



طراحان:

دکتر فرشاد هادیان فرد / دکتر مسین ایرهانی

نام:

نام خانوادگی:

کد داوطلبی:

الف	A
پایه یازدهم	

دفترچه‌ی پاسخ



با ما ماریج کنکور را آسان طی کنید...

گروه آموزشی ماز

دوپینگ شیمی ماز – مرحله‌ی دوازدهم

شیمی پایه یازدهم
فصل دوم

تعداد سوال: ۱۵

مدت زمان آزمون: ۲۰ دقیقه

www.biomaze.ir

حق چاپ و تکثیر سؤالات به هر روش (الکترونیکی و...) پس از برگزاری آزمون برای تمامی اشخاص حقیقی و حقوقی تنها با مجوز «گروه ماز» مجاز می‌باشد و با متخلفین برابر مقررات رفتار می‌شود.

۱ گزینه ۴ (آسان - مسأله - ۱۱۲)

در محلول اولیه، غلظت یون کلرید برابر با ۲ مول بر لیتر و غلظت یون باریوم برابر با ۱ مول بر لیتر بوده است. برای اینکه غلظت یون کلرید برابر با غلظت اولیه یون باریوم شود، باید غلظت آن نصف شود، یعنی:

$$[Cl^-]_2 = \frac{1}{2} [Cl^-]_1 = \frac{1}{2} \times 2 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

اما تعداد مول Cl^- موجود در محلول برابر با $2 \text{ mol} = 1 \text{ L} \times 2 \text{ mol.L}^{-1}$ است، پس داریم:

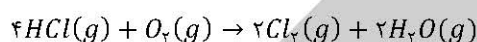
$$1 = \frac{2}{1+V} \Rightarrow V = 1 \text{ L}$$

زمان مورد نیاز برای اضافه شدن ۱ آب مقطر برابر است با:

$$? \text{ min} = 1 \text{ L} \times \frac{1 \text{ min}}{0.2 \text{ L}} = 5 \text{ min}$$

۲ گزینه ۳ (آسان - مسأله - ۱۱۲)

معادله واکنش انجام شده به صورت زیر است:



با توجه به واحد سرعت متوسط ($\text{mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$)، مقدار Δt برحسب دقیقه و $\Delta n(Cl_2)$ را بدست می آوریم:

$$\Delta t = 25 \text{ s} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = \frac{5}{12} \text{ min} \quad \text{و} \quad \Delta n(Cl_2) = n_2 - n_1 = 0.3 - 0 = 0.3 \text{ mol}$$

در قدم اول سرعت متوسط واکنش تولید Cl_2 را در بازه زمانی داده شده حساب می کنیم:

$$\bar{R}_{Cl_2} = \frac{\Delta[Cl_2]}{\Delta t} = \frac{0.3}{\frac{5}{12}} = \frac{0.3 \times 12}{5} = 0.72 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$$

شیب نمودار مول-زمان برای هریک از مواد شرکت کننده در واکنش، متناسب با ضریب استوکیومتری آن ماده در معادله ی موازنه شده ی واکنش است. به عبارت دیگر، اگر ضریب استوکیومتری شرکت کننده ها یکسان نباشد، سرعت متوسط آنها متفاوت از یکدیگر خواهد بود. شیمی دان ها برای درک آسان تر روند پیشرفت واکنش ها در واحد زمان، از یک مفهوم کاربردی به نام سرعت واکنش استفاده می کنند. سرعت واکنش، از تقسیم سرعت متوسط مصرف یا تولید هریک از مواد شرکت کننده در واکنش بر ضریب آن ماده بدست می آید. به عنوان مثال، در واکنش $2A(g) + 3B(g) \rightarrow C(g) + 2D(g)$ برای محاسبه ی سرعت متوسط واکنش در بازه ی زمانی Δt به روش زیر عمل می کنیم:

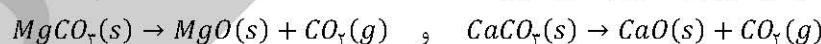
$$\bar{R}_{\text{واکنش}} = \frac{|\Delta n_A|}{2 \times \Delta t} = \frac{|\Delta n_B|}{3 \times \Delta t} = \frac{|\Delta n_C|}{1 \times \Delta t} = \frac{|\Delta n_D|}{2 \times \Delta t} \Rightarrow \bar{R}_{\text{واکنش}} = \frac{\bar{R}_A}{2} = \frac{\bar{R}_B}{3} = \frac{\bar{R}_C}{1} = \frac{\bar{R}_D}{2}$$

