

# شیمی پیش ۱

عوامل گوناگونی بر سرعت واکنش‌های شیمیایی اثر می‌گذارند. مهم‌ترین عوامل مؤثر بر سرعت واکنش‌های شیمیایی عبارتند از:

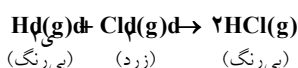
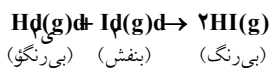
- ۱ - ماهیت واکنش دهنده‌ها
- ۲ - حالت فیزیکی
- ۳ - دما
- ۴ - غلظت
- ۵ - کاتالیزگر

در ادامه، به‌طور مفصل به بررسی هر یک از عوامل فوق بر سرعت واکنش‌های شیمیایی می‌پردازیم.

## ۱ - ماهیت واکنش‌دهنده‌ها

توجه: علت این‌که ماهیت واکنش‌دهنده‌ها به عنوان یک متغیر برای بهبود سرعت واکنش مطرح نیست، این است که اگر ماهیت (یعنی نوع یا جنس) مواد واکنش‌دهنده را تغییر دهیم نوع فرآورده‌ها نیز تغییر خواهد کرد. به عبارت دیگر با تغییر ماهیت واکنش دهنده‌ها، نوع واکنش نیز تغییر می‌کند.

ماهیت (یعنی نوع و جنس) واکنش دهنده‌ها اگرچه به عنوان یک متغیر برای بهبود سرعت واکنش مطرح نیست ولی از عوامل دیگر (یعنی حالت فیزیکی، دما، غلظت و کاتالیزگر) مهم‌تر است. می‌دانید که در یک واکنش شیمیایی، پیوندهایی می‌شکنند و پیوندهای جدیدی پدید می‌آیند، بنابراین منطقی به نظر می‌رسد که نوع اتم‌های تشکیل دهنده‌ی مواد و استحکام پیوند میان آن‌ها، نقش مهمی در سرعت واکنش داشته باشد.

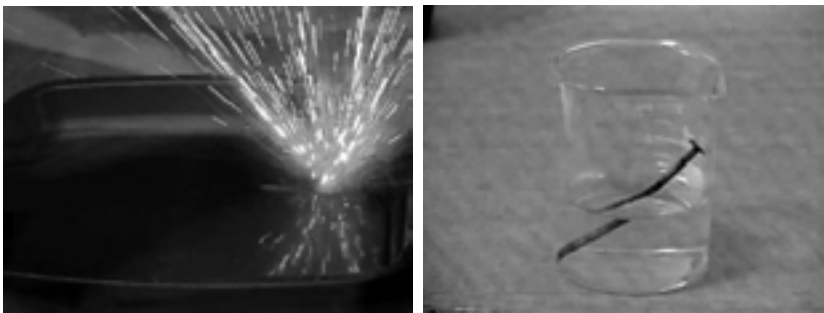


هرچه فعالیت شیمیایی یک ماده بیشتر باشد سرعت واکنش آن نیز بیشتر است. به عنوان مثال واکنش گاز هیدروژن را با بخار ید و گاز کلر در نظر بگیرید. رنگ بخار ید به آهستگی از بین می‌رود در حالی که رنگ گاز کلر به سرعت از بین می‌رود. این امر نشان دهنده‌ی آن است که فعالیت شیمیایی کلر از ید بیشتر است.

جرقه‌زدن در مخلوطی از  $\text{H}_2(\text{g})$  و  $\text{O}_2(\text{g})$  وقوع واکنشی را سبب می‌شود که بسیار سریع و به حالت انفجار روی می‌دهد. این در حالی است که با ایجاد همین جرقه در مخلوطی از  $\text{H}_2(\text{g})$  و  $\text{N}_2(\text{g})$  پدیده‌ای روی نمی‌دهد. زیرا پیوند  $\text{N}\equiv\text{N}$  در مقایسه با پیوند  $\text{O}=\text{O}$  بسیار محکم‌تر است و به آسانی شکسته نمی‌شود و در واکنش شرکت نمی‌کند. هم‌چنین واکنش پتاسیم با آب، بسیار سریع و انفجاری است در حالی که واکنش آهن با آب بسیار آهسته‌تر است. (شکل «۱»)

⇒ شکل «۱»

پتاسیم به سرعت با آب واکنش می‌دهد. آهن نیز با آب واکنش می‌دهد اما سرعت واکنش آن بسیار آهسته‌تر از واکنش پتاسیم با آب است. این تفاوت در سرعت واکنش، به اهمیت اثر عامل ماهیت واکنش‌دهنده بر سرعت واکنش اشاره دارد. به عبارت دیگر فعالیت شیمیایی پتاسیم در مقایسه‌ی با آهن بسیار بیش‌تر است در نتیجه واکنش آن با آب بسیار شدیدتر از آهن است.



۱ واکنش منیزیم با سولفوریک اسید ۹/۸ گرم در لیتر سریع‌تر از واکنش آن با استیک اسید ۶ گرم در لیتر است. کدام یک در این مورد تأثیر بیشتری دارد؟ (H=۱, C=۱۲, O=۱۶, S=۳۲)

(ریاضی - آزاد - ۷۳)

(۱) سطح تماس فلز (۲) غلظت اسید (۳) دمای آزمایش (۴) فعالیت شیمیایی اسید

✓ قدرت اسیدی سولفوریک اسید ( $H_2SO_4$ ) از قدرت اسیدی استیک اسید ( $CH_3COOH$ ) بیشتر است. بنابراین سرعت واکنش سولفوریک اسید با منیزیم بیشتر است. در ضمن توجه داشته باشید که در مقایسه‌ی سرعت واکنش، غلظت مولی مهم است نه غلظت گرم در لیتر. با تبدیل غلظت گرم در لیتر به غلظت مولی، مشخص می‌شود که غلظت مولی دو اسید یکسان است، پس گزینه‌ی (۲) نادرست است.

$$H_2SO_4 : (M) \text{ غلظت معمولی گرم در لیتر} = \frac{\text{غلظت معمولی گرم در لیتر}}{\text{جرم مولی}} = \frac{9/8}{98} = 0/1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$CH_3COOH : (M) \text{ غلظت معمولی یا گرم در لیتر} = \frac{\text{غلظت معمولی یا گرم در لیتر}}{\text{جرم مولی}} = \frac{6}{60} = 0/1 \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به این که در صورت تست هیچ صحبتی درباره‌ی دمای آزمایش یا سطح تماس فلز مطرح نشده است می‌توان دریافت که در این آزمایش این دو عامل برای هر دو واکنش یکسان در نظر گرفته شده است (رد گزینه‌های ۱ و ۳).

(آزاد - تجربی - ۸۴)

۱ - از عوامل مؤثر بر سرعت واکنش کدام عامل مهم‌تر است؟

(۱) غلظت مواد واکنش دهنده (۲) دما (۳) حالت فیزیکی ضمن واکنش (۴) طبیعت واکنش دهنده‌ها

۲ - در شرایط یکسان، سرعت واکنش:  $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow \dots$  از سرعت واکنش  $H_2(g) + Br_2(g) \rightarrow \dots$  زیرا ..... است.

