

بخش اول

جلسه اول



CHAPTER ONE

آشنایی با سینتیک شیمیایی

مطالعات کمی بر روی واکنش‌های شیمیایی به دو شاخه تقسیم می‌شود. در شاخه‌ی اول با استفاده از یک سری روابط ریاضی می‌توان کمیت‌هایی مانند تغییر آنتالپی (ΔH)، تغییر آنتروپی (ΔS) و یا تغییر انرژی آزاد گیبس (ΔG) یک واکنش را اندازه‌گیری کرد و از روی آن نتیجه گرفت که واکنش موردنظر در شرایط معین خودبه‌خودی یا غیرخودبه‌خودی است. این شاخه که همان ترمودینامیک شیمیایی نامیده می‌شود، امکان وقوع واکنش‌ها را بررسی می‌کند، بدون آن‌که به چگونگی انجام و سرعت واکنش توجه کند. به‌طور کلی بررسی یک واکنش با مطالعات ترمودینامیکی آغاز می‌شود. در شاخه‌ی دوم از مطالعات کمی، سرعت واکنش شیمیایی و چگونگی انجام آن مورد بررسی قرار می‌گیرد و برخلاف شاخه‌ی اول، زمان به‌عنوان یک متغیر در آن وارد می‌شود. این شاخه به سینتیک شیمیایی^۱ معروف است.

واضح است که اگر یک واکنش از نظر ترمودینامیکی انجام پذیر نباشد، بررسی سینتیکی آن کار بی‌هوده‌ای است. اما اگر واکنشی از نظر ترمودینامیکی وضعیت مطلوبی داشته باشد، از لحاظ سینتیکی مورد بررسی قرار می‌گیرد.

تذکر: هر چند مطالعات ترمودینامیکی و سینتیکی تفاوت‌های عمده‌ای با هم دارند، اما در کنار هم به نتایج جالب و مهمی منجر می‌شوند. در واقع می‌توان گفت که ترمودینامیک و سینتیک مکمل یکدیگرند.^۲

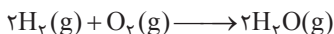
زیرمجموعه‌های مورد مطالعه در علم سینتیک

سینتیک شیمیایی شاخه‌ای از شیمی است که اطلاعات زیر را در اختیار ما می‌گذارد:

(۱) شرایط و چگونگی انجام واکنش‌های شیمیایی (۲) سرعت واکنش‌های شیمیایی (۳) عوامل مؤثر بر سرعت انجام واکنش‌های شیمیایی
تذکر: شیمی‌دان‌ها با آگاهی از عوامل مؤثر بر سرعت واکنش، می‌توانند سرعت واکنش را کنترل کنند و هر جا که لازم بود با اعمال تغییری مناسب آن را افزایش یا کاهش دهند یا حتی آن را متوقف کنند.

نتیجه ۱: ترمودینامیک با تعیین سطح انرژی واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها (ΔH) و تغییر آنتروپی (ΔS) و به‌عبارتی با تعیین ΔG ، امکان وقوع واکنش را بررسی می‌کند، درحالی‌که سینتیک، به بررسی چگونگی و سرعت انجام واکنش می‌پردازد.

نتیجه ۲: خودبه‌خودی بودن یک واکنش از دید ترمودینامیک به این معنا نیست که واکنش یادشده بایستی با سرعت انجام شود. واکنش‌های بسیاری وجود دارد که ترمودینامیک امکان وقوع آن‌ها را پیش‌بینی می‌کند، اما از دید سینتیک شیمیایی راه مناسبی برای وقوع آن‌ها وجود ندارد. به‌عنوان نمونه، در شیمی ۳ خواندیم که در دمای 25°C سوختن هیدروژن خودبه‌خود انجام می‌شود، یعنی از نظر ترمودینامیکی وضعیت مطلوبی دارد، اما بررسی سینتیکی این واکنش به ما می‌گوید که سرعت بسیار کم، مانع انجام شدن آن می‌شود. در همین کتاب خواهیم دید که انرژی فعال‌سازی این واکنش بسیار زیاد است.



مثال ۱: کدام یک از موارد زیر در علم سینتیک شیمیایی مطالعه نمی‌شود؟

(۲) چگونگی انجام واکنش

(۱) شرایط بهینه برای انجام واکنش

(۴) عوامل مؤثر بر سرعت انجام واکنش‌های شیمیایی

(۳) تعیین جهت پیشرفت واکنش

پاسخ: تعیین جهت پیشرفت واکنش‌های شیمیایی و به‌عبارت دیگر، تعیین جهتی که واکنش به‌طور خودبه‌خود پیشرفت می‌کند، یکی از هدف‌های ترمودینامیک است. بنابراین گزینه‌ی (۳) پاسخ این تست است.

اهمیت سرعت در واکنش‌های شیمیایی

روزانه واکنش‌های شیمیایی بسیاری در اطراف ما و حتی درون بدن ما با سرعت‌های گوناگونی رخ می‌دهند. برخی از این واکنش‌ها مفید و ضروری بوده، در حالی‌که برخی دیگر زیان‌بار و ناخواسته‌اند. از این‌رو، برخی شیمی‌دان‌ها در پی یافتن راه‌هایی برای کاهش سرعت یا متوقف کردن واکنش‌های ناخواسته و برخی دیگر به دنبال سرعت بخشیدن به واکنش‌هایی هستند که بتوانند فراورده‌هایی گوناگون با صرفه‌ی اقتصادی تولید کنند.

Chemical kinetics - ۱

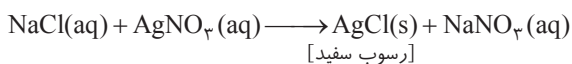
۲- اگر واکنش‌دهنده‌ها فعالیت شیمیایی زیادی داشته باشند و زمان انجام واکنش بسیار کوتاه (کم‌تر از یک ثانیه) باشد، اندازه‌گیری خواص ترمودینامیکی با امکانات معمولی دشوار است. در این گونه موارد می‌توان ΔG واکنش را به‌وسیله‌ی داده‌های سینتیکی آن به‌دست آورد.

گستره‌ی سرعت واکنش‌های شیمیایی

در شیمی ۳ آموختید که هر واکنش شیمیایی توصیفی برای یک تغییر شیمیایی است. در هر واکنش شیمیایی، چه تند و چه کند، از یک یا چند واکنش‌دهنده، فراورده‌هایی با خواص متفاوت تولید می‌شود. سرعت واکنش‌های شیمیایی می‌تواند خیلی زیاد یا خیلی کم باشد. برای نمونه، انفجار، یک واکنش شیمیایی بسیار سریع است که در آن از مقدار کمی از یک ماده‌ی منفجرشونده به حالت جامد یا مایع، حجم بسیار زیادی از گازهای داغ تولید می‌شود.

نکته: در انفجار مواد شیمیایی، انبساط بسیار سریع گازهای آزادشده، شوک موجی بسیار قوی با فشار بیش از ۷۰۰,۰۰۰ اتمسفر در سرتاسر محیط پیرامون منتشر کرده که با سرعتی بیش از 900 m.s^{-1} باعث تخریب فیزیکی بناها می‌شود.

سرعت انجام اغلب واکنش‌های شیمیایی تند به اندازه‌ی انفجار نیست. برای نمونه افزودن محلول سدیم کلرید به محلول نیتрат، باعث تشکیل سریع رسوب سفیدرنگ نقره کلرید می‌شود. اما سرعت این واکنش قابل مقایسه با انفجار نیست.



زنگ زدن اشیای آهنی جزو واکنش‌های کند است. اشیای آهنی در هوای مرطوب به کندی زنگ می‌زنند. زنگار تولیدشده در این واکنش ترد و شکننده است و فرو می‌ریزد.

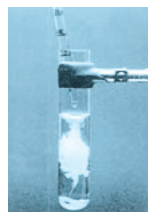
سرعت برخی از واکنش‌های شیمیایی حتی کم‌تر از زنگ زدن آهن است. بسیاری از کتاب‌های دست‌نویس و چاپی قدیمی در گذر زمان، زرد و پوسیده شده‌اند. این پدیده نشان می‌دهد که واکنش تجزیه‌ی سلولز^۱ کاغذ بسیار کند رخ می‌دهد. شکل زیر برخی واکنش‌های شیمیایی را نشان می‌دهد که با تغییر رنگ، تولید رسوب، آزاد شدن گاز، دادوستد گرما و ایجاد نور و صدا همراه هستند. سرعت انجام این واکنش‌ها گوناگون است.



(ت)



(پ)



(ب)



(آ)

شکل ۱- (آ) انفجار (ب) تشکیل رسوب نقره کلرید (پ) زنگ زدن آهن (ت) پوسیده شدن کاغذ

نکته: زمان لازم برای انجام واکنش‌های شیمیایی گستره‌ای از چند صدم ثانیه تا چند سده را در برمی‌گیرد.

مثال ۲: کدام یک از مطالب زیر درست است؟

- (۱) فلزها در معرض هوا و رطوبت به آرامی اکسید می‌شوند.
- (۲) پوسیده شدن و سرانجام خرد شدن ورقه‌های یک کتاب، یک تغییر فیزیکی بسیار آهسته است.
- (۳) با مخلوط کردن محلول‌های سدیم کلرید و نقره نیترات، رسوب نقره کلرید به آرامی تشکیل می‌شود.
- (۴) انرژی فعال‌سازی زیاد واکنش سوختن هیدروژن در 25°C ، مانع از انجام شدن آن می‌شود.

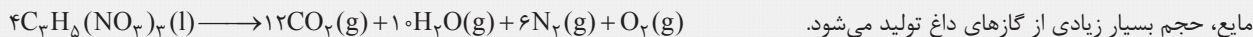
پاسخ: بررسی گزینه‌های نادرست:

- (۱) بعضی از فلزها مانند فلزهای قلیایی به علت سرعت زیاد واکنش اکسایش، در زیر نفت نگهداری می‌شوند.
- (۲) پوسیده شدن کاغذ که بر اثر تجزیه‌ی سلولز رخ می‌دهد، یک تغییر شیمیایی است.
- (۳) با مخلوط کردن محلول‌های سدیم کلرید و نقره نیترات، رسوب نقره کلرید به سرعت تشکیل می‌شود. بنابراین گزینه‌ی (۴) درست است.

مثال ۳: تجزیه‌ی نیتروگلیسرین، یک واکنش شیمیایی است که در آن از مقدار کمی از یک ماده‌ی به حالت، حجم بسیار زیادی گاز تولید می‌شود.

- (۱) گرماگیر - جامد (۲) گرماگیر - مایع (۳) بسیار سریع - جامد (۴) بسیار سریع - مایع

پاسخ: نیتروگلیسرین $(\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3)$ از جمله مواد منفجره‌ی بسیار حساسی است که در اثر اندکی گرما یا وارد شدن ضربه طی واکنشی گرماده تجزیه می‌شود. بنابراین تجزیه‌ی نیتروگلیسرین یک واکنش انفجار است. در این واکنش بسیار سریع از مقدار کمی از یک ماده‌ی به حالت



مایع، حجم بسیار زیادی از گازهای داغ تولید می‌شود.

گزینه‌ی (۴) پاسخ این تست است.

۱- Cellulose، فرمول شیمیایی سلولز به صورت $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ است.

مفهوم سرعت

سرعت، میزان تغییری است که در واحد زمان رخ می‌دهد. برای نمونه در فیزیک، سرعت برابر میزان جابه‌جایی تقسیم بر زمان مسیر طی شده است و با یکاهایی نظیر km.h^{-1} یا m.s^{-1} بیان می‌شود.

اما در شیمی و واکنش‌های شیمیایی، تغییر می‌تواند مربوط به مول، غلظت، حجم و ... باشد. از طرفی واحد زمان نیز می‌تواند ثانیه، دقیقه و یا ساعت باشد. سرعت واکنش به ما می‌گوید که واکنش موردنظر تا چه اندازه سریع روی می‌دهد. سرعت واکنش، کمیتی تجربی است و با اندازه‌گیری سرعت مصرف واکنش‌دهنده(ها) یا سرعت تولید فراورده(ها) معین می‌شود.

نکته: تجربه نشان می‌دهد که اندازه‌گیری و محاسبه‌ی سرعت مصرف یا تولید مواد شرکت‌کننده در یک واکنش به ویژگی‌های قابل اندازه‌گیری مانند جرم، فشار، غلظت و ... بستگی دارد.

مثال ۴: با توجه به کدام ویژگی مواد شرکت‌کننده در واکنش، نمی‌توان سرعت یک واکنش شیمیایی را تعیین کرد؟

- (۱) فشار (۲) حجم (۳) جرم (۴) آنتالپی

پاسخ: آنتالپی (H) و سطح انرژی (E) مواد شرکت‌کننده در یک واکنش به‌طور مطلق قابل اندازه‌گیری نیست و تنها با مقایسه‌ی آنتالپی و سطح انرژی فراورده‌ها و واکنش‌دهنده‌ها می‌توان گرماده‌ی یا گرماگیری واکنش و کاهش یا افزایش انرژی درونی را مشخص کرد. بنابراین گزینه‌ی (۴) پاسخ درست است.

پیشرفت واکنش، مفهومی متفاوت با سرعت واکنش

هنگامی که گفته می‌شود واکنش $A \rightarrow B$ دارای پیشرفت خوبی است، منظور این است که تبدیل واکنش‌دهنده‌ی A به فراورده‌ی B به‌خوبی انجام می‌شود و در واقع انجام واکنش، مشکل ترمودینامیکی ندارد. ممکن است پیشرفت یک واکنش مانند $A \rightarrow B$ به‌صورت کمی بیان شود. به‌عنوان نمونه، پیشرفت ۹۰ درصدی واکنش فوق به ما می‌گوید؛ به‌ازای هر ۱۰۰ مول واکنش‌دهنده‌ی A، ۹۰ مول آن قابل تبدیل به B است. در واقع پیشرفت واکنش نشان می‌دهد که چه مقدار از واکنش‌دهنده‌ها به فراورده‌ها تبدیل می‌شوند. همان‌طور که قبلاً گفته شد، تعیین مقدار و جهت پیشرفت واکنش‌های شیمیایی از اهداف ترمودینامیک است.

اگر پیشرفت یک واکنش در واحد زمان بیان شود، می‌توان سرعت واکنش را برحسب آن تفسیر کرد. ممکن است یک واکنش پیشرفت خوبی داشته باشد، اما زمان انجام واکنش بسیار طولانی باشد. در این صورت می‌گوییم واکنش دارای پیشرفت خوب و سرعت پایین است. به‌همین ترتیب، ممکن است یک واکنش دارای پیشرفت خوب و نیز سرعت بالایی باشد.

نتیجه: پیشرفت خوب یک واکنش به‌معنای سرعت بالای انجام آن واکنش نیست.

ح به نمونه‌های زیر دقت کنید:

(۱) واکنش انفجار نیتروگلیسرین دارای پیشرفت خوب و نیز سرعت بالایی است. به‌عبارت دیگر، این واکنش هم از نظر ترمودینامیکی و هم از نظر سینتیکی وضعیت مطلوبی دارد.

(۲) واکنش سوختن کربن مونواکسید در دمای اتاق دارای پیشرفت خوب و سرعت پایینی است. به‌عبارت دیگر، این واکنش از نظر ترمودینامیکی وضعیت مطلوبی دارد، اما از نظر سینتیکی اوضاع چندان مساعد نیست.

مثال ۵: کدام یک از مطالب زیر نادرست است؟

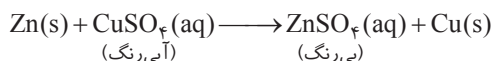
- (۱) پیشرفت واکنش در شاخه‌ی ترمودینامیک و سرعت واکنش در شاخه‌ی سینتیک بررسی می‌شود.
(۲) از روی میزان پیشرفت یک واکنش نمی‌توان در مورد سرعت آن اظهارنظر کرد.
(۳) پیشرفت یک واکنش به معنای آن است که تعداد مول‌های درون ظرف واکنش افزایش می‌یابد.
(۴) میزان پیشرفت واکنش در واحد زمان را سرعت واکنش می‌گویند.