در نهایت سرعت متوسط مصرف HCl را محاسبه می کنیم:

$$\bar{R}_{\text{واکنش}} = \frac{1}{4} \bar{R}_{HCl} = \frac{1}{4} \bar{R}_{Cl_2} \Rightarrow \bar{R}_{HCl} = 4 \bar{R}_{Cl_2} = 4 \times 0.72 = 2.88 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$$

۳ گزینه ۱ (سخت - مسأله - ۱۱۲)

معادله واکنش تجزیه کربنات دو فلز منیزیم و کلسیم به صورت زیر است:



ابتدا Δn را برای هر یک از دو کربنات بدست می آوریم:

$$\Delta n(MgCO_3) = 100 \text{ g } MgCO_3 \times \frac{21}{100} \times \frac{1 \text{ mol } MgCO_3}{84 \text{ g } MgCO_3} = 0.25 \text{ mol } MgCO_3$$

$$\Delta n(CaCO_3) = 100 \text{ g } CaCO_3 \times \frac{30}{100} \times \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{100 \text{ g } CaCO_3} = 0.3 \text{ mol } CaCO_3$$

از آنجا که ضریب استوکیومتری کربنات فلز و CO_2 در هر دو واکنش یکسان است، خواهیم داشت:

$$MgCO_3 \text{ تجزیه } : \Delta n(CO_2) = 0.25 \text{ mol} \quad \text{و} \quad CaCO_3 \text{ تجزیه } : \Delta n(CO_2) = 0.3 \text{ mol}$$

برای محاسبه ی سرعت متوسط مصرف یا تولید مواد شرکت کننده در یک واکنش شیمیایی، باید از کمیت های قابل اندازه گیری مواد شرکت کننده در آن واکنش مانند جرم، فشار، غلظت و یا حجم استفاده کنیم. برای این منظور، یک بازه ی زمانی به طول Δt را در نظر گرفته و تغییر مقدار کمیت مورد نظر (Δn) را در طول آن بازه بدست می آوریم. سرعت متوسط مصرف یا تولید ماده ی مورد نظر ($\bar{R}$) برابر می شود با:

$$\bar{R} = \frac{|\Delta n|}{\Delta t}$$

در شرایط STP، حجم گاز CO_2 تولید شده در هر واکنش برابر خواهد بود با:

$$MgCO_3 \text{ تجزیه } L CO_2 = 0.25 \text{ mol } CO_2 \times \frac{22.4 \text{ L } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 5.6 \text{ L } CO_2$$

$$CaCO_3 \text{ تجزیه } L CO_2 = 0.3 \text{ mol } CO_2 \times \frac{22.4 \text{ L } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 6.72 \text{ L } CO_2$$

و در نهایت اختلاف سرعت متوسط تولید گاز CO_2 را بدست می آوریم:

$$CO_2 \text{ اختلاف سرعت متوسط تولید } = \frac{\text{اختلاف حجم } CO_2 \text{ تولید شده در دو واکنش}}{\Delta t} = \frac{(6.72 - 5.6) \text{ L}}{100 \text{ s}} = 0.0112 \text{ L.s}^{-1}$$

۴ گزینه ۳ (متوسط - مسأله - ۱۱۲)

۴۰ ثانیه دوم و سوم به ترتیب در بازه های زمانی ۴۰ تا ۸۰ و ۸۰ تا ۱۲۰ ثانیه هستند. ابتدا سرعت متوسط واکنش را در هر یک از این دو بازه محاسبه می کنیم:

$$\bar{R}_r(O_2) = \frac{(0.123 - 0.111)}{40} = 0.0003 \text{ mol.s}^{-1}$$

$$\bar{R}_r(O_2) = \frac{(0.1365 - 0.123)}{40} = 0.0003375 \text{ mol.s}^{-1}$$

و در نهایت نسبت خواسته شده را محاسبه می کنیم:

$$\frac{\bar{R}_r(\text{واکنش})}{\bar{R}_r(\text{واکنش})} = \frac{\frac{1}{3} \bar{R}_r(O_2)}{\bar{R}_r(O_2)} = \frac{\bar{R}_r(O_2)}{\bar{R}_r(O_2)} = \frac{0.0003375}{0.0003} = 1/125$$