(۱) بیشتر - فعالیت شیمیایی  $Cl_2$  بیشتر از  $Br_2$  (۲) کم‌تر - فعالیت شیمیایی  $Cl_2$  کم‌تر از  $Br_2$

(۳) بیشتر - سطح تماس مولکول‌های  $Cl_2$  با  $H_2$  بیشتر (۴) کم‌تر - سطح تماس مولکول‌های  $Cl_2$  با  $H_2$  کم‌تر

۳ - سرعت کدام واکنش بیشتر است و کدام عامل در این افزایش سرعت مؤثر است؟ (آ)  $Zn(s) + 2HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$

(ب)  $Zn(s) + 2CH_3COOH(aq) \rightarrow Zn(CH_3COO)_2(aq) + H_2(g)$

(۱) (ب)، حالت فیزیکی (۲) (آ)، ماهیت واکنش دهنده‌ها

(۳) (ب)، دما (۴) (آ)، غلظت

۴ - مخلوطی از گازها  $H_2$  و  $O_2$  در اثر شعله‌ی کبریت به شدت با هم ترکیب می‌شوند ولی با مخلوط  $H_2$  و  $N_2$  چنین پدیده‌ای

پیش نمی‌آید کدام عامل زیر در این آزمایش مؤثر است؟ (آزاد - ریاضی - ۸۵)

(۱) طبیعت مواد واکنش دهنده (۲) درجه‌ی حرارت

(۳) غلظت مواد واکنش دهنده (۴) حالت فیزیکی واکنش دهنده‌ها

## ۲ - حالت فیزیکی

به یاد داشته باشید که جامد در جامد تشکیل یک مخلوط تک فازی نمی‌دهد. به عنوان مثال در واکنش:  $Fe(s) + S(s) \rightarrow FeS(s)$  اگرچه Fe و S از نظر حالت فیزیکی یکسان هستند (هر دو جامد هستند) ولی این دو ماده در یک فاز قرار ندارند زیرا همان‌طور که در شیمی (۳) خوانده‌اید، منظور از فاز، قسمتی از سامانه است که خواص فیزیکی و شیمیایی یکسانی داشته باشد. در حالی که مخلوط Fe و S یک مخلوط همگن نیست و خواص شیمیایی و فیزیکی آن در همه‌جای آن یکسان نمی‌باشد.

«همان‌طور که می‌دانید برای انجام واکنش باید واکنش دهنده‌ها مخلوط شوند تا در مجاورت یکدیگر قرار گیرند، اگر واکنش دهنده‌ها، در یک فاز قرار داشته باشند، مثلاً همگی گاز یا محلول در آب باشند، واکنش با سرعت بیشتری روی می‌دهد. زیرا در این حالت واکنش دهنده‌ها بهتر مخلوط می‌شوند و بهتر در مجاورت یکدیگر قرار می‌گیرند و در نتیجه احتمال برخورد بین آن‌ها بیشتر شده و سرعت واکنش نیز افزایش می‌یابد.»

این در حالی است که مجاورت دو فاز متفاوت برای مثال مجاورت یک گاز با یک ماده‌ی جامد یا دو مایع مخلوط نشدنی در کنار هم، چنین شرایطی را برای وقوع واکنش فراهم نمی‌آورد. زیرا مجاورت واکنش دهنده‌های یاد شده تنها به مرز میان دو فاز (یعنی به سطح ماده‌ی جامد یا محل تماس

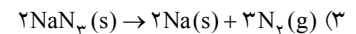
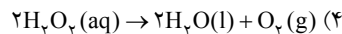
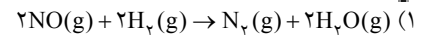
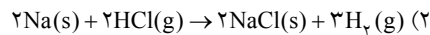
دو مایع مخلوط نشدنی) وابسته است. از این رو تنها با خرد کردن ماده‌ی جامد می‌توان این سطح تماس را افزایش داد. به این ترتیب سرعت واکنش، افزایش چشم‌گیری پیدا خواهد کرد. (شکل «۲»)



⇒ شکل «۲»

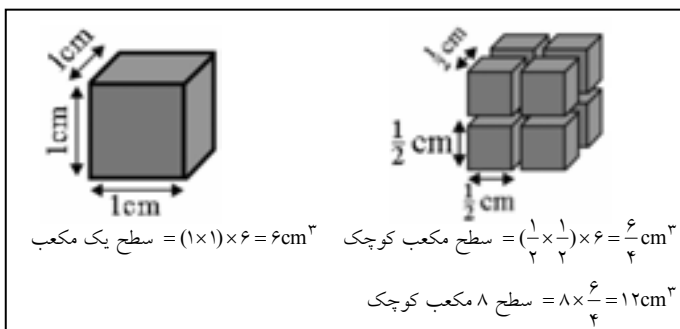
تنه‌ی درخت به علت کوچک بودن سطح تماس، به آرامی می‌سوزد، ولی شاخه‌های نازک درخت که سطح تماس بیشتری با هوا دارند، به تندی می‌سوزند.

۱۲ در کدام یک از واکنش‌های زیر، مجاورت واکنش‌دهنده‌ها تنها به مرز میان دو فاز وابسته است؟



۱۳ هنگامی که یکی از واکنش‌دهنده‌ها جامد و واکنش‌دهنده‌ی دیگر گاز یا محلول باشد، مجاورت

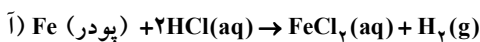
واکنش‌دهنده‌ها تنها به مرز میان دو فاز وابسته است.



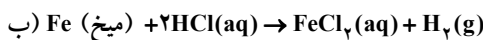
۱۴ هرچه ذره‌های مواد واکنش‌دهنده ریزتر باشند، سطح تماس

آن‌ها با یکدیگر بیشتر شده در نتیجه سرعت واکنش نیز بیشتر می‌شود.

بنابراین هنگامی که ماده‌ی واکنش‌دهنده به صورت جامد باشد، خرد کردن یا پودر کردن آن، راه مناسبی برای افزایش سرعت واکنش است.



۱۵ از دو واکنش زیر، کدام یک سریع‌تر انجام می‌شود؟

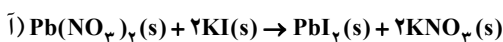


۱۶ واکنش (آ) سریع‌تر انجام می‌شود. زیرا در آن آهن به صورت پودر بوده و سطح تماس

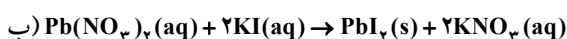
بیشتری دارد. هم‌چنین بررسی‌ها نشان می‌دهد که یک میخ آهنی به علت کوچک بودن سطح تماس

هفته‌ها وقت می‌گیرد تا در جای مرطوب زنگ بزند ولی سیم ظرف‌شویی که از آهن ساخته شده و

سطح تماس بیشتری با هوا دارد، یک روزه در حمام زنگ می‌زند.