پاسخ: این که با پیشرفت یک واکنش، تعداد مول‌های درون ظرف واکنش، کاهش یا حتی بدون تغییر بماند به معادله‌ی واکنش بستگی دارد. به‌عنوان نمونه، در واکنش $A \rightarrow 2B$ با پیشرفت واکنش، تعداد مول‌های درون ظرف افزایش می‌یابد. زیرا به‌ازای مصرف یک مول A، دو مول B تولید می‌شود. اما در واکنش $2A \rightarrow B$ و $A \rightarrow B$ با پیشرفت واکنش به‌ترتیب تعداد مول‌های درون ظرف کاهش و بدون تغییر می‌ماند. بنابراین گزینه‌ی (۳) نادرست است.

سرعت متوسط مصرف و تولید مواد شرکت‌کننده در واکنش

تاکنون برای بیان سرعت از واژه‌های بسیار سریع، سریع، کند و بسیار کند استفاده کردیم. اکنون می‌خواهیم سرعت در یک واکنش شیمیایی را به صورت کمی بیان کنیم.

می‌دانیم که در یک واکنش شیمیایی با گذشت زمان، واکنش‌دهنده‌ها مصرف و فراورده‌ها تولید می‌شوند. در سینتیک شیمیایی آهنگ مصرف واکنش‌دهنده‌ها و تولید فراورده‌ها در بازه‌ای از زمان اهمیت ویژه‌ای دارد. برای نمونه به واکنش تیغی روی با محلول مس(II) سولفات توجه کنید.



(آ) (ب) (پ)

شکل ۲- پیشرفت واکنش Zn(s) با $\text{Cu}^{2+}\text{(aq)}$

در این واکنش که از نوع جابه‌جایی یگانه است، با گذشت زمان به تدریج از شدت رنگ آبی محلول کاسته شده و در پایان واکنش، محلول بی‌رنگ می‌شود. این ویژگی بیانگر آن است که مقدار یون‌های $\text{Cu}^{2+}\text{(aq)}$ کاهش یافته و جرم Cu(s) تولیدشده، افزایش می‌یابد. این واکنش تا جایی پیش می‌رود که مقدار یون‌های $\text{Cu}^{2+}\text{(aq)}$ تقریباً به صفر می‌رسد، البته به شرطی که محلول مس(II) سولفات، واکنش‌دهنده‌ی اضافی نباشد. واضح است که در این واکنش، جرم تیغی روی Zn(s) کاهش می‌یابد، زیرا به صورت $\text{Zn}^{2+}\text{(aq)}$ وارد محلول می‌شود.

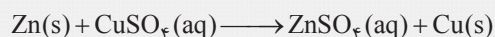
آهنگ مصرف یا تولید یک ماده‌ی شرکت‌کننده در واکنش در گستره‌ی قابل اندازه‌گیری را سرعت متوسط آن ماده می‌گویند و آن را با \bar{R} نمایش می‌دهند. از این رو، $\bar{R}(\text{A})$ سرعت متوسط تولید ماده‌ی A (به شرطی که A فراورده باشد) یا سرعت متوسط مصرف ماده‌ی A (به شرطی که A واکنش‌دهنده باشد) را نشان می‌دهد.

همان‌طور که گفته شد، سرعت، میزان تغییری است که در واحد زمان رخ می‌دهد. در این قسمت، تغییر در یک واکنش شیمیایی را همان تغییر تعداد مول مواد شرکت‌کننده در آن در نظر می‌گیریم. در مثال زیر، سرعت متوسط مصرف یک واکنش‌دهنده محاسبه شده است.

مثال ۱: دانش‌آموزی یک محلول محتوی 0.2% مول مس(II) سولفات در اختیار دارد. او تیغی از فلز روی را درون محلول قرار می‌دهد و پس

از 20° دقیقه محلول بی‌رنگ می‌شود. آهنگ مصرف یون‌های $\text{Cu}^{2+}\text{(aq)}$ را بر حسب مول بر دقیقه ($\text{mol} \cdot \text{min}^{-1}$) به دست آورید.

پاسخ: در لحظه‌ی شروع واکنش ($t = 0$)، 0.2% مول مس(II) سولفات که حاوی همان مقدار یون $\text{Cu}^{2+}\text{(aq)}$ می‌باشد، در ظرف واکنش وجود دارد. هر لحظه که واکنش به پیش می‌رود، مقداری از $\text{Cu}^{2+}\text{(aq)}$ به Cu(s) تبدیل شده و رنگ آبی محلول که ناشی از وجود $\text{Cu}^{2+}\text{(aq)}$ است، کم‌تر می‌شود.



با پیشرفت واکنش، تعداد مول‌های $\text{Cu}^{2+}\text{(aq)}$ کاهش و پس از 20° دقیقه به صفر می‌رسد. برای محاسبه‌ی سرعت متوسط مصرف (آهنگ مصرف)

یون‌های $\text{Cu}^{2+}\text{(aq)}$ ، ابتدا تغییر تعداد مول‌های $\text{Cu}^{2+}\text{(aq)}$ را تعیین می‌کنیم:

$$\Delta n_{\text{Cu}^{2+}} = n_2 - n_1 = 0 - 0.2 = -0.2 \text{ mol}$$

علامت منفی، نشان‌دهنده‌ی کاهش مقدار $\text{Cu}^{2+}\text{(aq)}$ طی واکنش است. به عبارت دیگر Δn برای واکنش‌دهنده‌ها همواره منفی می‌باشد. با تقسیم $\Delta n_{\text{Cu}^{2+}}$ بر زمان انجام این واکنش، سرعت متوسط مصرف $\text{Cu}^{2+}\text{(aq)}$ پس از گذشت 20° دقیقه از آغاز واکنش به دست می‌آید.

$$\bar{R}_{\text{Cu}^{2+}} = -\frac{\Delta n_{\text{Cu}^{2+}}}{\Delta t} = -\frac{-0.2 \text{ mol}}{20 \text{ min}} = 0.01 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

از آن‌جا که سرعت کمیتی مثبت است، با قرار دادن علامت منفی در کنار این رابطه، ضمن تأکید بر مصرف $\text{Cu}^{2+}\text{(aq)}$ و در واقع کاهش تعداد مول‌های آن، عدد محاسبه‌شده نیز مثبت به دست می‌آید.

تذکر: عدد به‌دست آمده، سرعت متوسط مصرف $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ را در ۲۰ دقیقه‌ی اول واکنش نشان می‌دهد و معنی آن این است که در این بازه به‌طور متوسط، هر یک دقیقه، ۰/۰۰۱ مول از $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ مصرف می‌شود. با این اطلاعات، نمی‌توان در مورد سرعت لحظه‌ای مصرف $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ اظهار نظر کرد. برای نمونه نمی‌توان گفت که در دقیقه‌ی چهارم، چند مول $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ مصرف می‌شود.

تاکنون یاد گرفتیم که تعداد مول‌های مصرف‌شده از یک واکنش‌دهنده در واحد زمان، بیانگر سرعت متوسط مصرف آن واکنش‌دهنده است. به‌همین ترتیب می‌توان گفت که تعداد مول‌های تولیدشده از یک فراورده در واحد زمان نیز بیانگر سرعت متوسط تولید آن فراورده است.

جمع‌بندی: سرعت متوسط مصرف واکنش‌دهنده‌ی A برابر با تعداد مول‌های مصرف‌شده‌ی A در واحد زمان است که با رابطه‌ی زیر نشان داده می‌شود:

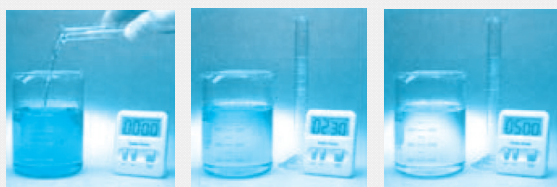
$$\bar{R}_A = \frac{-\Delta n_A}{\Delta t} \quad \Delta n_A = n_f - n_i$$

(A یک واکنش‌دهنده است.)

سرعت متوسط تولید فراورده‌ی B برابر با تعداد مول‌های تولیدشده‌ی B در واحد زمان است که با رابطه‌ی زیر نشان داده می‌شود:

$$\bar{R}_B = \frac{+\Delta n_B}{\Delta t} \quad \Delta n_B = n_f - n_i$$

(B یک فراورده است.)



$$\bar{R}_{\text{ماده‌ی رنگی}} = -\frac{\Delta n}{\Delta t} = -\frac{(0 - 0.05) \text{ mol}}{5 \text{ min}} = 0.01 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

ماده‌ی رنگی نوعی واکنش‌دهنده است و با گذشت زمان مصرف می‌شود.

مثال ۷: با بررسی شکل‌های روبه‌رو، که واکنش محلول سفیدکننده با ۰/۰۵ مول از نوعی رنگ غذا را نشان می‌دهد، سرعت متوسط مصرف ماده‌ی رنگی را برحسب مول بر دقیقه ($\text{mol} \cdot \text{min}^{-1}$) حساب کنید.

پاسخ:

مثال ۸: ۰/۴۵ مول بخار متانول در سامانه‌ی بسته‌ای در حال تجزیه شدن است. در صورتی‌که سرعت متوسط مصرف متانول در ۲۰ ثانیه‌ی آغازی واکنش برابر $0.02 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$ باشد، پس از این مدت چند مول متانول در ظرف وجود خواهد داشت؟

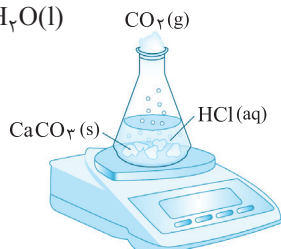
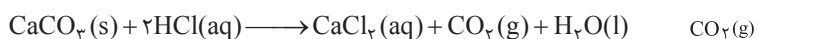
پاسخ: متانول واکنش‌دهنده است.

$$\left. \begin{array}{l} \bar{R}_{\text{CH}_3\text{OH}} = 0.02 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1} \\ n_i = 0.45 \text{ mol} \\ n_f = ? \\ \Delta t = 20 \text{ s} \end{array} \right\} \Rightarrow \bar{R} = -\frac{\Delta n}{\Delta t} \Rightarrow 0.02 = -\frac{\Delta n}{20}$$

$$\Rightarrow \Delta n = -0.4 \Rightarrow n_f - n_i = -0.4 \Rightarrow n_f - 0.45 = -0.4 \Rightarrow n_f = 0.05 \text{ mol CH}_3\text{OH}$$

بررسی واکنش کلسیم کربنات با محلول هیدروکلریک اسید

واکنش کلسیم کربنات را با محلول هیدروکلریک اسید در دما و فشار اتاق مطابق شکل زیر در نظر بگیرید.



شکل ۳- واکنش کلسیم کربنات با محلول هیدروکلریک اسید

آقا اجازه از کجا باید برونییم که این واکنش سه تا فراورده داره؟ اصلین این واکنش از چه نوعیه؟

جواب: واکنش فوق در واقع به نوعی یک واکنش جابه‌جایی دوگانه محسوب می‌شود. کاتیون‌های Ca^{2+} و H^+ و آنیون‌های CO_3^{2-} و Cl^- با هم جابه‌جا می‌شوند و CaCl_2 و H_2CO_3 را به وجود می‌آورند. اما چون H_2CO_3 یک اسید ناپایدار است، به CO_2 و H_2O تبدیل می‌شود. خب برمی‌گردیم به واکنش ...

جدول زیر تعداد مول‌های CO_2 و HCl را در طی این واکنش نشان می‌دهد.

جدول ۱- تعداد مول‌های CO_2 و HCl در واکنش کلسیم کربنات با محلول هیدروکلریک اسید

زمان (s)	$n(\text{CO}_2), (\text{mol})$	$n(\text{HCl}), (\text{mol})$
۰	۰	۰/۶۰۰
۱۰	$۱/۵۰ \times ۱۰^{-۲}$	۰/۵۷۰
۲۰	$۲/۵۰ \times ۱۰^{-۲}$	۰/۵۵۰
۳۰	$۳/۵۰ \times ۱۰^{-۲}$	۰/۵۴۰
۴۰	$۳/۲۵ \times ۱۰^{-۲}$	۰/۵۳۵
۵۰	$۳/۳۵ \times ۱۰^{-۲}$	۰/۵۳۳
۶۰	$۳/۳۵ \times ۱۰^{-۲}$	۰/۵۳۳

با توجه به شکل و جدول فوق می‌توان مطالب زیر را نتیجه گرفت:

- با گذشت زمان، از جرم مخلوط کاسته می‌شود. زیرا به‌مرور زمان و با مصرف واکنش‌دهنده‌ها، گاز CO_2 تولید و از ظرف واکنش خارج می‌شود. مطابق قانون پایستگی ماده با خروج گاز CO_2 از ظرف، جرم مخلوط واکنش نیز کم‌تر و کم‌تر می‌شود.
- با گذشت زمان، جرم گاز آزادشده (CO_2) و در نتیجه تعداد مول آن افزایش می‌یابد. زیرا به‌مرور زمان و با مصرف مقدار بیش‌تری از واکنش‌دهنده‌ها، گاز CO_2 و فراورده‌های بیش‌تری تولید می‌شود.
- در ثانیه‌ی ۵۰ام واکنش به پایان می‌رسد. زیرا از این لحظه به بعد، تعداد مول مواد شرکت‌کننده در واکنش تغییری نکرده است. (احتمالاً در این لحظه از واکنش، مقدار CaCO_3 به صفر رسیده است).

اکنون با توجه به داده‌های جدول (۱) سرعت متوسط مصرف HCl و سرعت متوسط تولید CO_2 را در پنج بازه‌ی زمانی ۱۰ ثانیه‌ای به‌دست می‌آوریم.

$$-۱۰\text{s} : \bar{R}(\text{HCl}) = -\frac{\Delta n(\text{HCl})}{\Delta t} = -\frac{(۰/۵۷۰ - ۰/۶۰۰)\text{mol}}{۱۰\text{s}} = ۳ \times ۱۰^{-۳} \text{mol.s}^{-۱}$$

$$-۱۰\text{s} : \bar{R}(\text{CO}_2) = \frac{\Delta n(\text{CO}_2)}{\Delta t} = \frac{(۱/۵۰ \times ۱۰^{-۲} - ۰)\text{mol}}{۱۰\text{s}} = ۱/۵ \times ۱۰^{-۳} \text{mol.s}^{-۱}$$


نتایج محاسبه‌های سرعت در جدول زیر آورده شده است.

جدول ۲- مقایسه‌ی سرعت متوسط مصرف HCl و تولید CO_2 در بازه‌های ۱۰ ثانیه‌ای

بازه‌ی زمانی (s)	$\bar{R}(\text{HCl}), (\text{mol.s}^{-۱})$	$\bar{R}(\text{CO}_2), (\text{mol.s}^{-۱})$
۰-۱۰	۳×۱۰^{-۳}	$۱/۵ \times ۱۰^{-۳}$
۱۰-۲۰	۲×۱۰^{-۳}	$۱/۵ \times ۱۰^{-۳}$
۲۰-۳۰	$۱/۵ \times ۱۰^{-۳}$	$۰/۵ \times ۱۰^{-۳}$
۳۰-۴۰	$۰/۵ \times ۱۰^{-۳}$	$۰/۲۵ \times ۱۰^{-۳}$
۴۰-۵۰	$۰/۲ \times ۱۰^{-۳}$	$۰/۱۰ \times ۱۰^{-۳}$

می‌توان دو مطلب بسیار مهم از جدول (۲) استخراج کرد:

- با گذشت زمان، هم سرعت مصرف واکنش‌دهنده و هم سرعت تولید فراورده کاهش یافته است. این مطلب در مورد اغلب واکنش‌های شیمیایی رُخ می‌دهد. به‌طور کلی در آغاز یک واکنش شیمیایی، سرعت واکنش زیاد است اما با گذشت زمان، سرعت واکنش کم می‌شود.