حجم ظرف واکنش برابر با ۵ لیتر بوده و در طول مدت زمان ۴۰ تا ۸۰ ثانیه، غلظت گاز اکسیژن به اندازه ۰/۰۱۲ مول بر لیتر تغییر کرده است، پس می توان گفت در طول این بازه ۰/۰۶ مول اکسیژن در واکنش $2KClO_3(s) \rightarrow 2KCl(s) + 3O_2(g)$ تولید شده است. بر این اساس، داریم:

$$? g KCl = 0.06 \text{ mol } O_2 \times \frac{2 \text{ mol } KCl}{3 \text{ mol } O_2} \times \frac{74.5 \text{ g } KCl}{1 \text{ mol } KCl} = 2.98 \text{ g}$$

۵ گزینه ۱ (سخت - مسأله - ۱۱۲)

ابتدا مقدار مصرف شده از گاز AB_2 را حساب می کنیم:

$$? \text{ mol } AB_2 = 2/48 \text{ mol } B \times \frac{1 \text{ mol } AB_2}{2 \text{ mol } B} = 1/24 \text{ mol } AB_2$$

از طرفی، با توجه به اطلاعات داده شده داریم:

$$\text{غلظت مصرف شده} = A_1 - A_2 = \frac{99/2}{100} \times A_1 = 1/24 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow A_1 = 1/25 \text{ mol.L}^{-1}$$

برای حل مسائل ترکیبی سرعت و نیمه عمر از رابطه های خاصی استفاده می کنیم. تعداد بازه های زمانی برابر است با:

$$(1) n = \frac{\text{کل زمان}}{\text{بازه های زمانی مشخص}} = \frac{t}{T}$$

غلظت باقی مانده از واکنش دهنده برابر است با:

$$(2) A = \left(\frac{1}{k}\right)^n \times A_1$$

در رابطه (۲)، مقدار A_1 غلظت اولیه است و غلظت واکنش دهنده در هر بازه زمانی $\frac{1}{k}$ برابر می شود، پس داریم:

$$(3) \text{ مقدار مصرف شده} = A_1 - A = A_1 - \left[\left(\frac{1}{k}\right)^n \times A_1\right] = A_1 \left[1 - \left(\frac{1}{k}\right)^n\right]$$

از طرفی در هر ۲۰ دقیقه غلظت ماده اولیه ۸۰٪ کاهش پیدا می کند یا $\frac{1}{8}$ برابر می شود، بنابراین داریم:

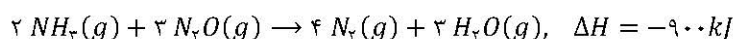
$$A = \left(\frac{1}{k}\right)^n \times A_1 \Rightarrow \frac{(1/25 - 1/24)}{1/25} = \left(\frac{1}{8}\right)^n \times 1/25 \Rightarrow 0.08 = (0.125)^n \Rightarrow n = 3$$

بنابراین زمان سپری شده از آغاز واکنش برابر است با:

$$t = nT = 3 \times 20 = 60 \text{ min} \times \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} = 1 \text{ h}$$

گزینه ۴ (متوسط - مسأله - ۱۱۲)

واکنش انجام شده به صورت مقابل است:

ابتدا سرعت متوسط مصرف گاز N_2O را بر حسب $mol.L^{-1}.s^{-1}$ حساب می‌کنیم:

$$\Delta n(N_2O) = 4/8 mol, \quad V = 4 L, \quad \Delta t = (3 \times 60) + 15 = 195 s$$

$$\bar{R}_{N_2O} = \frac{\Delta n(N_2O)}{\Delta t} = \frac{4/8}{4 \times 195} = 0.00615 mol.L^{-1}.s^{-1}$$

حالا با توجه به رابطه بین سرعت N_2O و N_2 سرعت متوسط تولید گاز N_2 را محاسبه می‌کنیم:

$$\frac{\bar{R}_{N_2O}}{3} = \frac{\bar{R}_{N_2}}{4} \Rightarrow \bar{R}_{N_2} = \frac{4}{3} \times \bar{R}_{N_2O} = \frac{4}{3} \times 0.00615 \approx 0.0082 mol.L^{-1}.s^{-1}$$

در قدم بعد، با توجه به مقدار گاز دی‌نیتروژن مونوکسید تولید شده، مقدار انرژی حاصل از این واکنش را محاسبه می‌کنیم.

