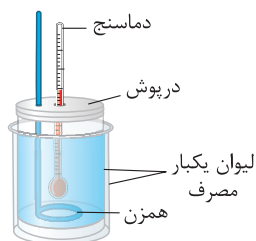


### تعیین $\Delta H$ واکنش به روش تجربی

۱ یکی از اهدافی که در گرماسنجی (ترموشیمی) دنبال می‌شود، تعیین آنتالپی واکنش ( $\Delta H$ ) است. در بسته قبلی با روش آنتالپی پیوند که یک روش محاسباتی بود، آشنا شدید. در این بسته با دو روش دیگر آشنا خواهیم شد.

- گرماسنج لیوانی (تجربی)
- قانون هس (محاسباتی)

۲ شکل زیر گرماسنج لیوانی ساده‌ای را نشان می‌دهد. اجزای این گرماسنج را به‌خاطر بسپارید.



۳ می‌توان با استفاده از یک ظرف مناسب که با محیط بیرون گرما مبادله نکند، یک گرماسنج لیوانی ساده ساخت. مثلاً می‌توانید از یک یا دو لیوان یکبار مصرف استفاده کنید. در فصل سوم می‌خوانید که برای ساخت ظروف یکبار مصرف از پلی‌استایرن استفاده می‌شود. بنابراین می‌توان گفت از دو لیوان پلی‌استایرنی استفاده می‌کنیم. از یک درپوش نیز برای جلوگیری از هدررفت گرما استفاده می‌شود.

۴ گرماسنج لیوانی، دستگاهی است که به کمک آن می‌توان گرمای واکنش را در فشار ثابت به روش تجربی تعیین کرد. این گرماسنج برای تعیین  $\Delta H$  فرایندهای انحلال و واکنش‌هایی که در حالت محلول انجام می‌شوند، مناسب است.

۵ گرماسنج لیوانی شامل مقدار معینی آب یا محلول یک واکنش دهنده در یک ظرف عایق بندی شده است. در این گرماسنج یک دماسنج و یک همزن نیز قرار دارد. پیش از انجام واکنش، دمای اولیه آب یا محلول ( $\theta_1$ ) اندازه‌گیری می‌شود. بعد از اضافه کردن واکنش دهنده دوم و انجام واکنش موردنظر، دمای نهایی آب یا محلول ( $\theta_2$ ) اندازه‌گیری می‌شود و با استفاده از اختلاف دمای پیش و پس از آزمایش ( $\Delta\theta$ ) گرمای واکنش به‌طور تقریبی محاسبه می‌شود.

تغییر دمای آب یا محلول ( $\Delta\theta$ ) × ظرفیت گرمایی ویژه آب یا محلول (c) × جرم آب یا محلول (m) = گرمای واکنش (Q)

از آن جا که معمولاً جرم حل‌شونده در مقایسه با جرم حلال (آب) ناچیز است، در رابطه موردنظر معمولاً از جرم و ظرفیت گرمایی ویژه آب، به جای محلول استفاده می‌شود. حتماً به یاد دارید که ظرفیت گرمایی ویژه آب برابر  $4.184 \text{ J.g}^{-1}.\text{C}^{-1}$  است.

### سین جیم

سؤال درون یک گرماسنج لیوانی مقدار  $149/5$  گرم محلول هیدروکلریک اسید با غلظت معین ریخته‌ایم و دماسنج دمای  $25^\circ\text{C}$  را نشان می‌دهد. با افزودن نیم‌گرم سدیم هیدروکسید خالص به آن و انجام واکنش، دما به  $26/1^\circ\text{C}$  می‌رسد. اگر گرمای ویژه مواد موجود در سامانه برابر  $4/18 \text{ J.g}^{-1}.\text{C}^{-1}$  فرض شود.  $\Delta H$  واکنش مقابل چند کیلوژول است؟ ( $\text{Na} = 23$  و  $\text{O} = 16$ ،  $\text{H} = 1$ :  $\text{g.mol}^{-1}$ )



جواب جرم کل مواد موجود در سامانه برابر با  $149/5 + 0/5 = 150$  و تغییر دما ( $\Delta\theta$ ) برابر با  $1^\circ\text{C}$  است. بنابراین گرمای جذب شده توسط مواد موجود در سامانه به‌صورت زیر محاسبه می‌شود:

اگر طی یک واکنش درون محلول، دمای آن افزایش یابد (مثل بسته‌های گرمازا) یعنی انحلال گرماده و اگر دمای آن کاهش یابد (مثل بسته‌های سرمازا) یعنی انحلال گرماگیر است. در این جا انحلال گرماده بوده چون دما افزایش یافته است.

این گرمای به دست آمده به‌ازای  $0/5$  گرم سدیم هیدروکسید است:

$$0/5 \text{ g NaOH} \sim -690 \text{ J}$$

$$\text{NaOH مولی} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$? \text{ kJ} = 1 \text{ mol NaOH} \times \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \times \frac{-690 \text{ J}}{0/5 \text{ g NaOH}} \times \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} = -55/2 \text{ kJ}$$

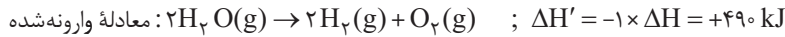
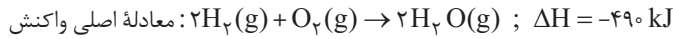
### جمع‌پذیری گرمای واکنش‌ها، قانون هس

۱) آنتالپی بسیاری از واکنش‌های شیمیایی را نمی‌توان به روش تجربی (گرماسنجی) اندازه‌گیری کرد، زیرا:

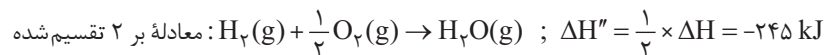
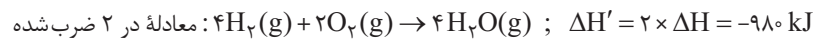
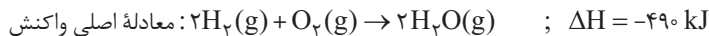
- واکنش موردنظر، مرحله‌ای از یک واکنش پیچیده است.
- تأمین شرایط بهینه برای انجام واکنش موردنظر بسیار دشوار است.

۲) قبل از مطرح کردن هر بحثی، دو نکته مهم را در استفاده از قانون هس برایتان مطرح می‌کنم:

- با وارونه‌کردن معادله یک واکنش،  $\Delta H$  آن در  $-1$  ضرب می‌شود:



- اگر ضرایب واکنش را در عددی ضرب یا بر عددی تقسیم کنیم،  $\Delta H$  واکنش نیز در آن عدد ضرب یا بر آن عدد تقسیم می‌شود:



۳) نخستین بار هنری هس دریافت که گرمای یک واکنش معین به راهی که برای انجام آن در پیش گرفته می‌شود، وابسته نیست. به دیگر سخن، با استفاده

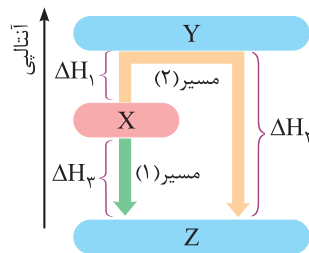
از  $\Delta H$  دو یا چند واکنش دیگر می‌توان  $\Delta H$  یک واکنش معین را به دست آورد، به شرطی که شرایط انجام همه واکنش‌ها یکسان باشد. امروزه از این نتیجه با نام قانون هس یاد می‌شود، قانونی که به جمع‌پذیری گرمای واکنش‌ها معروف است. بیان علمی قانون هس بر اساس مفهوم  $\Delta H$ ، به صورت زیر است:

قانون هس: اگر معادله واکنشی را بتوان از جمع معادله دو یا چند واکنش دیگر به دست آورد،  $\Delta H$  آن نیز از جمع جبری  $\Delta H$  همان واکنش‌ها به دست می‌آید.

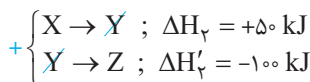
استاد الان ما نفهمیدیم، یعنی چی گرمای واکنش به مسیر وابسته نیست؟

به نمودار زیر توجه کن. می‌خواهیم  $\Delta H$  واکنش  $X \rightarrow Z$  را حساب کنیم. می‌توانیم دو مسیر (۱) و (۲) را در نظر بگیریم. در مسیر (۱)، به طور مستقیم

$X$  به  $Z$  تبدیل می‌شود:



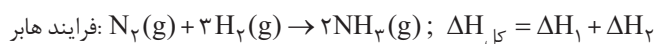
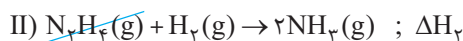
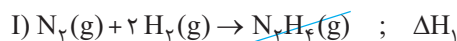
در مسیر (۲)،  $X$  ابتدا به ماده فرعی  $Y$  تبدیل شده و سپس  $Y$  به فرآورده اصلی  $Z$  تبدیل می‌شود که باز هم  $\Delta H$  واکنش برابر  $-50 \text{ kJ}$  خواهد بود:



استاد خوب الان مگه معادله ریاضیه که  $Y$  رواز دو سمت معادله حذف کردین؟

دقیقاً مثل معادله‌های جبری عمل می‌کنیم، اگر ماده‌ای در دو سمت فلش ( $\rightarrow$ ) در دو یا چند معادله قرار داشت، می‌توانیم با هم خط بزنیم. برای مثال

در شرایط یکسان می‌توانیم دو معادله (I) و (II) را با هم جمع تا به معادله فرایند هابر برسیم:

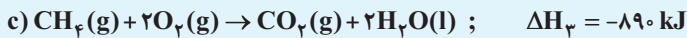
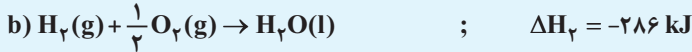
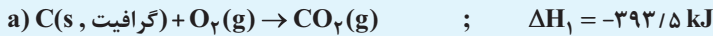


۴) در مسائل قانون هس، باید واکنش‌ها را طوری تغییر دهیم تا با جمع همه آن‌ها به معادله کلی (هدف) برسیم. نکته اصلی در قانون هس، توجه به گونه‌های

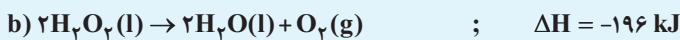
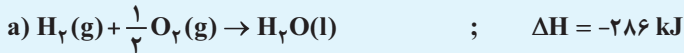
با پراکندگی کمتر است، یعنی با توجه به گونه‌هایی از معادله هدف به موفقیت می‌رسیم که در معادله‌های داده شده (کمکی) کمتر تکرار شده باشند.

**سین جیم**

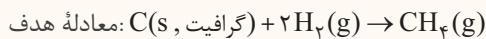
**سؤال ۱** با توجه به معادله‌های زیر که در شرایط یکسان انجام می‌شوند،  $\Delta H$  واکنش:  $CH_4(g) \rightarrow 2H_2(g) + C(s)$  (گرافیت) را به دست آورید.



