

جزوه کمک آموزشی

شیمی ۲

فصل ۲

در پی غذای سالم

تهیه و تنظیم:
بهنام ابراهیم پور

فصل ۲ - در پی غذای سالم

ماده و انرژی

دانشمندان اجزای بنیادی جهان مادی را ماده و انرژی می‌دانند.

تمام مواد دارای انرژی هستند (مجموع انرژی‌های ذره‌های سازنده آن‌ها (انرژی درونی)).

انرژی درونی ماده برابر مجموع انرژی گرمایی و انرژی پتانسیل آن ماده است.

یکی از راه‌های آزاد کردن بخشی از انرژی نهفته در مواد، سوزاندن آن‌ها است.

ترموشیمی (گرماتشیمی): بخشی از دانش شیمی است که به بررسی انرژی مواد، راه‌های انتقال انرژی، ارتباط انرژی با ماده و تأثیری که انرژی بر حالت ماده دارد می‌پردازد.

کمیتی که میزان سردی و گرمی اجسام را نشان می‌دهد } **دما**
معیاری از میانگین انرژی جنبشی ذرات سازنده ماده است (مفهوم دما از دیدگاه ذره‌ای)
انرژی جنبشی ذرات یک ماده با هم برابر نیست!
دما به جرم و تعداد ذرات بستگی ندارد!

دما

دما ۲ یکای مرسوم دارد:

درجه سلسیوس ($^{\circ}\text{C}$) و کلوین (K). یکای رایج دما (درجه سلسیوس) و یکای دما در SI کلوین است.

- ماده‌ای که دمای بیشتری دارد، جنب و جوش (میانگین انرژی جنبشی) ذره‌هایش بیشتر است.
- با افزایش دمای ماده، جنب و جوش ذره‌ها و میانگین انرژی جنبشی آن‌ها افزایش می‌یابد.

توجه:

- میزان جنب و جوش (جنبش‌های نامنظم!) ذره‌های یک ماده، به حالت فیزیکی و دمای آن ماده بستگی دارد.
- جنبش‌های نامنظم ذرات در حالت گاز شدیدتر از حالت مایع و آن هم شدیدتر از حالت جامد است!

بخشی از انرژی نهفته شده در هر ماده است که به جنبش‌های نامنظم ذره‌های آن ماده وابسته است!
انرژی گرمایی } مجموع انرژی‌های جنبشی ذرات سازنده ماده (قابل محاسبه نیست!)

توجه:

- انرژی گرمایی به نوع ماده (ماهیت شیمیایی و حالت فیزیکی)، جرم (تعداد ذرات) و دمای آن ماده بستگی دارد.
- انرژی گرمایی یک نمونه ماده، به جرم و دمای آن بستگی دارد!

گرما (Q):

- بخشی از انرژی ماده (سامانه) که طی فرایند مبادله می‌شود (آزاد می‌شود یا به ماده داده می‌شود)
- بخشی از انرژی ماده (بخشی از انرژی گرمایی یا انرژی پتانسیل) که طی فرایند مبادله می‌شود!

نتیجه گرما دادن به ماده (ماده در فرایندی گرماگیر شرکت کند)
↓
افزایش محتوای انرژی ماده
افزایش دمای ماده (افزایش جنب و جوش ذره‌ها)
تغییر حالت فیزیکی ماده (افزایش جنب و جوش ذره‌ها بدون تغییر دما!)
انجام واکنش شیمیایی و تغییر در شیوه اتصال اتم‌ها (بدون تغییر دما!)

انرژی گرمایی و ظرفیت گرمایی

برای افزایش معین دمای دو نمونه ماده با جرم و دمای یکسان، مقدار گرمای متفاوتی لازم است!

دو نمونه ماده با جرم و دمای یکسان، انرژی گرمایی یکسانی ندارند! (نمونه با ظرفیت گرمایی بیشتر، انرژی گرمایی اش بیشتر است)
 ظرفیت گرمایی (C):

- هم‌ارز با گرمای لازم (Q) برای افزایش دمای ماده به اندازه ۱ °C است.
- از رابطه زیر قابل محاسبه است:

$$C = \frac{Q}{\Delta\theta}$$

گرمایی که صرف تغییر دمای $\Delta\theta$ در ماده شد

یکای ظرفیت گرمایی $J \cdot K^{-1}$ یا $J \cdot ^\circ C^{-1}$ است.

