

بخش

پاسخ پرسش‌های

۱

آ) نادرست - خودبه‌خودی بودن یک واکنش از دید ترمودینامیک به این معنا نیست که واکنش یادشده بایستی با سرعت انجام شود.

(ب) درست

(پ) نادرست - ترمودینامیک امکان وقوع واکنش و سینتیک چگونگی انجام شدن واکنش را بررسی می‌کند.

(ت) درست

۲

آ) ترمودینامیک

(ب) سینتیک

(پ) ترمودینامیک

(ت) ترمودینامیک

(ث) سینتیک

(ج) سینتیک

۳

خیر - خودبه‌خودی بودن واکنش داده‌شده با دو شرط $\Delta H < 0$ و $\Delta S > 0$ ، از دید ترمودینامیک به این معنا نیست که واکنش یادشده بایستی با سرعت انجام شود.

۴

آ) نادرست - انفجار یک واکنش شیمیایی بسیار سریع است که در آن از مقدار کمی از ماده‌ی منفجرشونده به حالت جامد یا مایع، حجم بسیار زیادی از گازهای داغ تولید می‌شود.

(ب) نادرست - افزودن محلول سدیم کلرید به نقره نیترات باعث تشکیل سریع رسوب سفیدرنگ نقره کلرید می‌شود.

(پ) درست

(ت) نادرست - زرد و پوسیده شدن سلولز کاغذ، نوعی تغییر شیمیایی بسیار آهسته است.

۵

انتالپی (ΔH) و آنتروپی (ΔS) از متغیرهای ترمودینامیکی به‌شمار می‌روند و به کمک آن‌ها فقط می‌توان میزان پیشرفت واکنش را تخمین زد و نمی‌توان در مورد سرعت واکنش اظهارنظر کرد. برای مقایسه‌ی سرعت دو واکنش باید متغیرهای سینتیکی بررسی شوند.

۶

آ) نادرست - به مقدار پیشرفت واکنش در واحد زمان، سرعت واکنش می‌گویند.

(ب) درست

(پ) نادرست - سرعت واکنش‌های شیمیایی مختلف در شرایط یکسان با هم تفاوت دارد. برخی از آن‌ها تند و برخی کند هستند.

(ت) نادرست - با گذشت زمان، سرعت مصرف واکنش‌دهنده‌ها و سرعت تولید فراورده‌ها هر دو کاهش می‌یابد.

۷

آ) شکل داده‌شده بیانگر پیشرفت واکنش $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$ است.

(ب) نمودار (۱) - همواره با گذشت زمان، از مقدار واکنش‌دهنده‌ها کاسته و بر مقدار فراورده‌ها افزوده می‌شود. بنابراین تعداد مول Zn (واکنش‌دهنده) با پیشرفت واکنش کاهش یافته و نمودار آن نزولی است. این در حالی است که تعداد مول Cu (فراورده) با پیشرفت واکنش افزایش یافته و نمودار آن صعودی است.

۸

آ) خیر، چون شیب نمودار غلظت- زمان ماده‌ی A تندتر از شیب نمودار ماده‌ی E است پس ضریب استوکیومتری ماده‌ی A نیز بیش‌تر از ضریب استوکیومتری ماده‌ی E در معادله‌ی موازنه شده‌ی واکنش است.

(ب) غلظت دو ماده‌ی A و E در شروع واکنش ($t = 0$) برابر صفر است و با پیشرفت واکنش افزایش می‌یابد و نمودار آن‌ها صعودی است، پس این دو ماده فراورده هستند.

ماده‌ی B در شروع واکنش دارای غلظت اولیه است و با پیشرفت واکنش کاهش می‌یابد و نمودار آن نزولی است، پس این ماده واکنش‌دهنده است.