 **آقا اجازه این‌که سرعت مصرف واکنش‌دهنده کم می‌شه قابل درک‌ه چون مقدار واکنش‌دهنده داره کم می‌شه. اما سرعت تولید فراورده پیراکم می‌شه؟ مگه مقدار فراورده در حال زیاد شدن نیست؟**

جواب: در واکنش فرضی $A \longrightarrow B$ ، منظور از سرعت واکنش، سرعت تبدیل A به B است. به عبارتی منظور از سرعت واکنش، سرعت واکنش رفت است. واکنش رفت شامل مصرف A و تولید B است و در ضمن سرعت واکنش رفت، تابع غلظت واکنش‌دهنده است. از آن‌جا که با مصرف A، مقدار و در نتیجه غلظت A کم می‌شود، سرعت واکنش رفت نیز کم می‌شود. یعنی هم سرعت مصرف A و هم سرعت تولید B، هر دو کاهش می‌یابند. بنابراین سرعت تولید B، ارتباطی به افزایش مقدار B ندارد.

«در اغلب واکنش‌های شیمیایی، سرعت واکنش (سرعت مصرف واکنش‌دهنده‌ها و سرعت تولید فراورده‌ها) با گذشت زمان کاهش می‌یابد.»

۱- منظور از تعداد مول HCl ، تعداد مول حل‌شونده‌ی موجود در هیدروکلریک اسید (HCl(aq)) است.

۲) در تمام بازه‌های زمانی، سرعت متوسط مصرف HCl، دو برابر سرعت متوسط تولید CO_2 است. این رویداد به‌طور اتفاقی رخ نداده است. دلیل این امر ساده است. ضریب استوکیومتری HCl، دو برابر ضریب استوکیومتری CO_2 است. در واقع، در هر بازه‌ی زمانی به‌ازای تولید یک مول CO_2 ، دو مول HCl مصرف می‌شود و در نتیجه مصرف HCl با سرعتی دو برابر تولید CO_2 انجام می‌شود.

«سرعت تولید یا مصرف مواد شرکت‌کننده در یک واکنش، متناسب با ضرایب استوکیومتری آن‌ها است. برای واکنش فرضی $\alpha A \longrightarrow \beta B$ می‌توان نوشت:»

$$\frac{\bar{R}_A}{\bar{R}_B} = \frac{\alpha}{\beta}$$

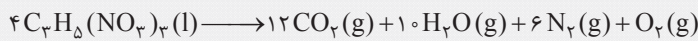
به این ترتیب در واکنش $\text{CaCO}_3(\text{s})$ با $\text{HCl}(\text{aq})$ ، رابطه‌ی بین سرعت متوسط مصرف واکنش‌دهنده‌ها به‌صورت زیر است:

$$\frac{\bar{R}_{\text{CaCO}_3}}{\bar{R}_{\text{HCl}}} = \frac{1}{2} \Rightarrow \bar{R}_{\text{CaCO}_3} = \frac{1}{2} \bar{R}_{\text{HCl}}$$

مثال ۹: در واکنش تجزیه‌ی نیتروگلیسرین، سرعت تولید کدام ماده‌ی گازی شکل بیش‌تر است؟

(۱) نیتروژن (۲) اکسیژن (۳) بخار آب (۴) کربن دی‌اکسید

پاسخ: معادله‌ی موازنه‌شده‌ی واکنش تجزیه‌ی نیتروگلیسرین به‌صورت زیر است:



سرعت تولید کربن دی‌اکسید (CO_2) که دارای ضریب استوکیومتری بزرگ‌تری است، بیش‌تر از سایر فراورده‌ها می‌باشد. بنابراین پاسخ این تست، گزینه‌ی (۴) است.

مثال ۱۰: هریک از عبارت‌های زیر که در مورد واکنش فرضی $\alpha A \longrightarrow \beta B$ است را با یکی از کلمه‌های مثبت یا منفی کامل کنید.

(آ) سرعت متوسط مصرف A، و سرعت متوسط تولید B، است.

(ب) حاصل کسر $\frac{n_1 - n_2}{t_2 - t_1}$ برای ماده‌ی B، است. (پ) نسبت $\frac{\Delta n}{\Delta t}$ برای ماده‌ی A، است.

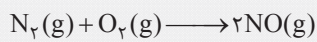
پاسخ: (آ) مثبت- مثبت، زیرا سرعت کمیتی مثبت است.

(ب) منفی، زیرا B یک فراورده است و $\Delta n_B > 0$ می‌باشد. بنابراین $n_2 - n_1 > 0$ و در نتیجه $n_1 - n_2 < 0$ خواهد بود.

(پ) منفی، زیرا A واکنش‌دهنده است و با گذشت زمان تعداد مول آن رو به کاهش است.

مثال ۱۱: گاز نیتروژن مونواکسید درون موتور خودرو از گازهای نیتروژن و اکسیژن تولید می‌شود. اگر در شرایط معینی $\bar{R}(\text{N}_2) = 0.15 \text{ mol.s}^{-1}$

باشد، $\bar{R}(\text{O}_2)$ و $\bar{R}(\text{NO})$ را برحسب mol.min^{-1} به‌دست آورید.



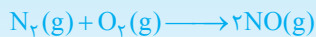
پاسخ: معادله‌ی واکنش موردنظر به‌صورت مقابل است:

$$\bar{R}(\text{N}_2) = 0.15 \frac{\text{mol}}{\text{s}} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 9 \text{ mol.min}^{-1}$$

$$\bar{R}(\text{O}_2) = \bar{R}(\text{N}_2) = 9 \text{ mol.min}^{-1}$$

$$\bar{R}(\text{NO}) = 2\bar{R}(\text{N}_2) = 2 \times 9 \text{ mol.min}^{-1} = 18 \text{ mol.min}^{-1}$$

نکته: یکی از آلاینده‌های خروجی از اگزوز خودروها، گاز نیتروژن مونواکسید (NO) است. این گاز درون موتور خودرو در دماهای



بالا مطابق واکنش مقابل تولید می‌شود:

این واکنش گرماگیر ($\Delta H > 0$) و با افزایش آنتروپی ($\Delta S > 0$) همراه است. به این ترتیب این واکنش در دماهای بالا به‌طور خودبه‌خودی انجام‌پذیر است.

البته گاز نیتروژن مونواکسید، پس از خروج از اگزوز خودروها در هواکره مطابق واکنش زیر به گاز نیتروژن دی‌اکسید قهوه‌ای‌رنگ



تبدیل می‌شود.

تذکر: از آن‌جا که سرعت، همواره کمیتی مثبت است، برای سادگی می‌توان سرعت متوسط مصرف واکنش‌دهنده‌ی فرضی A را با رابطه‌ی زیر

$$\bar{R}_A = \frac{|\Delta n_A|}{\Delta t}$$

به‌دست آورد.

مثال ۱۲: در واکنش $2A \longrightarrow B$ در ۱۰ دقیقه، ۰/۲ مول A به B تبدیل می‌شود. سرعت متوسط تشکیل B برحسب مول بر دقیقه کدام است؟

۰/۰۱ (۳)

۰/۰۲ (۳)

۰/۱ (۲)

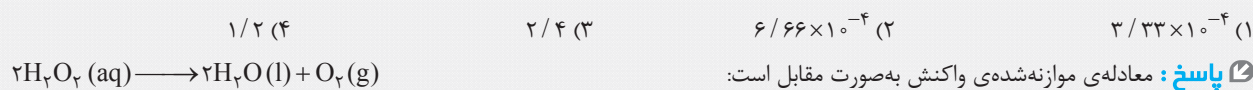
۰/۲ (۱)

پاسخ:

$$\bar{R}_A = \frac{|\Delta n_A|}{\Delta t} = \frac{0.2 \text{ mol}}{10 \text{ min}} = 0.02 \text{ mol.min}^{-1}$$

$$\frac{\bar{R}_B}{\bar{R}_A} = \frac{1}{2} \Rightarrow \bar{R}_B = \frac{1}{2} \times 0.02 = 0.01 \text{ mol.min}^{-1} \Rightarrow \text{گزینه‌ی (۴)}$$

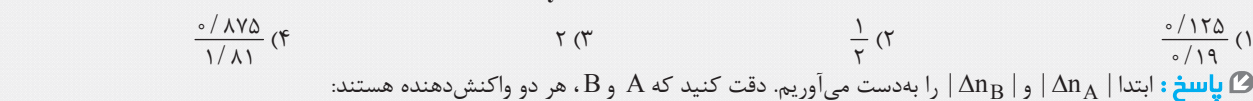
مثال ۳: در یک آزمایش، تجزیه‌ی محلول هیدروژن پراکسید مورد مطالعه قرار گرفت. آزمایش نشان داد که در ۲۰ دقیقه ۸/۰ مول واکنش‌دهنده تجزیه می‌شود. سرعت متوسط تولید گاز اکسیژن در این بازه‌ی زمانی چند مول بر ثانیه است؟



$$\bar{R}_{\text{H}_2\text{O}_2} = \frac{|\Delta n|}{\Delta t} = \frac{8/0 \text{ mol}}{20 \text{ min} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}}} = 6/66 \times 10^{-4} \text{ mol.s}^{-1}$$

$$\bar{R}_{\text{O}_2} = \frac{1}{2} \bar{R}_{\text{H}_2\text{O}_2} = \frac{1}{2} \times 6/66 \times 10^{-4} = 3/33 \times 10^{-4} \text{ mol.s}^{-1} \Rightarrow \text{گزینه (۱)}$$

مثال ۴: واکنشی مطابق معادله‌ی $x\text{A} + y\text{B} \longrightarrow \text{C}$ انجام می‌شود. اگر این واکنش با ۱ مول A و ۲ مول B شروع شود و پس از گذشت زمانی معین، تعداد مول‌های باقی‌مانده‌ی A و B به ترتیب ۸۷۵/۰ و ۱/۸۱ باشد، نسبت $\frac{x}{y}$ کدام است؟



$$|\Delta n_A| = |0/875 - 1| = 0/125 \text{ mol}, \quad |\Delta n_B| = |1/81 - 2| = 0/19 \text{ mol}$$

$$\frac{\bar{R}_A}{\bar{R}_B} = \frac{x}{y} \Rightarrow \frac{|\Delta n_A|}{|\Delta n_B|} = \frac{x}{y} \Rightarrow \frac{0/125}{0/19} = \frac{x}{y} \Rightarrow \text{گزینه (۱)}$$

مثال ۵: مقداری فلز آلومینیم را وارد محلول هیدروکلریک اسید می‌کنیم. مقایسه‌ی سرعت متوسط تولید گاز هیدروژن در دو دقیقه‌ی اول ($\text{R}_{0 \rightarrow 2}$)، دو دقیقه‌ی دوم ($\text{R}_{2 \rightarrow 4}$) و چهار دقیقه‌ی اول ($\text{R}_{0 \rightarrow 4}$) واکنش به کدام صورت درست است؟

(۱) $\bar{R}_{0 \rightarrow 2} > \bar{R}_{2 \rightarrow 4} > \bar{R}_{0 \rightarrow 4}$ (۲) $\bar{R}_{0 \rightarrow 2} > \bar{R}_{0 \rightarrow 4} > \bar{R}_{2 \rightarrow 4}$ (۳) $\bar{R}_{0 \rightarrow 4} > \bar{R}_{0 \rightarrow 2} > \bar{R}_{2 \rightarrow 4}$ (۴) $\bar{R}_{0 \rightarrow 4} > \bar{R}_{2 \rightarrow 4} > \bar{R}_{0 \rightarrow 2}$

پاسخ: از آن‌جاکه با گذشت زمان، سرعت واکنش رو به کاهش است، سرعت متوسط تولید گاز هیدروژن در دو دقیقه‌ی اول، بیش‌تر از دو دقیقه‌ی دوم است (حذف گزینه‌ی (۴)). سرعت در چهار دقیقه‌ی اول، میانگینی از سرعت دو دقیقه‌ی اول و دو دقیقه‌ی دوم است. یعنی $\bar{R}_{0 \rightarrow 4}$ آهسته‌تر از $\bar{R}_{0 \rightarrow 2}$ ولی سریع‌تر از $\bar{R}_{2 \rightarrow 4}$ است. با این حساب، گزینه‌ی (۲) پاسخ این تست است.

سرعت واکنش

شیمی‌دان‌ها برای درک آسان پیشرفت واکنش در واحد زمان، از یک مفهوم کاربردی به نام سرعت واکنش استفاده می‌کنند. تاکنون یاد گرفتیم که سرعت متوسط مصرف یا تولید یک ماده، برابر با تعداد مول‌های مصرف‌شده یا تولیدشده‌ی آن ماده در بازه‌ی زمانی معین است. حال اگر بخواهیم سرعت واکنش را بدون در نظر گرفتن ماده یا مواد شرکت‌کننده در واکنش بیان کنیم، کافی است سرعت متوسط یکی از واکنش‌دهنده‌ها و یا فراورده‌های واکنش یادشده را بر ضریب استوکیومتری آن ماده تقسیم کنیم.

به عنوان نمونه، برای واکنش $2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \longrightarrow 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ می‌توانیم بنویسیم:

$$R_{\text{واکنش}} = \frac{\bar{R}(\text{N}_2\text{O}_5)}{2} = \frac{\bar{R}(\text{NO}_2)}{4} = \frac{\bar{R}(\text{O}_2)}{1}$$

اگرچه سرعت متوسط مصرف یا تولید هیچ‌کدام از سه گاز O_2 ، NO_2 و N_2O_5 با هم برابر نیست، اما کسرهای فوق با هم برابرند و هر کدام نشان‌دهنده‌ی سرعت واکنش هستند.

به عبارت دیگر می‌توان نوشت:

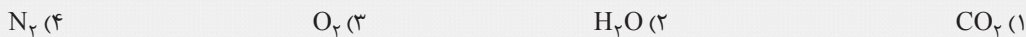
$$R_{\text{واکنش}} = -\frac{\Delta n(\text{N}_2\text{O}_5)}{2\Delta t} = +\frac{\Delta n(\text{NO}_2)}{4\Delta t} = +\frac{\Delta n(\text{O}_2)}{\Delta t}$$

واضح است که سرعت متوسط ماده‌ای که ضریب استوکیومتری آن یک است، برابر با سرعت واکنش می‌باشد. برای نمونه در واکنش فوق، سرعت متوسط تولید اکسیژن با سرعت واکنش برابر است.

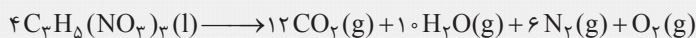
$$\text{«برای واکنش فرضی } \alpha\text{A} \longrightarrow \beta\text{B می‌توان نوشت: } R_{\text{واکنش}} = \frac{\bar{R}_A}{\alpha} = \frac{\bar{R}_B}{\beta}\text{»}$$

تذکر: برای محاسبه‌ی سرعت واکنش، معادله‌ی موازنه‌شده‌ی واکنش باید در دسترس باشد، در صورتی که سرعت متوسط مصرف یا تولید یک ماده را می‌توان بدون معادله‌ی موازنه‌شده‌ی واکنش نیز محاسبه کرد.

مثال ۱۶: در واکنش تجزیه‌ی نیتروگلیسرین، سرعت متوسط تولید کدام ماده با سرعت واکنش برابر است؟



پاسخ: سرعت واکنش با سرعت ماده‌ای برابر است که ضریب استوکیومتری آن ماده در معادله‌ی موازنه‌شده برابر یک باشد:



مطابق معادله‌ی فوق، گزینه‌ی (۳) پاسخ این تست است.