- برای تغییر دمای معین در ماده با ظرفیت گرمایی بزرگ‌تر، گرمای بیشتری لازم است.

$$Q = C \cdot \Delta\theta \Rightarrow \frac{Q_1}{Q_2} = \frac{C_1}{C_2} \times \frac{\Delta\theta_1}{\Delta\theta_2}$$

- ظرفیت گرمایی ماده به نوع ماده (ماهیت و حالت فیزیکی (دما و فشار)) و جرم آن بستگی دارد.

توجه:

- ماده‌ای که به ازاء گرمای Q تغییر دمای کمتری دارد، ظرفیت گرمایی بزرگ‌تری دارد.
- ماده‌ای که ظرفیت گرمایی بزرگ‌تری دارد، تغییر دمای $\Delta\theta$ را در مدت زمان طولانی‌تری انجام می‌دهد!
- گرمای ویژه یا ظرفیت گرمایی ویژه (c)

- هم‌ارز با گرمای لازم (Q) برای افزایش دمای ۱ گرم از ماده به اندازه ۱ °C است.
- از رابطه زیر قابل محاسبه است:

$$c = \frac{Q}{m \cdot \Delta\theta}$$

یکای ظرفیت گرمایی ویژه $J \cdot g^{-1} \cdot ^\circ C^{-1}$ یا $J \cdot g^{-1} \cdot K^{-1}$ است.

گرمای مولی یا ظرفیت گرمایی مولی (c_n)

- هم‌ارز با گرمای لازم (Q) برای افزایش دمای ۱ مول از ماده به اندازه ۱ °C است.
- از رابطه زیر قابل محاسبه است:

$$c_n = \frac{Q}{n \cdot \Delta\theta}$$

تعداد مول ماده

یکای ظرفیت گرمایی ویژه $J \cdot mol^{-1} \cdot ^\circ C^{-1}$ یا $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$ است.

توجه:

- گرمای ویژه و گرمای مولی به نوع ماده (ماهیت و حالت فیزیکی) وابسته‌اند و به مقدار ماده بستگی ندارند.
- رابطه بین ظرفیت‌های گرمایی:

$$C = m \cdot c \quad C = n \cdot c_n \quad c_n = c \cdot M$$

ظرفیت گرمایی مخلوط‌ها

ظرفیت گرمایی جمع پذیر است!

- وقتی دو یا چند ماده با هم مخلوط می‌شوند (در صورتی که از تغییر ظرفیت گرمایی ویژه مواد در نتیجه مخلوط شدن، صرف نظر کنیم)، ظرفیت گرمایی آن‌ها با هم جمع می‌شود تا ظرفیت گرمایی مخلوط محاسبه شود.
- تغییر دمای مخلوط برابر تغییر دمای تک تک مواد موجود در مخلوط است ($\Delta\theta$ یا ΔT برای مخلوط و اجزاء یکسان است)

$$C_{\text{مخلوط}} = C_A + C_B + \dots \rightarrow \begin{cases} C_{\text{مخلوط}} = m_A c_A + m_B c_B + \dots \\ C_{\text{مخلوط}} = n_A c_{nA} + n_B c_{nB} + \dots \end{cases}$$

■ گرمایی که به مخلوط داده می‌شود (Q) به نسبت ظرفیت گرمایی اجزاء، بین مواد توزیع می‌شود.

$$Q = Q_A + Q_B + \dots \rightarrow Q = C_A \cdot \Delta\theta + C_B \cdot \Delta\theta + \dots$$

توجه:

■ از نسبت ظرفیت گرمایی به جرم مخلوط می‌توان ظرفیت گرمایی ویژه مخلوط را محاسبه کرد:

$$C_{\text{مخلوط}} = \frac{C_{\text{مخلوط}}}{m_A + m_B + \dots} \rightarrow C_{\text{مخلوط}} = \underbrace{\frac{m_A}{m_t}} \times c_A + \frac{m_B}{m_t} \times c_B + \dots$$