۹

نمودار (۳) مربوط به واکنش $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ است. زیرا با توجه به معادله‌ی این واکنش، ضریب استوکیومتری NO دو برابر ضریب استوکیومتری O_2 می‌باشد. بنابراین پس از گذشت مدت زمان معین میزان تولید NO باید دو برابر میزان تولید O_2 باشد و شیب نمودار تولید NO باید دو برابر شیب نمودار O_2 شود. از طرفی ضریب استوکیومتری NO_2 با NO برابر است، بنابراین پس از گذشت مدت زمان معین میزان مصرف NO_2 باید با میزان تولید NO برابر باشد و در واقع شیب نمودار مصرف NO_2 باید قرینه‌ی شیب نمودار تولید NO باشد.

۱۰

در معادله‌ی واکنش موازنه‌شده‌ی ارائه‌شده، ضرایب استوکیومتری تمام مواد برابر ۱ می‌باشد. در نتیجه، باید میزان کاهش غلظت واکنش‌دهنده‌ها در مدت زمان معین با میزان افزایش غلظت فراورده‌ها برابر باشد. در نمودار (۱) غلظت واکنش‌دهنده‌ی O_3 از $0/9$ به $0/3$ کاهش یافته است و به ازای آن غلظت فراورده‌ی NO_2 از صفر به $0/6$ افزایش یافته است. یعنی به ازای مصرف $0/6 \text{ mol.L}^{-1}$ از واکنش‌دهنده‌ی O_3 مقدار $0/6 \text{ mol.L}^{-1}$ فراورده‌ی NO_2 تولید شده است که با ضرایب استوکیومتری مواد شرکت‌کننده در واکنش مطابقت دارد.

۱۱

با توجه به شکل داده‌شده، نمودار تغییر غلظت A نزولی و برای B و C صعودی است. یعنی با گذشت زمان، غلظت A کاهش و غلظت B و C افزایش می‌یابد. بنابراین A یک واکنش‌دهنده و مواد B و C فراورده هستند و شکل کلی معادله به صورت $(aA \rightarrow bB + cC)$ می‌باشد. ضمناً تغییر غلظت مواد با ضرایب استوکیومتری آن‌ها در معادله‌ی واکنش رابطه‌ی مستقیم دارد.

$$\Delta[A] = 0/6 - 1/0 = -0/4 \text{ mol.L}^{-1}; \Delta[B] = 0/8 - 0 = 0/8 \text{ mol.L}^{-1}; \Delta[C] = 0/4 - 0 = 0/4 \text{ mol.L}^{-1}$$

تغییر غلظت‌های به‌دست آمده را بر کوچک‌ترین آن‌ها تقسیم می‌کنیم تا ساده‌ترین نسبت میان آن‌ها که همان ضرایب استوکیومتری معادله‌ی واکنش است، به‌دست آید.

$$\left. \begin{aligned} A \text{ ضریب استوکیومتری} &= \frac{0/4}{0/4} = 1 \\ B \text{ ضریب استوکیومتری} &= \frac{0/8}{0/4} = 2 \\ C \text{ ضریب استوکیومتری} &= \frac{0/4}{0/4} = 1 \end{aligned} \right\} \Rightarrow A \rightarrow 2B + C$$

۱۲

نمودار (ب)- واکنش‌دهنده‌ی اضافی در واکنش وجود ندارد، پس گازهای NO و O_2 دقیقاً براساس نسبت‌های استوکیومتری باید مخلوط شوند. یعنی باید در ابتدای واکنش، مقدار گاز NO دو برابر O_2 باشد. ضمناً هر دو واکنش‌دهنده باید در یک زمان به‌طور کامل مصرف شده و واکنش خاتمه یابد.

۱۳

(آ) درست

(ب) نادرست- چنان‌چه سرعت واکنشی به مقدار ثابتی برسد، واکنش موردنظر ناقص یا تعادلی است.

(پ) نادرست- باگذشت زمان، تغییر غلظت فراورده‌ها و واکنش‌دهنده‌ها در بازه‌های زمانی یکسان، کاهش می‌یابد.

۱۴

با گذشت زمان، سرعت واکنش کاهش می‌یابد. بنابراین هر چه زمان، به آغاز واکنش نزدیک‌تر باشد، سرعت واکنش بیش‌تر است. از این‌رو سرعت واکنش در نقطه‌ی $A > B > D > C = E$ می‌باشد. توجه کنید که نقاط C و E در یک زمان از واکنش قرار دارند، از این‌رو سرعت واکنش در این دو نقطه کاملاً برابر است.