۱۷ از دو واکنش زیر، کدام یک سریع‌تر انجام می‌شود؟



۱۸ واکنش (ب) سریع‌تر انجام می‌شود. زیرا در واکنش (ب) ذره‌های واکنش‌دهنده در یک فاز

(فاز محلول) قرار دارند و امکان برخورد بین آن‌ها بیشتر بوده در نتیجه سرعت واکنش در آن بیشتر

است. در واکنش (آ) اگرچه دو واکنش‌دهنده به صورت جامد هستند ولی در یک فاز قرار ندارند

(مخلوط دو ماده‌ی جامد، یک مخلوط تک‌فازی را تشکیل نمی‌دهد)، از این رو سطح تماس آن‌ها کم

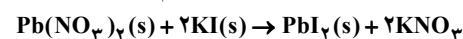
بوده و سرعت واکنش آن‌ها نیز بسیار کم می‌باشد.

۱۹ یک آزمایش مهم:

هنگامی که مقادیر معینی از پتاسیم یدید (KI) و سرب (II) نیترات ( $\text{Pb(NO}_3)_2$ ) را در یک هاون

چینی بریزیم و برای مدتی این دو جامد سفیدرنگ را ضمن ساییدن مخلوط کنیم، جامد زردرنگی

( $\text{PbI}_2$ ) به آرامی تشکیل می‌شود.



سفیدرنگ زردرنگ سفیدرنگ سفیدرنگ

انجام این واکنش ناشی از آن است که مقداری از رطوبت موجود در هوا جذب بلورها شده و سبب تحرک جزئی ذره‌های KI و  $Pb(NO_3)_2$  می‌شود. به این ترتیب بین آن‌ها واکنش انجام شده و  $PbI_2$  به دست می‌آید.

از آزمایش فوق می‌توان نتیجه گرفت که سرعت واکنش بین دو ماده‌ی جامد بسیار کند است اما حضور مقداری حلال مناسب مانند  $H_2O$  (هرچند مقدار آن بسیار کم باشد) باعث افزایش تحرک ذره‌های جامد و در نتیجه افزایش سرعت واکنش می‌شود. در ضمن ساییدن دو ماده‌ی جامد باعث خردتر شدن و افزایش سطح تماس آن‌ها می‌شود بنابراین سرعت واکنش را افزایش می‌دهد.

۵ - واکنش محلول هیدروکلریک اسید با پودر روی سریع‌تر از واکنش این اسید با تکه‌های روی می‌باشد، این تغییر سرعت ناشی از کدام عامل است؟

(سراسری - اختصاصی کشاورزی - ۶۲)

- (۱) فعالیت شیمیایی (۲) غلظت (۳) سطح تماس (۴) دما

۶ - پودر KI و نیز  $Pb(NO_3)_2$  که هر دو جامد سفیدرنگ هستند در هاون چینی روی هم ریخته، می‌ساییم. پودر زردرنگ حاصل کدام است؟

(آزاد - ریاضی - ۸۴ و آزاد - تجربی - ۸۵)

- (۱)  $PbI_2$  (۲)  $KNO_3$  (۳)  $PbO$  (۴)  $PbO_2$

۷ - کدام نتیجه‌گیری در مورد شکل روبه‌رو درست عنوان نشده است؟



«آ» «ب» «پ»

(۱) واکنش‌دهنده‌ها در یک فاز قرار ندارند.

(۲) مجاورت واکنش‌دهنده‌ها تنها به مرز میان دو فاز وابسته است.

(۳) افزایش غلظت واکنش‌دهنده‌ها، سرعت واکنش را افزایش داده است.

(۴) سرعت واکنش به علت خرد کردن ماده‌ی جامد افزایش چشم‌گیری می‌یابد.

۸ - «تکه‌های درشت زغال به آسانی در هوا نمی‌سوزند. ولی پودر زغال پراکنده‌شده در هوای معدن زغال سنگ، فقط منتظر یک جرقه است تا همه چیز را به نابودی بکشاند.» این عبارت اثر کدام یک از عوامل زیر را در افزایش سرعت واکنش نشان می‌دهد؟

- (۱) حالت فیزیکی (۲) ماهیت واکنش‌دهنده‌ها (۳) دما (۴) غلظت

۹ - سرعت واکنش:  $Fe(s) + 2H^+(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + H_2(g)$ ، بر اثر کدام تغییر کاهش می‌یابد؟

(سراسری - ریاضی - ۸۷)

(۱) استفاده از براده آهن به جای گرد آهن

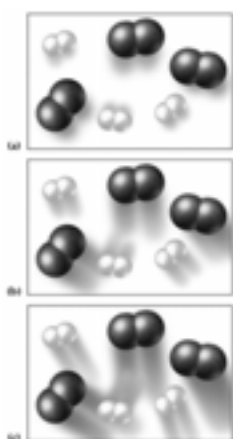
(۲) گرم کردن محلول اسید در آغاز واکنش

(۳) استفاده از براده آهن به جای قطعه‌های آهن

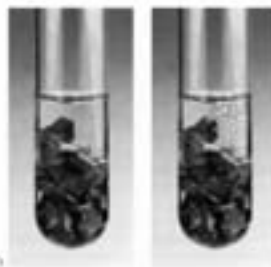
(۴) بکار بردن هیدروکلریک اسید به جای سولفوریک اسید با مولاریته یکسان

### ۳- دما

دما یکی از مهم‌ترین عوامل مؤثر بر سرعت واکنش‌های شیمیایی است. افزایش دما سرعت کلیه‌ی واکنش‌های شیمیایی (چه گرماده و چه گرماگیر) را افزایش می‌دهد، زیرا با افزایش دما، برخوردهای مؤثر بین ذره‌های واکنش‌دهنده افزایش یافته و در نتیجه سرعت واکنش نیز افزایش می‌یابد. به‌عنوان مثال، واکنش فلز منیزیم با آب سرد بسیار کند انجام می‌شود ولی واکنش آن با آب جوش سریع‌تر روی می‌دهد. این اختلاف سرعت ناشی از افزایش دما است.



افزایش سرعت واکنش



شکل «۳»

منیزیم در آب سرد (آ) به کندی واکنش می‌دهد، در حالی که در آب جوش (ب) با سرعت بیشتری با آب واکنش می‌دهد.

در مسیر انجام واکنش‌های شیمیایی، واکنش دهنده‌ها باید نخست به ترکیب بسیار ناپایداری به نام پیچیده فعال تبدیل شوند و سپس این ترکیب بسیار ناپایدار تجزیه شود و فرآورده‌های واکنش به دست آیند. برای این کار به مقداری انرژی که همان انرژی فعال‌سازی است، نیاز است.

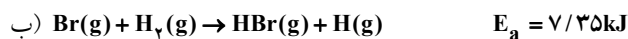
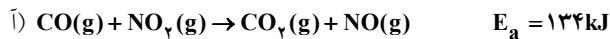
**۱۳** میزان افزایش سرعت با دما، به نوع واکنش بستگی دارد. به عبارت دیگر با افزایش دما، سرعت برخی از واکنش‌ها بیشتر و برخی دیگر کم‌تر افزایش می‌یابد.