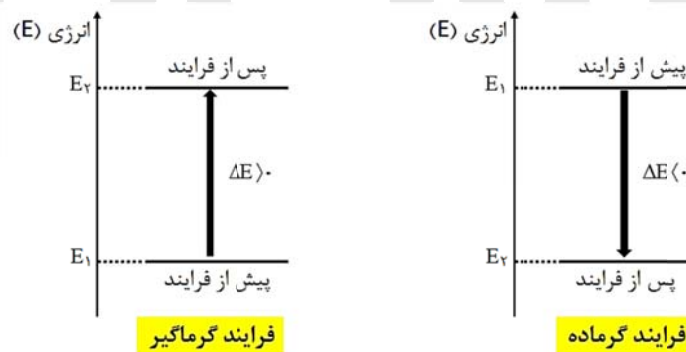
جرم مخلوط کسر جرمی ماده A در مخلوط

$$C_{n \text{ مخلوط}} = \frac{n_A}{n_t} \times c_{nA} + \frac{n_B}{n_t} \times c_{nB} + \dots$$

کسر مولی ماده A در مخلوط

مبادله گرما؛ فرایندهای گرماده و گرماگیر

همه فرایندها با مبادله گرما (مبادله انرژی) صورت می‌گیرند و انرژی سامانه (E) طی آن فرایند تغییر (افزایش) $(\Delta E) > 0$ - کاهش $(\Delta E) < 0$ می‌یابد.



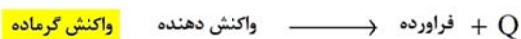
توجه:

- گاهی این مبادله انرژی با تغییر دما همراه است و گاهی تغییری در دما صورت نمی‌گیرد (فرایند هم دما!)
- می‌توان گفت در فرایندی که با تغییر دما انجام می‌شود، گرما بخشی از انرژی گرمایی است که در نتیجه تغییر انرژی جنبشی ذرات مبادله می‌شود (سرد شدن شیر داغ)
- در فرایندهای شیمیایی هم دما، می‌توان گفت انرژی گرمایی ماده (مواد) تغییری نمی‌کند (با می‌توان از آن چشم پوشی کرد) و گرما بخشی از انرژی پتانسیل سامانه است.

توجه:

- انرژی پتانسیل، بخشی از محتوای انرژی سامانه (ماده) است که به نیروهای نگهدارنده ذرات سامانه (پیوندهای شیمیایی، جاذبه‌های بین ذره‌ای و ...) مربوط است.
- شیمی دان‌ها گرمای جذب یا آزاد شده در هر واکنش شیمیایی را به‌طور عمده وابسته به تفاوت میان انرژی پتانسیل مواد واکنش دهنده و فراورده می‌دانند.

توجه: مبادله گرما، یک ویژگی بنیادی از تمام واکنش‌های شیمیایی است و هر واکنش شیمیایی الزاما گرماگیر $(Q) < 0$ یا گرماده $(Q) > 0$ است.



گرمای واکنش و آنتالپی واکنش

واکنش‌های شیمیایی شامل شکستن پیوندهای شیمیایی و تشکیل پیوندهای شیمیایی جدیدی بین ذرات واکنش دهنده هستند تا فرآورده‌ها تولید شوند؛ بنابراین طی هر واکنش شیمیایی انرژی پتانسیل مواد (محتوای انرژی) تغییر می‌کند و به‌صورت گرما (گرمای واکنش) مشاهده می‌شود.

توجه: محتوای انرژی ماده (سامانه) در دمای معین و فشار ثابت را آنتالپی (H) می‌نامند (که قابل محاسبه نیست!)

سامانه و محیط

■ یک نمونه ماده با مقدارش در دما و فشار معین مشخص می‌شود.

■ نمونه‌ای را که مورد مطالعه قرار می‌دهیم سامانه می‌گویند.

■ هر چیزی اطراف سامانه، که سامانه با آن ارتباط دارد، محیط در نظر می‌گیرند.

از آنجایی که طی واکنش‌های شیمیایی در دما و فشار معین، تغییر انرژی عمدتاً به شکل گرما صورت می‌گیرد، می‌توان گرمای واکنش (Q) را معادل با تفاوت محتوای انرژی فرآورده‌ها (آنتالپی فرآورده‌ها) و واکنش دهنده‌ها (آنتالپی واکنش دهنده‌ها) دانست که آنتالپی واکنش (ΔH) نامیده می‌شود:

$$\Delta H (\text{واکنش}) = H (\text{مواد واکنش دهنده}) - H (\text{مواد فرآورده}) = Q_p$$

گرمای واکنش (Q)، گرمایی که طی هر واکنش مبادله می‌شود، به‌عوامل زیر بستگی دارد:

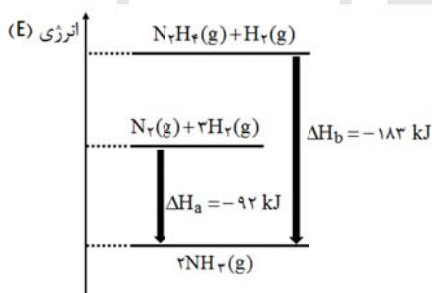
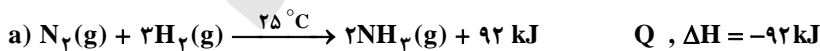
■ ماهیت شیمیایی واکنش دهنده‌ها و فرآورده‌ها

■ مقدار واکنش دهنده‌ها (با افزایش مقدار مواد، گرمای واکنش نیز بیشتر می‌شود)

■ دما و فشار

■ حالت فیزیکی مواد (محتوای انرژی گاز بیشتر از مایع و آن هم بیشتر از جامد است)

مثال: دو واکنش مقابل هر دو در شرایط دما و فشار مشابه گرماده ولی گرمای متفاوتی تولید می‌کنند. دلیل این تفاوت را بررسی کنید.



فرآورده این دو واکنش محتوای انرژی برابری دارند ولی محتوای انرژی واکنش دهنده‌های آن‌ها متفاوت است. گرماده بودن دو واکنش نشان می‌دهد در واکنشی که گرمای بیشتری آزاد می‌شود، واکنش دهنده‌ها ناپایدارتر (با سطح انرژی بیشتر) هستند.

توجه:

■ محتوای انرژی فرآورده‌ها کمتر از محتوای انرژی واکنش دهنده‌ها است.

■ هیدرازین ناپایدارتر از گاز نیتروژن است.

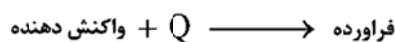
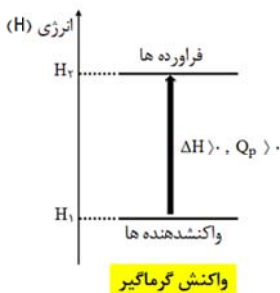
واکنش‌های گرماگیر ($Q > 0$, $\Delta H > 0$): واکنش دهنده‌ها با دریافت انرژی به فرآورده‌ها تبدیل می‌شوند.

■ فرآورده‌ها محتوای انرژی بیشتری از واکنش دهنده‌ها دارند.

■ فرآورده‌ها نسبت به واکنش دهنده‌ها ناپایدارتر هستند.

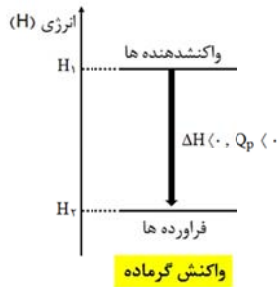
■ هرچه واکنش دهنده‌ها پایدارتر و فرآورده‌ها ناپایدارتر باشند، گرمای این واکنش‌ها بیشتر است.

■ علامت تغییر انرژی و گرما مثبت است و Q سمت چپ معادله واکنش وارد می‌شود.



■ اغلب واکنش‌های تجزیه گرماگیرند.

توجه: واکنش تبدیل گرافیت به الماس، گرماگیر است! پس، در شرایط یکسان، گرافیت پایدارتر از الماس است.
توجه: اوزون از اکسیژن واکنش پذیرتر و ناپایدارتر است، بنابراین، تبدیل اکسیژن به اوزون گرماگیر است.
واکنش‌های گرماده ($\Delta H < 0$, $Q > 0$): واکنش دهنده‌ها با از دست دادن انرژی به فرآورده‌ها تبدیل می‌شوند.



■ فرآورده‌ها محتوای انرژی کمتری از واکنش دهنده‌ها دارند.

■ فرآورده‌ها نسبت به واکنش دهنده‌ها پایدارتر هستند.

■ هرچه فرآورده‌ها پایدارتر و واکنش دهنده‌ها ناپایدارتر باشند، گرمای این واکنش‌ها بیشتر است.

■ علامت تغییر انرژی و گرما منفی است و Q سمت راست معادله واکنش وارد می‌شود.



■ واکنش‌های سوختن، اغلب اکسایش‌ها و اغلب واکنش‌های ترکیب عناصر با یکدیگر گرماده‌اند!