۱۵

(آ) درست- با گذشت زمان، واکنش‌دهنده‌ی A مصرف و فراورده‌ی B تولید می‌شود، یعنی از غلظت A کاسته و بر غلظت B افزوده می‌شود. پس تغییر غلظت A همواره عددی منفی و تغییر غلظت B همواره عددی مثبت است.

(ب) درست- با گذشت زمان، سرعت واکنش کاهش می‌یابد. بنابراین سرعت متوسط مصرف A نیز کم می‌شود.

(پ) درست- با گذشت زمان، سرعت واکنش کاهش می‌یابد. از این‌رو سرعت متوسط تولید A نیز کم می‌شود.

(ت) نادرست- از آن‌جا که سرعت در دقایق ابتدایی واکنش بیش‌تر است، تغییر غلظت B نیز در دقایق ابتدایی بیش‌تر می‌باشد. در واقع فراورده‌ی B در دقایق ابتدایی با شدت بیش‌تری تولید می‌شود و $y_1 > y_2 > y_3$ است.

۱۶

مطلب (پ) نادرست است. سرعت مصرف یا تولید هر ماده بستگی به ضریب استوکیومتری آن در معادله‌ی موازنه‌شده دارد. از آن‌جا که ضرایب استوکیومتری واکنش‌دهنده‌های A و B یا فراورده‌های C و D با یکدیگر برابر نیست، سرعت مصرف A و B یا سرعت تولید C و D نیز با هم برابر نیست.

۱۷

(آ) در معادله‌ی واکنش داده‌شده، ضریب استوکیومتری NO_2 دو برابر ضریب استوکیومتری N_2O_5 است. بنابراین سرعت متوسط تشکیل NO_2 نیز دو برابر سرعت متوسط مصرف N_2O_5 است.

$$\frac{\bar{R}_{NO_2}}{NO_2 \text{ ضریب استوکیومتری}} = \frac{\bar{R}_{N_2O_5}}{N_2O_5 \text{ ضریب استوکیومتری}} \Rightarrow \frac{\bar{R}_{NO_2}}{4} = \frac{\bar{R}_{N_2O_5}}{2} \Rightarrow \bar{R}_{NO_2} = 2\bar{R}_{N_2O_5}$$



(ب) در معادله‌ی واکنش داده‌شده، ضریب استوکیومتری O_2 نصف ضریب استوکیومتری NO_2 است. بنابراین سرعت متوسط تولید O_2 نیز نصف سرعت متوسط مصرف NO_2 است.

$$\frac{\bar{R}_{NO_2}}{NO_2 \text{ ضریب استوکیومتری}} = \frac{\bar{R}_{O_2}}{O_2 \text{ ضریب استوکیومتری}} \Rightarrow \frac{\bar{R}_{NO_2}}{2} = \frac{\bar{R}_{O_2}}{1} \Rightarrow \bar{R}_{O_2} = \frac{1}{2} \bar{R}_{NO_2}$$

(پ) هر چه ضریب استوکیومتری یک ماده در واکنش کوچک‌تر باشد، سرعت مصرف یا تولید شدن آن کم‌تر است. بنابراین با توجه به ضرایب استوکیومتری معادله‌ی واکنش داده‌شده می‌توان نوشت: $\bar{R}_{H_2} > \bar{R}_{NH_3} > \bar{R}_{N_2}$. پس سرعت واکنش برحسب ناپدید شدن (مصرف) N_2 از همه کم‌تر است.