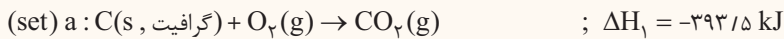
**پ** هیدروژن پراکسید ( $H_2O_2$ ) ماده‌ای است که با نام تجاری آب اکسیژنه به فروش می‌رسد. با استفاده از واکنش‌های زیر، آنتالپی واکنش  $H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O_2(l)$  را حساب کنید.



**جواب ۱** واکنش کلی (هدف) به صورت مقابل است:



ابتدا به سراغ گرافیت از معادله هدف می‌رویم. در واکنش بالا، (گرافیت،  $C(s)$ ) در سمت چپ با ضریب ۱ حضور دارد. خبر خوب این است که این ماده در واکنش‌های کمکی هم فقط در معادله (a) و آن هم با ضریب ۱ و در سمت چپ یافت می‌شود، پس معادله (a) را همین جوری که هست نگه می‌داریم.

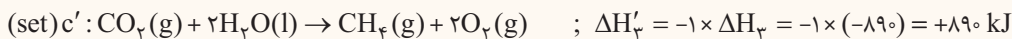


یادتون نره که قراره یه کاری کنیم که از جمع واکنش‌های a، b و c به معادله هدف برسیم. یه نکته دیگه هم بگم، هر اتفاقی در جهان هستی افتاد، حق نداریم دست به معادله a که set شد، بزنیم.

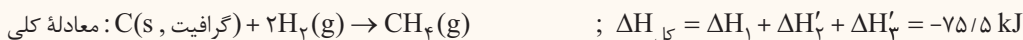
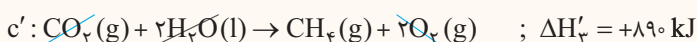
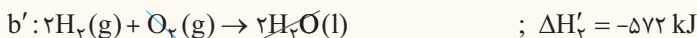
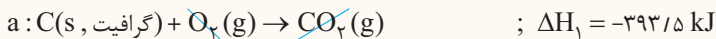
سراغ دومین گونه معادله هدف می‌رویم، یعنی  $H_2$  که در سمت چپ با ضریب ۲ وجود دارد. از آن جا که  $H_2$  در معادله (b) در سمت چپ اما با ضریب ۱ یافت می‌شود، کل معادله (b) را در عدد ۲ ضرب کرده و آن را هم set می‌کنیم:



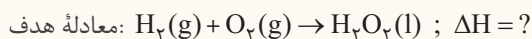
حالا به سراغ آخرین گونه معادله هدف یعنی  $CH_4$  می‌رویم که با ضریب ۱ و در سمت راست آن قرار دارد.  $CH_4$  فقط در معادله (c) با ضریب ۱ اما در سمت چپ حضور دارد، بنابراین معادله (c) را وارونه می‌کنیم تا  $CH_4$  در سمت راست قرار بگیرد و آن را هم set می‌کنیم:



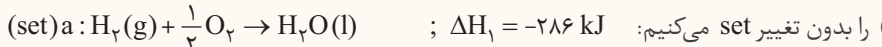
حالا هر سه معادله را با هم جمع می‌کنیم تا به معادله هدف برسیم:



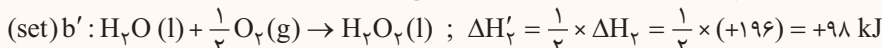
**پ** واکنش هدف به صورت مقابل است:



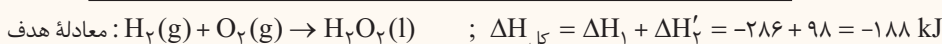
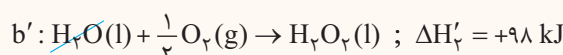
نخستین ماده در معادله هدف،  $H_2$  است که در سمت چپ با ضریب ۱ قرار دارد. از آن جا که این ماده در معادله (a) به همین صورت (در سمت چپ و با ضریب ۱) وجود دارد، معادله (a) را بدون تغییر set می‌کنیم:



دومین ماده یعنی  $O_2$  در سمت چپ معادله هدف با ضریب ۱ وجود دارد. با set شدن واکنش (a)، می‌دانیم  $\frac{1}{2}O_2$  در سمت چپ داریم و برای رسیدن به  $O_2$ ، به  $\frac{1}{2}O_2$  دیگر در سمت چپ نیاز داریم که این را از معادله (b) به دست می‌آوریم. با وارونه کردن معادله (b) و ضرب آن در عدد  $\frac{1}{2}$ ، آن را set می‌کنیم:



البته می‌توانستیم از  $H_2O_2$  هم که فقط در معادله (b) حضور داشت، استفاده کنیم، فرقی نمی‌کرد. حالا می‌توان نوشت:



۱. وقتی یک دما یا فشاری را در صنعت ثابت و بدون تغییر نگه می‌دارند، اصطلاحاً آن را set می‌کنند. من هم سر کلاس‌هایم همین اصطلاح را به کار می‌برم و از الان به بعد در این کتاب هم همین اصطلاح را به کار می‌بریم.

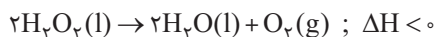
## چند واکنش مهم کتاب درسی

### هیدروژن پراکسید یا آب اکسیژنه ( $H_2O_2$ )

۱ هیدروژن پراکسید ( $H_2O_2$ ) ماده‌ای است که با نام تجاری آب اکسیژنه به فروش می‌رسد. محلول رقیق این ماده در آب ( $H_2O_2(aq)$ ) به عنوان ضد عفونی کننده، رنگ برولکه بر کاربرد دارد.

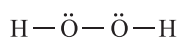
۲ تهیه  $H_2O_2$  از واکنش مستقیم گازهای هیدروژن و اکسیژن، ممکن نیست. زیرا گازهای  $H_2$  و  $O_2$  در شرایط مناسب با هم واکنش داده و ماده پایدار  $H_2O$  را تولید می‌کنند.

۳ تجزیه هیدروژن پراکسید از معدود واکنش‌های تجزیه گرماده است. در این واکنش آب اکسیژنه به آب و گاز اکسیژن تبدیل می‌شود:



۴ کمی جلوتر می‌خوانیم که هیدروژن پراکسید در دمای اتاق با سرعت بسیار کمی تجزیه می‌شود، ولی در حضور کاتالیزگر مناسب مانند محلول پتاسیم یدید ( $KI(aq)$ ) در دمای اتاق به سرعت تجزیه می‌شود. (یون یدید کاتالیزگر واکنش است.)

۵ ساختار لوویس هیدروژن پراکسید به صورت زیر است:



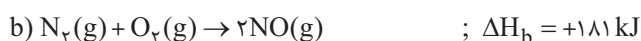
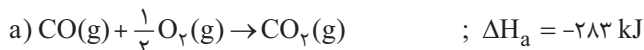
هیدروژن پراکسید

### تبدیل آلایندهای CO و NO به گازهای کم ضررتر

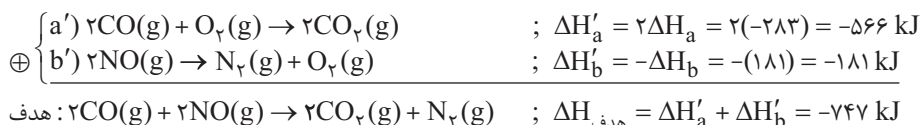
۱ کربن مونواکسید (CO) و نیترون مونواکسید (NO)، آلایندهایی هستند که از آگروز خودروها وارد هوا کره می‌شوند. شیمی دان‌های هوا کره، با استفاده از واکنش گرماده زیر این دو گاز آلایند و سمی را به گازهایی پایدارتر و با آلایندگی کمتر، تبدیل کردند:



۲ برای محاسبه آنتالپی این واکنش، از دو واکنش مقابل استفاده می‌کنیم:



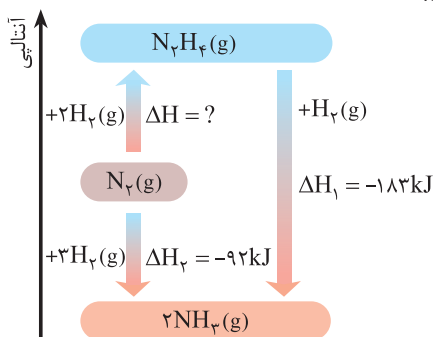
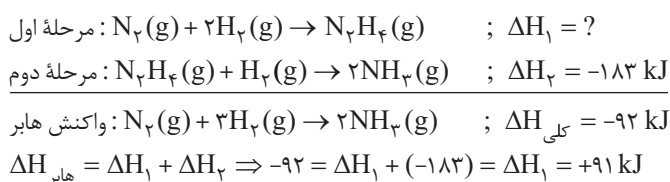
کافیست ضرایب واکنش (a) را در ۲ ضرب کرده و با معکوس واکنش (b) جمع کنیم:



### تولید آمونیاک، یک واکنش دو مرحله‌ای

۱ اغلب واکنش‌های شیمیایی، خود شامل دو یا چند واکنش شیمیایی هستند؛ به عبارت دیگر، اغلب واکنش‌های شیمیایی نتیجه انجام شدن دو یا چند واکنش پی در پی هستند. اگر یکی از این واکنش‌های پی در پی را نتوان در آزمایشگاه به صورت جداگانه انجام داد، می‌توان بر اساس قانون هس،  $\Delta H$  آن واکنش را محاسبه کرد.

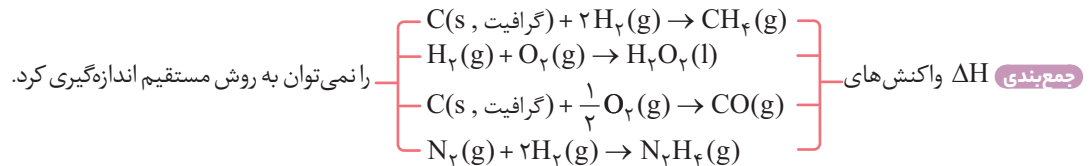
۲ شواهد تجربی نشان می‌دهند که تهیه آمونیاک به روش هابر از گازهای نیتروژن و هیدروژن مطابق نمودار زیر و واکنش‌های داده شده، یک واکنش دو مرحله‌ای است:



۳ واکنش تولید هیدرازین از گازهای نیتروژن و هیدروژن، گرماگیر است ( $\Delta H > 0$ ). اما واکنش تولید آمونیاک ( $\text{NH}_3$ ) از گازهای هیدرازین و هیدروژن، گرماده است ( $\Delta H < 0$ ). از آن جا که گرمای تولید شده در مرحله دوم، بیشتر از گرمای جذب شده در مرحله اول می باشد، در نتیجه واکنش کلی یعنی تولید آمونیاک از گازهای نیتروژن و هیدروژن، گرماده است ( $\Delta H_{\text{بر}}$ ).

