

پودمان اوّل

تحلیل گرما و تعادل در واکنش‌ها



واکنشی که هنگام سوختن گاز طبیعی در هوا صورت می‌گیرد، گرمای لازم برای واکنش‌های دیگر را فراهم می‌کند. گرمایشی، گرمای واکنش‌ها را اندازه‌گیری و محاسبه می‌کند. در عمل، بسیاری از واکنش‌ها تا مرز کامل شدن پیش نمی‌روند و پیشرفت آنها تا جایی است که به یک موقعیت تعادلی برسند.



خداوند در سوره سبأ، آیه ۱۰ می‌فرماید: «وَلَقَدْ آتَيْنَا دَاوُدَ مِنَّا مِثْلًا يَأْتِي جِبَالَ أَوْبَىٰ مَعَهُ وَالطَّيْرَ وَآتَيْنَاهُ الْحَدِيدَ» ما به داوود از سوی خود فضیلتی بزرگ بخشیدیم؛ ای کوه‌ها و پرندگان با او هم‌آواز شوید و همراه او تسبیح خدا گویید و آهن را برای او نرم کردیم.

گرماشیمی

به‌طور معمول انجام شدن هر واکنشی با تغییر انرژی همراه است. گرماشیمی یا ترموشیمی^۱ بخشی از علم شیمی است که در آن گرمای آزادشده یا جذب‌شده به وسیله فرایندی شیمیایی، اندازه‌گیری و محاسبه می‌شود. واکنشی که هنگام سوختن گاز طبیعی در هوا صورت می‌گیرد، گرمای لازم برای پختن غذا یا جوشیدن آب را فراهم می‌کند. در مقابل، تشکیل گلوکوز در فرایند فوتوسنتز^۲ نیاز به جذب انرژی نورانی خورشید دارد. به‌طور کلی واکنش‌ها یا گرماده یا گرماگیر هستند ولی بیشتر واکنش‌های شیمیایی گرما تولید می‌کنند. در واکنش‌های گرماده، گرما از مخلوط واکنش به محیط اطراف جریان می‌یابد و اثر این پدیده، افزایش دمای محیط است. برعکس در واکنش‌های گرماگیر، به دلیل مصرف انرژی، دمای محیط کاهش می‌یابد.

به نظر شما، واکنش‌های انجام شده در شکل‌های زیر چه تفاوت‌ها و شباهت‌هایی با یکدیگر دارند؟



(ب)



(الف)

نمونه‌هایی از واکنش‌های گرماده و گرماگیر

پرسش ۱

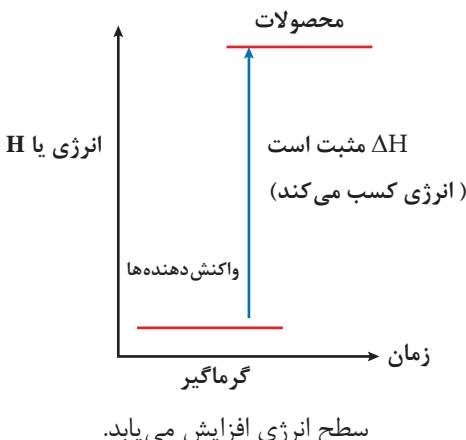
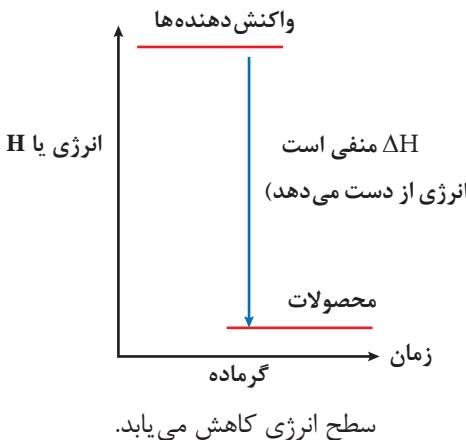


۱- Thermochemistry

۲- Photosynthesis

جدول ۱، مقایسه بین واکنش‌های گرماده و گرماگیر را نشان می‌دهد.

جدول ۱- مقایسه بین واکنش گرماده و گرماگیر

واکنش گرماده	واکنش گرماگیر
در اثر انجام شدن آن گرما آزاد می‌شود و به محیط منتقل می‌شود.	در اثر انجام شدن آن گرما از محیط جذب می‌شود.
دمای محیط افزایش می‌یابد.	دمای محیط کاهش می‌یابد.
مانند: سوختن مواد سوختنی (نفت، گاز طبیعی و بنزین)، واکنش بین اسید و باز، افزودن آب به اسید غلیظ، واکنش بین فلزات فعال و آب	مانند: فوتوسنتز، حل شدن نمک‌های آمونیم در آب
نمودار سطح انرژی	
 <p>واکنش دهنده‌ها</p> <p>محصولات</p> <p>انرژی یا H</p> <p>زمان</p> <p>گرماگیر</p> <p>سطح انرژی افزایش می‌یابد.</p> <p>ΔH مثبت است (انرژی کسب می‌کند)</p>	 <p>واکنش دهنده‌ها</p> <p>محصولات</p> <p>انرژی یا H</p> <p>زمان</p> <p>گرماگیر</p> <p>سطح انرژی کاهش می‌یابد.</p> <p>ΔH منفی است (انرژی از دست می‌دهد)</p>

مثال ۱: هنگامی که آمونیوم‌نیترات در آب حل می‌شود، احساس می‌کنید که بشر محتوی آن سرد شده است؟ علت را بیان کنید.

پاسخ: احساس سردی بشر به معنی این است که حل شدن آمونیوم‌نیترات در آب فرایندی گرماگیر است و این انرژی را از مولکول‌های آب، ظرف و کف دست شما می‌گیرد.

درباره فرایند فوتوسنتز تحقیق کنید و گزارش آن را در کلاس ارائه دهید.

تحقیق کنید
۱

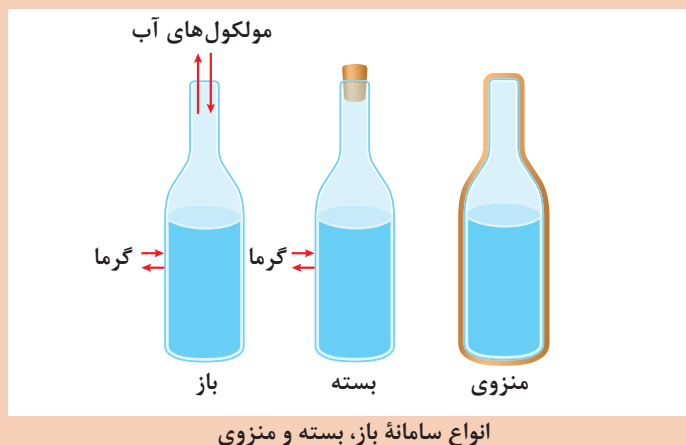




گرماشیمی، مطالعه تغییر گرما در اثر انجام شدن واکنش‌ها است. در این مطالعات منظور از سامانه، قسمتی از جهان است که مطالعه بر روی آن انجام می‌گیرد و توسط مرزهایی از محیط اطراف خود جدا می‌شود. مطابق شکل، انواع سامانه به سه صورت باز^۱، بسته^۲ و منزوی^۳ تقسیم‌بندی می‌شود.



آیا می‌توانید با توجه به شکل زیر، تفاوت سامانه‌های باز، بسته و منزوی را بیان کنید؟



به نظر شما دما، گرما و انرژی گرمایی چه تفاوتی با یکدیگر دارند؟

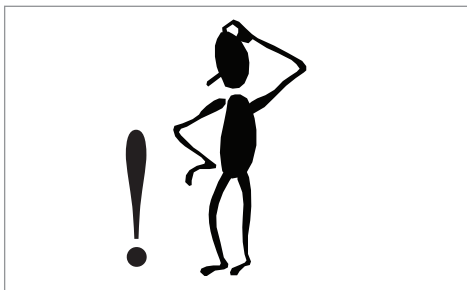
گرما و دما دو واژه‌ای هستند که اغلب در فیزیک و شیمی استفاده می‌شوند. مفهوم این دو واژه به حالت فیزیکی مشابهی اشاره می‌کند، اما از نظر علمی با یکدیگر متفاوت‌اند. ولی بیشتر مردم این دو واژه را به جای هم به کار می‌برند، که اشتباه است. البته وقتی دمای جسم بالا برود، محتوای گرمای آن افزایش می‌یابد، اما برای درک تفاوت بین این دو، به درک واضحی از انرژی جسم نیاز است.

۱- Open
۲- Closed
۳- Isolated

گرما، انرژی موجود در جسم است و واحد آن ژول (J) است. دما، اندازه‌گیری انرژی مولکول‌های یک جسم است. این عدد مربوط به انرژی است، اما خود انرژی نیست. عددی است که با واحدهایی مانند کلوین، فارنهایت، رانکین و سلسیوس اندازه‌گیری می‌شود.



هنگامی که یک جسم گرم می‌شود، مولکول‌های آن سریع‌تر حرکت می‌کنند. مولکول‌ها به یکدیگر برخورد کرده و موجب تولید گرمای بیشتری می‌شود و دمای جسم بالا می‌رود. تغییرات دما با استفاده از گرما به جسم اعمال می‌شود. گرما دادن می‌تواند موجب تغییر فاز یک جسم شود مانند ذوب شدن، منجمد شدن و تبدیل شدن به مایع بدون هیچ‌گونه تغییر در دما.



بنابراین گرما، انرژی داده‌شده به جسم است، در حالی که دما، معیاری توافقی برای اندازه‌گیری انرژی جسم است. می‌دانید که دمای جوش آب ۱۰۰ درجه سلسیوس است، خواه ۱ لیتر آب بجوشد، خواه ۵۰ لیتر. اما مقدار گرمای لازم برای یک لیتر آب جوش در مقایسه با گرمای مصرفی ۵۰ لیتر آب جوشیده تا ۱۰۰ درجه سلسیوس، کمتر است.



مثال دیگر آتش‌بازی است. هنگامی که یک فشفسه (جرقه‌زن) روشن می‌کنید، جرقه‌هایی را مشاهده می‌کنید که به اطراف پخش می‌شوند. اینها ذرات خارج شده از فلز هستند که دمای آن ممکن است تا ۳۰۰۰ درجه سلسیوس برسد. اگر برخی از این جرقه‌ها با بدن شما تماس پیدا کند، شما را نمی‌سوزاند (شکل ۱)، زیرا آنها جرم بسیار کمی دارند و از این رو گرما را در خود نگه نمی‌دارند. اگر چه این جرقه دمای بالایی دارد، ولی مقدار گرمای آن بسیار کم است.

شکل ۱- جرقه‌های فشفسه، دست شما را نمی‌سوزاند.