۱۸

$$\frac{\bar{R}(O_2)}{1} = \frac{\bar{R}(N_2)}{1} \Rightarrow \bar{R}(O_2) = 1 \times 0.15 \text{ mol.s}^{-1} = 0.15 \text{ mol.s}^{-1}$$

$$? \text{ mol.min}^{-1} = 0.15 \frac{\text{mol}}{\text{s}} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 9 \text{ mol.min}^{-1}$$

$$\frac{\bar{R}(NO)}{2} = \frac{\bar{R}(N_2)}{1} \Rightarrow \bar{R}(NO) = 2 \times 0.15 \text{ mol.s}^{-1} = 0.3 \text{ mol.s}^{-1}$$

$$? \text{ mol.min}^{-1} = 0.3 \frac{\text{mol}}{\text{s}} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 18 \text{ mol.min}^{-1}$$

۱۹

$$\frac{\bar{R}_{HF}}{12} = \frac{\bar{R}_{H_2O}}{9} \Rightarrow \frac{0.2}{12} = \frac{\bar{R}_{H_2O}}{9} \Rightarrow \bar{R}_{H_2O} = \frac{1.8}{12} = 0.15 \text{ mol.s}^{-1}$$

$$? \text{ mol.min}^{-1} = 0.15 \frac{\text{mol}}{\text{s}} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 9 \text{ mol.min}^{-1}$$

۲۰

$$\frac{\bar{R}_{N_2O_5}}{2} = \frac{\bar{R}_{NO_2}}{4} \Rightarrow \frac{0.4}{2} = \frac{\bar{R}_{NO_2}}{4} \Rightarrow \bar{R}_{NO_2} = \frac{1.6}{2} = 0.8 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$? \text{ mol.s}^{-1} = 0.8 \frac{\text{mol}}{\text{L.s}} \times \frac{2 \text{ L}}{1 \text{ s}} = 1.6 \text{ mol.s}^{-1}$$

حجم ظرف

(ب)

$$R_{\text{واکنش}} = \frac{\bar{R}_{N_2O_5}}{2} = \frac{0.4}{2} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

۲۱

ابتدا سرعت متوسط تجزیه شدن N_2O_5 را در فاصله‌ی زمانی دقایق صفر تا ۲ محاسبه می‌نماییم. با توجه به این‌که N_2O_5 واکنش‌دهنده است، در رابطه‌ی سرعت باید از علامت (-) استفاده کنیم:

$$\left. \begin{array}{l} t_1 = 0 \rightarrow n_1 = 0.16 \\ t_2 = 2 \rightarrow n_2 = 0.08 \end{array} \right\} \Rightarrow \bar{R}_{N_2O_5} = -\frac{\Delta n}{\Delta t} = -\frac{0.08 - 0.16}{2 - 0} = -\frac{-0.08}{2} = 0.04 \text{ mol.min}^{-1}$$

سپس سرعت متوسط تجزیه شدن N_2O_5 را در فاصله‌ی زمانی دقایق ۲ تا ۴ محاسبه می‌نماییم:

$$\left. \begin{array}{l} t_1 = 2 \rightarrow n_1 = 0.08 \\ t_2 = 4 \rightarrow n_2 = 0.04 \end{array} \right\} \Rightarrow \bar{R}_{N_2O_5} = -\frac{\Delta n}{\Delta t} = -\frac{0.04 - 0.08}{4 - 2} = -\frac{-0.04}{2} = 0.02 \text{ mol.min}^{-1}$$

۲۲

$$\bar{R} = -\frac{\Delta n}{\Delta t} \Rightarrow 2 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{s}} = -\frac{\Delta n}{30 \times 60 \text{ (s)}} \Rightarrow \Delta n = -0.36 \text{ mol}$$

$$\Delta n = n_2 - n_1 \Rightarrow -0.36 = 0.01 - n_1 \Rightarrow n_1 = 0.37 \text{ mol}$$

۲۳

(آ) کاهش می‌یابد، زیرا واکنش‌دهنده است و با گذشت زمان از مقدار آن کاسته می‌شود.

(ب) منفی، زیرا این نمودار برای واکنش‌دهنده (رنگ غذا) رسم شده است.