هنگامی که دما را بالا می‌بریم، مولکول‌های واکنش دهنده برای تشکیل پیچیده فعال توانایی بیشتری می‌یابند. در نتیجه غلظت پیچیده فعال در محیط واکنش افزایش یافته سرعت واکنش نیز زیاد می‌شود. به بیان دیگر در دمای بالاتر، مولکول‌های واکنش دهنده آسان‌تر می‌توانند انرژی فعال‌سازی را که برای تشکیل پیچیده فعال لازم دارند، به دست آورند، از این رو در چنین شرایطی تبدیل مولکول‌های واکنش دهنده به پیچیده فعال و تشکیل فرآورده‌های واکنش از آن سریع‌تر انجام می‌شود.

**۱۴** تغییرات دما، سرعت واکنش‌هایی که انرژی فعال‌سازی ( $E_a$ ) بزرگ‌تری دارند را بیشتر تغییر می‌دهد. به عبارت دیگر هرچه مقدار انرژی فعال‌سازی واکنشی بیشتر باشد، با افزایش دما، سرعت آن بیشتر افزایش می‌یابد در حالی که هرچه مقدار انرژی فعال‌سازی واکنشی کم‌تر باشد، با افزایش دما، سرعت آن کم‌تر افزایش می‌یابد.

**۱۵** تغییر دما بر سرعت واکنش‌هایی که انرژی فعال‌سازی آن‌ها تقریباً صفر است (واکنش‌هایی که بسیار سریع رخ می‌دهند) تأثیر چندانی ندارد.

**۱۶** در واکنش زیر سرعت واکنش (ب) بیشتر از سرعت واکنش (آ) می‌باشد. زیرا انرژی فعال‌سازی واکنش (ب) کم‌تر از انرژی فعال‌سازی واکنش (آ) است. اما سرعت واکنش (آ) بر اثر افزایش دما در مقایسه با سرعت واکنش (ب) بیشتر افزایش می‌یابد، زیرا انرژی فعال‌سازی آن بیشتر است.



**۱۷** در بعضی از واکنش‌ها به ازای هر  $10^\circ\text{C}$  افزایش دما، سرعت واکنش دو برابر می‌شود (و زمان انجام واکنش نصف می‌شود). به عنوان مثال واکنشی که در دمای  $60^\circ\text{C}$  انجام می‌گیرد تقریباً به نسبت  $2^4$  مرتبه سریع‌تر از همان واکنش در دمای  $20^\circ\text{C}$  است. زیرا فاصله‌ی دمای  $20^\circ\text{C}$  تا  $60^\circ\text{C}$  شامل چهار مرحله افزایش  $10^\circ\text{C}$  است. (بدیهی است که زمان انجام واکنش در  $60^\circ\text{C}$  به نسبت  $\frac{1}{2^4}$  مرتبه کم‌تر از دمای  $20^\circ\text{C}$  می‌باشد).

**۱۸** اگر برای انجام یک واکنش در  $30^\circ\text{C}$  درجه‌ی سانتی‌گراد  $128$  دقیقه زمان لازم باشد، برای انجام آن در  $80^\circ\text{C}$  درجه‌ی سانتی‌گراد چند دقیقه زمان لازم است؟ (به ازای هر  $10^\circ\text{C}$  افزایش دما، سرعت واکنش دو برابر می‌شود).

(آزاد - دامپزشکی - ۶۹)

۳ (۴)

۴ (۳)

۶ (۲)

۱۰ (۱)

**۱۹** در این واکنش دما از  $30^\circ\text{C}$  به  $80^\circ\text{C}$  افزایش یافته است. به عبارت دیگر  $50^\circ\text{C}$  افزایش دما داشته‌ایم یعنی دما در ۵ مرحله و در هر مرحله  $10^\circ\text{C}$  افزایش یافته است. پس زمان انجام واکنش نیز ۵ بار نصف می‌شود، یعنی:

$$\text{زمان انجام واکنش در } 80^\circ\text{C} = \frac{128 \text{ min}}{(2)^5} = 4 \text{ min}$$

**۲۰** اگر برای انجام یک واکنش در دمای  $20^\circ\text{C}$  درجه‌ی سانتی‌گراد  $120$  دقیقه زمان لازم باشد، برای انجام آن در دمای  $50^\circ\text{C}$  درجه‌ی سانتی‌گراد چند دقیقه وقت لازم است؟ (به ازای هر  $10^\circ\text{C}$  افزایش دما سرعت واکنش دو برابر می‌شود).

(آزاد - ریاضی - ۷۰)

۱۵ (۴)

۲۵ (۳)

۴۵ (۲)

۶۰ (۱)

**۲۱** در این واکنش دما از  $20^\circ\text{C}$  به  $50^\circ\text{C}$  افزایش یافته است یعنی  $30^\circ\text{C}$  افزایش دما داشته‌ایم. به عبارت دیگر دما در ۳ مرحله و در هر مرحله  $10^\circ\text{C}$  افزایش یافته است، پس:

$$\text{زمان انجام واکنش در } 50^\circ\text{C} = \frac{120 \text{ min}}{(2)^3} = 15 \text{ min}$$

۱۰ - افزایش دمای یک واکنش بر سرعت آن می‌افزاید، ولی مقدار کدام یک از عوامل زیر را افزایش نمی‌دهد؟

(۱) سرعت متوسط ذره‌های واکنش‌دهنده

(۲) انرژی فعال‌سازی

(۳) درصد مولکول‌های واکنش‌دهنده که انرژی آن‌ها بیش از حد انرژی فعال‌سازی است.

(۴) تعداد برخوردها

۱۱ - سرعت بسیاری از واکنش‌ها بر اثر افزایش هر ۱۰ درجه‌ی سانتی‌گراد، تقریباً دو برابر می‌شود. در یک آزمایش ۹۰٪ پتاسیم کلرات طی ۲۰ دقیقه تجزیه شده‌است. هرگاه دما را ۲۰ درجه‌ی سانتی‌گراد بالا ببریم، زمان واکنش مزبور چه میزان کاهش می‌یابد؟

(۱) ۵ دقیقه کم‌تر می‌شود.

(۲) ۱۰ دقیقه کم‌تر می‌شود.

(۳) ۱۵ دقیقه کم‌تر می‌شود.

(۴) ۲۰ دقیقه کم‌تر می‌شود (واکنش به صورت آنی صورت می‌گیرد).

۱۲ - توانایی مولکول‌های واکنش‌دهنده برای تشکیل پیچیده‌ی فعال در اثر افزایش دما ...

(۱) افزایش می‌یابد.

(۲) کاهش می‌یابد.

(۳) تغییر نمی‌کند.

(۴) بسته به غلظت موجود، ممکن است افزایش یا کاهش یابد.