۴ از این مجموعه واکنش ها، دو نکته نتیجه می شود:

- محتوای انرژی آمونیاک پایین تر از هیدرازین بوده، پس آمونیاک پایدارتر است.
- تولید آمونیاک از گازهای هیدرازین و هیدروژن گرمای بیشتری نسبت به گازهای نیتروژن و هیدروژن تولید می کند.



• با انتخاب یکی از دو مورد داده شده، عبارت های زیر را به درستی کامل کنید.

۶۶۵ | از گرماسنج لیوانی برای اندازه گیری گرمای واکنش در (فشار / حجم) به روش (تجربی / محاسباتی) استفاده می شود.

۶۶۶ | با وارونه شدن معادله هرواکنش شیمیایی، مقدار  $\Delta H$  آن (ثابت می ماند / قرینه می شود).

۶۶۷ | متان، بخش کمی از / عمده گاز طبیعی را تشکیل می دهد.

۶۶۸ | شواهد تجربی نشان می دهد که تهیه آمونیاک به روش هابرازگازهای نیتروژن و هیدروژن، یک واکنش (یک / دو / سه) مرحله ای است.

۶۶۹ | از تجزیه گیاهان به وسیله باکتری های بی هوازی در زیر آب، ( $\text{CO}_2$  /  $\text{CH}_4$ ) تولید می شود.

۶۷۰ | شیمیدان ها با طراحی واکنشی، گازهای آلاینده مانند ( $\text{SO}_2$  و  $\text{CO}_2$  و  $\text{NO}$  و  $\text{CO}$ ) را که از آگزوز خودروها به هوا کره وارد می شوند، به گازهایی با (پایداری / آلاینده گی) کمتر تبدیل کردند.

۶۷۱ | در شرایط یکسان  $\text{CO}_2$  از  $\text{CO}$ ، (پایدارتر / ناپایدارتر) است.

۶۷۲ | گرماسنج لیوانی برای تعیین  $\Delta H$  فرایندهای (سوختن / انحلال) مناسب است.

• درستی یا نادرستی عبارت های زیر را تعیین کرده و در صورت نادرست بودن، شکل درست یا علت نادرستی آن را بنویسید.

۶۷۳ | آنتالپی تقریباً همه واکنش های شیمیایی را می توان به روش تجربی اندازه گیری کرد.

۶۷۴ | گرمای یک واکنش معین به راهی که برای انجام آن در پیش گرفته می شود، وابسته است.

۶۷۵ | برای اندازه گیری گرمای واکنش سوختن متان می توان از گرماسنج لیوانی استفاده کرد.

۶۷۶ | گرماسنج لیوانی، گرمای واکنش را در فشار ثابت اندازه گیری می کند که هم ارز با تغییر آنتالپی ( $\Delta H$ ) آن ها است.

۶۷۷ | در شرایط یکسان، آمونیاک ( $\text{NH}_3$ ) از هیدرازین ( $\text{N}_2\text{H}_4$ ) پایدارتر است.

۶۷۸ | تأمین شرایط بهینه برای تهیه گاز متان از گرافیت و گاز هیدروژن، آسان و کم هزینه است.

۶۷۹ | واکنشی که با  $\Delta H$  وابسته به خود بیان شود، واکنش استوکبومتری نامیده می شود.

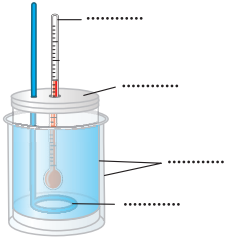
۶۸۰ | در شرایط یکسان، در واکنش تولید آمونیاک از گازهای  $\text{H}_2$  و  $\text{N}_2$  گرمای بیشتری نسبت به تولید آمونیاک از گازهای  $\text{H}_2$  و  $\text{N}_2$  آزاد می شود.

۶۸۱ | در تبدیل گازهای آلاینده  $\text{CO}$  و  $\text{NO}$  خروجی از آگزوز خودروها به مواد با آلاینده گی کمتر، تمام فرآورده های به دست آمده ناقطبی هستند.

۶۸۲ | مفاهیم زیر را تعریف کنید.

۱) واکنش گرما شیمیایی

۲) قانون هس



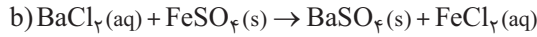
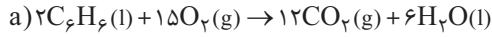
۶۸۳ | با توجه به شکل مقابل، به پرسش‌های زیر پاسخ دهید.

الف) شکل را کامل کنید.

ب) نام این دستگاه چیست؟

پ) این دستگاه، گرما را در فشار ثابت اندازه‌گیری می‌کند یا حجم ثابت؟

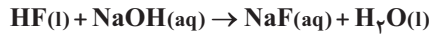
ت) این دستگاه برای اندازه‌گیری کدام واکنش(های) زیر، مناسب‌تر است؟ توضیح دهید.



احتمال طرح شدن مسائل گرماسنج در امتحان نهایی نزدیک به صفره ولی صفر مطلق نیست! پس برای پوشش مطلب، سه سؤال بعدی را داوطلبانه حل کنید.

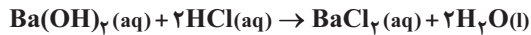
۶۸۴ | اگر با اضافه کردن ۰/۸ گرم هیدروژن فلوئورید مایع به یک گرماسنج لیوانی محتوی ۹۹/۲ گرم محلول سدیم هیدروکسید با غلظت معین، دمای گرماسنج از  $12^\circ C$  به  $14^\circ C$  برسد،  $\Delta H$  واکنش زیر را حساب کنید. (گرمای ویژه مواد موجود در سامانه را برابر  $4 J \cdot g^{-1} \cdot ^\circ C^{-1}$  فرض کنید و

$$(Na = 23, F = 19, O = 16, H = 1 : g \cdot mol^{-1})$$



۶۸۵ | ۸/۴ گرم پتاسیم هیدروکسید ( $M = 56 g \cdot mol^{-1}$ ) به  $150^\circ C$  آب درون یک گرماسنج اضافه شده است. اگر دمای اولیه همهٔ مواد برابر  $25^\circ C$  باشد و ظرفیت گرمایی ویژهٔ آب و پتاسیم هیدروکسید به ترتیب  $4/2$  و  $1$  ژول بر گرم بر درجهٔ سلسیوس و دمای سامانه پس از رسیدن به تعادل،  $40^\circ C$  باشد، مقدار گرمای انحلال KOH را به طور تقریبی برحسب  $kJ \cdot mol^{-1}$  به دست آورید. (از گرمای جذب شده به وسیلهٔ بدنهٔ گرماسنج صرف نظر می‌شود.)

۶۸۶ | در یک گرماسنج لیوانی، با ظرفیت گرمایی  $200 J \cdot ^\circ C^{-1}$ ، مقدار  $50$  میلی‌لیتر محلول  $0.5 mol \cdot L^{-1}$  باریم هیدروکسید را با  $150$  میلی‌لیتر محلول هیدروکلریک اسید با غلظت معین مخلوط می‌کنیم. با انجام واکنش، دمای کل سامانه از  $24/3^\circ C$  به  $30/3^\circ C$  می‌رسد.  $\Delta H$  واکنش موردنظر را برحسب  $kJ \cdot mol^{-1}$  به دست آورید. (چگالی محلول نهایی را برابر  $1 g \cdot mL^{-1}$  و گرمای ویژهٔ آن برابر  $4/2 J \cdot g^{-1} \cdot ^\circ C^{-1}$  در نظر بگیرید. راهنمایی:



هیدروکلریک اسید به طور کامل مصرف نمی‌شود.)

۶۸۷ | درستی یا نادرستی عبارتهای زیر را در مورد متان تعیین کنید.

الف) ساده‌ترین هیدروکربن و نخستین عضو خانوادهٔ آلکان‌ها است.

ب) متان بخش عمدهٔ گاز طبیعی را تشکیل می‌دهد.

پ) گاز متان را می‌توان از واکنش گرافیت و گاز هیدروژن در آزمایشگاه تهیه کرد.

ت) در واکنش سوختن کامل تمامی آلکان‌ها به جز متان، مجموع ضرایب فرآورده‌ها بزرگتر از مجموع ضرایب واکنش‌دهنده‌ها است.

۶۸۸ | به دو پرسش زیر، پاسخ دهید.

الف) چرا آنتالپی بسیاری از واکنش‌های شیمیایی را نمی‌توان به روش تجربی اندازه‌گیری کرد؟ دو دلیل بیان کنید.

ب) در استفاده از قانون هس، رعایت چه شرطی برای واکنش‌ها الزامی است؟

۶۸۹ |  $\Delta H$  کدام واکنش‌های زیر را نمی‌توان به روش تجربی حساب کرد؟

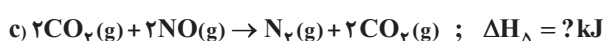
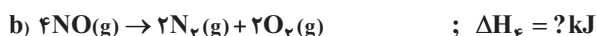
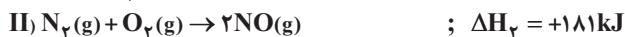
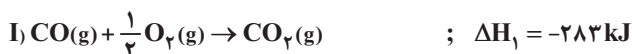
الف) واکنش هیدرازین ( $N_2H_4$ ) با هیدروژن برای تولید آمونیاک

ب) واکنش تهیهٔ متان از گرافیت و گاز هیدروژن

پ) واکنش تهیهٔ نیتروژن مونوکسید از واکنش مستقیم عنصرهای سازنده‌اش

ت) واکنش تهیهٔ هیدروژن پراکسید از واکنش مستقیم عنصرهای سازنده‌اش

۶۹۰ | با توجه به مقدار آنتالپی‌های واکنش‌های (I) و (II)، آنتالپی واکنش‌های a، b، c را به دست آورید.



۶۹۱ | با توجه به واکنش ترموشیمیایی:  $H_2(g) + I_2(s) + 53 \text{ kJ} \rightarrow 2HI(g)$ ، آنتالپی واکنش  $H_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2HI(g)$  را حساب کنید.

(برگرفته از کتاب درسی)

آنتالپی فرازش (تصعید)  $I_2$  را  $62/5 \text{ kJ mol}^{-1}$  در نظر بگیرید.

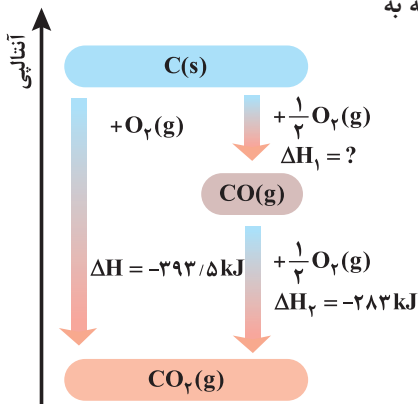
۶۹۲ | واکنش سوختن کامل گرافیت را می‌توان مجموعه‌ای از دو واکنش پی‌در پی دانست. با توجه به

نمودار داده‌شده به پرسش‌های زیر پاسخ دهید.