(پ) با توجه به نمودار داده‌شده، پایان واکنش، ثانیه‌ی $t = 300 \text{ s}$ می‌باشد. زیرا با توجه به نمودار، در این زمان مقدار رنگ غذا برحسب مول به صفر رسیده است.

$$\Delta t = 300 \text{ s} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = 5 \text{ min}$$

$$\bar{R}_{\text{رنگ غذا}} = -\frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{(0 - 0.5) \text{ mol}}{5 \text{ min}} = \frac{-0.5 \text{ mol}}{5 \text{ min}} = -0.1 \text{ mol.min}^{-1}$$

۲۴

آ از آن جا که بازه‌ی معینی برای محاسبه‌ی سرعت داده نشده است، باید سرعت را در بازه‌ی زمانی آغاز تا پایان واکنش محاسبه کنیم. پایان واکنش ($t = 3 \text{ min}$) است، زیرا پس از دقیقه‌ی سوم تعداد مول A ثابت باقی مانده که نشان از اتمام واکنش است. بنابراین:

$$\bar{R}_A = -\frac{\Delta n}{\Delta t} = -\frac{n_2 - n_1}{t_2 - t_1} = -\frac{4 - 13}{3 - 0} = 3 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$R_{\text{واکنش}} = \frac{\bar{R}_A}{3} = \frac{3}{3} = 1 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$\frac{\bar{R}_A}{3} = \frac{\bar{R}_B}{4} \Rightarrow \frac{3}{3} = \frac{\bar{R}_B}{4} \Rightarrow \bar{R}_B = 4 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

(ب)

۲۵

ابتدا به کمک سرعت واکنش، سرعت تولید ماده‌ی B را به دست می‌آوریم.

$$R_{\text{واکنش}} = \frac{\bar{R}_B}{B \text{ ضریب}} \Rightarrow \frac{1}{8} = \frac{\bar{R}_B}{2} \Rightarrow \bar{R}_B = \frac{1}{4} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$\bar{R}_B = +\frac{\Delta n}{\Delta t} \Rightarrow \frac{1}{4} = \frac{(10 - 5)}{(x - 20)} \Rightarrow x - 20 = 20 \Rightarrow x = 40 \text{ min}$$

بنابراین پس از گذشت ۴۰ دقیقه از آغاز واکنش، مقدار B به ۱۰ مول می‌رسد.

۲۶

ابتدا باید حجم گاز هیدروژن تولیدشده را به مول تبدیل کنیم:

$$? \text{ mol H}_2 = 492 \text{ mL H}_2 \times \frac{1 \text{ L H}_2}{1000 \text{ mL H}_2} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{24/6 \text{ L H}_2} = 0.02 \text{ mol H}_2$$

$$\bar{R}_{\text{H}_2} = +\frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{0.02}{10} = 0.002 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

۲۷

تعداد گوی‌های A در دقایق ۴۰ و ۶۰ به ترتیب برابر ۸ و ۵ گوی می‌باشد. از آن جا که هر گوی هم‌ارز ۰/۰۴ مول می‌باشد، سرعت متوسط مصرف ماده‌ی A در ۲۰ دقیقه‌ی سوم واکنش یعنی از دقیقه‌ی ۴۰ تا ۶۰ به صورت زیر به دست می‌آید:

$$\bar{R}_A = -\frac{\Delta n}{\Delta t} = -\frac{(5 - 8) \times 0.04 \text{ mol}}{20 \text{ min}} = \frac{3 \times 0.04}{20} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

در دقایق صفر و ۲۰ تعداد گوی‌های A به ترتیب برابر ۲۵ و ۱۴ می‌باشد. پس سرعت متوسط مصرف ماده‌ی A در ۲۰ دقیقه‌ی اول واکنش به صورت زیر به دست می‌آید:

$$\bar{R}_A = -\frac{\Delta n}{\Delta t} = -\frac{(14 - 25) \times 0.04 \text{ mol}}{20 \text{ min}} = \frac{11 \times 0.04}{20} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

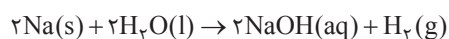
$$\frac{\text{سرعت مصرف A در } 20 \text{ دقیقه‌ی سوم}}{\text{سرعت مصرف A در } 20 \text{ دقیقه‌ی اول}} = \frac{\frac{3 \times 0.04}{20}}{\frac{11 \times 0.04}{20}} = \frac{3}{11}$$