دما به‌طور مستقیم با گرمای جسم متناسب است و معادله دما و گرما به صورت $Q = CM\Delta T$ است که در آن Q گرما، C ظرفیت گرمایی ویژه، M جرم جسم و ΔT تغییر دما است. از آنجایی که گرما شکلی از انرژی است، به آن، انرژی گرمایی هم می‌گویند.

در خصوص ظرفیت گرمایی مواد تحقیق کنید و نتیجه را در کلاس ارائه دهید.

تحقیق کنید
۲



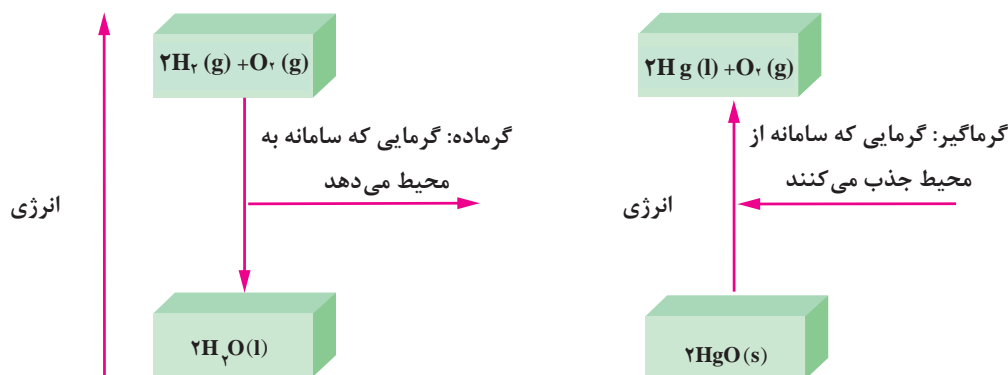
گرمای واکنش‌ها

همانند جدول ۲، انجام یافتن هر واکنش و فرایندی با تغییر انرژی همراه است.

جدول ۲- تعدادی از واکنش‌ها و فرایندهای گرماده و گرماگیر

$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l)$ + انرژی	واکنش (فرایند) گرماده	۱
$H_2O(g) \rightarrow H_2O(l)$ + انرژی		۲
$2HgO(s) \rightarrow 2Hg(l) + O_2(g)$ + انرژی	واکنش (فرایند) گرماگیر	۳
$H_2O(s) \rightarrow H_2O(l)$ + انرژی		۴

نمودار تغییر انرژی در واکنش‌های شماره ۱ و ۳ جدول ۲، در شکل ۲ نشان داده شده است.



شکل ۲- تغییر انرژی در واکنش‌ها

نمودار تغییر انرژی در واکنش‌های شماره ۲ و ۴ جدول ۲، را رسم کنید.

پرسش ۳



مطالعه گرما و انرژی در فرایندهای شیمیایی از جنبه‌های گوناگون حائز اهمیت است. فرایندها معمولاً در حجم ثابت یا در فشار ثابت مطالعه می‌شوند. از این رو مطالعه گرمای مبادله شده (q) در فرایندها نیز در این شرایط صورت می‌گیرد. به مقدار گرمایی که در اثر یک واکنش، تولید یا مصرف می‌شود، گرمای واکنش می‌گویند و آن را در فرایندهای فشار ثابت، با علامت ΔH (تغییر آنتالپی) نشان می‌دهند. ولی برای یک فرایند در حجم ثابت تغییر انرژی سامانه (ΔE)، برابر گرمای مبادله شده است. می‌توان ثابت بودن حجم را به صورت

یک زیروند در نماد کمیت‌ها نمایش داد و نوشت:

$$\Delta E = q_v$$

$$\Delta E = E \text{ (محصولات)} - E \text{ (واکنش دهنده‌ها)}$$

برای یک فرایند در فشار ثابت می‌توان نوشت:

$$\Delta H = q_p$$

$$\Delta H = H \text{ (محصولات)} - H \text{ (واکنش دهنده‌ها)}$$

بنابراین برای یک فرایند در فشار ثابت، تغییر آنتالپی سامانه برابر گرمای مبادله شده است و علامت آن دو نیز با هم یکی است. منفی بودن ΔE و ΔH به معنای گرماده بودن فرایند و مثبت بودن ΔE و ΔH به معنای گرماگیر بودن فرایند است.

درباره انرژی درونی و آنتالپی تحقیق کنید و نتیجه را در کلاس ارائه دهید.

تحقیق کنید
۳

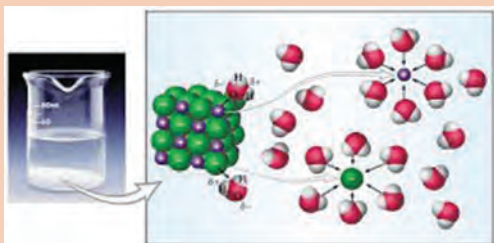


مثال ۲: واکنش $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HCl}(\text{g}) + 186 \text{ kJ}$ را در نظر بگیرید، آیا این واکنش در حجم ثابت انجام می‌شود؟ گرمای واکنش چقدر است؟

پاسخ: از آنجایی که در این واکنش گازی، تعداد مول‌های مواد اولیه و محصول، یکسان (دو مول) است، و هر مول گاز، حجمی معادل ۲۲/۴ لیتر را اشغال می‌کند، بنابراین این واکنش در حجم ثابت انجام می‌شود یعنی:

$$\Delta E = q_v = -186 \text{ kJ}$$

پرسش ۴



فرایند حل شدن نمک طعام در آب

آیا حل شدن نمک طعام در آب، یک فرایند حجم ثابت است؟

پرسش ۵

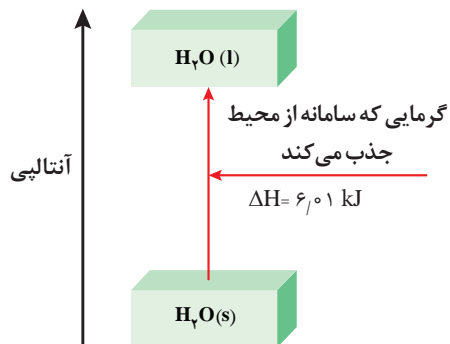


جوشیدن آب

آیا جوشیدن آب یک فرایند حجم ثابت است؟



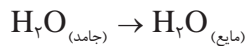
آیا جوشیدن آب در هوای آزاد یک فرایند فشار ثابت است؟



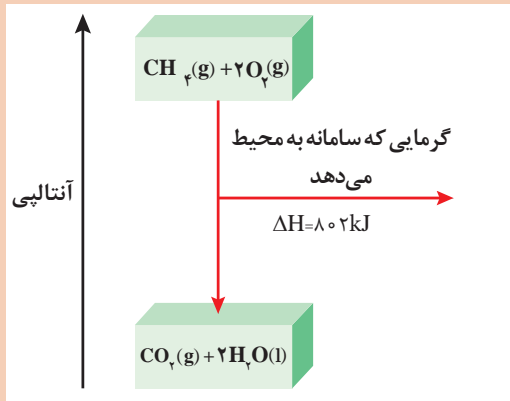
مثال ۳: مطابق شکل ۳، در تبدیل ۱ مول یخ 0°C به یک مول آب 0°C در حدود $۶,۰۱$ کیلو ژول گرما در فشار ثابت جذب می شود، تغییر آنتالپی این فرایند چقدر است؟

شکل ۳- تغییر آنتالپی آب از حالت جامد به مایع

پاسخ: مطابق شکل، فرایند ذوب یخ، گرماگیر و تغییر آنتالپی آن، مقداری مثبت است.



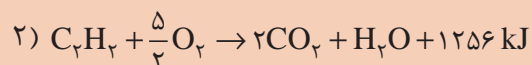
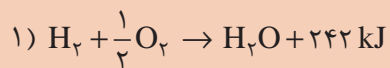
$$\Delta H = H_{(\text{آب مایع})} - H_{(\text{یخ})} = ۶,۰۱ \text{ kJ}$$



مطابق شکل، تغییر آنتالپی سوختن گاز متان در فشار ثابت چقدر است؟

تغییر آنتالپی سوختن گاز متان

مطابق واکنش های زیر، ΔH سوختن گازهای هیدروژن و استیلن را بیان کنید. فرض کنید این واکنش ها در فشار ثابت صورت می گیرند.



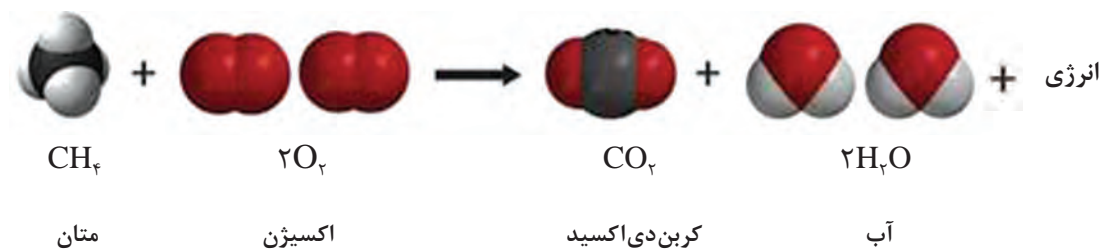


گرمای سوختن

از سوختن مواد مختلف در اکسیژن مقدار قابل توجهی گرما آزاد می‌شود (شکل ۴). بنابر تعریف، گرمای سوختن یک ماده قابل سوختن برابر با گرمایی است که از سوختن کامل ۱ مول از آن ماده در اکسیژن حاصل می‌شود.

شکل ۴- آزاد شدن گرما در اثر سوختن

برای مثال، گاز متان در اکسیژن کافی به خوبی می‌سوزد و گرمای تولیدی آن زیاد است.



جدول ۳، گرمای سوختن چند ترکیب آلی را نشان می‌دهد.

جدول ۳- گرمای مولی سوختن چند ترکیب آلی بر حسب kJmol^{-1}

نام	فرمول	سوختن ΔH
متانول	CH_3OH (مایع)	-۶۳۸
اتانول	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (مایع)	-۱۲۲۴
متان	CH_4 (گاز)	-۸۰۲
پروپان	C_3H_8 (گاز)	-۲۰۴۶
بوتان	C_4H_{10} (گاز)	-۲۶۵۷



از نظر تجاری بهتر است، گرمای سوختن بر حسب واحد جرم بیان شود. گفتنی است سوختی که گرمای سوختن آن در واحد جرم بیشتر باشد، به‌طور معمول سوخت بهتری است.



گرمای سوختن یک گرم از هر یک از ترکیب‌های داده‌شده در جدول ۳ را محاسبه کنید. به نظر شما کدام سوخت بهتر است؟



گرمای حل شدن

گرمای حل شدن، مقدار گرمایی است که در فشار ثابت از حل شدن یک مول از ماده حل‌شدنی در مقدار معینی از حلال (شکل ۵)، جذب یا آزاد شود. جدول ۴ گرمای مولی حل شدن چند ترکیب یونی در آب را نشان می‌دهد.