۱)  $\Delta H$  کدام واکنش را نمی‌توان به روش تجربی محاسبه کرد؟ چرا؟

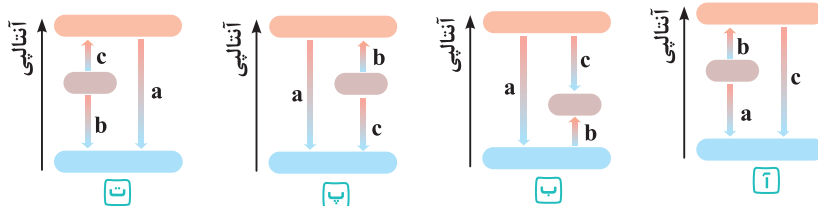
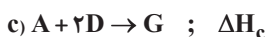
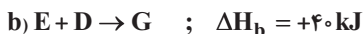
۲)  $\Delta H_1$  را بر حسب kJ به دست آورید.

۳) CO اکسید پایدارتری است یا  $CO_2$ ؟ چرا؟



با کلی سؤال جذاب قراره ازت پذیرایی بشه!

۶۹۳ | با توجه به اطلاعات داده‌شده، کدام نمودار می‌تواند نشان‌دهنده واکنش‌های زیر باشد؟



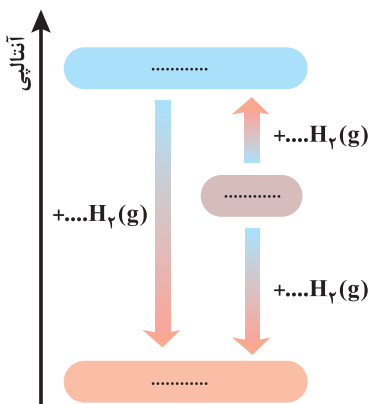
۶۹۴ | با توجه به واکنش‌های ترموشیمیایی زیر:



۱) اگر واکنش‌های بالا برای تولید آمونیاک باشند و بدانیم تولید آمونیاک از گازهای نیتروژن و هیدروژن مطابق فرایند هابر یک واکنش دومرحله‌ای است، نمودار مقابل را کامل کنید.

۲) در شرایط یکسان، هیدرازین پایدارتر است یا آمونیاک؟ چرا؟

۳) با استفاده از واکنش‌های (I) و (II)،  $\Delta H$  واکنش زیر را محاسبه کنید.



۴) ساختار لوویس آمونیاک و هیدرازین را رسم کنید. در کدام مولکول نسبت شمار جفت الکترون پیوندی بزرگ‌تر است؟ شمار جفت الکترون ناپیوندی

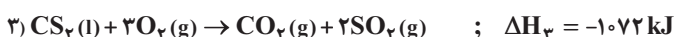
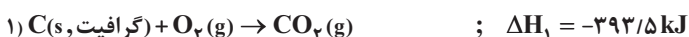
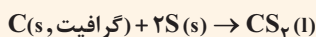
۶۹۵ | اگر واکنش تبدیل Fe به آهن (III) اکسید، طی دو مرحله زیر انجام شود، به پرسش‌های داده‌شده پاسخ دهید.



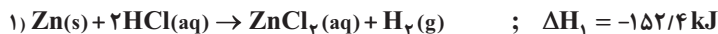
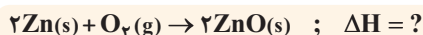
۱) مراحل انجام واکنش را بر روی نمودار آنتالپی نمایش دهید.

۲)  $\Delta H$  واکنش  $4Fe(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2Fe_2O_3(s)$  را به دست آورید.

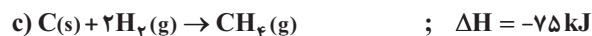
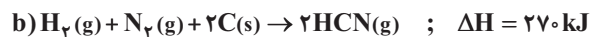
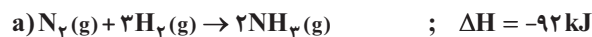
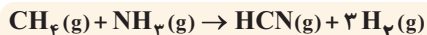
۶۹۶ | با توجه به اطلاعات داده‌شده، آنتالپی واکنش داخل کادر را محاسبه کنید.



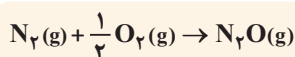
۶۹۷ | به کمک آنتالپی واکنش‌های داده شده، آنتالپی واکنش داخل کادر را محاسبه کنید.



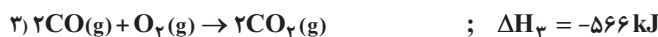
۶۹۸ | با استفاده از واکنش‌های ترموشیمیایی داده شده،  $\Delta H$  واکنش داخل کادر را به دست آورید.



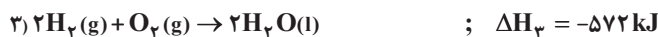
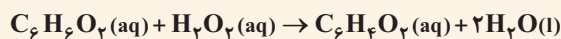
در مدل سؤال بعدی باید از حذف مواد زائد! نیز استفاده کنید، پس پاسخ رو خیلی خوب بخون.



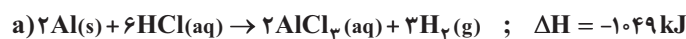
۶۹۹ | با توجه به اطلاعات داده شده، آنتالپی واکنش داخل کادر را محاسبه کنید:



۷۰۰ | با توجه به اطلاعات داده شده، آنتالپی واکنش داخل کادر را محاسبه کنید:

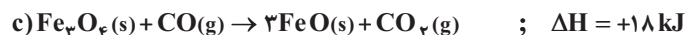
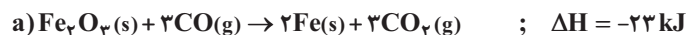
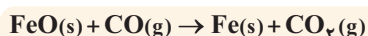


۷۰۱ | با توجه به واکنش‌های زیر، آنتالپی واکنش تشکیل یک مول آلومینیم کلرید جامد از فلز آلومینیم و گاز کلر، چند کیلوژول است؟

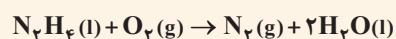


(برگرفته از کتاب درسی)

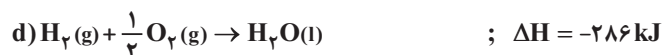
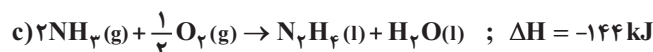
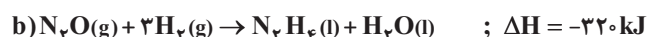
۷۰۲ | با توجه به آنتالپی واکنش‌های داده شده،  $\Delta H$  واکنش زیر را به دست آورید.



شاید حس کنین End قانون هس هستین، ملالی نیست، بعدی رو حل کنین



۷۰۳ | با توجه به آنتالپی واکنش‌های داده شده،  $\Delta H$  واکنش زیر را حساب کنید.





سؤال بعدی مربوط به تمرین‌های دوره‌ایه، به جرأت می‌تونم بگم یکی از سؤالای خوب کتاب درسیه، پس با دقت حلش کنین.

(برگرفته از کتاب درسی)



حالت اول: با استفاده از جدول آنتالپی‌های پیوند زیر:

C=C	H-H	C-C	C-H	پیوند
۶۱۴	۴۳۶	۳۴۸	۴۱۵	آنتالپی پیوند ( $kJ \cdot mol^{-1}$ )

حالت دوم: آنتالپی سوختن اتن، اتان و هیدروژن که به ترتیب برابر با  $-1560$ ،  $-286$  و  $-1410$  کیلوژول برمول است، حساب کنید.

$\Delta H$  محاسبه شده از کدام قسمت را برای یک گزارش علمی انتخاب می‌کنید؟ توضیح دهید.

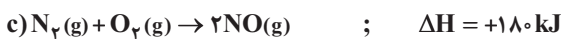
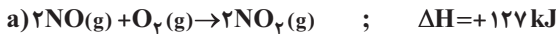
۷۰۵ | اگر از سوختن یک گرم از هریک از گازهای اتن و هیدروژن و یک گرم گرافیت (C)، به ترتیب  $50 kJ$ ،  $142 kJ$  و  $32/5 kJ$  گرما آزاد شود،  $\Delta H$  واکنش:



حالا قراره بریم سؤالات ترکیبی از قانون هس را حل کنیم، سه حالت وجود داره، ترکیب هس و  $Q = mc\Delta\theta$ ، ترکیب هس و استوکیومتری و ترکیب هس و

آنتالپی پیوند. همشو به ترتیب حل می‌کنیم.

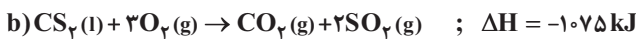
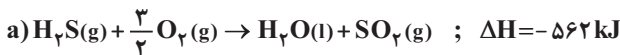
۷۰۶ | با توجه به واکنش‌های زیر:



با گرمای مصرف شده برای انجام واکنش  $N_2(g) + \frac{5}{4}O_2(g) \rightarrow N_2O_5(g)$ ، چند گرم آب با دمای  $40^\circ C$  را می‌توان به جوش آورد؟ (گرمای ویژه

آب را  $4/2 J \cdot g^{-1} \cdot ^\circ C^{-1}$  در نظر بگیرید.)

۷۰۷ | با توجه به واکنش‌های زیر و مقدار  $\Delta H$  آن‌ها،



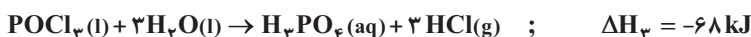
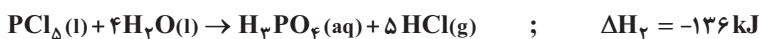
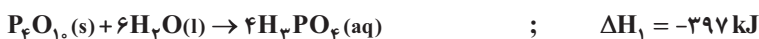
برای تشکیل  $6/8$  گرم  $H_2S(g)$  مطابق واکنش:  $CS_2(l) + 2H_2O(l) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2S(g)$ ، چند کیلوژول گرما صرف می‌شود؟

( $S = 32, H = 1 : g \cdot mol^{-1}$ )

۷۰۸ | اگر گرمای واکنش:  $N_2(g) + 2H_2(g) \rightarrow N_2H_4(g)$  برابر  $+95 kJ \cdot mol^{-1}$  و گرمای تبخیر مولی  $N_2H_4(l)$  برابر با  $+45 kJ \cdot mol^{-1}$  باشد، از

تجزیه  $6/4$  گرم  $N_2H_4(l)$  و تبدیل آن به گازهای  $N_2$  و  $H_2$ ، چند کیلوژول گرما آزاد می‌شود؟ ( $H = 1, N = 14 : g \cdot mol^{-1}$ )

۷۰۹ | با توجه به واکنش‌های مقابل:

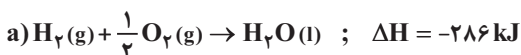


برای آزاد شدن  $106/6$  کیلوژول گرما از واکنش  $P_4O_{10}(s) + 6PCl_5(l) \rightarrow 10POCl_3(l)$ ، چند گرم  $PCl_5$  مصرف می‌شود؟

( $P = 31, Cl = 35/5 : g \cdot mol^{-1}$ )

۷۱۰ | با توجه به اطلاعات داده شده، اگر بدانیم آنتالپی پیوند  $H-H$  و  $O=O$  به ترتیب برابر  $436$  و  $496$  کیلوژول برمول می‌باشد، میانگین آنتالپی

پیوند  $O-H$  در آب برحسب  $kJ \cdot mol^{-1}$  کدام است؟



۶۶۵ | فشار - تجربی

۶۶۶ | ثابت می‌ماند (از نظر مقدار  $\Delta H$ ، ثابت می‌ماند اما علامت آن قرینه می‌شود).