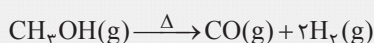
مثال ۱۷: با توجه به واکنش تجزیه‌ی بخار متانول، کدام گزینه درست است؟

$$\frac{\Delta n(\text{CH}_3\text{OH}) / \Delta t}{\text{ضریب استوکیومتری CH}_3\text{OH}} = \frac{\Delta n(\text{CO}) / \Delta t}{\text{ضریب استوکیومتری CO}} \quad (۲)$$

$$\frac{-\Delta n(\text{CH}_3\text{OH})}{\Delta t} = \frac{2\Delta n(\text{H}_2)}{\Delta t} \quad (۱)$$

$$\frac{\Delta n(\text{CO}) / \Delta t}{\text{ضریب استوکیومتری H}_2} = \frac{\Delta n(\text{H}_2)}{\Delta t} \quad (۳)$$

$$R_{\text{واکنش}} = \frac{\bar{R}_{\text{H}_2}}{2} = \bar{R}_{\text{CO}} \quad (۴)$$



پاسخ: معادله‌ی واکنش موردنظر به صورت مقابل است:

بررسی چهار گزینه:

$$\bar{R}_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{\bar{R}_{\text{H}_2}}{2} \Rightarrow \frac{-\Delta n(\text{CH}_3\text{OH})}{\Delta t} = \frac{\Delta n(\text{H}_2)}{2\Delta t} \Rightarrow (۱) \text{ نادرستی گزینه (۱)}$$

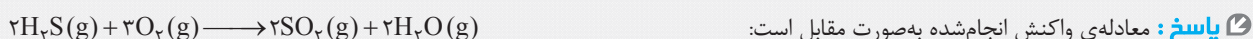
$$\bar{R}_{\text{CH}_3\text{OH}} = \bar{R}_{\text{CO}} \Rightarrow \frac{-\Delta n(\text{CH}_3\text{OH}) / \Delta t}{\text{ضریب استوکیومتری CH}_3\text{OH}} = \frac{\Delta n(\text{CO}) / \Delta t}{\text{ضریب استوکیومتری CO}} \Rightarrow (۲) \text{ نادرستی گزینه (۲)}$$

$$\frac{\bar{R}_{\text{CO}}}{1} = \frac{\bar{R}_{\text{H}_2}}{2} \Rightarrow \frac{\Delta n(\text{CO}) / \Delta t}{\text{ضریب استوکیومتری CO}} = \frac{\Delta n(\text{H}_2)}{\Delta t \times 2} \Rightarrow \Delta n(\text{CO}) / \Delta t = \frac{\Delta n(\text{H}_2) / \Delta t}{2} \quad (۳)$$

(۴) درستی این گزینه با توجه به معادله‌ی واکنش تأیید می‌شود.

مثال ۱۸: واکنش سوختن هیدروژن سولفید در دما و فشار ثابت در حال انجام است. اگر واکنش با ۳/۶۳ گرم از این گاز آغاز شود و پس از گذشت ۶ ثانیه مقدار آن به ۲/۶۱ گرم برسد، سرعت واکنش در این بازه‌ی زمانی چند مول بر دقیقه خواهد بود؟ (H = ۱, S = ۳۲: g.mol⁻¹)

۰/۷۵ (۱) ۰/۱۵ (۲) ۰/۳ (۳) ۰/۶ (۴)



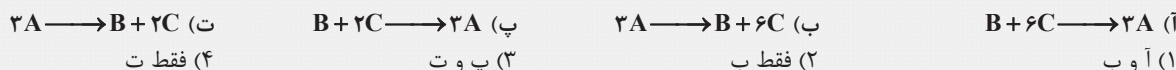
پاسخ: معادله‌ی واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است:

می‌توان جرم H₂S در آغاز و انتهای شش ثانیه را ابتدا به مول تبدیل کرد و سپس Δn را به دست آورد و یا می‌توان ابتدا Δm را محاسبه کرد و سپس آن را به Δn تبدیل کرد. راه دوم ساده‌تر است و فقط یکبار تبدیل جرم به مول انجام می‌شود:

$$\Delta m = m_f - m_i = 2/61\text{g} - 3/63\text{g} = -1/02\text{g H}_2\text{S} \quad \Delta n = -1/02\text{g H}_2\text{S} \times \frac{1\text{mol H}_2\text{S}}{34\text{g H}_2\text{S}} = -0/03\text{mol H}_2\text{S}$$

$$\bar{R}_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{-\Delta n}{\Delta t} = \frac{-(-0/03\text{mol})}{6\text{s} \times \frac{1\text{min}}{60\text{s}}} = 0/3\text{mol} \cdot \text{min}^{-1} \Rightarrow R_{\text{واکنش}} = \frac{\bar{R}_{\text{H}_2\text{S}}}{2} = \frac{0/3\text{mol} \cdot \text{min}^{-1}}{2} = 0/15\text{mol} \cdot \text{min}^{-1} \Rightarrow (۲) \text{ گزینه (۲)}$$

مثال ۱۹: در یک واکنش، رابطه‌ی $\frac{-\Delta n_A}{\Delta t} = \frac{2\Delta n_B}{\Delta t} = \frac{\Delta n_C}{2\Delta t}$ برقرار است. کدام معادله‌های زیر را می‌توان به این واکنش نسبت داد؟



(۴) فقط ت

(۳) پ و ت

(۲) فقط ب

(۱) آ و ب

پاسخ: برای پاسخ‌گویی به این گونه تست‌ها بهتر است در صورت کسرهای ضریب وجود نداشته باشد. بنابراین همه‌ی کسرهای را در $\frac{1}{3}$ ضرب می‌کنیم. به این ترتیب خواهیم داشت:

$$\frac{-\Delta n_A}{3\Delta t} = \frac{\Delta n_B}{\Delta t} = \frac{\Delta n_C}{6\Delta t}$$

اکنون به سادگی نتیجه می‌شود که معادله‌ی $3\text{A} \longrightarrow \text{B} + 6\text{C}$ را می‌توان به واکنش موردنظر نسبت داد. بنابراین مورد «ب» قابل قبول است. اما عجله نکنید و گزینه‌ی (۲) را به عنوان پاسخ، انتخاب نکنید. رابطه‌ی فوق نشان نمی‌دهد که کدام یک از موارد A، B و C واکنش‌دهنده و کدام یک

فراورده هستند. این رابطه فقط بیان می‌کند که B و C در یک طرف معادله و A در طرف دیگر معادله است. بنابراین معادله‌ی $\text{B} + 6\text{C} \longrightarrow 3\text{A}$ را نیز می‌توان به این واکنش نسبت داد و گزینه‌ی (۱) پاسخ این تست است.

بیان سرعت واکنش برحسب تغییرات حجم

تاکنون سرعت مصرف یا تولید یک ماده و نیز سرعت واکنش‌ها را برحسب تغییر تعداد مول در واحد زمان بیان کردیم. یکای سرعت در این حالت به صورت $\text{mol} \cdot \text{time}^{-1}$ می‌باشد. صرف نظر از این که ماده‌ی موردنظر در چه فازی به سر می‌برد، بیان سرعت برحسب تغییر تعداد مول در واحد زمان، رایج‌ترین شیوه‌ی محاسبه‌ی سرعت است. اما اگر ماده‌ی موردنظر به صورت گازی شکل باشد، می‌توان سرعت آن را برحسب تغییرات حجم در واحد زمان بیان کرد. در این حالت یکای سرعت به صورت $\text{L} \cdot \text{time}^{-1}$ ، $\text{mL} \cdot \text{time}^{-1}$ و ... خواهد بود.

مثال ۲۰: در جدول مقابل، تعداد مول گاز هیدروژن حاصل از واکنش آهن و هیدروکلریک اسید در دمای 273K و فشار 1atm داده شده است. سرعت متوسط تولید گاز هیدروژن در سه دقیقه‌ی سوم واکنش چند میلی‌لیتر بر ثانیه است؟

t (min)	۰	۳	۶	۹	۱۲
H _۲ (mol)	۰	۰/۳	۰/۴۲	۰/۵	۰/۵۶

$$37/33 \text{ (۴)}$$

$$14/93 \text{ (۳)}$$

$$9/95 \text{ (۲)}$$

$$7/46 \text{ (۱)}$$

پاسخ: منظور از سه دقیقه‌ی سوم، از دقیقه‌ی ششم تا دقیقه‌ی نهم می‌باشد. در ضمن دما و فشار نشان می‌دهد که شرایط، STP است و هر مول گاز، حجمی برابر 22400mL یا $22/4\text{L}$ را اشغال می‌کند.

$$\Delta n(\text{H}_2) = 0/5 - 0/42 = 0/08 \text{ mol}$$

$$? \text{ mL H}_2 = 0/08 \text{ mol} \times \frac{22400 \text{ mL}}{1 \text{ mol}} = 1792 \text{ mL}$$

$$\bar{R}_{\text{H}_2} = \frac{\Delta V}{\Delta t} = \frac{1792 \text{ mL}}{(3 \text{ min} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}})} = 9/95 \text{ mL} \cdot \text{s}^{-1} \Rightarrow \text{گزینه ی (۲)}$$

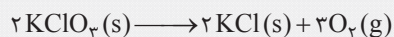
مثال ۲۱: $1/805$ گرم پتاسیم کلرات بر اثر گرما تجزیه می‌شود و پس از 30 ثانیه مقدار آن به $1/56$ گرم می‌رسد. سرعت متوسط تولید گاز اکسیژن در این شرایط چند لیتر بر دقیقه است؟ (حجم مولی گازها در شرایط آزمایش 25 لیتر بر مول است و $K = 39, \text{Cl} = 35/5, \text{O} = 16: \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

$$0/66 \text{ (۴)}$$

$$0/15 \text{ (۳)}$$

$$0/75 \text{ (۲)}$$

$$0/375 \text{ (۱)}$$



پاسخ: معادله‌ی واکنش انجام شده به صورت مقابل است:

$$\Delta m(\text{KClO}_3) = 1/56 \text{ g} - 1/805 \text{ g} = -0/245 \text{ g KClO}_3$$

$$\Delta n(\text{KClO}_3) = -0/245 \text{ g KClO}_3 \times \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122/5 \text{ g KClO}_3} = -2 \times 10^{-3} \text{ mol KClO}_3$$

$$\bar{R}_{\text{KClO}_3} = \frac{-\Delta n}{\Delta t} = \frac{-(-2 \times 10^{-3} \text{ mol})}{30 \text{ s} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}}} = 4 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$\frac{\bar{R}_{\text{O}_2}}{3} = \frac{\bar{R}_{\text{KClO}_3}}{2} \Rightarrow \bar{R}_{\text{O}_2} = \frac{3}{2} \times 4 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1} = 6 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$\bar{R}_{\text{O}_2} = 6 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{min}} \times \frac{25 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 0/15 \text{ L} \cdot \text{min}^{-1} \Rightarrow \text{گزینه ی (۳)}$$

بیان سرعت واکنش برحسب تغییرات غلظت

یکی دیگر از روش‌های بیان سرعت در واکنش‌های شیمیایی، استفاده از غلظت مولار (غلظت مولی) است. برای گازها (g) و نیز محلول‌ها (aq) می‌توان سرعت مصرف یا تولید را برحسب تغییر غلظت مولی آن‌ها در واحد زمان بیان کرد. در این صورت یکای سرعت برحسب $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{time}^{-1}$ یا به طور خلاصه‌تر $\text{M} \cdot \text{time}^{-1}$ خواهد بود.

با غلظت مولی در شیمی ۳ آشنا شدید. این غلظت، تعداد مول‌های حل‌شونده را در یک لیتر محلول نشان می‌دهد و برای گازها، نشان‌دهنده‌ی تعداد مول‌های گاز در حجم ظرف واکنش است. غلظت مولی یک ماده را با قرار دادن فرمول شیمیایی ماده‌ی یادشده در داخل کروشه مشخص می‌کنند:

غلظت مولی $[A] \equiv A$

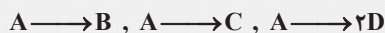
به این ترتیب برای واکنش فرضی $A \longrightarrow B$ ، در صورتی که A و B گاز یا محلول باشند، می‌توان سرعت متوسط مصرف A و سرعت متوسط

$$\bar{R}_A = \frac{-\Delta[A]}{\Delta t}$$

$$\bar{R}_B = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

تولید B را به صورت زیر محاسبه کرد:

مثال ۲۲: مولکول A به‌طور هم‌زمان در سه واکنش مستقل شرکت می‌کند:



پس از ۵ دقیقه از شروع واکنش، غلظت هر یک از مواد A، B، C و D اندازه‌گیری شده و به‌ترتیب برابر ۰/۸، ۰/۰۵، ۰/۰۷ و ۰/۱۶ مول بر لیتر به‌دست آمده است:

(آ) غلظت واکنش‌دهنده‌ی A در شروع واکنش چند مولار بوده است؟

(ب) سرعت متوسط مصرف A در محیط واکنش چند مولار بر ثانیه بوده است؟

پاسخ: (آ) مولکول A به‌طور هم‌زمان در سه واکنش مستقل شرکت می‌کند. در دو واکنش $A \longrightarrow B$ و $A \longrightarrow C$ ، ضرایب واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها یکسان است. یعنی به‌ازای مصرف یک مول A در هر کدام از این دو واکنش، یک مول فراورده که یکی از مواد B و C است تولید می‌شود. در واکنش $A \longrightarrow 2D$ نیز به‌ازای مصرف یک مول A، دو مول D تولید می‌شود. یعنی تولید هر مول D ناشی از مصرف نیم مول A است. بنابراین غلظت اولیه‌ی A، برابر مجموع غلظت‌های B و C، به اضافه‌ی نصف غلظت D و نیز غلظت باقی‌مانده‌ی A است:

$$[A]_0 = [A] + [B] + [C] + \frac{1}{2}[D] = 0/8 + 0/05 + 0/07 + \frac{1}{2}(0/16) = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\bar{R}_A = \frac{-\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{-(0/8 - 1) \text{ mol.L}^{-1}}{(5 \times 60) \text{ s}} = 6/66 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

(ب)

آقا ایازه! شما گفتید فقط برای گازها و مملول‌ها همیشه سرعت رو برحسب تغییر غلظت بیان کرد، چرا برای مواد جامد (s) و مایع خالص (l) همیشه این کارو کرد؟

جواب: مطابق رابطه‌ی $\bar{R}_A = \frac{-\Delta[A]}{\Delta t}$ (با فرض این‌که A واکنش‌دهنده باشد)، برای محاسبه‌ی سرعت، باید تغییر غلظت A ($\Delta[A]$) را در یک بازه‌ی زمانی مشخص تعیین کنیم. مواد جامد مانند NaCl(s) و مایع خالص مانند $\text{H}_2\text{O}(l)$ یا $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l)$ دارای غلظت ثابتی هستند. یعنی با مصرف یا تولید آن‌ها، تغییرات غلظت این گونه مواد صفر است. بنابراین سرعت متوسط مصرف یا تولید آن‌ها برحسب تغییر غلظت، همواره برابر صفر خواهد بود. در نتیجه اطلاعات نادرست به ما می‌دهد و ما فکر می‌کنیم واکنش متوقف شده است. به‌همین دلیل، برای محاسبه‌ی سرعت متوسط مصرف یا تولید مواد جامد و مایع خالص، نمی‌توان از غلظت مولی استفاده کرد.

چرا غلظت مواد جامد و مایع خالص ثابت است؟

غلظت مولی هر ماده نشان می‌دهد که در یک لیتر از آن، چند مول ماده‌ی موردنظر وجود دارد. برای محلول‌ها که ناخالص هستند، غلظت مولی، تعداد مول‌های حل‌شونده را در یک لیتر از محلول نشان می‌دهد. با انجام واکنش، تعداد مول‌های حل‌شونده کاهش یا افزایش می‌یابد. بنابراین غلظت مولی محلول‌ها تغییر می‌کند. در واقع یک لیتر از محلول می‌تواند شامل مقادیر مختلفی از ماده‌ی حل‌شونده باشد، بنابراین تغییر غلظت محلول‌ها بدیهی است.

برای گازها چه خالص و چه ناخالص، غلظت مولی هر گاز، تعداد مول‌های آن گاز را در یک لیتر از حجم ظرف واکنش نشان می‌دهد. با مصرف یا تولید هر گاز، تعداد مول‌های آن گاز کاهش یا افزایش می‌یابد و در نتیجه غلظت مولی گاز تغییر می‌کند.

اما برای مواد جامد^۱ و مایع خالص، وضعیت کاملاً متفاوت است. از آن‌جاکه غلظت مولی این مواد، تعداد مول آن‌ها را در یک لیتر از حجم آن‌ها بیان می‌کند، با مصرف یا تولید آن‌ها، همان مقدار که تعداد مول آن‌ها تغییر می‌کند، دقیقاً به همان میزان، حجم آن‌ها نیز تغییر می‌کند و نسبت این دو کمیت یعنی غلظت مولی آن‌ها تغییر نمی‌کند.

غلظت یک ماده‌ی جامد یا مایع خالص، از تقسیم چگالی ماده بر جرم مولی آن به‌دست می‌آید. چگالی و جرم مولی ماده‌ی جامد یا مایع خالص در دمای معین، ثابت است. بنابراین غلظت این مواد بدون توجه به مقدار آن‌ها ثابت خواهد بود.

$$\text{غلظت مولی (mol.L}^{-1}\text{)} = \frac{d(\text{g.L}^{-1})}{M_w(\text{g.mol}^{-1})}$$

* d و M_w ، به‌ترتیب نمادهای چگالی و جرم مولی هستند.