آنتالپی سوختن و ارزش سوختی

گرمایی که طی واکنش در فشار ثابت و دمایی معین مبادله می‌شود بنام آنتالپی واکنش شناخته می‌شود.
 آنتالپی سوختن:

■ گرمای آزاد شده طی سوختن کامل یک مول از ماده در حضور اکسیژن کافی در فشار ثابت و دمایی معین

■ هم‌ارز با آنتالپی واکنشی که طی آن یک مول از ماده در حضور اکسیژن کافی به صورت کامل بسوزد.

توجه: سوختن واکنشی گرماده است و آنتالپی‌های سوختن همواره عددهایی منفی هستند و بر حسب $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ گزارش می‌شوند.

ارزش سوختی: معادل با انرژی حاصل از اکسایش کامل یک گرم از ماده که بر حسب $\text{kJ} \cdot \text{g}^{-1}$ و با علامت مثبت گزارش می‌شود.

ارزش سوختی: چربی < کربوهیدرات \approx پروتئین

ارزش سوختی

از نسبت اندازه آنتالپی سوختن یک ماده به جرم مولی آن می‌توان ارزش سوختی آن را محاسبه کرد:

$$\text{ارزش سوختی} = \frac{|\Delta H_{\text{سوختن}}|}{M}$$

توجه: ماده‌ای که آنتالپی سوختن بزرگ‌تری دارد، الزاماً ارزش سوختی بیشتری نمی‌تواند داشته باشد!

آنتالپی سوختن هیدروکربن‌ها و الکل‌های ساده

آنتالپی سوختن برخی هیدروکربن‌ها و الکل‌های ساده در دمای 25°C

| آنتالپی سوختن (kJ mol^{-1}) | ماده آلی | آنتالپی سوختن (kJ mol^{-1}) | ماده آلی |
|--|---|--|----------------------------------|
| -1300 | $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ | -890 | $\text{CH}_4(\text{g})$ |
| -1938 | $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ | -1560 | $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ |
| -726 | $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$ | -1410 | $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ |
| -1268 | $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$ | -2058 | $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ |

توجه:

■ ترتیب آنتالپی سوختن ترکیب‌های هم کربن

آلکن < الکل < آلکین

■ در مقایسه این ترکیب‌ها، با افزایش تعداد کربن‌ها (افزایش جرم مولی)، آنتالپی سوختن بزرگ‌تر می‌شود.

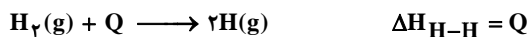
آلکن < آلکین < الکل

■ ترتیب ارزش سوختی ترکیب‌های هم کربن

آنتالپی پیوند و میانگین آن

آنتالپی پیوند

- هم‌ارز با گرمای لازم برای شکستن یک مول پیوند در حالت گازی و تولید ۲ مول اتم گازی است.
 - هم‌ارز با گرمای واکنشی است که طی آن یک مول از پیوند مورد نظر در حالت گازی به ۲ مول اتم گازی شکسته می‌شود.
- Q در معادله مقابل، هم‌ارز آنتالپی پیوند H-H است



توجه: هر چه آنتالپی پیوند برای پیوندی بزرگ‌تر باشد، آن پیوند قوی‌تر است.

توجه: برای پیوند موجود در مولکول‌های دو اتمی، آنتالپی پیوند و برای پیوندهای موجود در مولکول‌های چند اتمی از میانگین آنتالپی پیوند استفاده می‌شود.

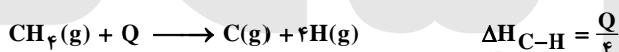
توجه: اگر پیوند A-A یا A-B به تنهایی در مولکولی وجود نداشته باشند (کنار آن پیوندهای دیگری (مشابه یا متفاوت) نیز الزاما وجود داشته باشند)، برای آن پیوند میانگین آنتالپی پیوند گزارش می‌شود.



آنتالپی یک پیوند معین از مولکولی به مولکول دیگر کمی تغییر می‌کند. مثلا، آنتالپی پیوند C-C در اتانول و اتان کمی متفاوت است.

پیوند C-H هیچ‌گاه به تنهایی در مولکول وجود ندارد و همواره پیوندهای دیگری به کربن متصل‌اند، بنابراین برای پیوند C-H میانگین آنتالپی پیوند گزارش می‌شود.