۶۶۷ | عمده  $\text{NO}$  و  $\text{CO}$  - آلاینده‌گی

۶۶۸ | دو پایدارتر

۶۶۹ |  $\text{CH}_4$  انحلال

۶۷۳ | نادرست - آنتالپی بسیاری از واکنش‌های شیمیایی را نمی‌توان به روش تجربی محاسبه کرد.

۶۷۴ | نادرست - گرمای واکنش به راهی که برای انجام آن در پیش گرفته می‌شود، وابسته نیست.

۶۷۵ | نادرست - برای واکنش‌های سوختن که دارای مواد گازی شکل هستند، نمی‌توان از گرماسنج لیوانی استفاده کرد، زیرا با مصرف یا تولید گاز، فشار درون گرماسنج تغییر کرده و دیگر برای اندازه‌گیری گرما در فشار ثابت مناسب نخواهد بود. (آنتالپی، گرمای واکنش در فشار ثابت را نشان می‌دهد).

۶۷۶ | درست

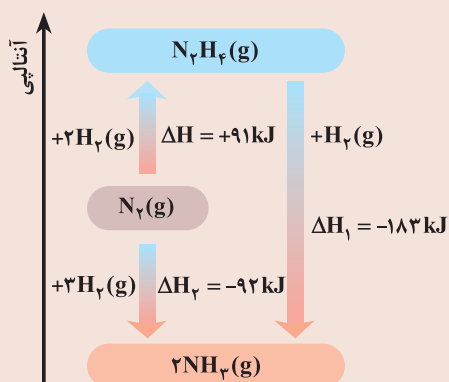
۶۷۷ | درست - به خاطر داشته باشید که هیدرازین ( $\text{N}_2\text{H}_4$ ) ماده‌ای بسیار پرانرژی و ناپایدار است.

۶۷۸ | نادرست - تأمین آن بسیار دشوار و پرهزینه است.

۶۷۹ | درست

۶۸۰ | درست - کادر زیر را بخوانید.

### خوبه که بدونی

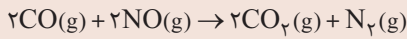


شواهد تجربی نشان می‌دهند که تهیه آمونیاک به روش هابر از گازهای نیتروژن و هیدروژن، یک واکنش دومرحله‌ای است.

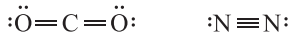
همان‌طور که در نمودار دیده می‌شود، آمونیاک از هیدرازین پایدارتر بوده و گرمای آزادشده از واکنش  $\text{N}_2\text{H}_4 + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 4\text{H}_2$  بیشتر از گرمای آزادشده از واکنش  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$  است.

خوبه که بدونی

شیمیدان های هواکره، گازهای آلاینده NO و CO خروجی از آگروز خودرو را با طراحی یک واکنش به صورت زیر، به گازهای پایدارتر و با آلایندهی کمتر تبدیل می کنند.

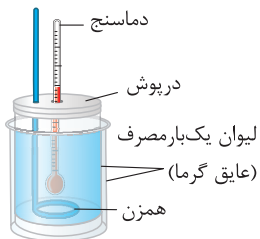


هر دو فراورده و واکنش بالا، مولکول هایی ناقطبی محسوب می شوند:



۶۸۲ | واکنش گرماشیمیایی (ترموشیمیایی): اگر واکنش شیمیایی با  $\Delta H$  وابسته به آن بیان شود، به آن واکنش گرماشیمیایی می گویند.

قانون هس: با فرض یکسان بودن شرایط انجام همه واکنش ها، اگر معادله واکنشی را بتوان از جمع معادله دو یا چند واکنش دیگر به دست آورد،  $\Delta H$  آن نیز از جمع جبری  $\Delta H$  همان واکنش ها به دست می آید.



۶۸۳ | آ شکل کامل شده به صورت مقابل است:

ب) گرماسنج لیوانی

پ) فشار ثابت

ت) فقط مورد b، بهتر است واکنش هایی که ماده شرکت کننده در آن به صورت گازی شکل نباشد را با گرماسنج لیوانی اندازه گیری کنیم، مانند واکنش های انحلال (بدون فراورده گازی).

۶۸۴ | مجموع جرم مواد موجود در گرماسنج:

$$m = 0.8 + 99.2 = 100 \text{ g}$$

$$Q = mc\Delta\theta = 100 \text{ g} \times 4 \frac{\text{J}}{\text{g}\cdot^\circ\text{C}} \times (14 - 12)^\circ\text{C} = 800 \text{ J} \text{ یا } 0.8 \text{ kJ}$$

ابتدا گرمای آزاد شده از واکنش درون گرماسنج را حساب می کنیم:

در واکنش انجام شده از ۰/۸ گرم HF خالص استفاده شده تا ۰/۸ کیلوژول گرما آزاد شود، حالا حساب می کنیم اگر یک مول HF (مطابق معادله واکنش) داشته باشیم، چقدر گرما آزاد می شود که همان  $\Delta H$  به شمار می رود:

$$? \text{ kJ} = 1 \text{ mol HF} \times \frac{20 \text{ g HF}}{1 \text{ mol HF}} \times \frac{0.8 \text{ kJ}}{0.8 \text{ g HF}} = 20 \text{ kJ} \xrightarrow{\text{واکنش گرماده است}} \Delta H = -20 \text{ kJ}$$

از کجا فهمیدین واکنش گرماده هستش؟



دمای محلول در گرماسنج از  $12^\circ\text{C}$  به  $14^\circ\text{C}$  رسیده، پس محلول گرم تر شده که نشان دهنده واکنش های گرماده است.



۶۸۵ | ابتدا گرمای لازم برای رسیدن دمای مواد از  $25^\circ\text{C}$  به  $40^\circ\text{C}$  را حساب می کنیم:

$$\left. \begin{aligned} Q_1 = m_1 c_1 \Delta\theta &= 150 \times 4.2 \times (40 - 25) = 9450 \text{ J} \\ Q_2 = m_2 c_2 \Delta\theta &= 8.4 \times 1 \times (40 - 25) = 126 \text{ J} \end{aligned} \right\} \Rightarrow Q_{\text{کل}} = Q_1 + Q_2 = 9450 \text{ J} + 126 \text{ J} = 9576 \text{ J} \text{ یا } 9.576 \text{ kJ}$$

این مقدار گرمای آزاد شده بر اثر انحلال ۸/۴ گرم پتاسیم هیدروکسید است، از آن جا که  $\Delta H$  انحلال بر حسب کیلوژول بر مول خواسته شده است، گرمای آزاد شده به ازای انحلال یک مول پتاسیم هیدروکسید را محاسبه می کنیم:

$$? \text{ kJ} = 1 \text{ mol KOH} \times \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} \times \frac{9.576 \text{ kJ}}{8.4 \text{ g KOH}} \approx 63.8 \text{ kJ}$$

۶۸۶ | بیاین به بار مسئله رو خوب ملاحظه کنیم، ببینیم در دین پیه! دو محلول با هم واکنش داده اند و مقداری گرما آزاد کردند که باعث افزایش دمای کل سامانه

(محلول نهایی و گرماسنج) شده است. پس می توان نوشت:

گرمای مصرف شده برای افزایش دمای محلول نهایی + گرمای مصرف شده برای افزایش دمای گرماسنج = گرمای آزاد شده توسط واکنش

از کجا فهمیدین که باید محلول نهایی و گرماسنج رو جدا از هم در نظر بگیرین؟



آفرین! سؤال بیشتر بچه هاس! در سؤال، هم ظرفیت گرمایی گرماسنج و هم ظرفیت گرمایی ویژه محلول نهایی داده شده، این داده ها نشان می دهد که محلول نهایی و گرماسنج را جدا از هم در نظر بگیریم.



گام اول: محاسبه گرمای مصرف شده برای افزایش دمای گرماسنج

$$\Delta\theta = \theta_2 - \theta_1 = 30.3^\circ\text{C} - 24.3^\circ\text{C} = 6^\circ\text{C}$$

$$Q_{\text{گرماسنج}} = C_{\text{گرماسنج}} \Delta\theta = 200 \frac{\text{J}}{^\circ\text{C}} \times 6^\circ\text{C} = 1200 \text{ J}$$

**گام دوم:** محاسبه گرمای مصرف شده برای افزایش دمای محلول نهایی

حجم کل محلول برابر ۲۰۰ میلی لیتر است، زیرا ۵۰ میلی لیتر محلول  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  با ۱۵۰ میلی لیتر محلول  $\text{HCl}$  مخلوط شده است. با استفاده از رابطه چگالی، جرم (m) محلول را محاسبه می‌کنیم:

$$\text{جرم محلول} = \text{چگالی محلول} \times \text{حجم محلول} \Rightarrow \text{جرم محلول} = 1.1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 200 \text{ mL} = 220 \text{ g (محلول)}$$

حالا می‌توانیم گرمای مورد نظر را حساب کنیم:  $Q = mc \Delta\theta = 220 \text{ g} \times 4.2 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \times 6^\circ\text{C} = 5544 \text{ J}$

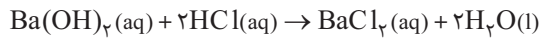
با استفاده از گام اول و دوم، گرمای آزاد شده توسط واکنش را به دست آوریم:

$$Q_{\text{محلول نهایی}} = Q_{\text{گرماسنج}} + Q_{\text{واکنش}} = 1200 + 5544 = 6744 \text{ J} \approx 6.7 \text{ kJ}$$

**گام سوم:** محاسبه  $\Delta H$  واکنش

باتوجه به راهنمایی صورت سؤال،  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  به طور کامل مصرف شده و  $\Delta H$  واکنش را باید با استفاده از اطلاعات آن محاسبه کرد.