۱- در این‌جا منظور از ماده‌ی جامد، یک ماده‌ی خالص و تک‌فازی است.

• برای درک بهتر مطالب گفته شده به مثال ساده‌ی زیر توجه کنید.

می‌دانیم شدت رنگ مواد رنگی متناسب با غلظت آن مواد است، آمونیوم دی کرومات یک جامد بلوری و نارنجی‌رنگ، برم خالص یک مایع قرمز، محلول مس (II) سولفات، آبی‌رنگ و گاز NO_2 ، قهوه‌ای‌رنگ است. در مورد آمونیوم دی کرومات و برم خالص می‌توان گفت، هر مقدار از هر کدام از این دو ماده داشته باشیم، میزان شدت رنگ نارنجی و قرمز یکسان است. اما در مورد محلول مس (II) سولفات و گاز NO_2 وضعیت کاملاً متفاوت است. شدت رنگ محلول مس (II) سولفات بستگی به این دارد که چه مقدار CuSO_4 را در چه مقدار آب حل کرده‌ایم. هم‌چنین شدت رنگ گاز NO_2 وابسته به این است که مقدار گاز NO_2 و حجم ظرف شامل این گاز چه قدر است. نتیجه آن که غلظت مواد جامد (مانند $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{s})$) و مایع خالص (مانند $\text{Br}_2(\text{l})$) صرف‌نظر از مقدار آن‌ها ثابت است. اما غلظت محلول‌ها (مانند $\text{CuSO}_4(\text{aq})$) و گازها (مانند $\text{NO}_2(\text{g})$) می‌تواند تغییر کند.

• «برای بیان سرعت متوسط مصرف یا تولید مواد جامد (s) و مایع خالص (l) نمی‌توانیم از تغییر غلظت استفاده کنیم، زیرا غلظت این مواد ثابت است. برای این گونه مواد می‌توان از تغییر مول برای بیان سرعت استفاده کرد.»



آقا اجازه! آیا می‌تونیم سرعت یک ماده توی یه واکنش رو برحسب تغییرات جرم اون ماده در واحد زمان، بیان کنیم؟

جواب: می‌توان از جرم برای بیان سرعت متوسط مصرف یا تولید مواد شرکت‌کننده در واکنش استفاده کرد. اما این روش کاربردی ندارد و اطلاعات خوبی به ما نمی‌دهد. به‌عنوان نمونه، در واکنش $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ ، اگر سرعت متوسط مصرف CaCO_3 برابر 10 g.s^{-1} باشد، سرعت متوسط تولید CaO برابر $5/6 \text{ g.s}^{-1}$ خواهد بود، می‌دانیم به‌دلیل برابر بودن ضریب CaCO_3 و CaO ، سرعت مصرف و تولید این دو ماده یکسان است. اما چون جرم مولی آن‌ها متفاوت است، هنگامی که سرعت آن‌ها برحسب تغییرات جرم در واحد زمان بیان می‌شود، به‌نظر می‌رسد که سرعت مصرف CaCO_3 بیش‌تر از سرعت تولید CaO است.

تذکر: از کمیت قابل اندازه‌گیری جرم، می‌توان برای تعیین سرعت یک واکنش شیمیایی استفاده کرد، اما بهتر است، این کمیت را به کمیت مناسبی مانند مول تبدیل کنیم تا سرعت واکنش برحسب تغییر جرم در واحد زمان بیان نشود.

یکاهای سرعت

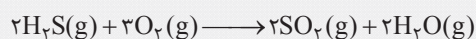
با توجه به فاز ماده‌ی شرکت‌کننده در واکنش، می‌توانیم سرعت مصرف یا تولید آن ماده را به شیوه‌های گوناگونی محاسبه و بیان کنیم. در جدول زیر انواع یکاهای سرعت که با تمامی آن‌ها آشنا شده‌اید، آورده شده است. (time، می‌تواند s، min یا h باشد).

جدول ۳- انواع یکاهای سرعت

یکای سرعت	متغیر مورد استفاده برای بیان سرعت	فاز ماده
mol.time^{-1}	مول	جامد (s) و مایع خالص (l)
mol.time^{-1}	مول	محلول (aq)
$\text{mol.L}^{-1}.\text{time}^{-1}$	غلظت مولی	
mol.time^{-1}	مول	گاز (g)
$\text{mol.L}^{-1}.\text{time}^{-1}$	غلظت مولی	
$\text{L.time}^{-1}, \text{mL.time}^{-1}, \dots$	حجم	

مثال ۲۳: ۵/۰ مول گاز هیدروژن سولفید در یک ظرف چهار لیتری در حال سوختن است. اگر پس از ۸ ثانیه تنها ۱/۰ مول از این گاز باقی بماند، سرعت واکنش چند مول بر لیتر بر دقیقه است؟

(۱) ۷۵/۰ (۲) ۳۷۵/۰ (۳) ۱۵/۰ (۴) ۳



پاسخ: معادله‌ی واکنش انجام‌شده به‌صورت مقابل است:

برای پیدا کردن تغییر غلظت یک گاز، ابتدا بهتر است تغییر تعداد مول آن را به‌دست آورده و سپس آن را تقسیم بر حجم ظرف واکنش کنیم:

$$\Delta n_{\text{H}_2\text{S}} = 0/1 - 0/5 = -0/4 \text{ mol}, \quad \Delta[\text{H}_2\text{S}] = \frac{-0/4 \text{ mol}}{4 \text{ L}} = -0/1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\overline{R}_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{-\Delta[\text{H}_2\text{S}]}{\Delta t} = \frac{-(-0/1 \text{ mol.L}^{-1})}{8 \text{ s} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}}} = 0/75 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$$

$$R_{\text{واکنش}} = \frac{\overline{R}_{\text{H}_2\text{S}}}{2} = \frac{0/75}{2} = 0/375 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1} \Rightarrow (2)$$

تست‌های جلسه اول

۱. در معادله‌ی موازنه‌نشده‌ی واکنش: $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow CO_2 + C_2H_5OH$ ، اگر سرعت متوسط تشکیل گاز CO_2 برابر $1/6 \text{ mol.s}^{-1}$ باشد،

سرعت واکنش چند mol.min^{-1} است؟

- ۰/۸ (۱) ۳/۲ (۲) ۴۸ (۳) ۱۹۲ (۴)

۲. با توجه به جدول زیر که مربوط به واکنش فرضی: $A(g) \longrightarrow B(g)$ می‌باشد، کدام گزینه درست است؟

سرعت تولید B	سرعت مصرف A	تغییر غلظت B	تغییر غلظت A	گستره‌ی زمانی (s)
m_1	n_1	y_1	x_1	۰-۲۰
m_2	n_2	y_2	x_2	۲۰-۴۰

$$x_1 > 0, y_1 < 0 \quad (۱)$$

$$n_2 > 0, m_2 < 0 \quad (۲)$$

$$y_1 < y_2 \quad (۳)$$

$$m_1 > m_2 \quad (۴)$$

۳. کدام عبارت درست است؟

- (۱) با کمک جرم واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها نمی‌توان سرعت واکنش را تعیین کرد.
- (۲) پیشرفت خوب یک واکنش به معنای آن است که واکنش یادشده با سرعت خوبی در حال انجام است.
- (۳) سرعت واکنش در یک لحظه، برابر سرعت متوسط واکنش در طی انجام آن است.
- (۴) زمان لازم برای انجام یک واکنش شیمیایی گستره‌ای از چند صدم ثانیه تا چند سده است.

۴. در معادله‌ی موازنه‌نشده‌ی واکنش: $KNO_3(s) \longrightarrow KNO_2(s) + O_2(g)$ بعد از گذشت ۲ دقیقه، ۲۸ لیتر گاز در شرایط STP تولید شده

است. سرعت متوسط مصرف KNO_3 چند مول بر دقیقه است؟

- ۲/۵ (۱) ۰/۶۲۵ (۲) ۱/۲۵ (۳) ۱/۷۵ (۴)

۵. خودبه‌خودی بودن یک واکنش از دید ترمودینامیک به این معنا که واکنش یادشده بایستی با سرعت انجام شود. در واقع را بررسی می‌کند.

- (۱) نیست- ترمودینامیک، امکان وقوع واکنش
- (۲) نیست- ترمودینامیک، چگونگی انجام واکنش
- (۳) است- سینتیک، چگونگی انجام واکنش
- (۴) است- سینتیک، امکان وقوع واکنش

۶. کدام عبارت در مورد واکنش گازی موازنه‌نشده‌ی: $NO + H_2 \longrightarrow N_2 + H_2O$ نادرست است؟

- (۱) غلظت N_2 در هر لحظه از واکنش، نصف غلظت H_2O است.
- (۲) غلظت NO در هر لحظه از واکنش، برابر غلظت H_2 است.
- (۳) سرعت متوسط تولید H_2O برابر سرعت متوسط مصرف H_2 است.
- (۴) سرعت واکنش برابر سرعت متوسط تولید N_2 است.

۷. در کدام جفت از معادله‌ی واکنش‌های زیر، تساوی $\frac{2\Delta n_A}{\Delta t} = -\frac{\Delta n_B}{\Delta t}$ برقرار است؟

- (۱) $2B \rightarrow 6A + C$ و $B + 2C \rightarrow 3A$
- (۲) $2A + 6B \rightarrow 5C$ و $C \rightarrow A + 3B$
- (۳) $2A \rightarrow 6B + 5C$ و $3B + 2C \rightarrow A$
- (۴) $2B + 6A \rightarrow C$ و $B + 3A \rightarrow 5C$

۸. در واکنش موازنه‌نشده‌ی: $Ca(OH)_2(aq) + H_3PO_4(aq) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(s) + H_2O(l)$ ، سرعت کدام‌یک از مواد زیر

برحسب $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ بیش‌تر از مواد دیگر است؟

- $Ca(OH)_2$ (۱) H_3PO_4 (۲) $Ca_3(PO_4)_2$ (۳) H_2O (۴)

۹. در واکنش گازی: $2NH_3 \longrightarrow N_2 + 3H_2$ اگر در شرایط معین در مدت ۲۵ دقیقه، ۳ مول آمونیاک تجزیه شود، سرعت متوسط تشکیل گاز

نیتروژن در شرایط STP برابر چند میلی‌لیتر بر ثانیه است؟

- ۱۱/۲ (۱) ۲۲/۴ (۲) ۲۳/۶ (۳) ۴۴/۸ (۴)

۱۰. در واکنش تولید گاز کلر در آزمایشگاه که در یک ظرف ۲ لیتری انجام می‌شود، اگر پس از گذشت ۱ دقیقه و ۳۰ ثانیه، مقدار ۱/۸ مول H_2O

تولید شود، سرعت متوسط تولید گاز کلر، برحسب $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ کدام است؟

- ۰/۰۰۵ (۱) ۰/۰۱ (۲) ۰/۹ (۳) ۰/۰۲۵ (۴)

۱۱. اگر در واکنش تجزیه‌ی گرمایی سدیم هیدروژن‌کربنات خالص، در مدت ۱۰ دقیقه، مقدار ۱۱ گرم گاز کربن‌دی‌اکسید تشکیل شود، سرعت متوسط

مصرف این نمک برحسب مول بر دقیقه کدام است؟ ($\text{Na} = 23, \text{O} = 16, \text{C} = 12, \text{H} = 1; \text{g.mol}^{-1}$)

- ۰/۰۵ (۱) ۰/۴۵ (۲) ۰/۰۴ (۳) ۰/۰۲۵ (۴)

۱۲. واکنش‌های وجود دارند که امکان وقوع آن‌ها را پیش‌بینی می‌کند، اما از دید راه مناسبی برای وقوع آن‌ها وجود ندارد.

- (۱) اندکی - سینتیک - ترمودینامیک
(۲) اندکی - ترمودینامیک - سینتیک
(۳) بسیاری - سینتیک - ترمودینامیک
(۴) بسیاری - ترمودینامیک - سینتیک

۱۳. در واکنش سوختن گاز اتان، سرعت متوسط مصرف یا تولید شدن کدام ماده از بقیه کم‌تر است؟

- (۱) C_2H_6 (۲) O_2 (۳) CO_2 (۴) H_2O

۱۴. اگر در واکنش: $Al_2O_3(s) + HF(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow Na_3AlF_6(s) + H_2O(l)$ سرعت متوسط مصرف HF برابر $1 \text{ mol.l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ باشد، سرعت متوسط تشکیل H_2O چند مول بر دقیقه است؟

- (۱) ۰/۶۳ (۲) ۰/۵۴ (۳) ۰/۴۵ (۴) ۰/۳۶

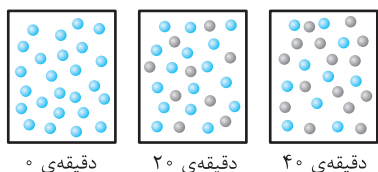
۱۵. جدول روبه‌رو، داده‌های تجربی یک آزمایش را در زمان‌های مختلف درباره‌ی واکنش: $2SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$ نشان می‌دهد. به جای x و y به ترتیب از راست به چپ کدام اعداد را باید قرار داد؟

زمان	$[SO_2](\text{mol.l}^{-1})$	$[O_2](\text{mol.l}^{-1})$
t_1	۰/۴	۰/۴
t_2	۰/۲۵	x
t_3	۰/۲	y

- (۱) ۰/۲۵ - ۰/۲ (۲) ۰/۷۵ - ۰/۰۲۵
(۳) ۰/۳۲۵ - ۰/۳ (۴) ۰/۳ - ۰/۲

۱۶. ۲۰۰ گرم کلسیم کربنات خالص را حرارت می‌دهیم. پس از گذشت ۲۰ ثانیه از شروع واکنش، ۱۰٪ آن تجزیه می‌شود. سرعت واکنش چند mol.min^{-1} است؟ ($Ca = 40, C = 12, O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$)

- (۱) ۰/۶ (۲) ۰/۵ (۳) ۰/۴ (۴) ۰/۳



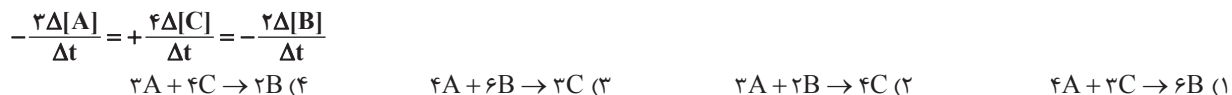
۱۷. شکل‌های مقابل، پیشرفت واکنش فرضی: $A(g) \longrightarrow B(g)$ را در ظرفی به حجم ۲L نشان می‌دهد. اگر هر گوی معادل ۰/۰۴ مول از ماده‌ی موردنظر باشد، سرعت واکنش در فاصله‌ی زمانی ۲۰ الی ۴۰ دقیقه برحسب $\text{mol.l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ کدام است؟

- (۱) 10^{-3} (۲) 10^{-2} (۳) 10^{-1} (۴) 10^{-4}

۱۸. کدام یک از مطالب زیر درست است؟

- (۱) افزودن محلول نقره کلرید به محلول سدیم نیترات باعث تشکیل سریع رسوب سفیدرنگ نقره نیترات می‌شود.
(۲) اشیای آهنی در هوای مرطوب به کندی زنگ می‌زنند. زنگار تولیدشده مانند آهن، خاصیت چکش‌خواری دارد.
(۳) در واکنش تیغهی مسی با محلول روی سولفات، با گذشت زمان از شدت رنگ آبی محلول کاسته می‌شود.
(۴) انفجار یک واکنش شیمیایی بسیار سریع است که در آن از مقدار کمی از یک ماده‌ی منفجرشونده به حالت جامد یا مایع، حجم بسیار زیادی از گازهای داغ تولید می‌شود.