۲۸

$$? \text{ mol Na} = 1/23 \text{ g Na} \times \frac{1 \text{ mol Na}}{23 \text{ g Na}} = 0.06 \text{ mol Na}$$

$$\bar{R}_{\text{Na}} = -\frac{\Delta n}{\Delta t} = -\frac{n_2 - n_1}{t_2 - t_1} = -\frac{0 - 0.06}{30 - 0} = 0.002 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$$

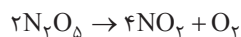
برای به دست آوردن سرعت واکنش نسبت به گاز هیدروژن تولیدشده، باید معادله‌ی موازنه‌شده‌ی واکنش سدیم با آب را بنویسیم. سپس با توجه به ضرایب استوکیومتری و سرعت مصرف شدن Na، سرعت متوسط تولید H_2 را می‌یابیم.



$$\frac{\bar{R}_{\text{Na}}}{2} = \frac{\bar{R}_{\text{H}_2}}{1} \Rightarrow \frac{0.002}{2} = \frac{\bar{R}_{\text{H}_2}}{1} \Rightarrow \bar{R}_{\text{H}_2} = \frac{0.002}{1} = 0.001 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$$

۲۹

آ با توجه به علامت‌های (+) و (-) و با توجه به ضرایب موجود در رابطه که بیان‌گر ضریب استوکیومتری مواد شرکت‌کننده در واکنش هستند، می‌توان نوشت:



(ب) سرعت واکنش با سرعت O_2 برابر است، زیرا بین سرعت واکنش و سرعت تولید O_2 رابطه‌ی زیر برقرار است:

$$R_{\text{واکنش}} = \frac{\bar{R}_{\text{O}_2}}{1} \Rightarrow R_{\text{واکنش}} = \bar{R}_{\text{O}_2}$$

$$\overline{R}_{H_2O_2} = -\frac{\Delta[H_2O_2]}{\Delta t} = -\frac{1/4 - 1/6}{4-2} = \frac{1/6}{2} = 0.083 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

۳۰

$$\overline{R}_{NO} = +\frac{\Delta[NO]}{\Delta t} = \frac{0.5 - 0.3}{50-30} = \frac{0.2}{20} = 0.01 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

(آ)

۳۱

$$? \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1} = 0.01 \frac{\text{mol}}{\text{L.s}} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 0.6 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

(ب) ضریب استوکیومتری CO و NO با هم برابر است. بنابراین:

$$\overline{R}_{CO} = \overline{R}_{NO} = 0.6 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

(پ) ابتدا سرعت تولید شدن NO را در گستره‌ی زمانی (۰-۶۰) ثانیه برحسب $\text{mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ به دست آورده، سپس سرعت واکنش را در این گستره‌ی زمانی به صورت زیر به دست می‌آوریم:

$$\overline{R}_{NO} = +\frac{\Delta[NO]}{\Delta t} = \frac{0.65 - 0}{60-0} = 0.011 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$R_{\text{واکنش}} = \overline{R}_{NO} = 0.011 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

(آ) بیش‌تر واکنش‌های شیمیایی در آغاز سریع هستند ولی با گذشت زمان سرعت آن‌ها کاهش می‌یابد. بنابراین چون در فاصله‌ی زمانی A واکنش در آغاز راه می‌باشد، سرعت آن بیش‌تر است. از طرفی شیب نمودار در فاصله‌ی زمانی A تندتر است. پس غلظت CO_2 تولیدشده و سرعت واکنش در این فاصله‌ی زمانی بیش‌تر می‌باشد.

۳۲

$$\overline{R}_{CO_2} = +\frac{\Delta[CO_2]}{\Delta t} = \frac{0.625 - 0.375}{20-10} = \frac{0.25}{10} = 0.025 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

(ب)

(پ) زمان کل واکنش ۵۰ دقیقه است، زیرا غلظت CO_2 پس از دقیقه‌ی پنجاهم ثابت باقی مانده و این موضوع نشان از اتمام واکنش است.

$$\overline{R}_{NO_2} = -\frac{\Delta[NO_2]}{\Delta t} = -\frac{0.3 - 0.6}{24-0} = \frac{0.3}{24} = \frac{0.01}{8} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