شکل ۵- حل شدن جامد در مایع

جدول ۴- گرمای مولی حل شدن چند ترکیب یونی در آب

$\Delta H_{\text{حل شدن}} \text{ (kJmol}^{-1}\text{)}$	ترکیب
گرماده $\begin{cases} -37/1 \\ -82/8 \end{cases}$	LiCl
	CaCl _۲
گرماگیر $\begin{cases} +4/0 \\ +17/2 \\ +15/2 \\ +26/2 \end{cases}$	NaCl
	KCl
	NH _۴ Cl
	NH _۴ NO _۳



بر اساس جدول ۴، گرمای مولی حل شدن کلسیم کلرید و آمونیوم کلرید در آب، چقدر است؟ این دو مقدار را با یکدیگر مقایسه کنید.

گرمای استاندارد تشکیل

گرمای استاندارد تشکیل یک ماده، به تغییر آنتالپی واکنشی گفته می‌شود که طی آن یک مول ماده از عنصرهای سازنده خود در حالت استاندارد، تشکیل می‌شود. یکای گرمای تشکیل ΔH_f° بر حسب kJmol^{-1} گزارش می‌شود و یک مول از ماده خالص مد نظر است. جدول ۵ گرمای مولی تشکیل چند ترکیب را نشان می‌دهد.

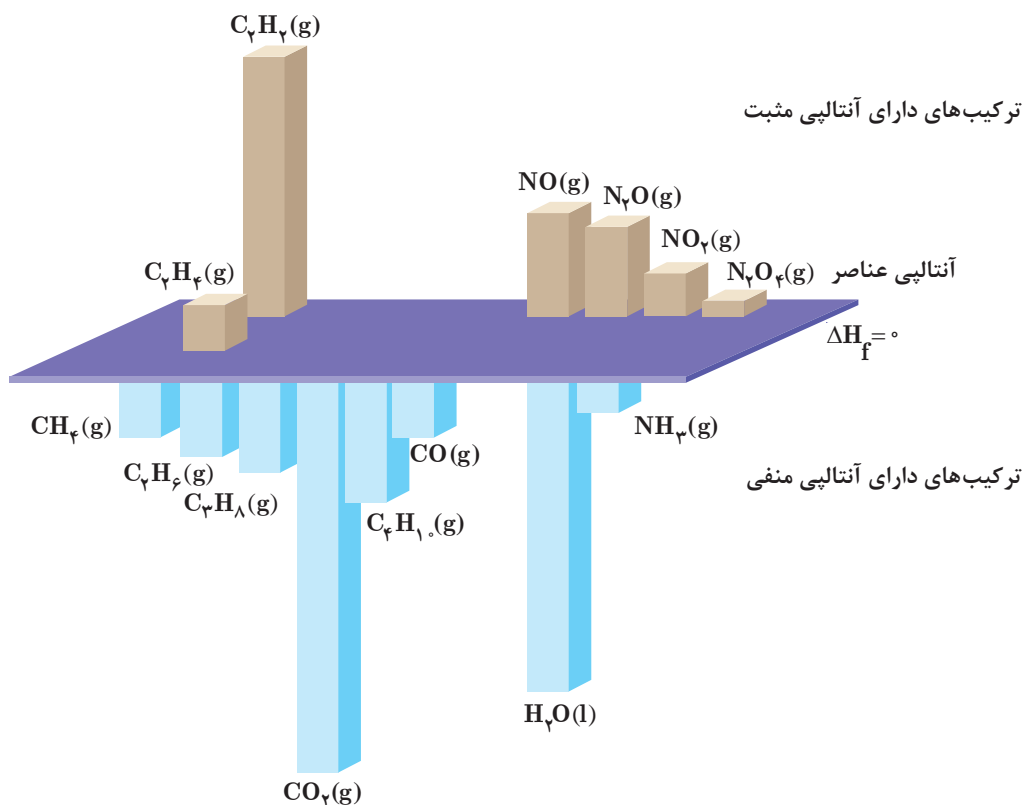
جدول ۵- گرمای مولی تشکیل چند ترکیب در دمای ۲۵ °C

ماده	ΔH_f° (kJ/mol)	ماده	ΔH_f° (kJ/mol)
Ag (s)	۰	H _۲ O _۲ (l)	-۱۸۷/۶
AgCl (s)	-۱۲۷/۰۴	Hg (l)	۰
Al (s)	۰	I _۲ (s)	۰
Al _۲ O _۳ (s)	-۱۶۶۹/۸	HI (g)	۲۵/۹۴
Br _۲ (l)	۰	Mg (s)	۰
HBr (g)	-۳۶/۲	MgO (s)	-۶۰۱/۸
C (گرافیت)	۰	MgCO _۳ (s)	-۱۱۱۲/۹
C (الماس)	۱/۹۰	N _۲ (g)	۰
CO (g)	-۱۱۰/۵	NH _۳ (g)	-۴۶/۳
CO _۲ (g)	-۳۹۳/۵	NO (g)	۹۰/۴
Ca (s)	۰	NO _۲ (g)	۳۳/۸۵
CaO (s)	-۶۳۵/۶	N _۲ O _۴ (g)	۹/۶۶
CaCO _۳ (s)	-۱۲۰۶/۹	N _۲ O (g)	۸۱/۵۶
Cl _۲ (g)	۰	O (g)	۲۴۹/۴
HCl (g)	-۹۲/۳	O _۲ (g)	۰
Cu (s)	۰	O _۳ (g)	۱۴۲/۲
CuO (s)	-۱۵۵/۲	CH _۴ (g)	-۷۴/۸
F _۲ (g)	۰	C _۲ H _۶ (g)	-۱۲۶/۲
H _۲ O (l)	-۲۸۵/۸	C _۲ H _۲ (g)	+۲۲۶/۷
HF (g)	-۲۶۸/۶۱	SO _۲ (g)	-۲۹۶/۱
H (g)	۲۱۸/۲	SO _۳ (g)	-۳۹۵/۲
H _۲ (g)	۰	H _۲ S (g)	-۲۰/۱۵
H _۲ O (g)	-۲۴۱/۸	ZnO (s)	-۳۴۷/۹۸

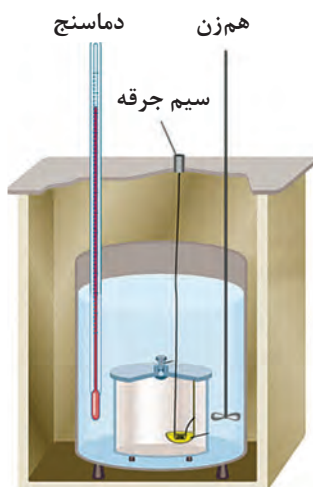
هر چه گرمای تشکیل (ΔH_f) یک ماده، منفی تر باشد، آن ماده نسبت به عنصرهای سازنده خود سطح انرژی پایین تر و پایداری بیشتری دارد.



شکل ۶ گرمای تشکیل چند ترکیب مختلف را، برای مقایسه نشان می‌دهد.



شکل ۶- نمایش گرمای تشکیل چند ترکیب مختلف



شکل ۷- گرماسنج لیوانی

تعیین گرمای واکنش‌ها

گرمای یک واکنش را می‌توان به روش‌های مستقیم و غیرمستقیم تعیین کرد. (الف) تعیین گرمای واکنش به روش مستقیم: در روش مستقیم، مقداری از واکنش‌دهنده‌ها را در شرایط مناسب بر هم اثر می‌دهند و گرمای واکنش به‌طور مستقیم توسط دستگاهی به نام گرماسنج (شکل ۷) اندازه‌گیری می‌شود. گرماسنج، دستگاهی است که برای اندازه‌گیری گرمای آزاد شده یا جذب شده در یک واکنش به کار برده می‌شود و با محیط بیرون مبادله گرمایی ندارد. گرماسنج، سامانه منزوی است. با اندازه‌گیری دما، پیش و پس از انجام شدن واکنش، و استفاده از معادله $Q = MC(T_2 - T_1)$ می‌توان به میزان گرمای آزاد شده یا جذب شده پی برد.



در آزمایشی در اثر حل شدن ۰/۲ گرم سود در آب، دمای محلول از 19°C به 30°C افزایش یافته است. با فرض $c=1\text{cal/g}\cdot^{\circ}\text{C}$ ، گرمای آزاد شده را حساب کنید.

مثال ۴: از حل شدن ۰/۴۸ گرم فلز منیزیم در محلول هیدروکلریک اسید لازم، ۹/۲۴ کیلو ژول گرما در فشار ثابت آزاد می‌شود. گرمای مولی این واکنش چند کیلو ژول است؟ جرم مولی منیزیم 24 g/gmol است.

پاسخ: با استفاده از داده‌های این مثال، می‌توان گرمای واکنش را محاسبه کرد. در ابتدا باید واکنش شیمیایی بین منیزیم و هیدروکلریک اسید نوشته شود:



در معادله نوشته شده، یک اتم گرم منیزیم (۲۴ گرم منیزیم) در اسید حل می‌شود. از این رو، گرمای واکنش داده شده، آن مقدار گرمایی است که با حل شدن یک اتم گرم منیزیم همراه است. به این ترتیب:

$$\Delta H_{(\text{واکنش})} = 24\text{ g} \times \frac{-924\text{ kJ}}{048\text{ g}} = -462\text{ kJ}$$

(علامت منفی بیان گر گرمادهی واکنش است.)



از حل شدن ۳/۲۷ گرم فلز روی در محلول هیدروکلریک اسید لازم، ۷/۷ کیلوژول گرما در فشار ثابت آزاد می‌شود. تغییر آنتالپی واکنش بین فلز روی و محلول اسید را حساب کنید.

(ب) تعیین گرمای واکنش به روش غیرمستقیم: گرمای بسیاری از واکنش‌های شیمیایی را نمی‌توان به‌طور مستقیم تعیین کرد، چون بسیاری از واکنش‌ها در شرایط بسیار سختی انجام می‌شوند. گاهی یک واکنش ممکن است بخشی از یک فرایند زیست‌شناختی پیچیده باشد و نتوان آن را به‌صورت یک واکنش جداگانه در آزمایشگاه انجام داد. گرمای چنین واکنش‌هایی به روش‌های غیرمستقیم تعیین می‌شود. یکی از روش‌های غیرمستقیم تعیین گرمای واکنش، استفاده از گرمای تشکیل واکنش دهنده‌ها و محصولات حاصل شده از واکنش به‌صورت زیر است:

$$\Delta H_f = [\text{مجموع گرمای تشکیل واکنش دهنده‌ها}] - [\text{مجموع گرمای تشکیل محصولات}]$$

مثال ۵: گرمای واکنش $\text{CO(g)} + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$ را از روی گرماهای تشکیل داده شده در جدول ۵ محاسبه کنید.