۱۹. در یک واکنش، رابطه‌ی زیر برقرار است. معادله‌ی واکنش مربوط به آن به کدام صورت می‌تواند باشد؟



۲۰. اگر در واکنش: $4HCl(g) + O_2(g) \longrightarrow 2Cl_2(g) + 2H_2O(g)$ که در دمای معین در یک سامانه‌ی بسته‌ی ۵ لیتری انجام می‌شود، پس از گذشت ۲ دقیقه و ۲۴ ثانیه، مقدار $3/6$ مول گاز O_2 مصرف شود، سرعت متوسط تولید گاز کلر، برحسب $\text{mol.l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ کدام است؟

- (۱) ۰/۰۱ (۲) ۰/۱ (۳) ۰/۰۲ (۴) ۰/۲

۲۱. امکان پیشرفت خودبه‌خودی واکنش، توسط دانش و ایجاد شرایط بهینه برای انجام واکنش توسط دانش بررسی می‌شود.

- (۱) سینتیک - ترمودینامیک (۲) ترمودینامیک - سینتیک (۳) ترمودینامیک - ترمودینامیک (۴) سینتیک - سینتیک

۲۲. کدام گزینه درست نیست؟

- (۱) در طی انجام واکنش، غلظت واکنش‌دهنده‌ها کاهش و غلظت فراورده‌ها افزایش می‌یابد.
(۲) در طی انجام واکنش، سرعت واکنش نسبت به فراورده‌ها افزایش و نسبت به واکنش‌دهنده‌ها کاهش می‌یابد.
(۳) با گذشت زمان، سرعت واکنش نسبت به همه‌ی مواد موجود کاهش می‌یابد.
(۴) سرعت اغلب واکنش‌های شیمیایی تابع دما و غلظت واکنش‌دهنده‌ها است.

۲۳. با توجه به جدول زیر که مربوط به واکنش: $A(g) \longrightarrow 2B(g)$ می‌باشد، از ۶ عبارت بیان‌شده، چند مورد نادرست است؟

سرعت متوسط تولید B	تغییر غلظت B ($\Delta[B]$)	سرعت متوسط مصرف A	تغییر غلظت A ($\Delta[A]$)	گستره‌ی زمانی ۲۰ دقیقه
y_1	β_1	x_1	α_1	از آغاز تا دقیقه‌ی ۲۰
y_2	β_2	x_2	α_2	از دقیقه‌ی ۲۰ تا دقیقه‌ی ۴۰

- (آ) $x_1 < 0$
 (ب) $\beta_1 > \beta_2$
 (پ) $x_1 > x_2$
 (ت) $y_2 = 2x_2$
 (ث) $\alpha_2 < 0$
 (ج) $x_1 = y_1$
 (۱) $x_1 < 0$

۴ (۴)

۳ (۳)

۲ (۲)

۱ (۱)

۲۴. در یک واکنش شیمیایی رابطه‌ی $2\bar{R}_A = 3\bar{R}_B = \bar{R}_C$ میان سرعت‌های تولید یا مصرف مواد برقرار است. معادله‌ی موازنه‌شده‌ی این واکنش به کدام صورت زیر می‌تواند باشد؟



۲۵. در واکنش: $N_2O_4(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$ در بازه‌های زمانی یکسان، با گذشت زمان $\Delta[NO_2]$ ، $-\frac{\Delta[N_2O_4]}{\Delta t}$ می‌یابد.

- (۱) کاهش - کاهش - افزایش (۲) افزایش - کاهش - کاهش (۳) کاهش - کاهش - کاهش (۴) افزایش - افزایش - افزایش

۲۶. سرعت متوسط تشکیل کدام ماده در واکنش: $FeS + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + SO_2$ بیش‌تر است؟

- (۱) Fe_2O_3 (۲) SO_2 (۳) O_2 (۴) FeS

۲۷. در واکنش گازی: $N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$ در یک بازه‌ی زمانی معین، $-\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = 0.03 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ است. درباره‌ی این واکنش در همان بازه‌ی زمانی، کدام گزینه نادرست است؟

- (۱) $-\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = 0.09 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
 (۲) $-\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = 0.03 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
 (۳) $\frac{-\Delta[H_2]/\Delta t}{H_2 \text{ ضریب استوکیومتری}} = 0.03 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
 (۴) $+\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = 0.03 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

۲۸. کدام عبارت درست است؟

- (۱) بیش‌تر واکنش‌ها در آغاز، یعنی هنگامی که غلظت واکنش‌دهنده‌ها زیاد است، کند هستند.
 (۲) سرعت متوسط تولید فراورده‌ها با گذشت زمان افزایش می‌یابد، زیرا مقدار آن‌ها رو به افزایش است.
 (۳) بیش‌تر واکنش‌ها در مدت زمان انجام واکنش با سرعت ثابتی پیشرفت می‌کنند.
 (۴) برای واکنش گازی: $2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2SO_3$ در یک بازه‌ی زمانی معین، $-\Delta[SO_2] = +\Delta[SO_3]$ است.

۲۹. واکنش گازی: $4A + 5B \longrightarrow 4C + 6D$ در یک ظرف ۲ لیتری انجام می‌شود. سرعت متوسط تولید ماده‌ی D در یک بازه‌ی زمانی معین برابر $2 \times 10^{-2} \text{ mol.min}^{-1}$ است. سرعت متوسط مصرف ماده‌ی B در همان بازه چند $\text{mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ است؟

- (۱) $\frac{5}{18} \times 10^{-3}$ (۲) $\frac{5}{6} \times 10^{-2}$ (۳) $\frac{5}{36} \times 10^{-3}$ (۴) $\frac{1}{36} \times 10^{-2}$

۳۰. کدام گزینه نادرست است؟

- (۱) سینتیک شیمیایی به بررسی سرعت واکنش و عوامل مؤثر بر آن می‌پردازد.
 (۲) ترمودینامیک شیمیایی به بررسی شرایط بهینه برای انجام واکنش می‌پردازد.
 (۳) سینتیک و ترمودینامیک را می‌توان مکمل یکدیگر دانست.
 (۴) ترمودینامیک، امکان وقوع واکنش را بررسی می‌کند.

۳۱. واکنش: $2A(g) + B(g) \longrightarrow 2C(g)$ در حال انجام است، کدام رابطه درست نیست؟

- (۱) $3\bar{R}_A = 2\bar{R}_C$ (۲) $\bar{R}_C = \frac{\Delta n_C}{\Delta t}$ (۳) $R_{\text{واکنش}} = -\frac{\Delta n_B}{\Delta t}$ (۴) $R_{\text{واکنش}} = -\frac{\Delta n_A}{\Delta t}$

۳۲. ۵ گرم فلز روی در زمان ۱۲۰ ثانیه با سولفوریک اسید واکنش می‌دهد. سرعت متوسط تولید گاز در این واکنش برحسب مول بر دقیقه کدام است؟ ($Zn = 65 \text{ g.mol}^{-1}$)

- (۱) 0.05 (۲) 0.06 (۳) $1/6$ (۴) 0.16

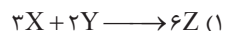
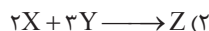
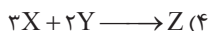
۳۳. کدام موارد در علم سینتیک شیمیایی مورد بررسی قرار نمی‌گیرد؟

- (آ) علت انجام نشدن یک واکنش در دمای اتاق و انجام شدن آن در دمای بالا
(ب) چگونگی انجام واکنش شیمیایی و شرایط بهینه برای انجام شدن آن
(پ) تأثیر عوامل مختلف بر مقدار فرآورده‌ی تولیدشده‌ی یک واکنش در واحد زمان
(ت) عدم امکان تهیه‌ی هیدروکربن‌ها نظیر بنزین از آب و کربن دی‌اکسید

(۱) آ و پ (۲) ب و ت (۳) ب و پ (۴) آ و ت

۳۴. در یک واکنش، رابطه‌ی زیر در مورد تغییر غلظت واکنش‌دهنده‌ها (ها) و فراورده‌ها (ها) برقرار است. معادله‌ی موازنه‌شده‌ی واکنش مربوط به آن کدام است؟

$$-\frac{2\Delta[X]}{\Delta t} = +\frac{\Delta[Z]}{\Delta t} = -\frac{2\Delta[Y]}{\Delta t}$$



۳۵. دانش سینتیک درباره‌ی کدام دو عبارت به گفت‌وگو می‌پردازد؟

- (آ) تعیین سطح انرژی واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها
(ب) چگونگی تبدیل واکنش‌دهنده‌ها به فراورده‌ها
(پ) تعیین تغییر آنتروپی
(ت) شرایط بهینه برای انجام شدن واکنش
- (۱) آ و ب (۲) پ و ت (۳) آ و پ (۴) ب و ت

۳۶. کدام یک از مطالب زیر، در مورد واکنش کلسیم کربنات با محلول هیدروکلریک اسید که در یک سامانه‌ی باز در دما و فشار اتاق انجام می‌شود، نادرست است؟

- (۱) با گذشت زمان از جرم مخلوط واکنش کاسته می‌شود.
(۲) مجموع ضرایب مولی واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها با هم برابر است.
(۳) سرعت متوسط تولید هر کدام از فراورده‌ها با سرعت واکنش برابر است.
(۴) سرعت متوسط مصرف کلسیم کربنات، دو برابر سرعت متوسط مصرف واکنش‌دهنده‌ی دیگر است.

۳۷. مقدار ۲ مول A را در ظرفی یک لیتری حرارت می‌دهیم. پس از یک دقیقه از آغاز واکنش، غلظت گونه‌های موجود در ظرف به‌صورت جدول روبه‌رو است. کدام گزینه به درستی معادله‌ی موازنه‌شده‌ی این واکنش را نشان می‌دهد؟



۳۸. جدول روبه‌رو غلظت سه ماده‌ی A، B و C را در زمان‌های مختلف پس از آغاز واکنش نشان می‌دهد. مقادیر X و Y به ترتیب از راست به چپ کدام است؟

- (۱) ۰/۹ و ۱/۰
(۲) ۰/۹ و ۰/۷۵
(۳) ۱/۱۵ و ۰/۷۵
(۴) ۱/۱۵ و ۱/۰

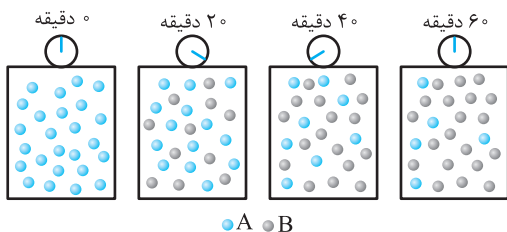
زمان (s)	۰	۱۰	۲۰
غلظت (M)			
A	۲/۴	۱/۴	X
B	۰	۱/۵	۲/۲۵
C	۰	۰/۵	Y

۳۹. واکنش: $A(g) \longrightarrow 2B(g)$ نسبت به واکنش: $C(g) \longrightarrow 2D(g)$ گرماده‌تر بوده و همراه با افزایش آنتروپی بیش‌تری است. در مقایسه‌ی سرعت و پیشرفت این دو واکنش چه می‌توان گفت؟

- (۱) سرعت و پیشرفت $A(g) \longrightarrow 2B(g)$ بیش‌تر است.
(۲) پیشرفت $A(g) \longrightarrow 2B(g)$ بیش‌تر، ولی سرعت $C(g) \longrightarrow 2D(g)$ بیش‌تر است.
(۳) پیشرفت $A(g) \longrightarrow 2B(g)$ بیش‌تر است و معلومات برای مقایسه‌ی سرعت کافی نیست.
(۴) سرعت $A(g) \longrightarrow 2B(g)$ بیش‌تر است و معلومات برای مقایسه‌ی پیشرفت کافی نیست.

۴۰. سرعت بیان‌شده در کدام گزینه برای واکنش: $2A \longrightarrow B$ کم‌تر است؟

- (۱) سرعت مصرف A در ۱۰ دقیقه‌ی اول
(۲) سرعت تولید B در ۱۰ دقیقه‌ی اول
(۳) سرعت مصرف A در ۲۰ دقیقه‌ی اول
(۴) سرعت تولید B در ۲۰ دقیقه‌ی اول



۴۱. شکل روبه‌رو، پیشرفت واکنش فرضی: $A \longrightarrow B$ را در فاز گازی نشان می‌دهد. اگر هر گوی، هم‌ارز ۰/۰۴ مول از ماده‌ی موردنظر باشد، سرعت متوسط مصرف ماده‌ی A در ۲۰ دقیقه‌ی سوم واکنش نسبت به ۲۰ دقیقه‌ی اول واکنش کدام است؟

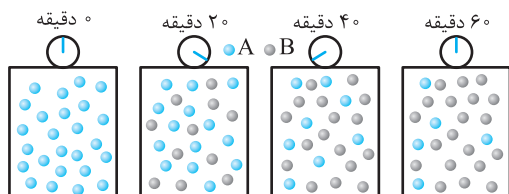
- (۱) $\frac{1}{5}$
(۲) $\frac{3}{11}$
(۳) $\frac{8}{25}$
(۴) $\frac{4}{7}$

۴۲. در واکنش گازی: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \longrightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ ، در یک بازه‌ی زمانی معین، کدام مقایسه درباره‌ی سرعت متوسط تولید یا مصرف مواد نادرست است؟

$$\begin{aligned} (1) \quad \frac{\Delta[\text{NO}]}{\Delta t} &= \frac{2}{3} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t} \\ (2) \quad \frac{-\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} &= \frac{5}{6} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t} \\ (3) \quad \frac{-\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} &= \frac{+ \Delta[\text{NO}]}{\Delta t} \\ (4) \quad \frac{+ \Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t} &= \frac{-\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} \end{aligned}$$

ضریب استوکیومتری H_2O ضریب استوکیومتری O_2 ضریب استوکیومتری NH_3 ضریب استوکیومتری NO

۴۳. با توجه به واکنش فرضی: $\text{A} \longrightarrow \text{B}$ که در شکل مشخص شده است، در کدام گزینه مقایسه‌ی سرعت بین بازه‌های زمانی به‌درستی بیان شده است؟



- (۱) ۰ تا ۲۰ > ۲۰ تا ۴۰ > ۴۰ تا ۶۰
(۲) ۰ تا ۲۰ > ۲۰ تا ۴۰ > ۴۰ تا ۶۰
(۳) ۰ تا ۲۰ > ۲۰ تا ۴۰ > ۴۰ تا ۶۰
(۴) ۰ تا ۲۰ > ۲۰ تا ۴۰ > ۴۰ تا ۶۰

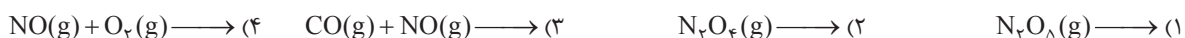
۴۴. سدیم هیدروژن کربنات در ظرفی به حجم ۳ لیتر و با دادن گرمای کافی تجزیه می‌شود. در صورتی‌که سرعت متوسط تولید گاز کربن دی‌اکسید $1/2 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ باشد، سرعت متوسط تولید $\text{H}_2\text{O(g)}$ برحسب $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ چه قدر است؟

- (۱) ۰/۳ (۲) ۰/۶ (۳) ۲/۴ (۴) ۱/۲

۴۵. در یک ظرف نیم‌لیتری واکنش گازی فرضی: $2\text{A} \longrightarrow \text{B} + 3\text{C}$ در حال انجام است، اگر پس از ۳ دقیقه، ۴/۲ لیتر گاز C در شرایط استاندارد تولید شود، سرعت واکنش برحسب $\text{mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$ کدام است؟

- (۱) ۰/۳۴۷ (۲) ۰/۰۴۱ (۳) ۰/۱۲۴ (۴) ۱/۱۲۲

۴۶. در تمام واکنش‌های زیر گاز نیتروژن دی‌اکسید تولید می‌شود، به‌جز



۴۷. ترمودینامیک با تعیین سطح انرژی واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها و تغییر آنتروپی، واکنش را بررسی می‌کند. در حالی‌که سینتیک درباره‌ی واکنش گفت‌وگو می‌کند.

- (۱) امکان وقوع - چگونگی انجام (۲) چگونگی انجام - امکان وقوع
(۳) شرایط لازم برای انجام - چگونگی انجام (۴) چگونگی انجام - شرایط ایمنی واکنش

۴۸. جدول مقابل تعداد مول‌های A، B و C را در زمان‌های مختلف نشان می‌دهد، معادله‌ی واکنش انجام‌شده به کدام صورت است؟

t(s) \ mol	۵	۱۰	۱۵
A	۹	۶	۵
B	۲	?	۳
C	۶	۸/۲۵	?