$$انرژی 900 kJ \times \frac{4/8 mol N_2O}{3 mol N_2O} = 1440 kJ$$

گزینه ۳ (متوسط - مسأله - ۱۱۲)

معادله تجزیه N_2O_5 به صورت زیر است:با توجه به مقادیر جدول در ثانیه‌های ۲۰ و ۴۰، می‌توانیم بنویسیم (در محاسبات ضریب 10^{-2} را آخر سر اعمال می‌کنیم):

	غلظت N_2O_5	غلظت O_2
ثانیه ۲۰	$2/3$	$0/4$
ثانیه ۴۰	$2/3 - 2y$	$0/4 + y$

$$\Rightarrow 2/3 - 2y = 1/3 \Rightarrow y = 0/3$$

$$\Rightarrow x = 0/4 + y = 0/7 \Rightarrow [O_2] = 7 \times 10^{-2} mol.L^{-1}$$

بنابراین سرعت متوسط تولید گاز O_2 در ۲۰ ثانیه سوم برابر است با:

$$\bar{R}_{O_2} = \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{(9 \times 10^{-2} - 7 \times 10^{-2}) mol.L^{-1}}{20 s} \times \frac{60 s}{1 min} = 6 \times 10^{-2} mol.L^{-1}.min^{-1}$$

گزینه ۴ (متوسط - مسأله - ۱۱۲)

ابتدا معادله واکنش را موازنه می‌کنیم:



برای اینکه غلظت یون Bi^{3+} یا $Bi(NO_3)_3$ به $0/2$ مولار برسد، باید $0/5 mol$ از فلز Bi مصرف شود. حال به کمک رابطه سرعت متوسط واکنش، زمان مورد نیاز را حساب می‌کنیم. توجه داریم که سرعت متوسط یک واکنش برابر با سرعت واکنش دهنده یا فرآورده‌ای از آن واکنش است که ضریب در معادله موازنه شده برابر با ۱ باشد، پس داریم:

$$\bar{R}_{واکنش} = \bar{R}_{Bi(s)} = \frac{0/5 mol}{\Delta t} = 0.004 mol.s^{-1} \Rightarrow \Delta t = \frac{0/5}{0.004} = 12/5 s$$

نهایتاً جرم فلز بیسموت باقیمانده را بدست می‌آوریم:

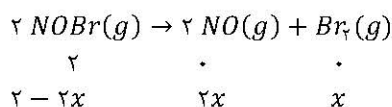
$$مقدار Bi مصرف شده $= 0/5 mol \times \frac{209 g Bi}{1 mol Bi} = 10/45 g$$$

$$مقدار Bi باقیمانده $= مقدار Bi اولیه $- مقدار Bi مصرف شده $= 12/54 - 10/45 = 2/9 g$$$$$

توجه: از آنجا که برای حل قسمت دوم این تست به ضرایب استوکیومتری HNO_3 و H_2O در معادله واکنش نیاز نداشتیم، می‌توانستیم اصلاً معادله واکنش را موازنه نکنیم!

۹ گزینه ۲ (سخت - مسأله - ۱۱۲)

در ابتدا $\frac{220}{110} = 2 \text{ mol}$ گاز $NOBr$ در ظرف واکنش وجود دارد. فرض می‌کنیم بعد از این بازه زمانی، $2x$ مول از گاز $NOBr$ کاسته شود. بر این اساس، در رابطه با روند تعداد مول سایر مواد موجود در ظرف واکنش داریم:



بنابراین مجموع شمار مول‌های گازی موجود در ظرف واکنش برابر خواهد بود با:

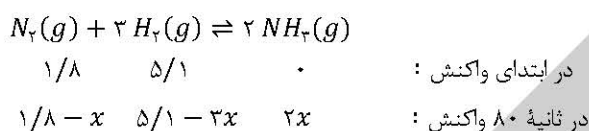
$$\text{مجموع شمار مول‌های گازی} = (2 - 2x) + 2x + x = 2 + x = 2/4 \rightarrow x = 0/4 \text{ mol}$$