Q در معادله مقابل، ۴ برابر میانگین آنتالپی پیوند C-H است:



| پيوند | آنتالپی (kJ mol ⁻¹) |
|-------|---------------------------------|
| Cl-Cl | ۲۴۲ |
| Br-Br | ۱۹۳ |
| I-I | ۱۵۱ |
| H-F | ۵۶۷ |
| H-Cl | ۴۳۱ |
| O=O | ۴۹۵ |
| N≡N | ۹۴۵ |

| پيوند | میانگین آنتالپی (kJ mol ⁻¹) |
|-------|---|
| C-O | ۳۸۰ |
| N-H | ۳۹۱ |
| O-H | ۴۶۳ |
| C-C | ۳۴۸ |
| C=C | ۶۱۴ |
| C≡C | ۸۳۹ |
| C=O | ۷۹۹ |

عوامل مؤثر بر آنتالپی پیوند

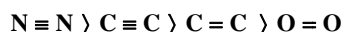
- با مرتبه پیوند (یگانه > دوگانه > سه‌گانه) رابطه مستقیم دارد.
- با طول پیوند (شعاع اتم‌های درگیر پیوند) رابطه عکس دارد.
- با قطبیت پیوند (متفاوت بودن دو اتم) رابطه مستقیم دارد.

توجه: پیوند یگانه H-F قوی‌ترین پیوند یگانه است و از پیوند دوگانه O=O هم قوی‌تر است!

توجه: پیوند دوگانه O=O بر خلاف انتظار، ضعیف‌تر از پیوند دوگانه C=C است (به دلیل دافعه جفت الکترون‌های ناپیوندی!)

توجه: پیوند دوگانه A=A از پیوند یگانه A-A قوی‌تر است ولی آنتالپی آن دو برابر آنتالپی پیوند یگانه A-A نیست!

مقایسه (میانگین) آنتالپی پیوند:



تعیین آنتالپی واکنش‌های شیمیایی (گرمای واکنش)

گرمایی که طی یک واکنش در فشار ثابت مبادله می‌شود (آنتالپی یا گرمای واکنش) را می‌توانیم به روش مستقیم و یا به روش غیر مستقیم محاسبه کنیم.

روش مستقیم (گرماسنجی):

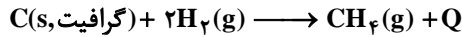
انجام واکنش مورد نظر در وسیله‌ای بنام گرماسنج و تعیین گرمای واکنش

توجه: با استفاده از گرماسنج‌های لیوانی می‌توانیم گرمایی که طی انجام واکنش در فشار ثابت مبادله می‌شود را اندازه‌گیری کنیم.

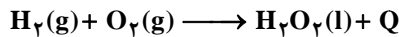
توجه: آنتالپی بسیاری از واکنش‌ها را نمی‌توان به کمک گرماسنجی تعیین کرد، زیرا برخی از آن‌ها مرحله‌ای از فرایندهای پیچیده‌اند و برخی هم به آسانی انجام نمی‌شوند.

واکنش‌هایی که نمی‌توان گرمای آن‌ها را با روش گرماسنجی تعیین کرد:

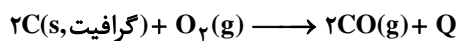
■ واکنش تهیه گاز متان از گاز هیدروژن و گرافیت (تأمین شرایط بهینه بسیار پرهزینه و دشوار است)



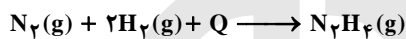
■ واکنش تهیه هیدروژن پراکسید (آب اکسیژنه) از گازهای هیدروژن و اکسیژن (به دلیل ناپایداری و تجزیه شدن هیدروژن پراکسید)



■ واکنش تولید CO از گاز هیدروژن و گرافیت (به دلیل ادامه یافتن واکنش و تبدیل شدن فرآورده به کربن دی‌اکسید)



■ تهیه هیدرازین از واکنش گاز هیدروژن و گاز نیتروژن (این واکنش مرحله اول تولید آمونیاک در فرایند هابر است)



روش‌های غیر مستقیم:

استفاده از آنتالپی‌های پیوند و یا آنتالپی واکنش‌های دیگر (قانون هس) برای محاسبه آنتالپی واکنش مورد نظر

۱- قانون هس

توجه:

■ قانون هس: اگر معادله واکنشی را بتوانیم از مجموع معادله‌های چند واکنش دیگر بدست آوریم، آنتالپی واکنش مورد نظر برابر مجموع آنتالپی‌های واکنش‌های جمع شده است (قانون هس: قانون جمع پذیری گرمای واکنش‌ها)

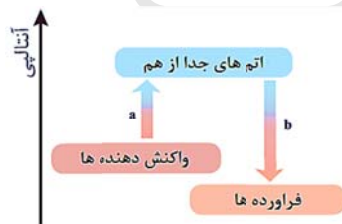
■ شرط معتبر بودن قانون هس، یکسان بودن شرایط انجام واکنش‌ها است.