واکنش انجام شده به صورت زیر است که مطابق آن یک مول  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  مصرف می‌شود:



$$\text{Ba}(\text{OH})_2 \text{ شمار مول} = M \times V = 0.15 \text{ mol.L}^{-1} \times 0.1 \text{ L} = 0.015 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2$$

$$? \text{ kJ} = 0.015 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2 \times \frac{6.7 \text{ kJ}}{0.015 \text{ mol}} = 6.7 \text{ kJ}$$

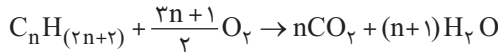
۶۸۷ | **آ و ب)** درست - متان ( $\text{CH}_4$ ) ساده‌ترین هیدروکربن و نخستین عضو خانواده آلکان‌ها، بخش عمده گاز طبیعی را تشکیل می‌دهد.

**پ)** نادرست - شاید تصور کنید که گاز متان را می‌توان از واکنش گرافیت و گاز هیدروژن در آزمایشگاه مطابق معادله زیر تهیه کرد:



اما آزمایش‌ها و یافته‌های تجربی نشان می‌دهند که تأمین شرایط بهینه برای انجام این واکنش بسیار دشوار و پرهزینه است.

**ت)** درست - معادله واکنش کلی سوختن آلکان‌ها  $\text{C}_n\text{H}_{(2n+2)}$  به صورت زیر است:



$$(n=1) \text{ برای متان } 1 + \frac{3n+1}{2} = n + (n+1)$$

$$(n > 1) \text{ برای سایر آلکان‌ها } 1 + \frac{3n+1}{2} < n + (n+1) \Rightarrow 3n+3 < 4n+2 \Rightarrow n > 1$$

۶۸۸ | **آ)** زیرا برخی از واکنش‌ها مرحله‌ای از یک واکنش پیچیده هستند و برخی دیگر به آسانی انجام نمی‌شوند، به عبارت دیگر تأمین شرایط بهینه برای انجام آن‌ها بسیار دشوار است.

**ب)** شرایط انجام واکنش برای همه واکنش‌ها یکسان باشد.

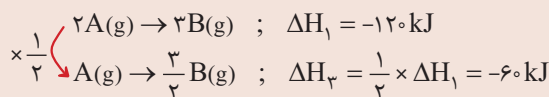
۶۸۹ |  $\Delta H$  موارد (ب) و (ت) را نمی‌توان به طور تجربی تعیین کرد، اما از روش تجربی می‌توان برای اندازه‌گیری  $\Delta H$  موارد (آ) و (پ) استفاده کرد:



۶۹۰ | ابتدا کادر زیر را بخوانید.

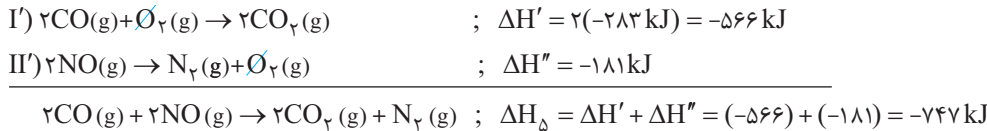
**خوبه که بدونی**

- با معکوس کردن معادله یک واکنش،  $\Delta H$  آن از نظر علامت جبری، قرینه می‌شود.  $2\text{A}(\text{g}) \rightarrow 3\text{B}(\text{g}) ; \Delta H_1 = -120 \text{ kJ}$  معکوس  $3\text{B}(\text{g}) \rightarrow 2\text{A}(\text{g}) ; \Delta H_2 = +120 \text{ kJ}$
- با ضرب کردن ضرایب معادله در عددی مشخص و غیرصفر،  $\Delta H$  آن نیز در همان عدد ضرب خواهد شد.

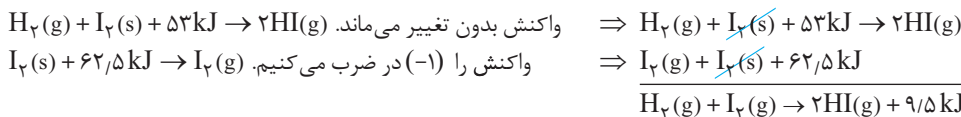


واکنش (a) همان واکنش (I) است که در ۴ ضرب شده پس:  
 $\Delta H_p = 4 \times \Delta H_1 = 4 \times (-283) = -1132 \text{ kJ}$   
 واکنش (b) همان واکنش (II) است که معکوس و در ۲ ضرب شده است، پس:  
 $\Delta H_f = -2 \times \Delta H_2 = -2 \times (181) = -362 \text{ kJ}$   
 در واکنش c یا همان  $2\text{CO}(g) + 2\text{NO}(g) \rightarrow 2\text{CO}_2(g) + \text{N}_2(g)$

(I)  $\text{CO}(g)$  واکنش دهنده با ضریب استوکیومتری برابر با ۲، پس واکنش I و  $\Delta H$  آن در ۲ ضرب می‌شود.  
 (II)  $\text{NO}(g)$  واکنش دهنده با ضریب استوکیومتری برابر با ۲، پس واکنش II، وارونه و  $\Delta H$  آن قرینه می‌شود.  
 با جمع کردن دو واکنش به دست آمده، فرآورده‌ها با ضرایب آن‌ها در واکنش با  $\Delta H$  مجهول وارد می‌شوند.



طبق قانون هس: | ۶۹۱

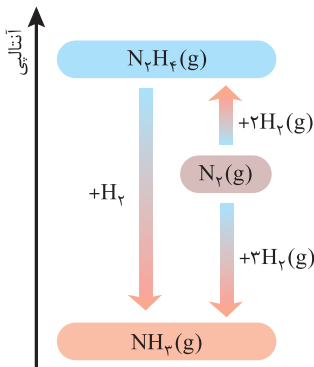


| ۶۹۲ | **آ و پ)** اول از همه  $\text{CO}_2$  اکسید پایدارتری نسبت به  $\text{CO}$  محسوب می‌شود، زیرا محتوای انرژی آن کمتر از  $\text{CO}$  است. این برای قسمت (پ)، حالا بریم سراغ قسمت (آ)، در این فرایند (سوختن کامل گرافیت)، از طریق یک واکنش معین نمی‌توان فقط  $\text{CO}$  تولید کرد و همواره مقداری  $\text{CO}_2$  نیز با آن تولید می‌شود، چون واکنش به سمت تولید ماده پایدارتر (در این جا یعنی  $\text{CO}_2$ ) پیش می‌رود.  
 (ب) با توجه به نمودار می‌توان نوشت:

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 \Rightarrow -393.5 = \Delta H_1 + (-283) \Rightarrow \Delta H_1 = -110.5 \text{ kJ}$$

| ۶۹۳ | با استفاده از قانون هس، آنتالپی واکنش (c) که از جمع دو واکنش (a) و (b) به دست آمده است، برابر  $-60$  کیلوژول است. در نتیجه با توجه به این که  $\Delta H$  واکنش‌های (a) و (c) منفی ولی  $\Delta H$  واکنش (b) مثبت است، باید فلش‌های (a) و (c) واکنشی گرماده را نشان دهند که رو به سمت پایین و فلش (b) باید واکنشی گرماگیر را نشان دهد که رو به سمت بالا دارد (رد مورد (ت)).  
 از طرفی فرآورده هر دو واکنش (b) و (c)، ماده G است. این یعنی انتهای فلش‌های (b) و (c) باید به یک سطح انرژی ختم شوند که فقط در مورد (ب) این اتفاق رخ داده است. البته از اول هم می‌تونستیم با همین نکته جواب را مشخص کنیم، فواستیم یکم بیانی و پلیسی بشه.

| ۶۹۴ | نمودار مورد نظر به صورت مقابل خواهد بود:



(ب) آمونیاک، زیرا محتوای انرژی هیدرازین، بالاتر از آمونیاک بوده و آمونیاک پایدارتر است.  
 (پ) در واکنش هدف یعنی  $\text{N}_2(g) + 2\text{H}_2(g) \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4(g)$ ، هیدرازین در سمت راست قرار دارد، پس واکنش (II) را وارونه و علامت  $\Delta H$  آن را قرینه می‌کنیم. از طرفی  $\text{N}_2$  در واکنش هدف در سمت چپ قرار دارد که باعث می‌شود واکنش (I) را بدون تغییر استفاده کنیم:

$$\Delta H_p = \Delta H_1 + (-\Delta H_2) = -92 + 183 = +91 \text{ kJ}$$

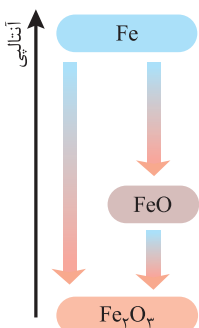
(ت) نسبت خواسته شده در آمونیاک و هیدرازین به ترتیب  $\frac{3}{1}$  و  $\frac{5}{1}$  است که برای آمونیاک عددی بزرگ‌تر است.



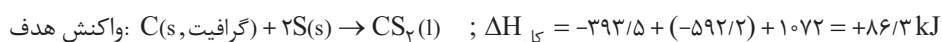
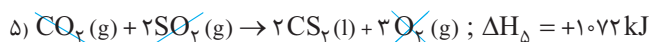
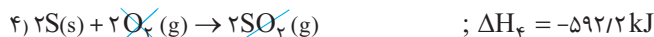
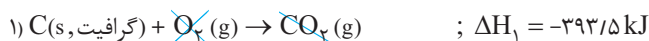
| ۶۹۵ | نمودار آنتالپی این واکنش دو مرحله‌ای به صورت مقابل است:

(ب) در واکنش هدف یعنی  $4\text{Fe}(s) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3(s)$ ، ماده Fe با ضریب ۴ در سمت چپ قرار دارد، پس واکنش (a) را در ۲ ضرب می‌کنیم. از طرفی در واکنش هدف، ماده  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  با ضریب ۲ در سمت راست قرار دارد، پس واکنش (b) را نیز در ۲ ضرب و با واکنش اولی جمع می‌کنیم:

$$\Delta H_{\text{ج}} = 2\Delta H_a + 2\Delta H_b = 2(-544) + 2(-278) = -1644 \text{ kJ}$$



۶۹۶ | واکنش اول را بدون تغییر می‌نویسیم زیرا گرافیت در سمت چپ آن قرار دارد، پس  $\Delta H_1 = -393/5 \text{ kJ}$  است. واکنش دوم را دو برابر می‌کنیم، زیرا در واکنش هدف  $2\text{S}$  داریم؛ پس  $\Delta H_2 = -592/2 \text{ kJ}$  و واکنش سوم را عکس می‌کنیم، زیرا در واکنش هدف  $\text{CS}_2$  در سمت راست قرار دارد؛ پس  $\Delta H_3 = +1072 \text{ kJ}$ .



۶۹۷ | ضرایب واکنش اول را در دو ضرب می‌کنیم زیرا در واکنش هدف  $2\text{Zn}$  داریم؛ پس  $\Delta H_1 = -304/8 \text{ kJ}$  است. واکنش دوم را عکس و ضرب در دو می‌کنیم، زیرا  $2\text{ZnO}$  در سمت چپ واکنش هدف قرار دارد؛ پس  $\Delta H_2 = +180/4 \text{ kJ}$  است. واکنش سوم را بدون تغییر می‌نویسیم، زیرا در واکنش هدف  $\text{O}_2$  داریم.