در لحظه مورد نظر، با توجه به مقدار x بدست آمده، باید $0/4$ مول برم در ظرف واکنش وجود داشته باشد. سرعت متوسط تولید Br_2 با سرعت متوسط واکنش برابر است. پس کافی است حساب کنیم پس از چند دقیقه غلظت مولی Br_2 به $0/2M$ می‌رسد:

$$\text{سرعت متوسط تولید } Br_2 = \frac{\Delta[Br_2]}{\Delta t} \Rightarrow \Delta t = \frac{(0/2 - 0) \text{ mol} \cdot L^{-1}}{0/05 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}} = 40 \text{ s}$$

۱۰ گزینه ۲ (سخت - مسأله - ۱۱۲)

واکنش تولید آمونیاک به روش هابر به صورت زیر است:



در ثانیه ۸۰ واکنش مجموع جرم واکنش‌دهنده‌ها به $40/2$ گرم می‌رسد، بنابراین داریم:

$$\text{جرم هیدروژن} + \text{جرم نیتروژن} = (1/8 - x) \times 28 + (5/1 - 3x) \times 2 = 40/2 \Rightarrow 50/4 - 28x + 10/2 - 6x = 40/2$$

$$\Rightarrow 34x = 20/4 \Rightarrow x = 0/6 \text{ mol}$$

در نتیجه در این مدت $1/2 \text{ mol} = 2 \times 0/6$ آمونیاک تولید می‌شود و سرعت متوسط تولید آمونیاک برابر است با:

$$\bar{R}_{NH_3} = \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{1/2}{4 \times 80} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 0/225 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

تهیه گاز آمونیاک به روش هابر از گازهای نیتروژن و هیدروژن $(3H_2(g) + N_2(g) \rightarrow 2NH_3(g))$ را می‌توان مجموعی از واکنش‌های زیر دانست:



فراورده‌ی تولید شده در واکنش (I)، هیدرازین نام دارد. تجربه نشان می‌دهد که مقدار ΔH واکنش تولید این ماده از گازهای هیدروژن و نیتروژن را نمی‌توان به طور مستقیم اندازه‌گیری کرد، پس باید از روش‌های غیرمستقیم کمک بگیریم. توجه داریم که گاز هیدرازین سطح انرژی بالاتر و پایداری کمتری در مقایسه با گازهای نیتروژن و آمونیاک دارد. از طرفی، واکنش تولید گاز هیدرازین از گازهای هیدروژن و نیتروژن گرماگیر بوده و ΔH بزرگتر از صفر دارد درحالی که واکنش تولید گاز آمونیاک از گازهای هیدروژن و نیتروژن گرماده بوده و ΔH آن کوچکتر از صفر است. همانطور که می‌دانید، واکنش تولید آمونیاک در دمای اتاق برگشت‌پذیر است.

با توجه به مقدار x ، در طول مدت زمان ۸۰ ثانیه، $0/6$ مول نیتروژن و $1/8$ مول هیدروژن مصرف شده است، پس مقدار نیتروژن و هیدروژن باقیمانده در ظرف واکنش به ترتیب برابر با $1/2$ و $3/3$ مول می‌شود. بر این اساس، داریم:

$$\frac{\text{غلظت هیدروژن باقیمانده}}{\text{غلظت نیتروژن باقیمانده}} = \frac{\text{مقدار مول هیدروژن باقیمانده}}{\text{مقدار مول نیتروژن باقیمانده}} = \frac{3/3 \text{ mol}}{1/2 \text{ mol}} = 2/75 \text{ برابر}$$

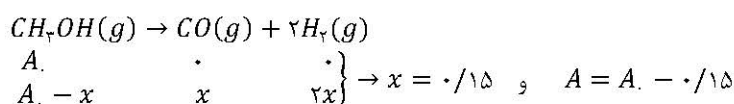
۱۱ گزینه ۳ (سخت - مسأله - ۱۱۲)

واکنش موازنه شده به صورت $CH_3OH(g) \rightarrow CO(g) + 2H_2(g)$ است و در طول ۴۰ ثانیه، غلظت گازهای CO و H_2 به ترتیب به $0/30$ و $0/15$ مول بر لیتر می‌رسد. از طرفی، حجم ظرف واکنش برابر با ۴ لیتر است، پس در طول این بازه زمانی $0/6$ مول گاز کربن مونوکسید و $1/2$ مول گاز هیدروژن تولید شده است. ابتدا سرعت متوسط واکنش را در این بازه زمانی محاسبه می‌کنیم. چون ضریب گاز کربن مونوکسید برابر با یک است، می‌توان گفت سرعت تولید این ماده برابر با سرعت متوسط واکنش می‌شود.

$$\bar{R}_{\text{واکنش}} = \bar{R}_{CO} = \frac{\Delta n(CO)}{\Delta t} = \frac{(0/6 - 0)}{40} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 0/9 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

در صورتی که برای ثبت نام در آزمون ماز به راهنمایی نیاز دارید، عدد ۲۰ را به سامانه ۰۸۵۸۵۰۰۰ ارسال کنید.