(آ)

۳۳

$$? \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = \frac{0.01}{8} \frac{\text{mol}}{\text{L.min}} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = \frac{0.01}{480} = 2.08 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\frac{\overline{R}_{NO_2}}{2} = \frac{\overline{R}_{O_2}}{1} \Rightarrow \overline{R}_{O_2} = \frac{2.08 \times 10^{-5}}{2} = 1.04 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

(ب)

$$? \text{ mol.s}^{-1} = 1.04 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L.s}} \times 3 \text{ L} = 3.12 \times 10^{-5} \text{ mol.s}^{-1}$$

(پ) وقتی مول‌های اولیه به $\frac{1}{3}$ می‌رسند زمان کم‌تری از آغاز واکنش گذشته است، بنابراین سرعت واکنش بیش‌تر است.

$$n_{1A} = 5 \times 0.2 = 1 \text{ mol}, n_{2A} = 3 \times 0.2 = 0.6 \text{ mol}$$

(آ)

۳۴

$$\overline{R}_A = -\frac{\Delta n_A}{\Delta t} = -\frac{n_{2A} - n_{1A}}{t_2 - t_1} = -\frac{0.6 - 1}{100-0} = \frac{0.4}{100} = 0.004 \text{ mol.s}^{-1}$$

$$n_{1B} = 4 \times 0.2 = 0.8 \text{ mol} \xrightarrow{M=\frac{n}{V}} [B]_1 = \frac{n_{1B}}{V} = \frac{0.8}{5} = 0.16 \text{ mol.L}^{-1}$$

(ب)

$$n_{2B} = 6 \times 0.2 = 1.2 \text{ mol} \xrightarrow{M=\frac{n}{V}} [B]_2 = \frac{n_{2B}}{V} = \frac{1.2}{5} = 0.24 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\overline{R}_B = +\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{[B]_2 - [B]_1}{t_2 - t_1} = \frac{0.24 - 0.16}{200-100} = \frac{0.08}{100} = 0.8 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$? \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1} = 0.8 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L.s}} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 0.48 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

(پ) از مقایسه‌ی تعداد گوی‌های A و B در ثانیه‌ی صدم با تعداد آن‌ها در آغاز واکنش (t=۰s)، درمی‌یابیم که به ازای مصرف دو گوی از ماده‌ی A، چهار گوی ماده‌ی B تولید شده است. بنابراین ضریب استوکیومتری ماده‌ی B یعنی b، دو برابر ضریب استوکیومتری ماده‌ی A یعنی a خواهد بود، یعنی b=۲ و a=۱ است.

۳۵

آ) با توجه به شکل داده شده، چون در ۲۰ ثانیه اول تعداد مول‌های B (●) تولید شده (۴ → ۰) نسبت به ۲۰ ثانیه سوم (۷ → ۶) بیش‌تر است، سرعت واکنش در این فاصله‌ی زمانی بیش‌تر می‌باشد. اما به‌طور کلی می‌دانیم که سرعت بیش‌تر واکنش‌ها با پیشرفت واکنش کاهش می‌یابد.

$$n_1B = 6 \times 0.02 = 0.12 \text{ mol} \xrightarrow{M=\frac{n}{V}} [B]_1 = \frac{n_1B}{V} = \frac{0.12}{2} = 0.06 \text{ mol.L}^{-1} \quad (\text{ب})$$

$$n_2B = 7 \times 0.02 = 0.14 \text{ mol} \Rightarrow [B]_2 = \frac{n_2B}{V} = \frac{0.14}{2} = 0.07 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\bar{R}_B = + \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{[B]_2 - [B]_1}{t_2 - t_1} = \frac{0.07 - 0.06}{60 - 40} = \frac{0.01}{20} = 0.5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$n_{1A} = 16 \times 0.02 = 0.32 \text{ mol}, n_{2A} = 8 \times 0.02 = 0.16 \text{ mol} \quad (\text{پ})$$

$$\bar{R}_A = - \frac{\Delta n_A}{\Delta t} = - \frac{n_2 - n_1}{t_2 - t_1} = - \frac{0.16 - 0.32}{20 - 0} = \frac{0.16}{20} = 0.008 \text{ mol.s}^{-1}$$

$$? \text{ mol.min}^{-1} = 0.008 \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{s}}} \times \frac{60 \cancel{\text{s}}}{1 \text{ min}} = 0.48 \text{ mol.min}^{-1}$$