پاسخ: با استفاده از معادله

$$\Delta H_{\text{(واکنش)}} = \Delta H_{\text{f(CO}_2)} - \left[\Delta H_{\text{f(CO)}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{f(O}_2)} \right]$$

$$= -393/5 - \left[(-110/5) - \frac{1}{2} \times 0 \right] = -283 \text{ kJ}$$

گرمای تشکیل هر عنصر به حالت آزاد، طبق قرارداد برابر با صفر در نظر گرفته می‌شود.

نکته



بیشتر بدانید



حمام شیخ بهایی در اصفهان، با راز نامکشوف خود یعنی گرم شدن منبع حمام با شمع‌هایی که همواره روشن بوده است، تبلور هنر معماری و ذهن خلاق ایرانیان در طراحی بناهاست؛ موضوعی که سال‌ها ذهن دانشمندان جهان را به خود مشغول کرد. منبع آب گرم این حمام از فلز طلا بوده است ...



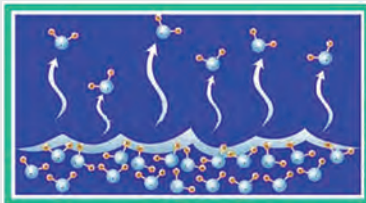
درباره «راز گرم شدن حمام شیخ بهایی با یک شمع» تحقیق کنید و نتیجه را در کلاس ارائه دهید.

تحقیق کنید
۴





مطابق شکل زیر، دو ظرف مشابه حاوی مقداری آب، با و بدون درپوش را در نظر بگیرید. پس از یک هفته، چه تغییری در میزان آب موجود در آنها مشاهده می‌کنید.



فرایند تبخیر



بخار آب → آب مایع بخار آب ← آب مایع



فرایند تبخیر و میعان

فرایندهای فیزیکی و شیمیایی بسیاری در طبیعت اتفاق می‌افتند. در تعدادی از آنها با تمام شدن مواد واکنش‌دهنده، فرایند متوقف می‌شود و در تعدادی فرایند انجام‌شده در خلاف جهت پیشین انجام می‌شود و مواد واکنش‌دهنده را دوباره تولید می‌کند. در عمل، بسیاری از واکنش‌ها تا مرز کامل شدن پیش نمی‌روند. در واقع پیشرفت آنها تا جایی است که به یک موقعیت تعادلی برسند. در این حالت مقداری از مواد اولیه بدون مصرف همراه با محصول، به صورت مخلوط وجود دارند و در این شرایط تغییری در فرایندها دیده نمی‌شود. مثال ظرف آب در حالت در بسته و باز، این دو شرایط را به خوبی نشان می‌دهد.

فرایند برگشت‌ناپذیر

به فرایندهایی مانند ظرف آب در حالت در باز که فقط جهت رفت تغییر (فرایند تبخیر) اتفاق می‌افتد و با تمام شدن مواد اولیه، فرایند متوقف می‌شود، فرایندهای (واکنش‌های) برگشت‌ناپذیر می‌گویند. این‌گونه واکنش‌ها تا مصرف شدن یکی از واکنش‌دهنده‌ها پیشرفت دارند و سپس متوقف می‌شوند. فرایندهایی مانند: زنگ زدن آهن، سفت شدن تدریجی سیمان، پختن غذا و واکنش‌های سوختن مانند، سوختن نوار منیزیم و سوختن گاز طبیعی (متان)، واکنش منیزیم با هیدروکلریک‌اسید، رسیدن میوه‌ها و فاسد شدن مواد غذایی جزو فرایندهای برگشت‌ناپذیر هستند (شکل ۸).



زنگ زدن دوچرخه



واکنش سدیم با آب

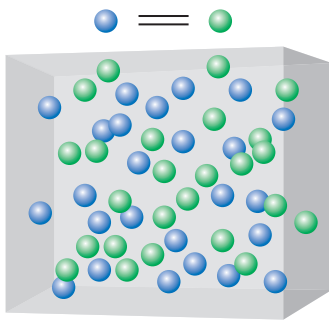


سوختن منیزیم

شکل ۸- چند نمونه فرایند برگشت‌ناپذیر

با اطلاعات درس دانش فنی پایه (سال دهم) معادله واکنش‌های انجام شده در شکل ۸ را بنویسید.





شکل ۹- تصویر ساده‌ای از فرایند برگشت پذیر

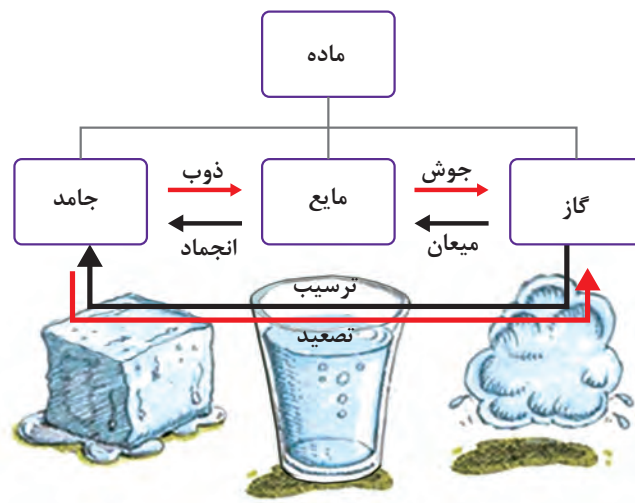
فرایند برگشت پذیر

به فرایندی که به‌طور هم‌زمان در هر دو جهت رفت و برگشت انجام شود، فرایند یا واکنش برگشت پذیر می‌گویند. تعادل، فرایندی پویا است که در واکنش‌های (فرایندهای) برگشت پذیر اتفاق می‌افتد و همچنین زمانی برقرار می‌شود که دو فرایند مخالف با سرعت‌های یکسان روی دهند. شکل ۹، تصویری از یک فرایند برگشت پذیر را نشان می‌دهد.

پرسش ۱۲



با توجه به شکل، انواع فرایندهای برگشت پذیر و برگشت ناپذیر را بنویسید.



انواع فرایندهای تعادلی آب

پرسش ۱۳



مطابق شکل، فرایند حل شدن قند در آب چه زمانی برگشت ناپذیر و چه زمانی برگشت پذیر است؟



حل شدن قند در آب

انواع تعادل

تعادل را می‌توان با استفاده از دو مفهوم زیر دسته‌بندی کرد:

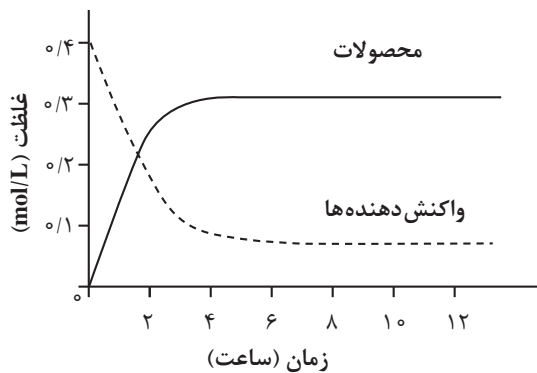
- ۱ از لحاظ نوع تغییر ایجاد شده در واکنش، یعنی فیزیکی یا شیمیایی بودن فرایند؛
- ۲ از لحاظ تعداد فازهای مواد شرکت کننده در تعادل.

۱- انواع تعادل از لحاظ نوع فرایند

الف) تعادل فیزیکی: به تعادلی که در یک فرایند فیزیکی برگشت پذیر اتفاق می‌افتد، تعادل فیزیکی گفته می‌شود. در تعادل آب مایع - بخار آب:

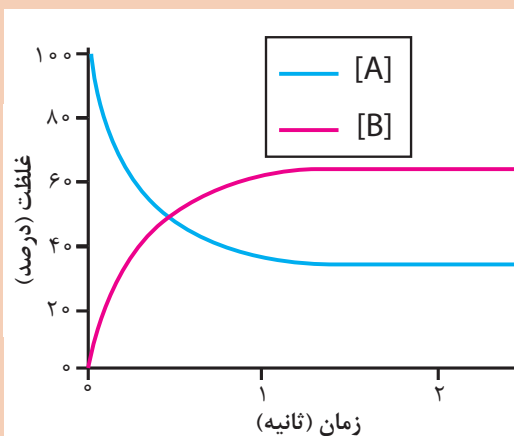
- ۱ وجود درپوش برای برقراری تعادل الزامی است.
- ۲ در ظرف بدون درپوش، فقط عمل تبخیر صورت می‌گیرد و سرعت میعان برابر صفر است.
- ۳ در ظرف با درپوش، سرعت تبخیر با سرعت میعان مولکول‌های آب یکی شده است و حالت تعادل وجود دارد.

مثال ۶: در شرایط خاص، حل شدن گازهایی که در آب جنبه شیمیایی ندارند، نیز فرایندی برگشت پذیر است؛ مانند حل شدن گاز اکسیژن در آب.



ب) تعادل شیمیایی: تعادل برقرار شده در یک تغییر یا فرایند شیمیایی را تعادل شیمیایی گویند. تهیه آمونیاک در صنعت از گازهای هیدروژن و نیتروژن نمونه‌ای از واکنش برگشت پذیر است. در تعادل شیمیایی، تغییرات غلظت مواد اولیه و محصول با زمان به صورت نمودار شکل ۱۰ است.

شکل ۱۰- تغییرات غلظت مواد اولیه و محصول با زمان در فرایندهای شیمیایی

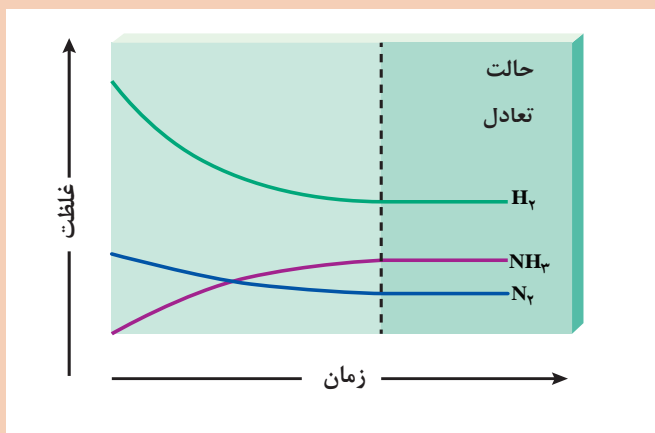
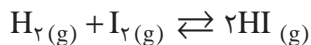
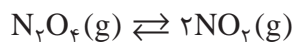
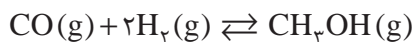
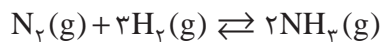


با بررسی نمودار تعادلی روبه‌رو ماده اولیه و محصول را مشخص کنید.