در قدم بعدی غلظت اولیه متانول را حساب می کنیم:



اما با توجه به اینکه در این مدت ۸۰٪ از متانول تجزیه شده داریم:

$$A = \left(\frac{100 - 80}{100} \right) \times A. = A. - 0.15 \Rightarrow 0.2 A. = A. - 0.15 \Rightarrow A. = 0.1875 \text{ mol. L}^{-1}$$

حال، با توجه به حجم ۴ لیتری ظرف واکنش، جرم متانول در ابتدای واکنش حساب می کنیم:

$$? g CH_3OH = 4 L \times \frac{0.1875 \text{ mol } CH_3OH}{1 L} \times \frac{32 g CH_3OH}{1 \text{ mol } CH_3OH} = 24 g CH_3OH$$

۱۲ گزینه ۲ (متوسط - مسأله - ۱۱۲)

ابتدا حد مجاز یون فلوئورید را بر حسب mol. L^{-1} بدست می آوریم، رابطه ppm بصورت زیر است:

$$\text{ppm} = \frac{\text{حل شونده } mg}{\text{محلول } 1 L}$$

بنابراین در ۱ L از محلول نهایتاً ۰/۹۵ میلی گرم یون فلوئورید می تواند وجود داشته باشد و داریم:

$$? \text{ mol } F^- = 12 m^3 \times \frac{1000 L}{1 m^3} \times \frac{0.95 mg F^-}{1 L} \times \frac{1 g F^-}{1000 mg F^-} \times \frac{1 \text{ mol } F^-}{19 g F^-} = 0.6 \text{ mol } F^-$$

با استفاده از رابطه سرعت متوسط، زمان مورد نیاز را بدست می آوریم:

$$F^- \text{ سرعت متوسط حل شدن} = \frac{\Delta n(F^-)}{\Delta t} \Rightarrow 10^{-4} \text{ mol. s}^{-1} = \frac{0.6 \text{ mol}}{\Delta t} \Rightarrow \Delta t = 6 \times 10^3 s \times \frac{1 \text{ min}}{60 s} = 100 \text{ min}$$

۱۳ گزینه ۲ (متوسط - مسأله - ۱۱۲)

واکنش انجام شده $2HCl(g) \rightarrow H_2(g) + Cl_2(g)$ است. ابتدا تغییر شمار مول های HCl را در این بازه زمانی حساب می کنیم:

$$? \text{ mol } HCl = 1/12 L HCl \times \frac{75}{100} \times \frac{1 \text{ mol } HCl}{22.4 L HCl} = 0.375 \text{ mol } HCl$$

در نهایت سرعت متوسط تولید گاز کلر را محاسبه می کنیم:

$$\bar{R}_{Cl_2} = \frac{1}{2} \bar{R}_{HCl} = \frac{1}{2} \times \frac{0.375 \text{ mol}}{50 s} \times \frac{60 s}{1 \text{ min}} = 0.225 \text{ mol. min}^{-1}$$

در قدم بعد، تعداد مول های گاز هیدروژن تولید شده را محاسبه می کنیم:

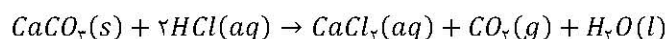
$$? \text{ mol } H_2 = 0.375 \text{ mol } HCl \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol } HCl} = 0.1875 \text{ mol}$$

هر مول گاز هیدروژن، با یک مول گاز ازن واکنش می دهد. بر این اساس، داریم:

$$? mg C_2H_6 = 0.1875 \text{ mol } H_2 \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_6}{1 \text{ mol } H_2} \times \frac{30 g C_2H_6}{1 \text{ mol } C_2H_6} \times \frac{1000 mg C_2H_6}{1 g C_2H_6} = 56.25 mg$$

۱۴ گزینه ۱ (سخت - مسأله - ۱۱۲)