۳۶

در جدول ارائه شده، زمان برحسب ثانیه ولی سرعت مصرف N_2O_5 برحسب مول بر لیتر بر دقیقه گزارش شده است. از این رو ابتدا زمان را به دقیقه تبدیل می‌کنیم.

$$\Delta t = 60 \text{ s} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = 1 \text{ min}$$

$$1/28 \times 10^{-3} = - \frac{\Delta[N_2O_5]}{\Delta t} = - \frac{(x - 0.02)}{10} \Rightarrow 0.02 - x = 0.0128 \Rightarrow x = 0.0072 \text{ mol.L}^{-1}$$

۳۷

نمودار «مول - زمان» ارائه شده نزولی است. پس متعلق به واکنش‌دهنده یعنی N_2O_5 بوده و سرعت مصرف آن به‌صورت زیر محاسبه می‌شود.

$$\bar{R}_{N_2O_5} = - \frac{\Delta n}{\Delta t} = - \frac{(2 - 8)}{10} = 0.6 \text{ mol.s}^{-1}$$

با تقسیم سرعت به‌دست آمده بر حجم ظرف، سرعت تجزیه‌ی N_2O_5 برحسب $\text{mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ به‌دست می‌آید.

$$\bar{R}_{N_2O_5} = \frac{0.6 \text{ mol.s}^{-1}}{10 \text{ L}} = 0.06 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

معادله‌ی واکنش تجزیه‌ی N_2O_5 به‌صورت مقابل است:

چون ضریب استوکیومتری اکسیژن نصف ضریب استوکیومتری N_2O_5 است، از این‌رو سرعت تولید اکسیژن نیز، نصف مصرف N_2O_5

$$\bar{R}_{O_2} = \frac{1}{2} \bar{R}_{N_2O_5} = \frac{1}{2} \times 0.06 = 0.03 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \quad \text{می‌باشد.}$$

۳۸

آ) منحنی‌های (۱) و (۲) صعودی هستند و افزایش تعداد مول را در واحد زمان نشان می‌دهند. پس مربوط به فراورده‌های واکنش می‌باشند. از آن‌جا که ضریب استوکیومتری فراورده‌ی B دو برابر C است، شیب منحنی مربوط به آن نیز باید دو برابر شیب منحنی مربوط به C باشد. پس منحنی (۱) مربوط به B و منحنی (۲) مربوط به C است. منحنی (۳) نزولی است و کاهش تعداد مول را در واحد زمان نشان می‌دهد. پس مربوط به واکنش‌دهنده یعنی A می‌باشد.

$$n_{1A} = 0.1 \text{ mol} \xrightarrow{M=\frac{n}{V}} [A]_1 = \frac{n_{1A}}{V} = \frac{0.1}{2} = 0.05 \text{ mol.L}^{-1} \quad (\text{ب})$$

$$n_{2A} = 0 \text{ mol} \Rightarrow [A]_2 = 0 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$R_A = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = - \frac{[A]_2 - [A]_1}{t_2 - t_1} = - \frac{0 - 0.05}{10 - 0} = \frac{0.05}{10} = 0.005 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

پ) چون ضریب استوکیومتری ماده‌ی A با ماده‌ی B برابر است، سرعت متوسط مصرف آن با سرعت تغییر ماده‌ی B برابر می‌باشد.

۳۹

آ) نادرست - محلول بنفش‌رنگ پتاسیم پرمنگنات با یک اسید آلی در دمای اتاق به کندی واکنش می‌دهد.

ب) درست

پ) نادرست - تمایل مولکول CO برای واکنش با هموگلوبین به مراتب بیش‌تر از مولکول O_2 است.

ت) نادرست - حبه‌ی قند آغشته به خاک باغچه سریع‌تر می‌سوزد.