۲- استفاده از آنتالپی‌های پیوند

توجه:

■ برای واکنش‌هایی مناسب است که تمام مواد موجود در آن‌ها حالت گازی دارند.

■ هر چه مولکول‌ها ساده‌تر باشند، آنتالپی محاسبه شده به مقدار تجربی آن نزدیک‌تر است.



$$\Delta H(\text{واکنش}) = \left[\begin{array}{l} \text{مجموع آنتالپی پیوندها} \\ \text{در مواد واکنش دهنده} \end{array} \right] - \left[\begin{array}{l} \text{مجموع آنتالپی پیوندها} \\ \text{در مواد فرآورده} \end{array} \right]$$

سینتیک شیمیایی

سینتیک شیمیایی بخشی از علم شیمی که به بررسی آهنگ انجام واکنش‌ها، شرایط و چگونگی انجام واکنش‌ها و بررسی عوامل مؤثر بر سرعت واکنش‌ها می‌پردازد.

آهنگ واکنش نشان می‌دهد که هر واکنش در چه گستره‌ای از زمان انجام می‌شود.

هرچه واکنش در گستره کوچک‌تری از زمان رخ دهد، آهنگ آن واکنش تندتر است و با سرعت بیشتری انجام می‌شود.

سرعت واکنش، آهنگ واکنش در گستره معینی از زمان تعریف می‌شود.

واکنش‌ها از نظر آهنگ انجام (سرعت!)

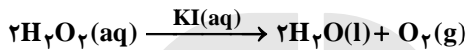
- واکنش بسیار سریع؛ انفجار (در گستره زمانی بسیار کوچک، مقدار کمی از ماده جامد یا مایع، حجم زیادی گاز داغ تولید می‌کند)
- واکنش سریع؛ تشکیل رسوب (جابه جایی دوگانه) (افزودن محلول سدیم کلرید به محلول نیتрат باعث تشکیل سریع رسوب سفید رنگ نقره کلرید می‌شود)
- واکنش کند؛ زنگ زدن آهن (اشیای آهنی در هوای مرطوب به کندی زنگ می‌زنند)
- واکنش بسیار کند؛ تجزیه سلولز (بسیاری از کتب قدیمی در نتیجه تجزیه بسیار کند سلولز کاغذ، در گذر زمان زرد و پوسیده می‌شوند)

توجه:

- سرعت انجام واکنش‌ها به عوامل مختلفی بستگی دارد.
- با تغییر عواملی چون، دما، غلظت واکنش دهنده‌ها، نوع مواد واکنش دهنده، کاتالیزگر و سطح تماس مواد می‌توان سرعت واکنش‌ها را تغییر داد.

$H_2O_2(aq)$

- محلول هیدروژن پراکسید به کندی در دمای اتاق به آب و گاز اکسیژن تجزیه می‌شود.
- افزودن مقداری از محلول پتاسیم یدید به این محلول، سرعت تجزیه هیدروژن پراکسید را به شدت افزایش می‌دهد.



سرعت واکنش از دیدگاه کمی

سرعت متوسط (\bar{R}):

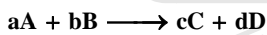
- مقدار تغییرات (مول) (Δn)، غلظت ($\Delta[A]$)، حجم (ΔV) و ... ماده طی یک واکنش در بازه زمانی معین و قابل اندازه گیری (Δt)
- کمیتی همواره مثبت است

$$\bar{R}_A = \pm \frac{\Delta n_A}{\Delta t} \quad \bar{R}_A = \pm \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad \bar{R}_A = \pm \frac{\Delta V_A}{\Delta t}$$