۱۳ - درباره‌ی افزایش دما در یک واکنش، کدام مطلب نادرست است؟

(۱)  $\Delta H$  واکنش منفی‌تر می‌شود.

(۲) غلظت پیچیده‌ی فعال افزایش می‌یابد.

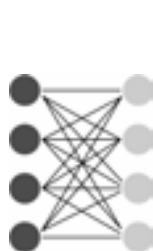
(۳) سرعت متوسط برخوردهای ذرات واکنش‌دهنده افزایش می‌یابد.

(۴) تعداد کل برخوردها در واحد زمان زیاد می‌شود.

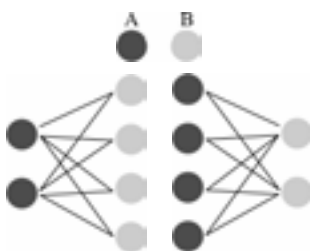
## ۴ - غلظت

در اغلب واکنش‌ها با افزایش غلظت واکنش‌دهنده‌ها، سرعت واکنش نیز بیشتر می‌شود. زیرا با افزایش غلظت واکنش‌دهنده‌ها میزان برخوردهای بیشتر شده، و در نتیجه پیچیده‌ی فعال بیشتری تشکیل می‌شود که این امر به نوبه‌ی خود سرعت واکنش را افزایش می‌دهد. (شکل «۴»)

با افزایش غلظت، تعداد برخوردها و در پی آن تعداد برخوردهای مؤثر بین ذره‌های واکنش‌دهنده افزایش می‌یابد. واکنش فرضی:  $A + B \rightarrow$  را در نظر بگیرید. در این واکنش مولکول‌های A با دایره‌های سیاه و مولکول‌های B با دایره‌های خاکستری نشان داده شده است.

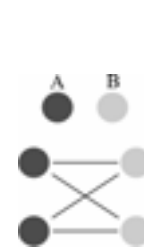


شکل «۴ - پ»



شکل «۴ - ب»

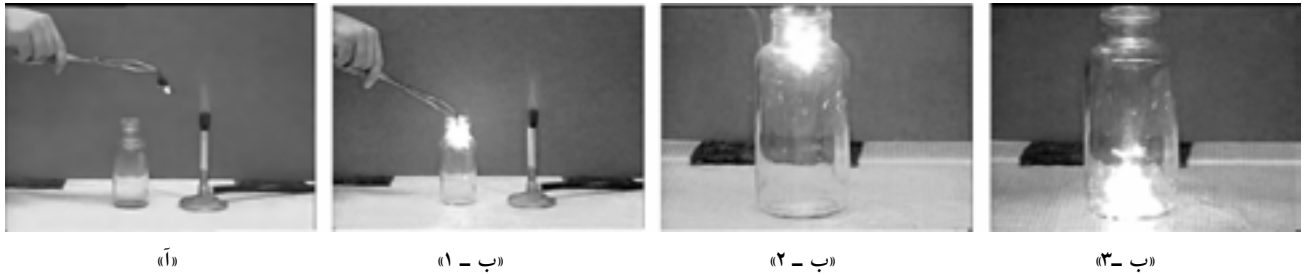
بستگی تعداد برخوردها با غلظت



شکل «۴ - آ»

(آ) چهار برخورد امکان‌پذیر است. (ب) با دو برابر شدن تعداد یک نوع مولکول امکان هشت برخورد فراهم می‌آید. (پ) با دو برابر شدن تعداد هر دو نوع مولکول، امکان شانزده برخورد فراهم می‌شود.

به‌عنوان مثال اگر الیاف آهن در مجاورت هوا روی شعله قرارگیرد، داغ و سرخ می‌شود ولی نمی‌سوزد. اما اگر همان الیاف آهن داغ و سرخ نشده در یک ارلن پر از اکسیژن خالص وارد شود، به‌شدت و با ایجاد نور و شعله‌ی خیره‌کننده در اکسیژن خالص می‌سوزد. (شکل «۵») این آزمایش نشان می‌دهد که در حالت دوم، به دلیل بیشتر بودن غلظت  $O_2$ ، برخورد مولکول‌های  $O_2$  با اتم‌های Fe بیشتر شده و به همین دلیل در حضور اکسیژن خالص سرعت واکنش بیشتر می‌شود.



شکل «۵»

(آ) واکنش الیاف آهن در هوا - (ب) سوختن الیاف آهن در اکسیژن خالص

۷ کدام یک از واکنش‌های زیر در دمای یکسان سرعت بیشتری دارد؟

- (۱) ۵۰cc محلول ۱ مولار HCl با ۵۰cc محلول ۱ مولار KOH
- (۲) ۱۰۰cc محلول ۳ مولار HCl با ۱۰۰cc محلول ۳ مولار KOH
- (۳) ۲۵cc محلول ۴ مولار HCl با ۲۵cc محلول ۴ مولار KOH
- (۴) ۲۰۰cc محلول ۲ مولار HCl با ۲۰۰cc محلول ۲ مولار KOH

هر چه غلظت واکنش‌دهنده‌ها بیشتر باشد، سرعت واکنش نیز بیشتر خواهد بود. در گزینه‌ی ۳ غلظت واکنش‌دهنده‌ها در مقایسه با سایر گزینه‌ها، بیشتر (۴ مولار) است. از این‌رو سرعت واکنش آن نیز بیشتر است.

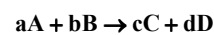
۸ سرعت واکنش‌های شیمیایی با کدام یک از عوامل زیر نسبت عکس دارد؟

- (۱) غلظت مواد واکنش‌دهنده
- (۲) پایداری مواد واکنش‌دهنده
- (۳) افزایش دما در واکنش‌های گرماگیر
- (۴) سطح تماس بیشتر واکنش‌دهنده‌ها

هرچه مواد واکنش‌دهنده پایدارتر باشند، تمایل کم‌تری به انجام واکنش دارند در نتیجه سرعت واکنش کاهش می‌یابد.

#### ۴ - ۱ - غلظت و قانون سرعت واکنش‌ها

در هر واکنش شیمیایی می‌توان رابطه‌ای میان سرعت واکنش و غلظت واکنش‌دهنده‌ها برقرار کرد. برای مثال واکنش زیر را در نظر بگیرید:



فرض کنید واکنش فوق در ظرفی با حجم و دمای ثابت در فاز محلول یا در فاز گازی در حال پیشرفت است. آزمایش‌های مختلف نشان می‌دهند که سرعت واکنش (R) در هر لحظه با حاصل ضرب غلظت مواد واکنش‌دهنده (یعنی A و B) که هر غلظت به‌توان عددی هم می‌رسد، متناسب است؛ یعنی:

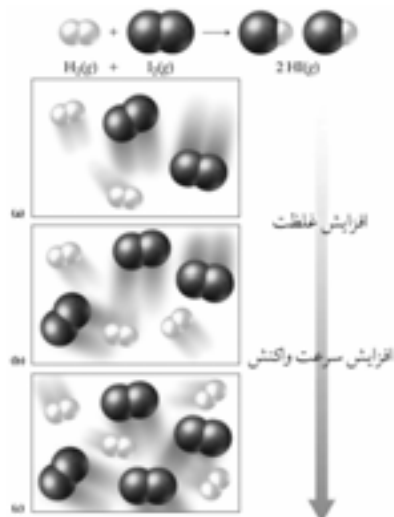
$$R \propto [A]^m \cdot [B]^n \quad \text{«در حجم و دمای ثابت»}$$

اگر بخواهیم رابطه‌ی فوق را به‌صورت تساوی درآوریم، داریم:

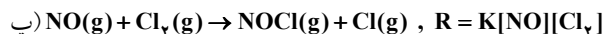
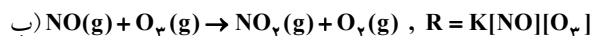
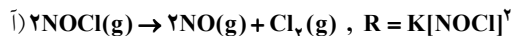
$$R = K[A]^m \cdot [B]^n$$

این رابطه را **قانون سرعت** یا **معادله‌ی سرعت** می‌گویند. در این رابطه m و n به‌ترتیب مرتبه‌ی واکنش را نسبت به واکنش‌دهنده‌های A و B مشخص می‌کنند. این مقادیر که می‌توانند عددی صحیح یا اعشاری باشند، به‌طور تجربی به دست می‌آیند. K نیز کمیتی تجربی است و ثابت سرعت واکنش نامیده می‌شود که به دما، انرژی فعال‌سازی واکنش و ماهیت مواد واکنش‌دهنده بستگی دارد.

۹ در واکنش‌های یک مرحله‌ای (بنیادی) توان غلظت هر ماده در معادله‌ی سرعت، برابر ضریب استوکیومتری آن ماده در واکنش موازنه شده است.



۱۱ به واکنش‌های بنیادی (یک مرحله‌ای) زیر و معادله‌ی سرعت هریک توجه نمایید:



همان‌طور که مشاهده می‌شود در معادله‌ی سرعت واکنش‌های فوق، توان غلظت هر ماده برابر ضریب استوکیومتری آن ماده است.

۱۲ در واکنش یک مرحله‌ای:  $2\text{NOCl(g)} \rightarrow 2\text{NO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$  اگر غلظت  $\text{NOCl(g)}$  را دو برابر کنیم (سایر شرایط ثابت است) سرعت واکنش چند برابر خواهد شد؟

۴) ۰/۵

۳) ۰/۴

۲) ۴

۱) ۲

۱۳ با توجه به این‌که واکنش موردنظر یک واکنش بنیادی (یک مرحله‌ای) است بنابراین در معادله‌ی سرعت آن، توان غلظت هر ماده برابر ضریب استوکیومتری آن ماده در معادله‌ی واکنش است. یعنی:



بنابراین اگر غلظت  $\text{NOCl(g)}$  را دو برابر کنیم، سرعت واکنش چهار برابر می‌شود.

۱۴ در واکنش‌های چند مرحله‌ای، توان غلظت هر ماده در معادله‌ی سرعت واکنش، به‌طور تجربی تعیین می‌شود و قابل پیش‌گویی نیست.

۱۵ در واکنش چند مرحله‌ای:  $2\text{N}_2\text{O}_5\text{(g)} \rightarrow 4\text{NO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$  معادله‌ی سرعت به‌صورت  $R = k[\text{N}_2\text{O}_5]$  روبه‌رو است:

همان‌طور که مشاهده می‌شود ضریب استوکیومتری  $\text{N}_2\text{O}_5$  در واکنش، دو است در حالی‌که در معادله‌ی سرعت توان غلظت  $[\text{N}_2\text{O}_5]$  یک است.

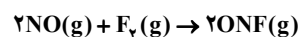
۱۶ برای واکنش:  $2\text{NO(g)} + 2\text{H}_2\text{(g)} \rightarrow \text{N}_2\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{O(g)}$  معادله‌ی سرعت به‌صورت زیر است:



همان‌طور که مشاهده می‌شود ضریب استوکیومتری  $\text{H}_2$  در واکنش دو است ولی در معادله‌ی سرعت، توان غلظت  $[\text{H}_2]$  یک است.

۱۷ در واکنش‌های چند مرحله‌ای، معادله‌ی سرعت واکنش کلی برابر معادله‌ی سرعت آهسته‌ترین مرحله است.

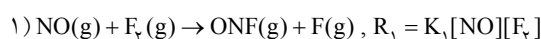
۱۸ واکنش تولید نیتروزیل فلئوئورید (ONF) از  $\text{F}_2$  و  $\text{NO}$  به‌صورت زیر است:



برای این واکنش، ساز و کار دو مرحله‌ای زیر پیشنهاد شده است:



واکنش‌های مراحل ۱ و ۲ واکنش‌های بنیادی هستند بنابراین در معادله‌ی سرعت آن‌ها، توان غلظت هر ماده برابر ضریب استوکیومتری آن ماده است. در ضمن چون مرحله ۱، مرحله‌ی آهسته‌ی واکنش است، معادله‌ی سرعت واکنش کلی برابر معادله‌ی سرعت مرحله ۱ می‌باشد:



۱۹ واکنش‌های بنیادی واکنش‌هایی هستند که طی آن فراورده‌ها از برخورد مستقیم واکنش‌دهنده‌ها به‌دست می‌آیند.



۱۰ واکنش روبه‌رو را در نظر بگیرید:  $2\text{ICl(g)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightarrow \text{I}_2\text{(g)} + 2\text{HCl(g)}$  واکنش پیشنهاد شده است:

مرحله (۱): آهسته  $\text{ICl(g)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightarrow \text{HCl(g)} + \text{HI(g)}$

مرحله (۲): سریع  $\text{HI(g)} + \text{ICl(g)} \rightarrow \text{HCl(g)} + \text{I}_2\text{(g)}$

معادله‌ی سرعت واکنش یاد شده کدام است؟

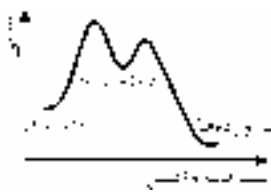
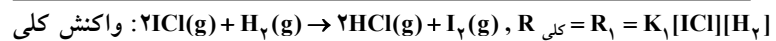
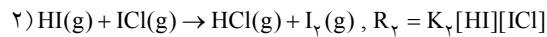
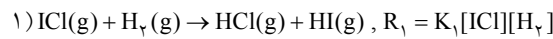
$$R = K[\text{ICl}][\text{H}_2]^2 \quad (۴)$$

$$R = K[\text{ICl}][\text{H}_2] \quad (۳)$$

$$R = K[\text{ICl}]^2 \quad (۲)$$

$$R = K[\text{ICl}]^2[\text{H}_2] \quad (۱)$$

با توجه به این‌که مرحله (۱) مرحله‌ی آهسته و تعیین‌کننده‌ی سرعت واکنش می‌باشد، معادله‌ی سرعت واکنش کلی برابر معادله‌ی سرعت مرحله (۱) است:



۱۱ با توجه به نمودار روبه‌رو، کدام گزینه درست نمی‌باشد؟

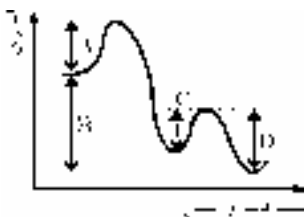
(۱) معادله‌ی سرعت واکنش برابر است با:  $R = K[\text{A}][\text{B}]^2$

(۲) تغییر غلظت A در مقایسه با B تأثیر بیشتری بر سرعت واکنش دارد.