کلسیم کربنات، نوعی رسوب جامد است که در واکنش با هیدروکلرید اسید، به مواد محلول در آب و گاز کربن دی اکسید تبدیل می شود. معادله واکنش موازنه شده به صورت زیر است:



جرم مخلوط واکنش، فقط بخاطر خروج گاز کربن دی اکسید از سامانه واکنش کاهش پیدا می کند، پس تغییر جرم مخلوط واکنش برابر با جرم گاز کربن دی اکسید تولید شده خواهد بود. ابتدا تغییر مول CO_2 را در این بازه زمانی محاسبه می کنیم:

$$? \text{ mol } CO_2 = 660 g \text{ جرم مخلوط} \times \frac{0.2 g CO_2}{100 g \text{ جرم مخلوط}} \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 g CO_2} = 0.3 \text{ mol } CO_2$$

بنابراین سرعت متوسط این واکنش برابر خواهد بود با:

$$\bar{R}_{\text{واکنش}} = \bar{R}_{CO_2} = \frac{\Delta n(CO_2)}{\Delta t} = \frac{0.3 \text{ mol}}{40 s} \times \frac{60 s}{1 \text{ min}} = 0.45 \text{ mol. min}^{-1}$$

در صورتی که برای ثبت نام در آزمون ماز به راهنمایی نیاز دارید، عدد ۲۰ را به سامانه ۰۸۵۸۵۰۰۰ ارسال کنید.

در قدم بعدی غلظت نهایی HCl موجود در ظرف را بدست می‌آوریم:

$$\left. \begin{aligned} \Delta n(HCl) &= \Delta n(CO_2) \times 2 = 0.03 \times 2 = 0.06 \text{ mol} \\ HCl \text{ تعداد مول اولیه} &= 500 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ ml}} \times 2 \text{ mol.L}^{-1} = 1 \text{ mol} \end{aligned} \right\} \rightarrow HCl \text{ تعداد مول نهایی} = 1 - 0.06 = 0.94 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow HCl \text{ غلظت نهایی} = \frac{0.94 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} = 1.88 \text{ mol.L}^{-1}$$

۱۵ گزینه ۳ (سخت - مسأله - ۱۱۲)

بجز مورد (پ)، سایر عبارتهای داده شده درست‌اند.

بررسی عبارتهای:

(آ) در هر بازه زمانی، شیب منحنی a نصف منحنی b است. از طرفی، منحنی a نزولی و منحنی b صعودی است. بر این اساس، می‌توان گفت منحنی a به واکنش دهنده مالتوز ($C_{12}H_{22}O_{11}$) و منحنی b به فراورده گلوکز ($C_6H_{12}O_6$) مربوط است.

(ب) سرعت متوسط واکنش با سرعت متوسط مصرف مالتوز برابر است و داریم:

$$\frac{\text{سرعت متوسط واکنش در } 7 \text{ دقیقه اول}}{\text{سرعت متوسط واکنش در } 7 \text{ دقیقه دوم}} = \frac{\frac{0.03 - 0}{7}}{\frac{0.04 - 0.03}{7}} = \frac{0.03}{0.01} = 3$$

(پ) در رابطه با سرعت‌های متوسط داده شده داریم:

$$\bar{R}_{(\text{مالتوز})} = \frac{-\Delta[\text{مالتوز}]}{\Delta t} = \frac{-(0.08 - 0.10)}{14} = \frac{0.02}{14} \text{ mol.L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

$$\bar{R}_{(\text{گلوکز})} = \frac{\Delta[\text{گلوکز}]}{\Delta t} = \frac{(0.02 - 0)}{7} = \frac{0.02}{7} \text{ mol.L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

همانطور که مشخص است، مقدار مخرج در کسرهای بدست آمده متفاوت بوده و به همین خاطر، مقدار این دو کسر برابر نخواهد شد.

(ت) در رابطه با درصد پیشرفت واکنش، داریم:

$$100 - \frac{\text{غلظت مولی مالتوز پس از } 14 \text{ دقیقه}}{\text{غلظت مولی مالتوز اولیه}} \times 100 = 100 - \frac{0.08}{0.10} \times 100 = 20\%$$

در واقع از ۱ مول مالتوز اولیه موجود در هر لیتر محلول، ۰/۲ مول آن تجزیه شده و ۰/۸ مول آن باقی مانده است، پس درصد پیشرفت واکنش برابر با ۲۰ درصد می‌شود.