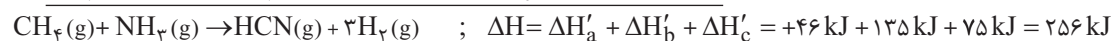
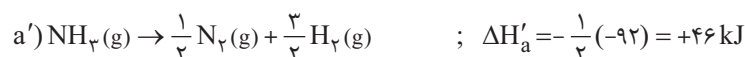


۶۹۸ | در واکنش هدف یعنی،  $\text{CH}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{HCN} + 3\text{H}_2$ ؛

•  $\text{NH}_3$  در سمت چپ با ضریب ۱ قرار دارد، پس واکنش (a) را معکوس و در  $\frac{1}{3}$  ضرب می‌کنیم.

•  $\text{HCN}$  در سمت راست با ضریب ۱ قرار دارد، پس واکنش (b) را در  $\frac{1}{3}$  ضرب می‌کنیم.

•  $\text{CH}_4$  در سمت چپ با ضریب ۱ قرار دارد، پس واکنش (c) را معکوس می‌کنیم.

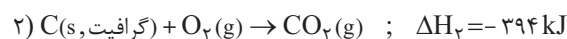


۶۹۹ | در واکنش هدف یعنی  $\text{N}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}$ ، ماده  $\text{N}_2\text{O}$  در سمت راست با ضریب ۱ حضور دارد، پس واکنش اول را معکوس می‌کنیم تا به صورت زیر دربیاید:



در واکنش بالا، هم‌زمان علاوه بر  $\text{N}_2\text{O}$ ، ماده  $\text{N}_2$  نیز به دست آمد. پس فقط  $\text{O}_2$  می‌ماند که همین *داستان غم‌انگیز می‌کنه!*  $\text{O}_2$  هم در واکنش دوم و هم در واکنش سوم حضور دارد و نمی‌توانیم از آن استفاده کنیم.

حالا باید از قاعده «حذف مواد زائد!» استفاده کنیم، یعنی ببینیم چه ماده‌ای در واکنش هدف نیست اما در واکنش‌های کمکی داده شده، حضور دارد و آن را با تغییر واکنش‌ها، حذف کنیم تا به واکنش هدف نرسد. در معادله هدف، (گرافیت،  $\text{C(s)}$ ) حضور ندارد ولی هم در واکنش اول (بعد از تغییر یعنی ۱') و هم در واکنش دوم یافت می‌شود، پس باید گرافیت را حذف کنیم. از آن جا که در واکنش (۱')، گرافیت با ضریب ۱ در سمت راست حضور دارد، پس واکنش (۲) را بدون تغییر نگه می‌داریم تا گرافیت با ضریب ۱ در سمت چپ بماند و در نهایت با جمع کردن، حذف شود:



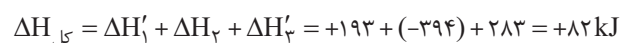
$\text{O}_2$  در واکنش هدف در سمت چپ با ضریب  $\frac{1}{2}$  حضور دارد، جایگاه  $\text{O}_2$  در واکنش بالا set شد، پس باید کاری کنیم تا از  $1\text{O}_2$  به  $\frac{1}{2}\text{O}_2$  برسیم،



پس واکنش سوم را معکوس و در  $\frac{1}{2}$  ضرب می‌کنیم:

می‌تونستیم این آخری رو با حذف  $\text{CO}_2$  بریم، یعنی بگیریم واکنش هدف  $\text{CO}_2$  نداره، پس واکنش سوم رو باید کاری کنیم تا  $\text{CO}_2$  آن با  $\text{CO}_2$  واکنش دوم خط بخوره؟

دقیقاً درسته، که باز هم به واکنش بالا می‌رسیدیم، مرسی. حالا  $\Delta H_{\text{کل}}$  به صورت زیر محاسبه می‌شود.



۷۰۰ | با توجه به واکنش هدف یعنی  $C_6H_6O_7 + H_2O_7 \rightarrow C_6H_4O_7 + 2H_2O$

• واکنش اول را معکوس می‌کنیم تا جایگاه دو ماده  $C_6H_4O_7$  و  $C_6H_6O_7$  درست شود، پس:

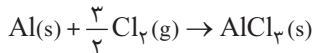
• واکنش دوم را در  $\frac{1}{4}$  ضرب می‌کنیم تا  $H_2O_7$  در سمت چپ، ضریب ۱ داشته باشد، پس:

• با ضرب واکنش دوم در  $\frac{1}{4}$ ، ضریب  $O_7$  در سمت چپ برابر  $\frac{1}{4}$  می‌شود. از آن جا که در واکنش هدف،  $O_7$  وجود ندارد، از قاعده حذف مواد زائد استفاده کرده و واکنش سوم را نیز در  $\frac{1}{4}$  ضرب می‌کنیم تا ضریب  $O_7$  در سمت چپ برابر  $\frac{1}{4}$  شود و با جمع کردن واکنش‌ها،  $O_7$  حذف شود؛ پس:

$$\Delta H'_3 = \frac{1}{4} \times (-572) = -143 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{کل}} = \Delta H'_1 + \Delta H'_2 + \Delta H'_3 = +177 + (-95) + (-143) = -61 \text{ kJ}$$

۷۰۱ | معادله واکنش هدف به صورت مقابل است:

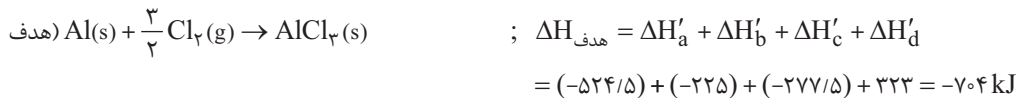
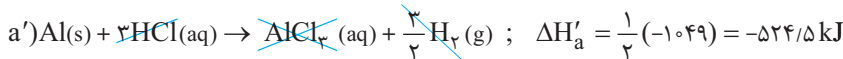


۱-  $Al$  تنها در واکنش (a) وجود دارد. بنابراین ضرایب واکنش (a) را در  $\frac{1}{4}$  ضرب می‌کنیم.

۲-  $Cl_2$  تنها در واکنش (c) وجود دارد. بنابراین ضرایب واکنش (c) را در  $\frac{3}{4}$  ضرب می‌کنیم.

۳- در واکنش نهایی،  $HCl$  وجود ندارد. برای حذف آن، کافی است ضرایب واکنش (b) را در ۳ ضرب کنیم.

۴- حالت فیزیکی  $AlCl_3$  در واکنش هدف به صورت جامد است. اگر واکنش (d) را معکوس کرده و با سه مورد بالا جمع کنیم، حالت فیزیکی  $AlCl_3$  از محلول به جامد تغییر می‌کند.

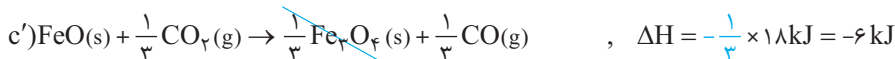
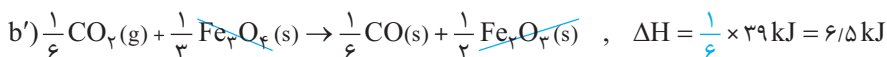
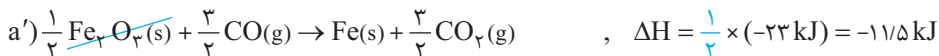


۷۰۲ | در واکنش هدف یعنی  $FeO(s) + CO(g) \rightarrow Fe(s) + CO_2(g)$

•  $Fe$  با ضریب ۱ در سمت راست قرار دارد، پس واکنش (a) را در  $\frac{1}{4}$  ضرب می‌کنیم تا ضریب  $Fe$  درست شود.

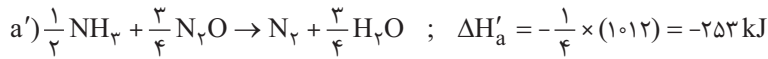
• برای واکنش (b) از حذف مواد زائد استفاده می‌کنیم.  $Fe_2O_3$  در واکنش کلی حضور ندارد، پس باید حذف شود. با تغییرات واکنش (a)، در حال حاضر  $Fe_2O_3$  در سمت چپ با ضریب  $\frac{1}{4}$  حضور دارد، پس باید در واکنش (b)،  $Fe_2O_3$  با ضریب  $\frac{1}{4}$  در سمت راست حضور داشته باشد. برای رسیدن به این ضریب، باید واکنش (b) را در  $\frac{1}{6}$  ضرب کنیم تا ضریب  $Fe_2O_3$  به  $\frac{1}{4}$  برسد.

•  $FeO$  با ضریب ۱ در سمت چپ قرار دارد، پس واکنش (c) را معکوس و در  $\frac{1}{4}$  ضرب می‌کنیم تا جایگاه و ضریب  $FeO$  درست شود.

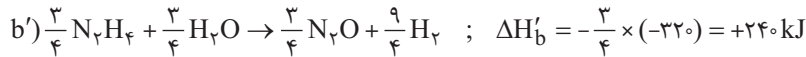


۷۰۳ | با توجه به واکنش هدف  $N_2H_4(l) + O_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(l)$

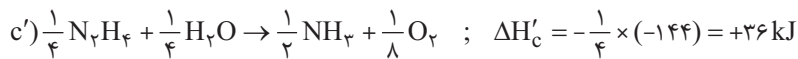
•  $N_2$  با ضریب ۱ در سمت راست قرار دارد، پس واکنش (a) را معکوس کرده و در  $\frac{1}{4}$  ضرب می‌کنیم.



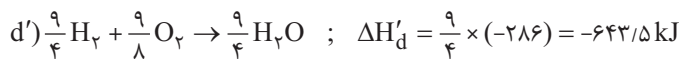
• در واکنش (b) از حذف مواد زائد استفاده می‌کنیم. دقت کنید که چون جایگاه  $N_2H_4$  و  $H_2O$  چون در واکنش‌های بعدی در حاله‌ای از ابهام قرار دارد، پس با اونا کاری نداریم، حُب به کی کار داریم؟ به حذف کردن  $N_2O$ . در واکنش (a')،  $N_2O$  در سمت چپ با ضریب  $\frac{3}{4}$  حضور دارد، پس واکنش (b) را معکوس و در  $\frac{3}{4}$  ضرب می‌کنیم تا  $N_2O$  در سمت راست با ضریب  $\frac{3}{4}$  قرار بگیرد.