(۳) مرحله‌ی اول، تعیین‌کننده‌ی سرعت واکنش کلی است.

(۴) نمودار متعلق به یک واکنش دو مرحله‌ای است.

نمودار موردنظر یک واکنش دو مرحله‌ای را نشان می‌دهد (تأیید گزینه‌ی ۴) که مرحله‌ی اول آن به دلیل داشتن انرژی فعال‌سازی بیشتر، مرحله‌ی تعیین‌کننده‌ی سرعت واکنش کلی است (تأیید گزینه‌ی ۳). با توجه به این‌که هر مرحله، یک واکنش بنیادی (یک مرحله‌ای) به‌شمار می‌آید، در معادله‌ی سرعت آنها، توان غلظت هر ماده برابر ضریب استوکیومتری آن در واکنش می‌باشد. مرحله‌ی اول مرحله‌ی تعیین‌کننده‌ی سرعت واکنش کلی است لذا معادله‌ی سرعت مرحله‌ی اول (که معادله‌ی سرعت واکنش کلی نیز می‌باشد) به‌صورت روبه‌رو است (تأیید گزینه‌ی ۱):  $R = K[\text{A}][\text{B}]^2$  همان‌طور که دیده می‌شود تغییر غلظت مولی ماده‌ی B در مقایسه با ماده‌ی A تأثیر بیشتری بر سرعت واکنش دارد زیرا غلظت آن به توان دو می‌رسد.



۱۲ با توجه به نمودار روبه‌رو کدام گزینه درست می‌باشد؟

(۱) نمودار مربوط به یک واکنش بنیادی است.

(۲)  $E_a$  واکنش برگشت برابر  $A + B$  است.

(۳) حالت گذار مرحله (۱) پایدارتر از حالت گذار مرحله (۲) می‌باشد.

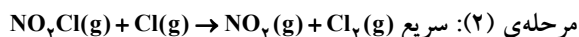
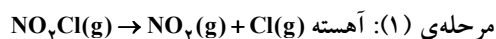
(۴)  $\Delta H$  کلی واکنش برابر با  $A + D$  می‌باشد و مقداری مثبت است.

$E_a$  واکنش برگشت برابر با اختلاف سطح انرژی فرآورده‌ها با بالاترین نقطه‌ی منحنی است. با توجه به نمودار این مقدار برابر با  $A + B$  است. بررسی سایر گزینه‌ها:

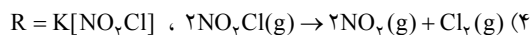
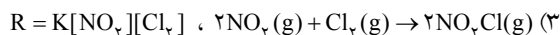
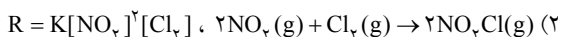
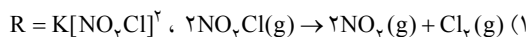
۱ همان‌طور که دیده می‌شود واکنش موردنظر یک واکنش چند مرحله‌ای (دو مرحله‌ای) است. حالت گذار مرحله (۱) پایداری کم‌تری نسبت به حالت گذار مرحله (۲) دارد زیرا سطح انرژی آن بیشتر است.

۲ با توجه به نمودار،  $\Delta H$  واکنش کلی برابر با B است که عددی منفی است. به عبارت دیگر واکنش موردنظر گرماده است.

۱۴ - با توجه به ساز و کار دو مرحله‌ای زیر:



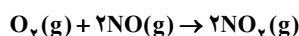
واکنش کلی به صورت ..... بوده و معادله‌ی سرعت واکنش کلی به صورت ..... می‌باشد.



## ۲-۴ - طرز تعیین تجربی مرتبه‌ی واکنش و قانون سرعت

همان‌طور که گفتیم، مرتبه‌ی واکنش و قانون سرعت به‌طور تجربی به دست می‌آیند.

در جدول زیر اطلاعاتی درباره‌ی واکنش  $\text{O}_2(\text{g})$  و  $\text{NO}(\text{g})$  در دمای ثابت داده شده است:



شماره‌ی آزمایش	غلظت واکنش‌دهنده‌ها در آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}$ )		سرعت واکنش پس از گذشت مدت کوتاهی از آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ )
	$[\text{NO}(\text{g})]$	$[\text{O}_2(\text{g})]$	
۱	$1/30 \times 10^{-2}$	$1/10 \times 10^{-2}$	$3/20 \times 10^{-3}$
۲	$1/30 \times 10^{-2}$	$2/20 \times 10^{-2}$	$6/40 \times 10^{-3}$
۳	$2/60 \times 10^{-2}$	$1/10 \times 10^{-2}$	$12/80 \times 10^{-3}$
۴	$1/30 \times 10^{-2}$	$3/30 \times 10^{-2}$	$9/60 \times 10^{-3}$
۵	$3/90 \times 10^{-2}$	$1/10 \times 10^{-2}$	$28/8 \times 10^{-3}$

معادله‌ی سرعت به‌صورت روبرو است:

$$R = K[\text{O}_2]^m[\text{NO}]^n$$

توان‌های  $m$  و  $n$  را با استفاده از داده‌های جدول به‌دست می‌آوریم.

**توجه:** همان‌طور که در جدول مشاهده می‌کنید در این آزمایش‌ها، غلظت یکی از واکنش‌دهنده‌ها ثابت نگه داشته شده در حالی که غلظت واکنش‌دهنده‌ی دیگر تغییر داده می‌شود تا اثر این تغییر غلظت بر روی سرعت واکنش معین شود. بنابراین برای پیدا کردن توان‌های  $m$  و  $n$  بهتر است سرعت آن دو آزمایشی را مقایسه کنیم که در آن‌ها فقط غلظت یک ماده تغییر کرده باشد. بنابراین در این مثال همه‌ی آزمایش‌ها را با آزمایش (۱) مقایسه می‌کنیم.