پرسش ۱۴



در ادامه، چند نمونه واکنش شیمیایی تعادلی آورده شده است:



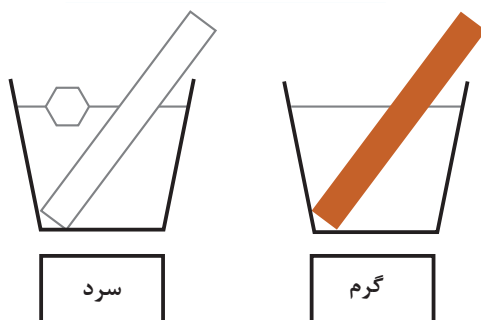
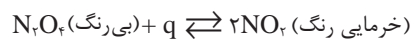
نمودار روبه‌رو را توضیح دهید.

پرسش ۱۵



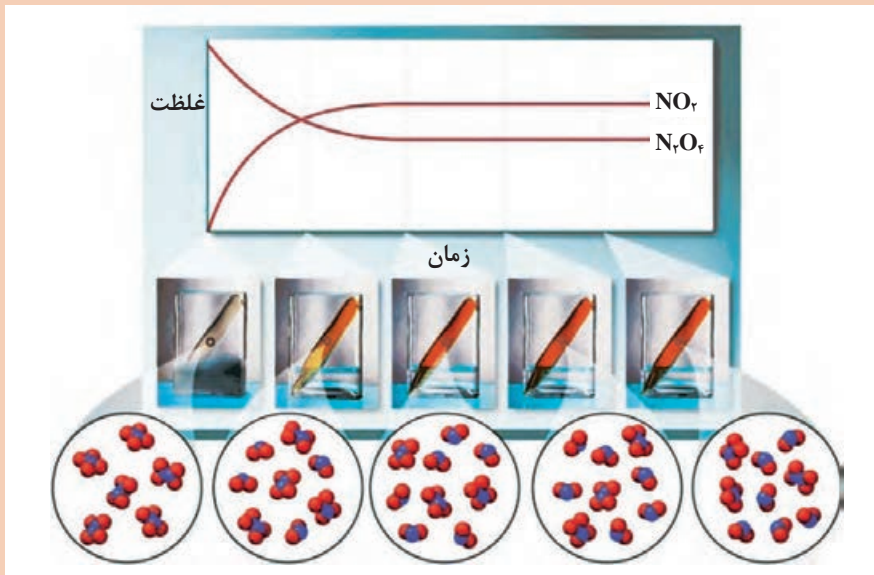
همانند شکل زیر، گاز N_2O_4 بی‌رنگ و گاز NO_2 خرمایی رنگ است. همچنین فرایند تولید گاز NO_2 گرماگیر است.

نکته



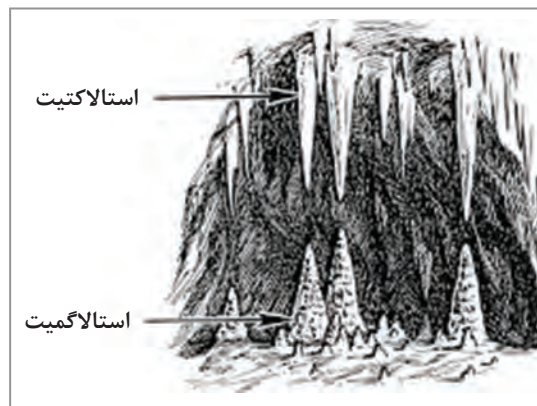
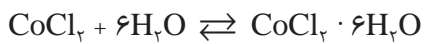


با توجه به شکل زیر، واکنش تعادلی را به طور کامل بنویسید.



روند انجام شدن یک نمونه واکنش شیمیایی

از جمله نمونه‌های عملی تعادل شیمیایی، واکنش بلورش (تبلور) نمک‌ها مانند بلورش نمک کبالت(II) کلرید شش آبه است و یا تشکیل بلورهای استالاگمیت^۱ (در کف) و استالاکتیت^۲ (در سقف) در غارها مطابق شکل ۱۱.



شکل ۱۱- رسوبات آهکی استالاگمیت و استالاکتیت

۱- Stalagmite

۲- Stalactite

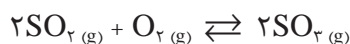
استلاکتیت‌ها رسوباتی آهکی هستند که از سقف غارها آویزان می‌شوند. استلاگمیت‌ها نیز رسوباتی آهکی هستند که به صورت ستون‌هایی مخروطی شکل در کف غارها به وجود می‌آیند.



دربارهٔ غار علیصدر و رسوبات کلسیم‌کربنات آن تحقیق کنید و نتیجه را در کلاس ارائه دهید.



واکنش گاز گوگرد دیوکسید با اکسیژن و تولید گاز گوگرد تریوکسید نیز یک واکنش تعادلی شیمیایی است.



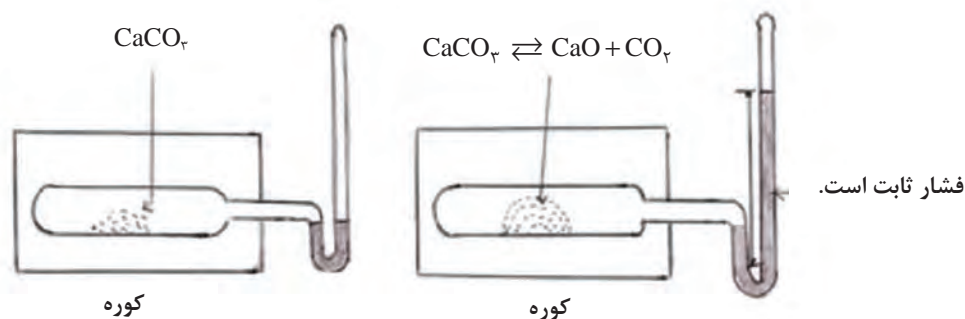
۲- انواع تعادل از لحاظ تعداد فازهای مواد شرکت‌کننده در تعادل

انواع تعادل از لحاظ فازی به دو دستهٔ همگن و ناهمگن تقسیم‌بندی می‌شوند.

الف) تعادل همگن: هرگاه در یک معادلهٔ واکنش در حال تعادل، همهٔ مواد شرکت‌کننده در تعادل، در یک فاز باشند، به این تعادل «همگن» گفته می‌شود. همهٔ مواد در تعادل زیر، در یک فاز یعنی فاز گازی هستند.



ب) تعادل ناهمگن: هرگاه در یک معادلهٔ واکنش در حال تعادل، مواد شرکت‌کننده در آن، در فازهای متفاوتی باشند، به این تعادل «ناهمگن» گفته می‌شود. به عبارت دیگر تعادل بین مواد موجود در دو یا چند فاز متفاوت را تعادل «ناهمگن» می‌گویند، مانند تجزیهٔ کلسیم‌کربنات در دمای 1073°K مطابق شکل ۱۲.



شکل ۱۲- فشار ایجادشده در اثر فرایند تجزیهٔ کلسیم‌کربنات در دمای 1073°K

نکاتی دربارهٔ تعادل‌های همگن و ناهمگن

- ۱ در تعادل همگن همیشه تمامی مواد موجود در تعادل، در یک فاز هستند.
- ۲ در تعادل ناهمگن دست کم یک فاز جامد وجود دارد؛ مانند تعادل موجود در بین شکر حل شده و شکر جامد در محلول سیرشدهٔ آن، یا تعادل بین آب و یخ.
- ۳ همگن یا ناهمگن بودن تعادل، هر دو تعادل فیزیکی و شیمیایی را شامل می‌شود.
- ۴ در یک تعادل همگن به دلیل مخلوط شدن یکنواخت اجزای آن فقط یک فاز وجود دارد. اما برای تعیین تعداد فاز در تعادل‌های ناهمگن، هر کدام از مواد خالص جامد موجود در تعادل را، یک فاز در نظر می‌گیرند.



شکل ۱۳- حل شدن نمک در آب

فرایندهای رفت و برگشت (حل شدن و بلورش) را در محلول سیرشدهٔ آب نمک مشخص کنید (شکل ۱۳).

پرسش ۱۷



نکته



در واکنش تعادلی:

- ۱ در حالت تعادل، غلظت مواد شرکت کننده در واکنش با یکدیگر برابر نیست، بلکه در دمای ثابت، غلظت مواد شرکت کننده در واکنش ثابت است؛ چون سرعت‌های دو واکنش رفت و برگشت با یکدیگر برابر است، هر ماده‌ای با هر سرعتی که مصرف می‌شود با همان سرعت نیز تولید می‌شود و برعکس.
- ۲ در لحظهٔ تعادل، واکنش‌های رفت و برگشت متوقف نمی‌شوند، بلکه همچنان با سرعتی برابر در حال انجام شدن هستند. به همین دلیل تعادل را تعادل دینامیک یا پویا می‌گویند، یعنی در سطح مولکولی همواره تبدیل مواد به یکدیگر در حال انجام شدن است. در واقع واکنش از لحاظ خواص ماکروسکوپی یا ظاهری متوقف شده است ولی از لحاظ خواص میکروسکوپی یا مولکولی فعال است.



با توجه به نمونه‌های تعادلی ارائه شده در شکل زیر، ابتدا فرایند رفت و برگشت تعادل‌های پویا را مشخص کنید و سپس خواص ماکروسکوپی ثابت آنها را تعیین کنید.

(الف) محلول سیرشده شکر / بلورهای شکر

(ب) مخلوط بخار آب و گاز هیدروژن / یک قوطی آهنی محکم در دمای ثابت 50°C

(پ) محلول آبی رقیق آمونیاک / بخارات برم / برم مایع

(ت) بلورهای ید / بخار ید

(ج) مخلوط آبی ید / محلول ید در کلروفرم

(ح) مخلوط گازی شکل ید، هیدروژن و هیدروژن یدید

(ث) محصول مخلوط کردن محلول‌های کلسیم کلرید و سدیم کربنات

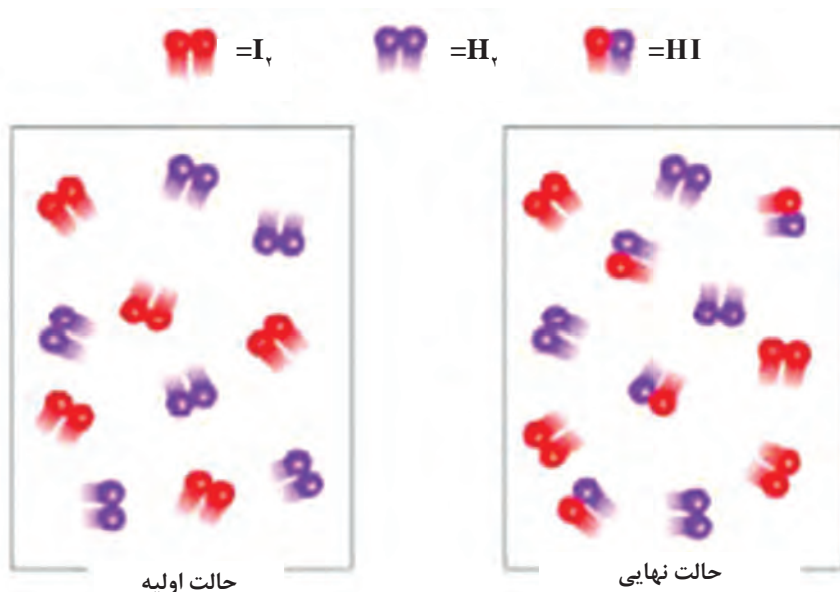
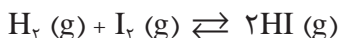
انواع فرایندهای تعادلی (تمامی ظرف‌ها، در بسته هستند).