• در واکنش (c) از حذف ماده اضافی  $NH_3$  استفاده می‌کنیم. در واکنش (a')،  $NH_3$  با ضریب  $\frac{1}{4}$  در سمت چپ حضور دارد، پس واکنش (c) را معکوس و در  $\frac{1}{4}$  ضرب می‌کنیم تا  $NH_3$  در سمت راست با ضریب  $\frac{1}{4}$  ظاهر شود:



• در واکنش (d) از حذف ماده اضافی  $H_2$  استفاده می‌کنیم. در واکنش (b')،  $H_2$  با ضریب  $\frac{9}{4}$  در سمت راست حضور دارد، پس واکنش (d) را در  $\frac{9}{4}$  ضرب می‌کنیم تا ضریب  $H_2$  در سمت چپ معادله، به  $\frac{9}{4}$  برسد:



حالا بعد از این همه تلاش و سفتی! می‌توان همه  $\Delta H$  ها را با هم جمع کرد!

$$\Delta H_{\text{کل}} = \Delta H'_a + \Delta H'_b + \Delta H'_c + \Delta H'_d = (-253) + 240 + 36 + (-643/5) = -620/5 \text{ kJ}$$

اگر این سؤال رو کامل و درست حل کردین، نمره امتحان نهاییتون تضمینه چون End هس هستین! البته متواضع و فروتن باشین، ۱۸ نمره دیگه باقی مونده.



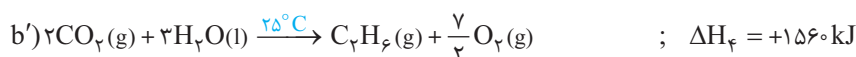
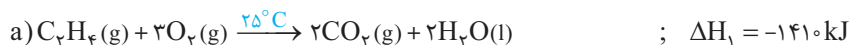
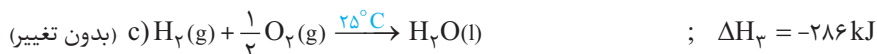
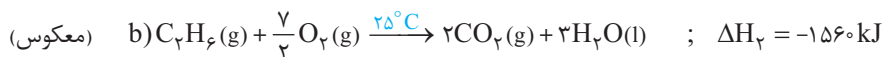
۷۰۴ | حالت اول: استفاده از آنتالپی پیوند

$\Delta H$  [مجموع آنتالپی پیوندها در مواد فراورده] - [مجموع آنتالپی پیوندها در مواد واکنش‌دهنده] = (واکنش)

$$\Delta H \text{ (واکنش)} = [4(C-H) + (C=C) + (H-H)] - [6(C-H) + (C-C)]$$

$$= [4(415) + (614) + (436)] - [6(415) + (348)] = -128 \text{ kJ}$$

**حالت دوم:** ابتدا واکنش سوختن یک مول اتن، اتان و هیدروژن در دمای  $25^\circ\text{C}$  را می‌نویسیم و با روش هس آنتالپی واکنش هیدروژن‌دار کردن اتن را به دست می‌آوریم:

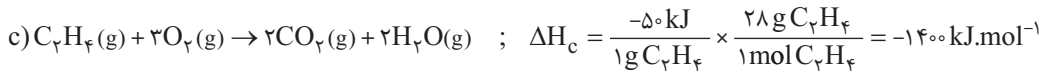
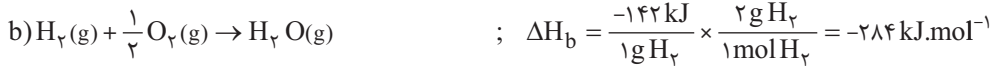
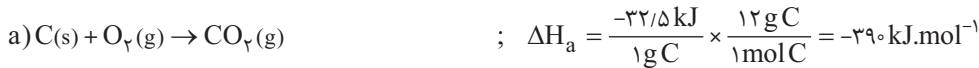


$$C_2H_4(g) + H_2(g) \xrightarrow{25^\circ\text{C}} C_2H_6(g), \Delta H(\text{کل}) = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = (-1410) + (+1560) + (-286) = -136 \text{ kJ}$$

روش هس (حالت دوم)، زیرا در حالت اول از میانگین آنتالپی پیوند استفاده شده است که مقداری با آنتالپی پیوندهای ماده مورد نظر تفاوت دارد.



۷۰۵ | ابتدا باید  $\Delta H$  سوختن هر یک از واکنش‌ها را به ازای یک مول از آن‌ها به دست آوریم:

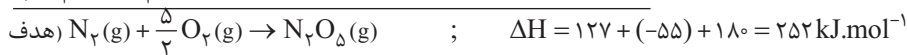
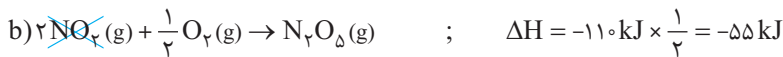
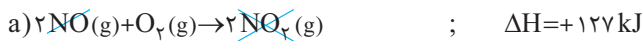


در واکنش هدف یعنی  $2C(s) + 2H_2(g) \rightarrow C_2H_4(g)$

- واکنش (a) را در ۲ ضرب می‌کنیم تا C با ضریب ۲ در سمت چپ حضور یابد.
- واکنش (b) را در ۲ ضرب می‌کنیم تا  $H_2$  با ضریب ۲ در سمت چپ حضور یابد.
- واکنش (c) را معکوس کرده تا  $C_2H_4$  با ضریب ۱ در سمت راست حضور یابد.

$$\Delta H_{\text{کل}} = 2\Delta H_a + 2\Delta H_b + (-\Delta H_c) = 2(-390) + 2(-284) + 1400 = +52 \text{ kJ}$$

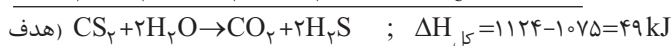
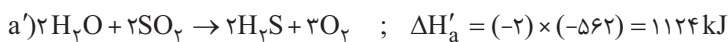
۷۰۶ | برای رسیدن به واکنش هدف، فقط کافی است (b) را در  $\frac{1}{2}$  ضرب کنیم و با واکنش‌های (a) و (c) جمع کنیم:



حالا گرمای موردنیاز برای انجام واکنش را قراره ببریم آب جوش بیاریم، پس می‌توان نوشت:

$$Q = mc\Delta\theta \Rightarrow 252 \times 10^3 \text{ J} = m \text{ g} \times 4/2 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{C}} \times (100 - 40) \text{ C} \Rightarrow m = 1000 \text{ g}$$

۷۰۷ | با توجه به واکنش هدف، واکنش اول را معکوس و در ۲ ضرب می‌کنیم و با واکنش دوم (بدون تغییر) جمع می‌کنیم:

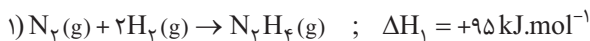


$$2 \text{ mol H}_2\text{S} \sim 49 \text{ kJ}$$

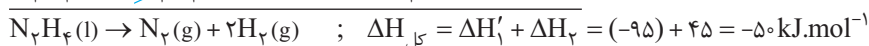
در واکنش هدف به ازای تولید هر ۲ مول  $H_2S$ ، به اندازه ۴۹ kJ گرما نیاز است:

$$? \text{ kJ} = 6/8 \text{ g H}_2\text{S} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{34 \text{ g H}_2\text{S}} \times \frac{49 \text{ kJ}}{2 \text{ mol H}_2\text{S}} = 4/9 \text{ kJ}$$

۷۰۸ | واکنش هدف به صورت  $N_2H_4(l) \rightarrow N_2(g) + 2H_2(g)$  بوده و واکنش‌های کمکی داده شده به صورت زیر هستند:



برای رسیدن به واکنش هدف، واکنش اول را معکوس و با واکنش دوم جمع می‌کنیم:



$$1 \text{ mol N}_2\text{H}_4 \sim 50 \text{ kJ} \text{ (آزاد می‌شود)}$$

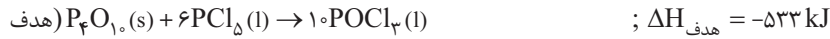
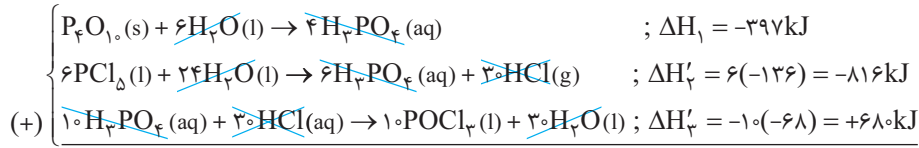
با مصرف یک مول هیدرازین مایع، به اندازه ۵۰ kJ انرژی آزاد می‌گردد:

حالا باید حساب کنیم برای مصرف ۶/۴ g هیدرازین چه مقدار انرژی آزاد خواهد شد:

$$? \text{ kJ} = 6/4 \text{ g N}_2\text{H}_4 \times \frac{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4}{32 \text{ g N}_2\text{H}_4} \times \frac{50 \text{ kJ}}{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4} = 10 \text{ kJ}$$

۷۰۹ | ابتدا  $\Delta H$  واکنش هدف یعنی واکنش:  $P_4O_{10}(s) + 6PCl_5(l) \rightarrow 10POCl_3(l)$  را به دست می‌آوریم.

- فقط در واکنش کمکی اول وجود دارد، پس واکنش کمکی اول را تغییر نمی‌دهیم.
- فقط در واکنش کمکی دوم وجود دارد، پس واکنش کمکی دوم را در ۶ ضرب می‌کنیم.
- فقط در واکنش کمکی سوم وجود دارد، پس واکنش کمکی سوم را در ۱۰ ضرب کرده و معکوس می‌کنیم.



به ازای مصرف ۶ مول  $PCl_5$ ، به اندازه  $533 \text{ kJ}$  گرما آزاد می‌شود: آزاد می‌شود  $533 \text{ kJ} \sim 6 \text{ mol } PCl_5$

$$PCl_5 \text{ مولی جرم} = 31 + 5(35.5) = 208.5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$? \text{ g } PCl_5 = 106/6 \text{ kJ} \times \frac{6 \text{ mol } PCl_5}{533 \text{ kJ}} \times \frac{208.5 \text{ g } PCl_5}{1 \text{ mol } PCl_5} = 250/2 \text{ g } PCl_5$$

۷۱۰ | نمی‌توانیم از واکنش (a) برای محاسبه آنتالپی پیوند (O—H) استفاده کنیم، چرا؟ ... چون قرار بود برای استفاده از آنتالپی‌های پیوند، تمام مواد در حالت گازی شکل باشند ولی آب به حالت مایع است، بنابراین ابتدا با استفاده از قانون هس، معکوس شده واکنش (b) را با واکنش (a) جمع می‌کنیم:



حالا با استفاده از قوانین محاسبه آنتالپی واکنش برحسب آنتالپی پیوند می‌توان نوشت:

$$\Delta H(\text{واکنش}) = [\Delta H(\text{H-H}) + \frac{1}{2} \Delta H(\text{O=O})] - [2\Delta H(\text{O-H})] \Rightarrow -242 = [436 + \frac{1}{2}(496)] - [2\Delta H(\text{O-H})]$$

$$\Rightarrow \Delta H(\text{O-H}) = 463 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$