابع حالت است و فقط به حالت آغازی و پایانی هر تغییر یا تحول بستگی دارد.

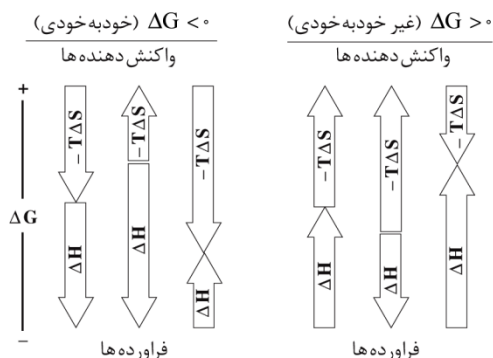
- با توجه به علامت ΔG می توان گفت که آیا یک تغییر می تواند خودبه خود انجام شود یا نه.

$\Delta G > 0$: تغییر غیر خودبه خودی

$\Delta G < 0$: تغییر خودبه خودی

☑ **نکته:** اگر مقدار ΔG برای واکنش صفر باشد در این صورت واکنش در هر دو مسیر خودبه خود خواهد بود در این صورت واکنش در تعادل است.

علامت ΔG به علامت و مقدار ΔH و $-T\Delta S$ بستگی دارد. در شکل زیر ΔH و $-T\Delta S$ به روش های مختلف با هم ترکیب شده اند. اگر برآیند دو بردار به سمت پایین باشد ($\Delta G < 0$) واکنش خودبه خودی انجام می شود و اگر برآیند به سمت بالا باشد $\Delta G > 0$ واکنش غیر خودبه خودی خواهد بود. با توجه به شکل هر یک از ΔH و $-T\Delta S$ که به لحاظ مقداری بزرگ تر باشند تعیین کننده علامت ΔG هستند.



☑ **نکته:** با توجه به اینکه مقدار عددی عبارت $-T\Delta S$ به دما بستگی دارد برخی تغییرها در شرایط دمایی متفاوت ممکن است خودبه خودی یا غیر خودبه خودی باشد.

توضیح این که در حالت هایی که آنتالپی و آنتروپی در خلاف جهت هم عمل می کنند یعنی یکی عامل مساعد و دیگری عامل نامساعد برای خودبه خودی بودن واکنش است. اگر واکنش در دمای بالا انجام گیرد اثر آنتروپی بیشتر می شود و اگر واکنش در دمای پایین انجام گیرد اثر ΔH بیش تر می شود.

واکنش های شیمیایی را می توان در ۴ حالت مختلف بررسی کرد:

- ۱- واکنش گرماده ($\Delta H < 0$) با افزایش آنتروپی ($\Delta S > 0$)
- ۲- واکنش گرماده ($\Delta H < 0$) با کاهش آنتروپی ($\Delta S < 0$)
- ۳- واکنش گرماگیر ($\Delta H > 0$) با افزایش آنتروپی ($\Delta S > 0$)
- ۴- واکنش گرماگیر ($\Delta H > 0$) با کاهش آنتروپی ($\Delta S < 0$)