عوامل مؤثر بر وضعیت یک تعادل

وضعیت تعادل توسط شرایطی همچون دما، غلظت و فشار که بر آن تعادل حاکم است، مشخص می‌شود. حال اگر شرایط آزمایش در یک سامانه تعادلی تغییر کند، چه اتفاقی می‌افتد؟ تأثیر این تغییرات توسط هنری لوشاتلیه در سال ۱۸۸۴ میلادی بررسی شده است. اصل لوشاتلیه می‌گوید که سامانه در حال تعادل، نسبت به تغییرات ایجادشده، واکنش نشان می‌دهد، به گونه‌ای که با این تغییرات، مقابله می‌کند و حالت تعادلی جدیدی را به وجود می‌آورد.

تغییرات غلظت

اگر غلظت ماده‌ای افزایش یابد، تعادل به گونه‌ای جابه‌جا می‌شود که غلظت ماده افزوده شده را کاهش دهد. به عنوان مثال، سامانه تعادلی شکل ۱۴ را در نظر بگیرید.

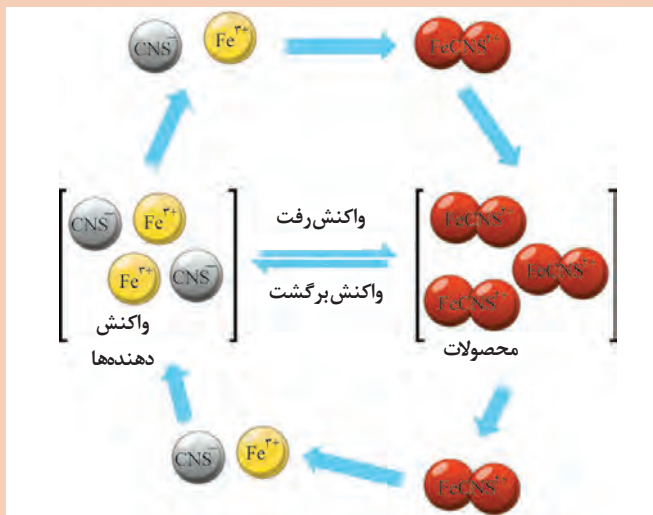
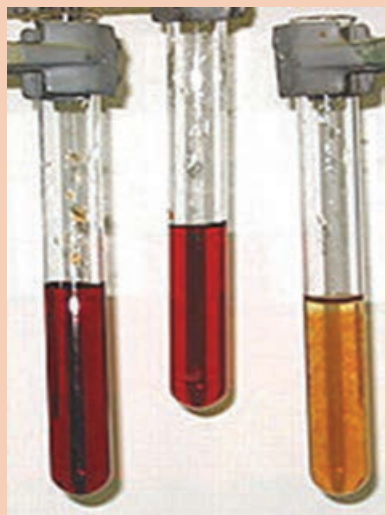


شکل ۱۴- حالت اولیه و پس از برقراری تعادل

در بررسی‌های کیفی به راحتی دیده می‌شود که با افزایش غلظت گاز H_2 در سامانه تعادلی آن، تعادل به هم می‌خورد و سامانه به گونه‌ای عمل می‌کند که غلظت گاز H_2 کاهش یابد. برای این منظور، مقداری H_2 و I_2 برای تولید HI به مصرف می‌رسد. وقتی که تعادل جدید برقرار شود، غلظت HI بیش از مقدار اولیه آن خواهد بود. در این صورت می‌گویند که وضع تعادل به سمت راست جابه‌جا شده است. با افزایش غلظت گاز HI به سامانه، وضع تعادل به طرف چپ جابه‌جا می‌شود و به این ترتیب مقداری HI به مصرف می‌رسد. وقتی که تعادل بار دیگر برقرار شود، غلظت I_2 و H_2 بیش از مقدار اولیه آنها خواهد بود. خارج کردن یکی از مواد نیز موجب تغییر وضع تعادل می‌شود؛ به عنوان مثال، خارج کردن گاز HI از سامانه، موجب می‌شود که وضع تعادل به طرف راست جابه‌جا شود. در این صورت، HI بیشتری تولید می‌شود و غلظت گازهای I_2 و H_2 کاهش می‌یابد. با خارج کردن پیوسته یک محصول می‌توان بعضی از واکنش‌های برگشت‌پذیر را در جهت تکمیل شدن سوق داد.

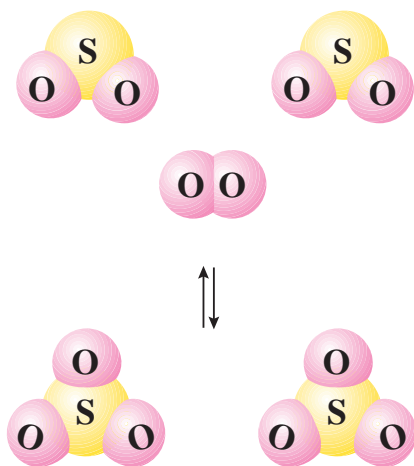


واکنش تعادلی بین یون‌های آهن (III) و تیوسیانات، باعث تشکیل آهن (III) تیوسیانات قرمز رنگ می‌شود. واکنش تعادلی (قرمز تیره) $\text{FeSCN}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^-$ (بی‌رنگ) + (زرد کم‌رنگ) Fe^{3+} را در نظر بگیرید و به سؤالات زیر پاسخ دهید: الف) با افزایش غلظت آهن (III) کلرید، محلول تعادلی چه رنگی می‌شود؟ ب) با حل کردن آهن (III) تیوسیانات اضافی در محلول تعادلی، رنگ آن چه تغییری می‌کند؟



تغییرات فشار

از اصل لوشاتلیه برای پیشگویی کیفی اثر تغییر فشار بر یک سامانه در حال تعادل نیز می‌توان استفاده کرد. به‌عنوان مثال، مطابق شکل ۱۵، اثر افزایش فشار را بر مخلوط SO_2 ، O_2 و SO_3 در نظر بگیرید.



شکل ۱۵- $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$

در واکنش رفت، دو مولکول گاز SO_2 در واکنش با یک مولکول گاز اکسیژن، دو مولکول گاز SO_3 تولید می‌کند. دو مولکول گاز به اندازه سه مولکول گاز فشار اعمال نمی‌کند. از این رو وقتی فشار بر مخلوط تعادلی افزایش یابد (یا حجم سامانه کم شود)، وضع تعادل به طرف راست جابه‌جا می‌شود و به این ترتیب سامانه با تغییر ایجاد شده مقابله می‌کند. ولی کاهش فشار (یا افزایش حجم) موجب جابه‌جا شدن وضع تعادل به طرف چپ می‌شود. برای واکنش‌هایی که در آنها تغییر مول مواد اولیه و محصول، صفر ($\Delta n = 0$) باشد، تغییر فشار در تعادل سامانه‌ها تأثیری ندارد، زیرا حجم کلی هیچ یک از این سامانه‌ها، نه در واکنش رفت و نه در واکنش برگشت، تغییر نکرده است.

نکته



برای سامانه‌ای که فقط مرکب از مواد جامد یا مایع باشد، اثر فشار بر وضع تعادل جزئی است و برای تغییر فشارهای عادی از آن صرف نظر می‌شود. ولی تغییرات فشار زیاد می‌تواند بر چنین تعادل‌هایی اثر داشته باشد. تأثیر فشار بر تعادل‌های گازی بسیار زیاد است. به طوری که افزایش فشار در واکنش تولید آمونیاک، موجب افزایش تولید آن می‌شود. بنابراین اصل لوشاتلیه در تعیین شرایط مناسب واکنش، برای تهیه ماده مطلوب حائز اهمیت عملی است.

پرسش ۲۰

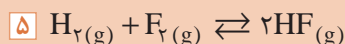
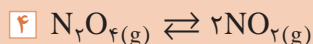
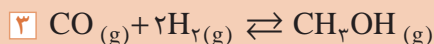
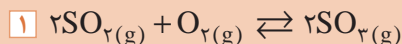


آیا تغییر فشار همیشه وضعیت تعادل گازها را تغییر می‌دهد؟

پرسش ۲۱

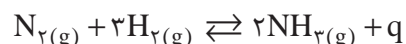


اثر تغییر فشار را بر روی واکنش‌های تعادلی زیر بررسی کنید:



تغییرات دما

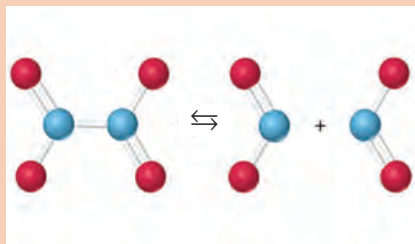
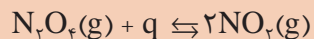
برای پیشگویی تأثیر تغییر دما بر یک سامانه در حال تعادل، لازم است ماهیت ترمودینامیکی واکنش معلوم شود. واکنش گرماده تولید آمونیاک را در نظر بگیرید:



با در نظر گرفتن گرمای تولیدشده به عنوان محصول واکنش، طبق معادله شیمیایی بالا واکنش رفت، گرماده و واکنش برگشت، گرماگیر است. به عبارت دیگر، واکنش رفت گرما تولید می‌کند و واکنش برگشت آن را به مصرف می‌رساند. با افزایش گرما به این سامانه یعنی با بالا رفتن دمای سامانه، واکنش تعادل به طرف چپ (یعنی به جهتی که گرما جذب شود) جابه‌جا می‌شود و اگر مخلوط را سرد کنید، تعادل به طرف راست (یعنی در جهت تولید گرما) کشیده می‌شود. بنابراین، بیشترین محصول آمونیاک در پایین‌ترین دما به دست می‌آید. ولی متأسفانه در دمای خیلی پایین، سرعت واکنش بسیار کم است. از این رو فرایندهای صنعتی تولید آمونیاک در فشارهای بالا و در دمای ۵۰۰ درجه سلسیوس انجام می‌شود.



اثر دما را بر واکنش تعادلی زیر بررسی کنید.