۴۹. در واکنش گازی: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{NH}_3$ ، سرعت متوسط مصرف H_2 برحسب، برابر سرعت متوسط تولید NH_3 برحسب است. ($\text{N} = 14, \text{H} = 1; \text{g.mol}^{-1}$)

$$\begin{aligned} (1) \quad \text{g.s}^{-1} - 1/5 - \text{g.s}^{-1} & \quad (2) \quad \text{g.s}^{-1} - 0/176 - \text{g.s}^{-1} \\ (3) \quad \text{mol.L.s}^{-1} - 1/5 - \text{mol.L.s}^{-1} & \quad (4) \quad \text{mol.L.s}^{-1} - 0/67 - \text{mol.L.s}^{-1} \end{aligned}$$

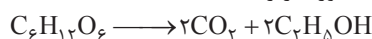
۵۰. کدام یک از مطالب زیر درست است؟

- (۱) در واکنش سوختن هیدروژن، سرعت واکنش، دو برابر سرعت متوسط مصرف هیدروژن است.
(۲) در واکنش سوختن هیدروژن در هر لحظه از واکنش، غلظت هیدروژن، دو برابر غلظت اکسیژن است.
(۳) سرعت واکنش کمیتی تجربی است و در تمام واکنش‌ها با گذشت زمان، کاهش می‌یابد.
(۴) غلظت ماده‌ی جامد یا مایع خالص از تقسیم چگالی بر جرم مولی آن ماده به‌دست می‌آید.

پاسخ تست‌های جلسه اول

۱ (۱) (۲) (۳) (۴)

معادله‌ی موازنه‌شده‌ی واکنش به صورت زیر است:



$$R_{\text{واکنش}} = \frac{\bar{R}_{CO_2}}{2} \Rightarrow R_{\text{واکنش}} = \frac{1}{2} \times 1/6 \text{ mol.s}^{-1} = 0/8 \text{ mol.s}^{-1}$$

$$0/8 \frac{\text{mol}}{\text{s}} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 48 \text{ mol.min}^{-1}$$

۲ (۱) (۲) (۳) (۴)

بررسی گزینه‌های نادرست:

(۱) تغییر غلظت مواد اولیه عددی منفی است ($x_1 < 0$)، زیرا غلظت مواد اولیه در حال کاهش است ($\Delta[A] = [A]_2 - [A]_1 < 0$) و تغییر غلظت فراورده‌ها مثبت است. ($y_1 > 0$)، زیرا غلظت فراورده‌ها در حال افزایش است ($\Delta[B] = [B]_2 - [B]_1 > 0$)

(۲) سرعت واکنش همواره کمیتی مثبت است ($n_1, n_2, m_1, m_2 > 0$)

(۳) چون سرعت واکنش در حال کاهش است، تغییر غلظت فراورده‌ها در بازه‌های زمانی یکسان به تدریج کاهش می‌یابد ($y_1 > y_2$)

۳ (۱) (۲) (۳) (۴)

بررسی گزینه‌های نادرست:

(۱) با کمک ویژگی‌هایی مانند جرم، غلظت و ... می‌توان سرعت واکنش را تعیین کرد.

(۲) پیشرفت یک واکنش هیچ ربطی به سرعت آن ندارد. لزوماً واکنشی که پیشرفت خوبی دارد، دارای سرعت زیاد نیست.

(۳) سرعت یک واکنش در یک لحظه (سرعت لحظه‌ای) لزوماً برابر سرعت متوسط آن واکنش نیست.

۴ (۱) (۲) (۳) (۴)

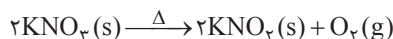
ابتدا سرعت گاز O_2 را برحسب mol.min^{-1} به دست می‌آوریم:

$$? \text{ mol } O_2 = 28 \text{ L } O_2 \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{22/4 \text{ L } O_2} = 1/25 \text{ mol } O_2$$

$$\Delta t = 2 \text{ min}$$

$$\Rightarrow \bar{R}_{O_2} = \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{1/25}{2} = 0/625 \text{ mol.min}^{-1}$$

حال سرعت تولید O_2 را به سرعت مصرف KNO_3 تبدیل می‌کنیم، به واکنش موازنه‌شده دقت کنید:



$$\frac{\bar{R}_{KNO_3}}{KNO_3 \text{ ضریب}} = \frac{\bar{R}_{O_2}}{O_2 \text{ ضریب}} \Rightarrow \frac{\bar{R}_{KNO_3}}{2} = \frac{0/625}{1}$$

$$\Rightarrow \bar{R}_{KNO_3} = 1/25 \text{ mol.min}^{-1}$$

۵ (۱) (۲) (۳) (۴)

خودبه‌خودی بودن یک واکنش از دید ترمودینامیک به این معنا نیست که واکنش یادشده بایستی با سرعت انجام شود. واکنش‌های بسیاری وجود دارد که ترمودینامیک امکان وقوع آن را پیش‌بینی می‌کند اما از دید سینتیک راه مناسبی برای وقوع آن‌ها وجود ندارد.

۶ (۱) (۲) (۳) (۴)

معادله‌ی موازنه‌شده‌ی واکنش به صورت زیر است:



هر چند ضریب NO و H_2 با هم برابر است، اما اگر یکی از آن‌ها محدودکننده و دیگری، واکنش‌دهنده‌ی اضافی باشد، هرگز غلظت‌های آن‌ها با هم برابر نخواهد بود.

۷ (۱) (۲) (۳) (۴)

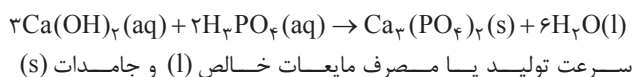
تساوی داده‌شده با یک تغییر کوچک به صورت $\frac{\Delta n_A}{\Delta t} = -\frac{\Delta n_B}{3\Delta t}$ درمی‌آید. یعنی ضریب ماده‌ی B ، باید سه برابر ضریب ماده‌ی A باشد. بنابراین، گزینه‌های (۱) و (۴) نادرست هستند.

از طرفی، علامت منفی در تساوی بیان می‌کند که A و B در دو سمت مخالف معادله‌ی یک واکنش هستند. توجه کنید که به‌طور دقیق نمی‌توان گفت که B واکنش‌دهنده است، زیرا اگر تساوی فوق را در یک منفی

ضرب کنیم به صورت $\frac{-\Delta n_A}{\Delta t} = \frac{\Delta n_B}{3\Delta t}$ درمی‌آید. با این حساب گزینه‌های (۲) و (۴) نادرست می‌باشند.

۸ (۱) (۲) (۳) (۴)

معادله‌ی موازنه‌شده‌ی واکنش به صورت زیر است:



برحسب $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ بیان نمی‌شود. زیرا غلظت این مواد ثابت است و تغییر غلظت آن‌ها صفر خواهد بود (رد گزینه‌های (۳) و (۴)). از بین گزینه‌های (۱) و (۲)، $Ca(OH)_2$ که ضریب بزرگ‌تری دارد، به‌عنوان پاسخ این تست انتخاب می‌شود.

۹ (۱) (۲) (۳) (۴)

$$\bar{R}_{NH_3} = \frac{3 \text{ mol}}{25 \text{ min}} = 0/12 \text{ mol.min}^{-1}$$

$$\frac{\bar{R}_{NH_3}}{2} = \frac{\bar{R}_{N_2}}{1} \Rightarrow \bar{R}_{N_2} = \frac{1}{2} \bar{R}_{NH_3} = 0/6 \text{ mol.min}^{-1}$$

$$\bar{R}_{N_2} = 0/6 \frac{\text{mol}}{\text{min}} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} \times \frac{22400 \text{ mL}}{1 \text{ mol}} = 22/4 \text{ mL.s}^{-1}$$

۱۰ (۱) (۲) (۳) (۴)

معادله‌ی واکنش تولید گاز کلر در آزمایشگاه به صورت زیر است:



$$? \text{ mol } Cl_2 = 1/8 \text{ mol } H_2O \times \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{2 \text{ mol } H_2O} = 0/9 \text{ mol } Cl_2$$

$$\Delta[Cl_2] = \frac{\Delta n_{Cl_2}}{V} = \frac{0/9 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0/45 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\bar{R}_{Cl_2} = \frac{\Delta[Cl_2]}{\Delta t} = \frac{0/45 \text{ mol.L}^{-1}}{90 \text{ s}} = 0/005 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

۱۱ (۱) (۲) (۳) (۴)



$$? \text{ mol } NaHCO_3 = 11 \text{ g } CO_2 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} \times \frac{2 \text{ mol } NaHCO_3}{1 \text{ mol } CO_2}$$

$$= 0/5 \text{ mol } NaHCO_3$$

$$\bar{R}_{NaHCO_3} = \frac{|\Delta n|}{\Delta t} = \frac{0/5 \text{ mol}}{10 \text{ min}} = 0/05 \text{ mol.min}^{-1}$$

۱۹ ابتدا بهتر است تمام کسرهای را بر کوچکترین مضرب مشترک اعداد ۲، ۴ و ۳ یعنی عدد ۱۲ تقسیم کنیم. به این ترتیب خواهیم داشت:

$$\frac{-\Delta[A]}{4\Delta t} = \frac{+\Delta[C]}{3\Delta t} = \frac{-\Delta[B]}{6\Delta t}$$

با توجه به مطالب گفته شده در درسنامه، ضریب مولی A، B و C به ترتیب برابر ۴، ۳ و ۶ خواهد بود. در ضمن A و B در یک سمت و C در سمت دیگر معادله می باشد. به این ترتیب، معادله ی گزینه ی (۳) مربوط به رابطه ی داده شده است.

۲۰

$$\bar{R}_{O_2} = \frac{|\Delta[O_2]|}{\Delta t} = \frac{|\Delta n_{O_2}|}{V \cdot \Delta t}$$

$$= \frac{|-3/6 \text{ mol}|}{5 \text{ L} \times ((2 \times 60) + 24) \text{ s}} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\bar{R}_{Cl_2} = \frac{\bar{R}_{O_2}}{1} \Rightarrow \bar{R}_{Cl_2} = 2\bar{R}_{O_2} = 2 \times 5 \times 10^{-3} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

۲۱ بدون شرح!

۲۲ به طور کلی در یک واکنش شیمیایی با گذشت زمان، سرعت واکنش، هم نسبت به واکنش دهنده ها و هم نسبت به فراورده ها کاهش می یابد.

۲۳ بررسی تمام عبارت ها:

(آ) نادرست، سرعت واکنش کمیتی مثبت است.

(ب) درست، با توجه به کاهش تدریجی سرعت واکنش، با گذشت زمان، اندازه ی تغییر غلظت مواد (واکنش دهنده ها و فراورده ها) کاهش می یابد.

(پ) درست، سرعت واکنش با گذشت زمان کاهش می یابد.

(ت) درست، ضریب مولی B، دو برابر ضریب مولی A است. بنابراین در هر بازه ی زمانی سرعت متوسط تولید B، دو برابر سرعت متوسط مصرف A است.

(ث) درست، تغییر غلظت واکنش دهنده ها عددی منفی است.

(ج) نادرست، به توضیحات عبارت «ت» مراجعه کنید.

بنابراین عبارت های (آ) و (ج) نادرست هستند.

۲۴

سرعت متوسط C، دو برابر سرعت متوسط A و سه برابر سرعت متوسط B است. بنابراین ضریب مولی C باید دو برابر ضریب مولی A و سه برابر ضریب مولی B باشد. این مطلب فقط در معادله ی گزینه ی (۲) رعایت شده است.

۲۵

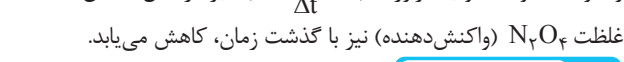
هر چند غلظت NO₂ رو به افزایش است، اما به دلیل کاهش سرعت واکنش، در بازه های زمانی یکسان تغییر غلظت NO₂ (Δ[NO₂]) در حال کاهش است. سرعت متوسط مصرف واکنش دهنده (Δ[N₂O₄])

و سرعت متوسط تولید فراورده (Δ[NO₂]) نیز در حال کاهش هستند.

غلظت N₂O₄ (واکنش دهنده) نیز با گذشت زمان، کاهش می یابد.

۲۶

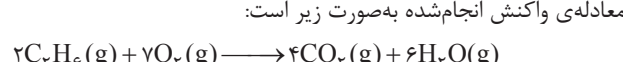
شکل موازنه شده ی معادله ی داده شده به صورت زیر است:



هر چند O₂ دارای بزرگترین ضریب است، اما O₂ تشکیل نمی شود، بلکه مصرف می شود. سرعت متوسط تشکیل SO₂ بیشتر از فراورده ی دیگر (Fe₂O₃) است.

۱۲ واکنش های بسیاری وجود دارند که ترمودینامیک امکان وقوع آن ها را پیش بینی می کند، اما از دید سینتیک راه مناسبی برای وقوع آن ها وجود ندارد.

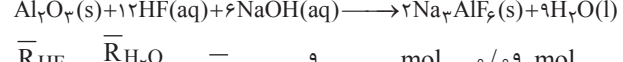
۱۳ معادله ی واکنش انجام شده به صورت زیر است:



سرعت متوسط مصرف اتان که دارای کوچکترین ضریب مولی است، نسبت به سرعت متوسط مصرف یا تولید سایر مواد کم تر است.

۱۴

شکل موازنه شده ی واکنش داده شده به صورت زیر است:



$$\frac{\bar{R}_{\text{HF}}}{12} = \frac{\bar{R}_{\text{H}_2\text{O}}}{9} \Rightarrow \bar{R}_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{9}{12} \times 0.1 \frac{\text{mol}}{\text{s}} = 0.075 \frac{\text{mol}}{\text{s}}$$

$$\bar{R}_{\text{H}_2\text{O}} = 0.075 \frac{\text{mol}}{\text{s}} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 4.5 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

۱۵

ضریب SO₂، دو برابر ضریب O₂ است. بنابراین سرعت متوسط مصرف SO₂، دو برابر سرعت متوسط مصرف O₂ است. در نتیجه در یک بازه ی زمانی معین مانند (t₁ تا t₂)، تغییر غلظت SO₂ باید دو برابر تغییر غلظت O₂ باشد:

$$\frac{0.4 - 0.25}{\Delta[\text{SO}_2]} = \frac{2(0.4 - x)}{\Delta[\text{O}_2]} \Rightarrow x = 0.325$$

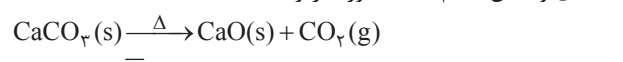
به همین ترتیب برای بازه ی زمانی (t₁ تا t₂) می توان نوشت:

$$\frac{0.4 - 0.2}{\Delta[\text{SO}_2]} = \frac{2(0.4 - y)}{\Delta[\text{O}_2]} \Rightarrow y = 0.3$$

تذکر: برای به دست آوردن y، می توان تغییر غلظت SO₂ و O₂ را در بازه ی زمانی (t₂ تا t₃) نیز با هم مقایسه کرد. در ضمن، علامت منفی Δ[O₂] و Δ[SO₂] از دو طرف تساوی ها حذف شده اند.

۱۶

معادله ی واکنش انجام شده به صورت زیر است:



$$R_{\text{واکنش}} = \frac{\bar{R}_{\text{CaCO}_3}}{1} = \frac{|\Delta n|}{\Delta t}$$

$$= \frac{100(200 \times \frac{1 \text{ mol}}{100 \text{ g}})}{20 \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}}} = 0.6 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

۱۷

سرعت واکنش با سرعت متوسط مصرف A و نیز سرعت متوسط تولید B برابر است. در دقیقه ی ۲۰ و ۴۰ به ترتیب ۹ و ۱۵ گوی B در ظرف وجود دارد.

$$\bar{R}_{\text{واکنش}} = \bar{R}_B = \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{\Delta n_B}{V \cdot \Delta t}$$

$$= \frac{(15 - 9) \times 0.04 \text{ mol}}{2 \text{ L} \times ((40 - 20) \times 60) \text{ s}} = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

۱۸

بررسی سایر گزینه ها:

(۱) افزودن محلول سدیم کلرید به محلول نقره نیترات باعث تشکیل سریع رسوب سفید رنگ نقره کلرید می شود.