توجه: اندازه تغییرات مقدار یک ماده طی یک واکنش به ضرایب استوکیومتری آن در معادله شیمیایی واکنش بستگی دارد:

$$\Delta n_i \propto a_i \Rightarrow \bar{R}_i \propto a_i$$

توجه: نسبت اندازه تغییرات مول مواد موجود در یک واکنش به ضرایب استوکیومتری آن‌ها ($\frac{\Delta n_i}{a_i}$) در بازه زمانی معین، عددی یکسان است:



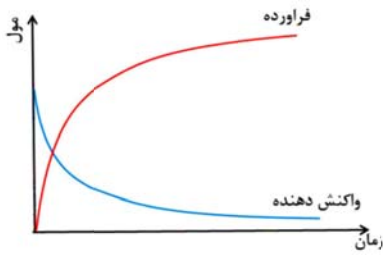
$$-\frac{\Delta n_A}{a} = -\frac{\Delta n_B}{b} = \frac{\Delta n_C}{c} = \frac{\Delta n_D}{d} = \text{عددی مثبت}$$

توجه: نسبت سرعت متوسط مواد موجود در یک واکنش به ضرایب استوکیومتری آن‌ها ($\frac{\bar{R}_i}{a_i}$) در بازه زمانی معین، عددی یکسان است:

$$\frac{\bar{R}_A}{a} = \frac{\bar{R}_B}{b} = \frac{\bar{R}_C}{c} = \frac{\bar{R}_D}{d} = \bar{R} \text{ واکنش}$$

توجه:

- ماده‌ای که کوچک‌ترین ضریب را دارد با کمترین سرعت متوسط در واکنش شرکت دارد.
- ماده‌ای که بزرگ‌ترین ضریب را دارد با بیشترین سرعت در واکنش شرکت دارد.
- سرعت متوسط واکنش با سرعت متوسط مصرف یا تولید ماده‌ای برابر است که کوچک‌ترین ضریب (ضریب: ۱) را دارد!



$$\left. \begin{array}{l} \text{صعودی (} \bullet \text{) شیب} \leftarrow \text{فراورده} \\ \text{نزولی (} \circ \text{) شیب} \leftarrow \text{واکنش دهنده} \end{array} \right\} \left(\frac{\Delta n}{\Delta t} \right) \text{ نمودار مول-زمان}$$

توجه:

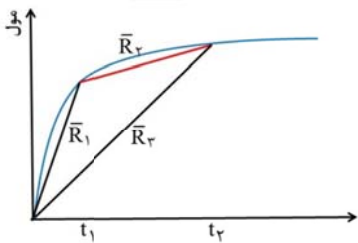
- اندازه شیب نمودار مول-زمان به ضریب استوکیومتری ماده بستگی دارد.
- اندازه شیب نمودار مول-زمان با گذشت زمان کاهش می‌یابد:
- ۱- با گذشت زمان، سرعت واکنش کاهش می‌یابد
- ۲- با گذشت زمان در بازه‌های زمانی یکسان، تغییرات مول کوچک‌تر می‌شود.

توجه: پس از پایان یافتن واکنش و یا برقراری تعادل، شیب نمودار مول-زمان صفر می‌شود.

توجه: در بازه زمانی معین، نسبت شیب نمودار مول-زمان مواد برابر نسبت ضرایب استوکیومتری آن‌ها است.

توجه: با گذشت زمان، سرعت متوسط واکنش در بازه‌های زمانی صفر تا t ($\bullet \rightarrow t$) کاهش می‌یابد.

$$\bar{R}_1 > \bar{R}_2 > \bar{R}_3$$



مثال: همواره، سرعت متوسط در ۲ دقیقه اول از سرعت متوسط ۴ دقیقه اول بزرگ‌تر است.

توجه: اگر سرعت متوسط در بازه زمانی متوالی آغاز تا t_1 را \bar{R}_1 و در بازه زمانی t_1 تا t_2 را \bar{R}_2 و در بازه زمانی آغاز تا t_2 را \bar{R}_3 در نظر بگیریم، همواره رابطه زیر برقرار است:

$$\bar{R}_1 > \bar{R}_3 > \bar{R}_2$$

توجه: اگر بازه‌های زمانی یکسان و متوالی باشند، سرعت متوسط در کل بازه، میانگین

سرعت‌های متوسط بازه‌های یکسان و متوالی خواهد بود!

$$\bar{R}_3 = \frac{\bar{R}_1 + \bar{R}_2}{2}$$