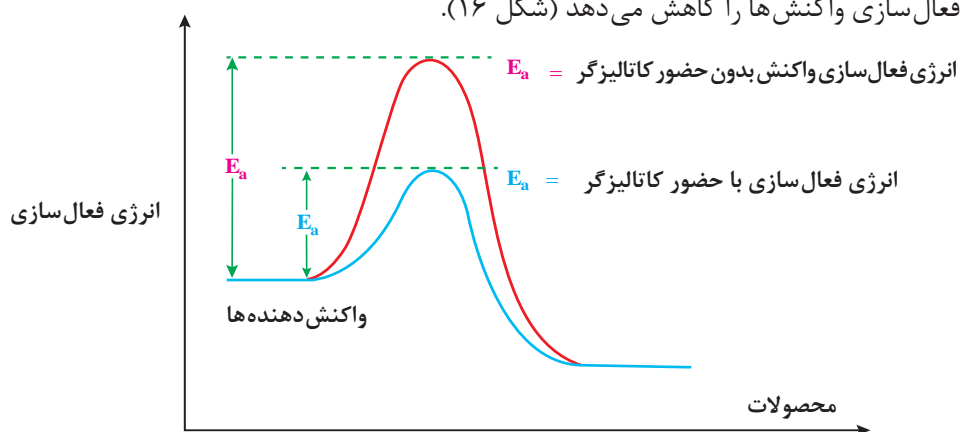


اثر دما را بر واکنش‌های تعادلی زیر بررسی کنید.

- | | | |
|---|--|------------------------------|
| ۱ | $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$ | $\Delta H = -180 \text{ kJ}$ |
| ۲ | $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ | $\Delta H = -46 \text{ kJ}$ |
| ۳ | $\text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{g})$ | $\Delta H = -108 \text{ kJ}$ |
| ۴ | $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ | $\Delta H = +57 \text{ kJ}$ |
| ۵ | $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$ | $\Delta H = -270 \text{ kJ}$ |

افزایش کاتالیزگر

کاتالیزگر بر وضع تعادل تأثیر نمی‌گذارد، زیرا کاتالیزگر بر سرعت واکنش رفت و برگشت اثر یکسان دارد. ولی وارد کردن کاتالیزگر در یک سامانه، موجب می‌شود تا آن سامانه سریع‌تر به حالت تعادل برسد، زیرا کاتالیزگر انرژی فعال‌سازی واکنش‌ها را کاهش می‌دهد (شکل ۱۶).



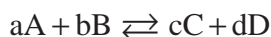
شکل ۱۶- اثر کاتالیزگر بر روی انرژی فعال‌سازی واکنش‌ها



درباره انرژی فعال‌سازی واکنش‌ها تحقیق کنید و نتیجه را در کلاس ارائه دهید.

بررسی کمی تعادل‌های شیمیایی

تمام فرایندهای برگشت‌پذیر، تمایل دارند به یک حالت تعادلی برسند. برای یک واکنش برگشت‌پذیر، حالت تعادل وقتی برقرار می‌شود که سرعت واکنش رفت برابر با سرعت واکنش برگشت باشد. در یک واکنش تعادلی، از تقسیم ثابت سرعت واکنش رفت K_f بر ثابت واکنش برگشت، K_r ، ثابت دیگری به دست می‌آید که ثابت تعادل شیمیایی، K ، نامیده می‌شود. تعادل زیر را در نظر بگیرید:

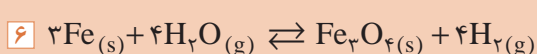
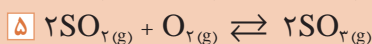
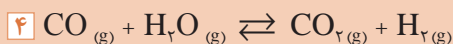
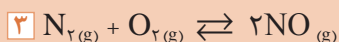
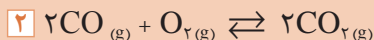
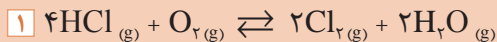


برای این تعادل، ثابت تعادل به صورت زیر نوشته می‌شود:

$$K = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

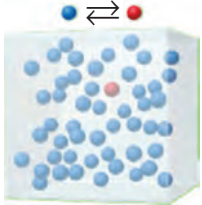
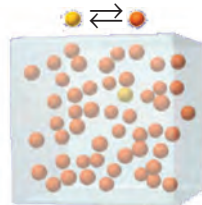
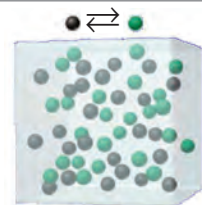


برای تعادل‌های زیر، ثابت تعادل را بنویسید.



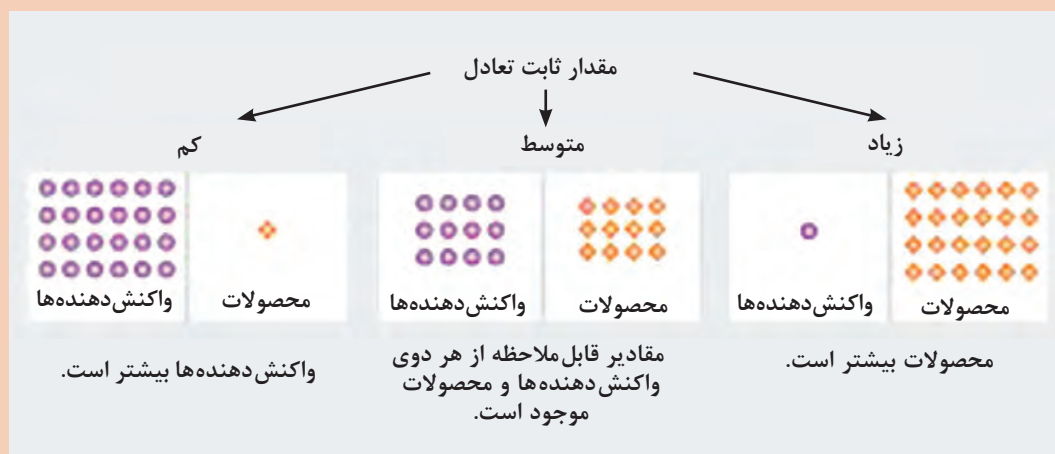
مقدار عددی ثابت تعادل

مقدار عددی K برای هر واکنش شیمیایی تعادلی، به طور تجربی تعیین می‌شود و با تغییر دما، تغییر می‌کند. میزان عددی K نشان‌دهنده واکنش مطلوب‌تر در دمای خاص است، یعنی هر چقدر میزان ثابت تعادل کوچک‌تر باشد، میزان واکنش رفت کمتر و محصول کمتری تولید خواهد شد و برعکس هر چه مقدار آن بزرگ‌تر باشد، واکنش رفت غالب است و محصول بیشتری تولید خواهد شد. در مقدار متوسط از ثابت تعادل، تولید محصول و مواد اولیه زیاد خواهد بود. این مفاهیم در مثال‌های صفحه بعد با ثابت‌های تعادل متفاوت نشان داده شده است.

مثال	مقدار ثابت تعادل	شکل	ردیف
$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$	$K = 1 \times 10^{-30}$		۱
$CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_{2(g)}$	$K = 2 \times 10^{22}$		۲
$2BrCl_{(g)} \rightleftharpoons Br_{2(g)} + Cl_{2(g)}$	$K = 5$		۳

شکل زیر را تفسیر کنید.

پرسش ۲۵





جدول زیر نسبت ترکیب یک مخلوط تعادلی گازی را در دمای 485°C نشان می‌دهد.
 الف) معادله واکنش و معادله ثابت تعادل آن را بنویسید.
 ب) مقدار ثابت تعادل را برای هر یک از دو مخلوط تعادلی بنویسید. فرض کنید حجم این مخلوط یک لیتر است.

مقدار H_2 (مول)	مقدار I_2 (مول)	مقدار HI (مول)	
۰/۰۲۲۶	۰/۰۲۸۴	۰/۱۷۲۰	مخلوط اول
۰/۰۱۶۷	۰/۰۴۰۶	۰/۱۷۸۰	مخلوط دوم



مخلوطی از هیدروژن و ید تا 490°C گرما داده شده است. محاسبه نشان می‌دهد که مقدار K برای واکنش $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ ، برابر ۴۶ است. تعیین غلظت‌های I_2 و HI با یک‌های میلی‌مولار (mM) که برابر یک هزارم مولار است) نشان داد که $[\text{I}_2] = 3.1 \text{ mM}$ و $[\text{HI}] = 2.7 \text{ mM}$ است. غلظت H_2 را در این مخلوط تعادلی حساب کنید.

مشخصات چند واکنش تعادلی را در جدول ۶ مشاهده می‌کنید.

جدول ۶- مشخصات چند واکنش تعادلی

ردیف	تعادل	معادله قانون تعادل	دما ($^{\circ}\text{C}$)	ثابت تعادل (K)
۱	$2\text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO}_2(\text{g})$	$\frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2 [\text{O}_2]}$	۵۰۰	4×10^{20}
۲	$\text{H}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HBr}(\text{g})$	$\frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}_2][\text{Br}_2]}$	۲۵	1.9×10^{17}
۳	$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$	$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$	۲۵	۷۹۴
۴	$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$	$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$	۴۲۷	۵۴

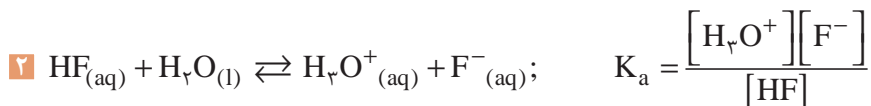
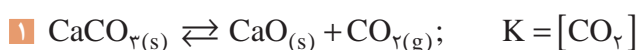
ردیف	تعداد	معادله قانون تعادل	دما (°C)	ثابت تعادل (K)
۵	$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$	$\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$	۵۵	۰٫۸۷
۶	$CH_3COOH(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$	$\frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$	۲۵	$1,8 \times 10^{-5}$
۷	$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$	$\frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]}$	۲۵	1×10^{-30}

توجه شود، ثابت تعادل برای پیش‌بینی میزان پیشرفت واکنش مناسب است و نه سرعت آن. برای اطمینان از انجام شدن یک واکنش در زمان معقول، دو شرط ثابت تعادل بزرگ و سرعت واکنش زیاد لازم است و البته می‌دانید که در بیشتر فرایندها، افزایش دما، سرعت واکنش را زیاد می‌کند.

ثابت تعادل برای واکنش‌های ناهمگن

غلظت مواد جامد (s) و مایع خالص (l) پس از برقراری تعادل، عددی ثابت است. بنابراین در معادله ثابت تعادل آنها از نوشتن غلظت مواد جامد و مایع خالص صرف‌نظر می‌شود و آنها را برابر یک فرض می‌کنند،

مانند:



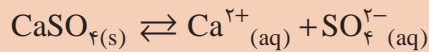
در معادله ثابت تعادل فقط غلظت مواد محلول (aq) و مواد گازی (g) نوشته می‌شود. با اینکه مواد جامد و مایع خالص در معادله ثابت تعادل نوشته نمی‌شوند، اما حضور آنها برای برقراری تعادل الزامی است، زیرا برای انجام شدن فرایندهای میکروسکوپی رفت و برگشت، وجود این مواد ضروری است.