(۲) اشیای آهنی در هوای مرطوب به کندی زنگ می زنند. زنگار تولید شده در این واکنش ترد و شکننده است و فرو می ریزد.

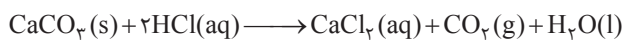
(۳) در واکنش تیغی روی با محلول مس(II) سولفات، با گذشت زمان از شدت رنگ آبی محلول کاسته می شود. باید بدانید که تیغی مسی با محلول روی سولفات واکنش نمی دهد.

۲۵ (۴ ۳ ۲ ۱)

موارد (آ) و (پ) جزو وظایف علم ترمودینامیک است.

۳۶ (۴ ۳ ۲ ۱)

معادله‌ی واکنش موردنظر به صورت زیر است:



با توجه به معادله‌ی فوق، درستی گزینه‌های (۲) و (۳) تأیید می‌شود.

در مورد درستی گزینه‌ی (۱) باید گفت: با خروج گاز CO_2 از ظرف واکنش، از جرم مخلوط واکنش کاسته می‌شود.

شکل درست گزینه‌ی (۴) به صورت زیر است:

سرعت متوسط مصرف کلسیم کربنات، نصف سرعت متوسط مصرف واکنش‌دهنده‌ی دیگر است.

۳۷ (۴ ۳ ۲ ۱)

غلظت اولیه‌ی A برابر ۲M است. اندازه‌ی تغییر غلظت مولی مواد متناسب با ضرایب مولی آن‌ها است.

$$|\Delta[A]| = |0.98 - 2| = 1.02 \text{ M}$$

از آن‌جا که واکنش با A شروع شده است، غلظت اولیه‌ی B و C برابر صفر است.

$$\Delta[B] = 0.34 - 0 = 0.34 \text{ M}, \Delta[C] = 0.51 - 0 = 0.51 \text{ M}$$

برای پیدا کردن ضرایب مولی A، B و C، کافی است اعداد به دست آمده را بر کوچک‌ترین آن‌ها تقسیم کنیم:

$$A: \frac{1.02}{0.34} = 3, B: \frac{0.34}{0.34} = 1, C: \frac{0.51}{0.34} = 1.5$$

با توجه به این که ضرایب مولی اعداد صحیح هستند، برای از بین بردن عدد غیر صحیح ۱/۵، تمامی اعداد را در ۲ ضرب می‌کنیم:

$$A = 3 \times 2 = 6, B = 1 \times 2 = 2, C = 1.5 \times 2 = 3$$

A، واکنش‌دهنده و B و C نیز فراورده هستند. بنابراین معادله‌ی موازنه‌شده‌ی این واکنش به صورت $6A \longrightarrow 2B + 3C$ خواهد بود.

۲۸ (۴ ۳ ۲ ۱)

ابتدا اندازه‌ی تغییر غلظت هر سه ماده را در بازه‌ی زمانی صفر تا ۱۰ ثانیه به دست می‌آوریم:

$$|\Delta[A]| = |1/4 - 2/4| = 1$$

$$\Delta[B] = 1/5 - 0 = 1/5$$

$$\Delta[C] = 0/5 - 0 = 0/5$$

با کمی دقت مشخص است که ضریب مولی A، دو برابر ضریب مولی C و ضریب مولی B نیز سه برابر ضریب مولی C است. بنابراین برای هر بازه‌ی زمانی می‌توان نوشت:

$$\frac{|\Delta[A]|}{2\Delta t} = \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{\Delta[B]}{3\Delta t}$$

اکنون بازه‌ی زمانی ۱۰ تا ۲۰ ثانیه را در نظر می‌گیریم:

$$\frac{|X - 1/4|}{2\Delta t} = \frac{Y - 0/5}{\Delta t} = \frac{2/25 - 1/5}{3\Delta t}$$

$$|X - 1/4| = 0/5 \Rightarrow 1/4 - X = 0/5 \Rightarrow X = 0/9$$

$$Y - 0/5 = 0/25 \Rightarrow Y = 0/75$$

۳۹ (۴ ۳ ۲ ۱)

واکنش گازی $A \rightarrow 2B$ نسبت به واکنش دیگر دارای ΔH و ΔS مساعدتری است، بنابراین پیشرفت آن نیز بیشتر است. اما با معلومات داده شده (ΔH و ΔS) که اطلاعات ترمودینامیکی هستند، نمی‌توان در مورد سرعت که مربوط به علم سینتیک است، اظهار نظر کرد.

* پیشرفت واکنش در علم ترمودینامیک مورد بررسی قرار می‌گیرد.

۲۷ (۴ ۳ ۲ ۱)

مطابق داده‌های سؤال، سرعت متوسط مصرف نیتروژن، $0.3 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ است.

بررسی تمام گزینه‌ها:

(۱) سرعت متوسط مصرف هیدروژن سه برابر $0.3 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ یعنی برابر $0.9 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ است، زیرا ضریب مولی هیدروژن، سه برابر ضریب مولی نیتروژن می‌باشد.(۲ و ۳) سرعت واکنش که از تقسیم سرعت متوسط هر ماده بر ضریب استوکیومتری همان ماده به دست می‌آید برابر $0.3 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ است. دقت کنید که ضریب مولی نیتروژن برابر ۱ است.(۴) سرعت متوسط تولید آمونیاک، دو برابر سرعت متوسط مصرف نیتروژن یعنی برابر $0.6 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ است. زیرا ضریب مولی آمونیاک، دو برابر ضریب مولی نیتروژن است.

۲۸ (۴ ۳ ۲ ۱)

بررسی گزینه‌های نادرست:

(۱ و ۳) بیش‌تر واکنش‌ها در آغاز یعنی هنگامی که غلظت واکنش‌دهنده‌ها زیاد است، سریع هستند.

(۲) سرعت متوسط تولید فراورده‌ها با گذشت زمان کاهش می‌یابد، هر چند که مقدار آن‌ها رو به افزایش است.

۲۹ (۴ ۳ ۲ ۱)

ابتدا سرعت متوسط تولید D را بر حسب $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ به دست می‌آوریم.

$$\overline{R}_D = 2 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{min}} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} \times \frac{1}{2L} = \frac{1}{6} \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

$$\overline{R}_B = \frac{5}{6} \overline{R}_D = \frac{5}{6} \times \frac{1}{6} \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

$$= \frac{5}{36} \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

۳۰ (۴ ۳ ۲ ۱)

سینتیک شیمیایی به بررسی شرایط بهینه برای انجام واکنش می‌پردازد.

۳۱ (۴ ۳ ۲ ۱)

$$R_{\text{واکنش}} = \frac{\overline{R}_A}{A \text{ ضریب مولی}} = \frac{-\Delta n_A}{2\Delta t}$$

۳۲ (۴ ۳ ۲ ۱)

معادله‌ی واکنش انجام شده به صورت زیر است:



$$\overline{R}_{\text{Zn}} = \frac{|\Delta n_{\text{Zn}}|}{\Delta t} = \frac{|6/5 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{65 \text{ g}}|}{120 \text{ s} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}}} = 0.05 \text{ mol.min}^{-1}$$

$$\overline{R}_{\text{H}_2} = \overline{R}_{\text{Zn}} \Rightarrow \overline{R}_{\text{H}_2} = 0.05 \text{ mol.min}^{-1}$$

۳۳ (۴ ۳ ۲ ۱)

موارد (آ) و (ت) در علم ترمودینامیک شیمیایی مورد بررسی قرار می‌گیرد. ترمودینامیک با تعیین ΔG ، امکان وقوع واکنش را بررسی می‌کند.

۳۴ (۴ ۳ ۲ ۱)

تمامی کسرها را بر عدد ۶ (کوچک‌ترین مضرب مشترک ۲ و ۳) تقسیم می‌کنیم:

$$-\frac{\Delta[X]}{2\Delta t} = \frac{+\Delta[Z]}{6\Delta t} = -\frac{\Delta[Y]}{3\Delta t}$$

بنابراین ضرایب مولی X، Y و Z به ترتیب ۲، ۳ و ۶ می‌باشد و در نتیجه معادله‌ی مربوط به گزینه‌ی (۳) را می‌توان به تساوی فوق نسبت داد.

۴۸ (۴ ۳ ۲ ۱) از آن‌جا که با گذشت زمان، مقدار مول A در حال کاهش و مقدار مول B و C در حال افزایش است، می‌توان فهمید که A واکنش‌دهنده و B و C فراورده‌ی واکنش هستند. از طرفی در هر بازه‌ی زمانی نسبت اندازه‌ی تغییرات غلظت (مول) مواد با نسبت ضرایب مولی آن‌ها برابر است.

$$\frac{|\Delta n_A|}{\Delta n_B} = \frac{|5-9|}{3-2} = 4 \Rightarrow 4A \rightarrow B$$

$$\frac{|\Delta n_A|}{\Delta n_C} = \frac{|6-9|}{8/25-6} = \frac{4}{3} \Rightarrow 4A \rightarrow 3C$$

بنابراین معادله‌ی واکنش به صورت $4A \rightarrow B + 3C$ درست است.

۴۹ (۴ ۳ ۲ ۱) هنگامی نسبت سرعت متوسط دو ماده با نسبت ضرایب مولی آن‌ها برابر است که یکای سرعت mol.time^{-1} ، L.time^{-1} یا $\text{mol.L}^{-1}.\text{time}^{-1}$ باشد. اگر یکای سرعت برحسب g.time^{-1} باشد، نسبت سرعت متوسط دو ماده با نسبت ضرایب مولی آن‌ها برابر نیست، مگر آن‌که جرم مولی دو ماده با هم برابر باشد.

در واکنش $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ ، سرعت متوسط مصرف H_2 برحسب mol.s^{-1} ، $\frac{3}{2}$ یا $\frac{1}{5}$ برابر سرعت متوسط تولید NH_3 برحسب mol.s^{-1} است. برای پیدا کردن نسبت سرعت متوسط آن‌ها برحسب g.s^{-1} باید نسبت جرم مولی آن‌ها تعیین شود.

$$\frac{\bar{R}_{H_2}}{\bar{R}_{NH_3}} = \frac{3}{2} \quad \text{با یکای } \text{mol.s}^{-1}$$

$$\frac{\bar{R}_{H_2}}{\bar{R}_{NH_3}} = \frac{3}{2} \times \frac{\text{جرم مولی } H_2}{\text{جرم مولی } NH_3} = \frac{3}{2} \times \frac{2}{17} = 0.176 \quad \text{با یکای } \text{g.s}^{-1}$$

* در مورد گزینه‌های (۳) و (۴)، دقت کنید که یکای سرعت به جای $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ به صورت mol.L.s^{-1} نوشته شده که نادرست هستند.

۵۰ (۴ ۳ ۲ ۱) بررسی گزینه‌های نادرست:

۱ و ۲) معادله‌ی واکنش سوختن هیدروژن به صورت $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ است که مطابق آن، سرعت واکنش، نصف سرعت متوسط مصرف هیدروژن می‌باشد. در ضمن در هر بازه‌ی زمانی، تغییر غلظت هیدروژن، دو برابر تغییر غلظت اکسیژن است. به جدول زیر دقت کنید: مشاهده می‌شود که در هر بازه‌ی زمانی دلخواه تغییر غلظت H_2 ، دو برابر تغییرات غلظت O_2 است و در هیچ زمانی، غلظت H_2 ، دو برابر غلظت O_2 نمی‌باشد.

زمان (s) \ غلظت مولی	۰	۱۰	۲۰
H_2	۲۰	۸	۴
O_2	۱۵	۹	۷

۳) هر چند سرعت واکنش، کمیتی تجربی است، اما سرعت اغلب واکنش‌ها (نه همه‌ی آن‌ها!) با گذشت زمان کاهش می‌یابد.

۴۰ (۴ ۳ ۲ ۱) هر چه بازه‌ی زمانی انجام واکنش، کوچک‌تر و به ابتدای واکنش، نزدیک‌تر باشد سرعت واکنش بیش‌تر خواهد بود. بنابراین سرعت واکنش در ۱۰ دقیقه‌ی اول نسبت به ۲۰ دقیقه‌ی اول بیشتر است. از طرفی در یک بازه‌ی زمانی معین، سرعت متوسط مصرف A از سرعت متوسط تولید B بیش‌تر است، زیرا A دارای ضریب بزرگ‌تری می‌باشد. با این توضیحات، سرعت مصرف A در ۱۰ دقیقه‌ی اول، بیش‌تر از سایر گزینه‌ها و سرعت تولید B در ۲۰ دقیقه‌ی اول، کم‌تر از گزینه‌های دیگر است.

۴۱ (۴ ۳ ۲ ۱) منظور از ۲۰ دقیقه‌ی سوم، دقیقه‌ی ۴۰ تا ۶۰ و ۲۰ دقیقه‌ی اول، دقیقه‌ی ۰ تا ۲۰ است. از آن‌جا که Δt (۲۰ دقیقه) یکسان است، می‌توان برای پیدا کردن نسبت سرعت متوسط، نسبت تغییر تعداد گوی‌های A را به دست آوریم:

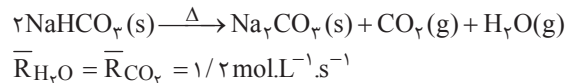
$$\frac{\bar{R}_{(40 \rightarrow 60)}}{\bar{R}_{(0 \rightarrow 20)}} = \frac{(8-5)}{(25-14)} = \frac{3}{11}$$

* چون ضرایب مولی A و B با هم برابر است، می‌توان به جای گوی‌های A، تغییر تعداد گوی‌های B را نیز به دست آورد.

$$\frac{\bar{R}_{O_2}}{5} = \frac{\bar{R}_{H_2O}}{6} \Rightarrow \frac{-\Delta[O_2]}{5\Delta t} = \frac{\Delta[H_2O]}{6\Delta t} \Rightarrow \frac{-\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{5}{6} \frac{\Delta[H_2O]}{\Delta t}$$

۴۳ (۴ ۳ ۲ ۱) بیش‌تر واکنش‌ها در آغاز یعنی هنگامی که غلظت واکنش‌دهنده‌ها زیاد است، سریع هستند ولی با گذشت زمان و با مصرف واکنش‌دهنده‌ها سرعت آن‌ها رفته‌رفته کاهش می‌یابد.

۴۴ (۴ ۳ ۲ ۱) معادله‌ی واکنش انجام‌شده به صورت زیر است:



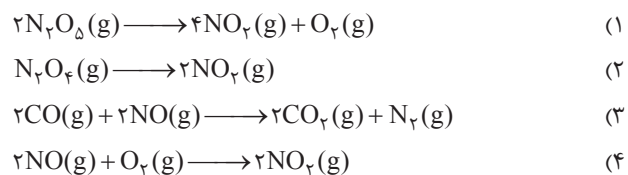
$$\bar{R}_C = \frac{4/2L}{3 \text{ min}} \times \frac{1 \text{ mol}}{22/4L} = 0.0625 \text{ mol.min}^{-1}$$

$$\bar{R}_C = 0.0625 \frac{\text{mol}}{\text{min}} \times \frac{1}{0.05L} = 0.125 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$$

به تفاوت حجم گاز تولیدشده و حجم ظرف دقت کنید. ابتدا حجم گاز تولیدشده را به مول تبدیل کردیم، سپس با تقسیم آن بر حجم ظرف، سرعت را برحسب تغییر غلظت به دست آوردیم.

$$R_{\text{واکنش}} = \frac{\bar{R}_C}{3} = \frac{0.125}{3} = 0.041 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$$

۴۶ (۴ ۳ ۲ ۱) معادله‌ی موازنه شده‌ی هر چهار واکنش در زیر آمده است:



۴۷ (۴ ۳ ۲ ۱) ترمودینامیک با تعیین سطح انرژی واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها و تغییر آنتروپی، امکان وقوع واکنش را بررسی می‌کند، درحالی‌که سینتیک درباره‌ی چگونگی انجام واکنش و شرایط بهینه برای انجام شدن آن گفت‌وگو می‌کند.