نکته



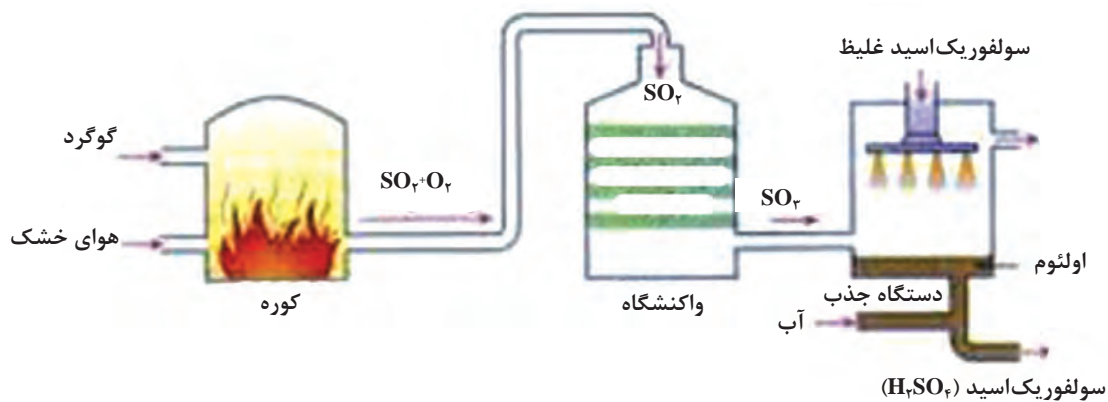


سنگ معدن گچ، مطابق معادله زیر اندکی در آب حل می‌شود و محلول سیرشده‌ای پدید می‌آید، ثابت تعادل این فرایند را بنویسید.

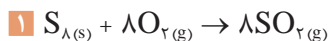


تعادل‌های شیمیایی در صنعت

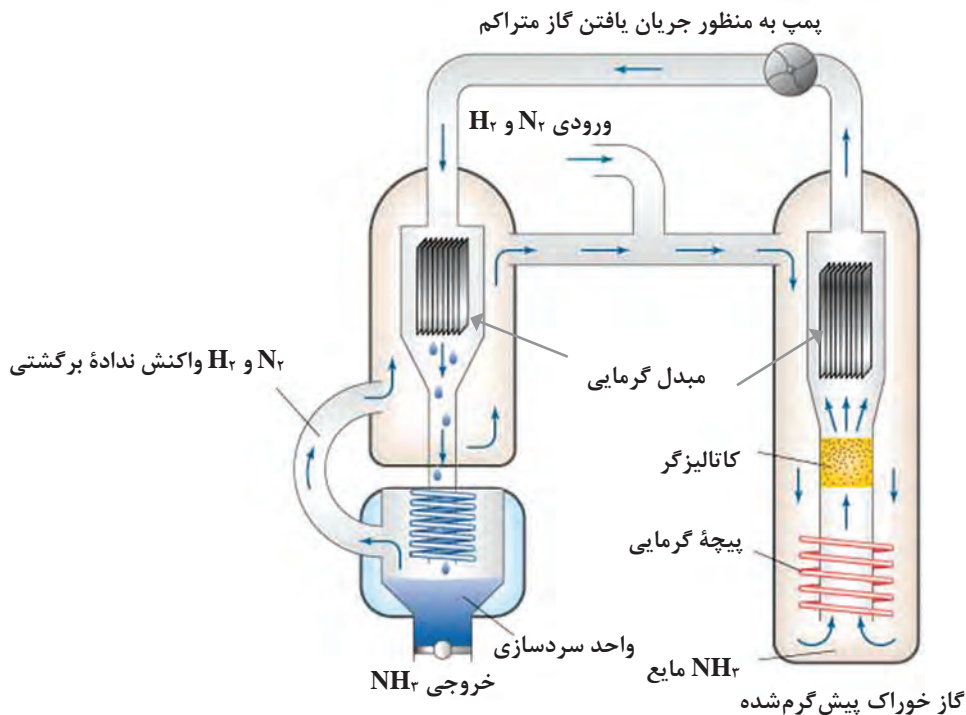
در صنعت، با استفاده از عوامل قابل کنترل واکنش‌های تعادلی، برای رسیدن به محصول مطلوب اقدام می‌شود. واکنش‌های تعادلی مربوط به تولید سولفوریک اسید و آمونیاک از جمله این موارد هستند. ■ فرایندها و واکنش‌های تولید صنعتی سولفوریک اسید (H_2SO_4) در شکل ۱۷ آورده شده است:



شکل ۱۷- فرایند تولید صنعتی سولفوریک اسید



واکنش دوم، تعادلی و گرماده است. سرعت واکنش در دمای پایین ناچیز است. در صنعت، شرایط عملیاتی تولید سولفوریک اسید، شامل دمای متوسط، فشار بالا و استفاده از کاتالیزگر است. ■ واکنش تولید صنعتی آمونیاک به روش هابر در شکل ۱۸ آورده شده است:



شکل ۱۸- فرایند تولید صنعتی آمونیاک

آمونیاک، مهم‌ترین ترکیب هیدروژن دار نیتروژن است و در طبیعت از تجزیه مواد آلی نیتروژن دار حاصل می‌شود. این ماده، گازی بی‌رنگ با مزه تند و زننده و اشک‌آور و خفه‌کننده است. گاز آمونیاک از هوا سبک‌تر است، به‌سهولت به مایع تبدیل می‌شود. آمونیاک در آب بسیار محلول است و در $7^{\circ}\text{C}/-77$ منجمد و در $5^{\circ}\text{C}/33$ به جوش می‌آید.

نکته



آمونیاک سامانه‌های تنفسی، پوست و چشم را تحریک می‌کند و با آسیب رساندن به ریه‌ها (در اثر مواجهه زیاد) باعث مرگ می‌شود. در صورت تماس با آمونیاک مایع، سوختگی شدید در محل تماس ایجاد می‌شود. به‌منظور کمک‌های اولیه، قسمت‌های آلوده سطح بدن را با آب و صابون بشویید و چشم‌ها را با آب فراوان شست‌وشو دهید و بی‌درنگ به پزشک مراجعه کنید.

نکته ایمنی



۱ در ارتباط با وضعیت موجود و چشم‌انداز بازار جهانی آمونیاک و سهم ایران تحقیق کنید و نتیجه آن را در کلاس ارائه دهید.

۲ درباره کشف سولفوریک اسید تحقیق کنید و نتیجه آن را در کلاس ارائه دهید.

۳ درباره کاربردهای سولفوریک اسید تحقیق کنید و نتیجه آن را در کلاس ارائه دهید.

تحقیق کنید
۷





آمونیاک مادهٔ اولیهٔ تولید نیتریک اسید و مواد منفجره است. تولید آمونیاک و مواد منفجره در دفاع از کشور لازم و ضروری است. یکی از صحنه‌های دردناک و درعین حال نمونهٔ بارز نقض حقوق بشر از سوی رژیم بعثی عراق، حمله‌های مکرر به مناطق مسکونی ایران در دوران دفاع مقدس است که «جنگ شهرها» نامیده شده است. در آن زمان، مسئولین ایران بارها هشدار دادند ولی علی‌رغم این هشدارها، مناطق مسکونی شهرهای مختلف از جمله دزفول، ایلام، اسلام‌آباد، گیلان غرب، آبادان، خرمشهر و حتی تهران بارها هدف حملهٔ موشکی قرار گرفتند و متأسفانه باعث ویرانی و آسیب دیدن منازل، بیمارستان‌ها و مدرسه‌ها و شهید و مجروح شدن صدها تن شد، که بسیاری از آنها کودک بودند.



در آن زمان به دلیل حملات شدید دشمن و بمباران‌های پی‌درپی، شهید حسن طهرانی مقدم پس از مطالعات و تحقیقات گسترده توانست نیاز کشور را برآورده کند و موشک‌هایی را طراحی و بسازد. به همین علت او را پدر موشکی ایران می‌نامند.

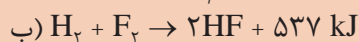
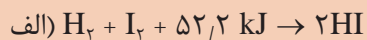


آماده‌سازی و پرتاب موشک در عملیات‌های مختلف

شهید حسن طهرانی مقدم

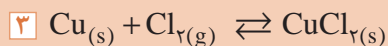
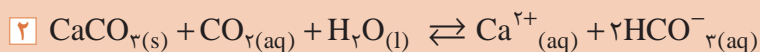
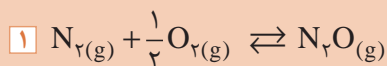


۱ نمودار تغییر انرژی برای واکنش‌های زیر را رسم کنید.



۲ از حل شدن ۵ گرم آمونیوم کلرید در آب، چه مقدار گرما در فشار ثابت نیاز است؟

۳ همگن یا ناهمگن بودن هر یک از تعادل‌های زیر را مشخص کنید و سپس ثابت تعادل هر کدام از آنها را بنویسید.



جدول ارزشیابی پودمان تحلیل گرما و تعادل در واکنش‌ها

نمره	استاندارد (شاخص‌ها، دآوری، نمره‌دهی)	نتایج	استاندارد عملکرد (کیفیت)	تکالیف عملکردی (شایستگی‌ها)	عنوان پودمان
۳	<ul style="list-style-type: none"> ■ گرمای واکنش در فرایند حجم ثابت و فشار ثابت را بررسی کند. ■ آنتالپی (گرمای سوختن، گرمای حل شدن، گرمای تشکیل) را توضیح دهد. ■ روش‌های مختلف تعیین گرمای واکنش را معرفی کند. ■ مفهوم فرایند تعادلی و تفاوت آن با فرایند یک‌طرفه را بیان کند. ■ مفهوم ثابت تعادل و بررسی‌های عددی را تفسیر کند. 	بالاتر از حد انتظار	توانایی محاسبه گرمای واکنش‌های شیمیایی و به‌کارگیری عوامل مؤثر بر واکنش‌های تعادلی	محاسبه گرمای واکنش‌ها	تحلیل گرما و تعادل در واکنش‌ها
۲	<ul style="list-style-type: none"> ■ فرایندهای گرماده و گرماگیر را شناسایی کند. ■ اصل لوشاتلیه را در جابه‌جایی تعادل‌ها به‌کار برد. ■ مفهوم ثابت تعادل و بررسی‌های عددی را تفسیر کند. 	در حد انتظار		بررسی عوامل مؤثر بر واکنش‌های تعادلی	
۱	<ul style="list-style-type: none"> ■ فرایندهای گرماده و گرماگیر را شناسایی کند. ■ اصل لوشاتلیه را در جابه‌جایی تعادل‌ها به‌کار برد. 	پایین‌تر از حد انتظار			
				نمره مستمر از ۵	
				نمره شایستگی پودمان از ۳	
				نمره پودمان از ۲۰	