با مقایسه‌ی داده‌های آزمایش (۱) و (۲) می‌توان دریافت که با دو برابر شدن غلظت  $\text{O}_2(\text{g})$  (در حالی که غلظت  $\text{NO}(\text{g})$  ثابت است)، سرعت واکنش نیز دو برابر شده است، پس توان غلظت  $[\text{O}_2]$  در معادله‌ی سرعت برابر یک است، یعنی:

$$m = 1$$

از طرفی با مقایسه‌ی داده‌های آزمایش (۱) و (۳) می‌توان دریافت که با دو برابر شدن غلظت  $\text{NO}(\text{g})$  (در حالی که غلظت  $\text{O}_2(\text{g})$  ثابت است)، سرعت واکنش چهار برابر شده است، پس توان غلظت  $[\text{NO}]$  در معادله‌ی سرعت برابر دو است، یعنی:

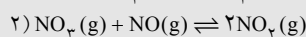
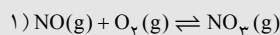
$$n = 2$$

بنابراین معادله‌ی سرعت واکنش به‌صورت زیر خواهد بود:

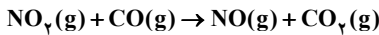
$$R = K[\text{O}_2]^m[\text{NO}]^n \Rightarrow R = K[\text{O}_2][\text{NO}]^2$$

### مطالعه‌ی آزاد

**سوءتفاهم نشود:** همان‌طور که گفتیم در واکنش‌های بنیادی (یک مرحله‌ای) توان غلظت هر ماده در معادله‌ی سرعت برابر ضریب استوکیومتری آن ماده در واکنش است. اما عکس این مطلب همواره صادق نیست! یعنی نباید تصور کنیم که اگر در معادله‌ی سرعت یک واکنش، توان غلظت هر ماده برابر ضریب استوکیومتری آن ماده باشد حتماً آن واکنش بنیادی است. برای مثال در واکنش  $\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{NO}(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$  معادله‌ی سرعت به‌صورت:  $R = K[\text{O}_2][\text{NO}]^2$  می‌باشد. یعنی توان غلظت هر ماده در معادله‌ی سرعت برابر ضریب استوکیومتری آن است. اما این واکنش یک واکنش بنیادی نیست بلکه یک واکنش دو مرحله‌ای است:



با توجه به جدول زیر که مربوط به واکنش بین  $\text{NO}_p(\text{g})$  و  $\text{CO}(\text{g})$  است، معادله‌ی سرعت واکنش زیر کدام است؟



سرعت واکنش پس از گذشت مدت کوتاهی از آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ )	غلظت واکنش‌دهنده‌ها در آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}$ )		شماره‌ی آزمایش
	[CO(g)]	[NO <sub>p</sub> (g)]	
۰/۰۰۵	۰/۱	۰/۱	۱
۰/۰۰۸	۰/۱	۰/۴	۲
۰/۰۰۵	۰/۲	۰/۱	۳

رابطه‌ی قانون سرعت برای واکنش موردنظر به صورت زیر است:  $R = K[\text{NO}_p]^m[\text{CO}]^n$   
با توجه به جدول و با مقایسه‌ی آزمایش‌های (۱) و (۲) می‌توان دریافت که با چهار برابر کردن غلظت  $\text{NO}_p(\text{g})$  (در حالی که غلظت  $\text{CO}(\text{g})$  ثابت است)، سرعت واکنش، ۱۶ برابر شده است پس توان غلظت  $[\text{NO}_p]$  در معادله‌ی سرعت دو است. یعنی:

$$m = 2$$

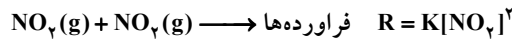
از طرفی با مقایسه‌ی آزمایش‌های (۱) و (۳) می‌توان دریافت که با دو برابر کردن غلظت  $\text{CO}(\text{g})$  (در حالی که غلظت  $\text{NO}_p(\text{g})$  ثابت است)، سرعت واکنش تغییری نکرده است، یعنی غلظت  $\text{CO}(\text{g})$  تأثیری روی سرعت واکنش نداشته است به همین دلیل توان غلظت  $[\text{CO}]$  در معادله‌ی سرعت برابر صفر است. یعنی:

$$n = 0$$

بنابراین معادله‌ی سرعت در این واکنش به صورت زیر خواهد بود:

$$R = K[\text{NO}_p]^m.[\text{CO}]^n = K[\text{NO}_p]^2$$

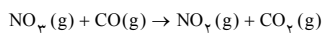
همان‌طور که در معادله‌ی سرعت واکنش فوق دیده می‌شود، توان غلظت  $[\text{CO}]$  برابر صفر است. به عبارت دیگر تغییرات غلظت  $\text{CO}(\text{g})$  تأثیری روی سرعت واکنش ندارد. این امر نشان می‌دهد که واکنش فوق یک واکنش چند مرحله‌ای است که در آهسته‌ترین مرحله‌ی آن ماده‌ی  $\text{CO}(\text{g})$  شرکت ندارد. همان‌طور که قبلاً گفته بودیم در واکنش‌های چند مرحله‌ای معادله‌ی سرعت برابر معادله‌ی سرعت آهسته‌ترین مرحله است. با توجه به معادله‌ی سرعت واکنش فوق می‌توان دریافت که واکنش آهسته‌ترین مرحله به صورت زیر بوده است:



**نتیجه‌ی ۱:** در معادله‌ی سرعت این واکنش، توان غلظت مواد برابر ضرایب استوکیومتری آن‌ها نیست می‌توان دریافت که واکنش یاد شده یک واکنش بنیادی (یک مرحله‌ای) نبوده. بلکه یک واکنش چند مرحله‌ای است.

۱- واکنش:  $\text{NO}_p(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{CO}_p(\text{g})$   
طی ساز و کار دو مرحله‌ای زیر انجام می‌شود.  
مرحله ۱: آهسته

$\text{NO}_p(\text{g}) + \text{NO}_p(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{NO}_p(\text{g})$   
مرحله ۲: سریع



در جدول زیر که مربوط به واکنش دو ماده‌ی اولیه‌ی A و B می‌باشد به جای X کدام گزینه را می‌توان قرار داد؟

شماره‌ی آزمایش	غلظت A در آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}$ )	غلظت B در آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}$ )	سرعت واکنش پس از گذشت مدت کوتاهی از آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$ )
۱	۰/۰۰۵	۰/۰۱	$۰/۱ \times ۱۰^{-۲}$
۲	۰/۰۲	۰/۰۴	$۳/۲ \times ۱۰^{-۲}$
۳	۰/۰۸	۰/۰۴	$۶/۴ \times ۱۰^{-۲}$
۴	۰/۳۲	۰/۰۸	X

$$۰/۴۲ \quad (۴)$$

$$۴۸ \times ۱۰^{-۳} \quad (۳)$$

$$۰/۲۴ \quad (۲)$$

$$۰/۵۱۲ \quad (۱)$$

ابتدا باید معادله‌ی قانون سرعت را به دست آوریم. فرض می‌کنیم که معادله‌ی قانون سرعت به صورت  $R \propto [\text{A}]^m[\text{B}]^n$  باشد. با مقایسه‌ی آزمایش‌های ۲ و ۳ می‌توان دریافت که با چهار برابر شدن غلظت A، سرعت واکنش دو برابر شده است، پس می‌توان نوشت:

$$\frac{R_3}{R_2} = \frac{[\text{A}]_3^m[\text{B}]_3^n}{[\text{A}]_2^m[\text{B}]_2^n} \Rightarrow \frac{۶/۴ \times ۱۰^{-۲}}{۳/۲ \times ۱۰^{-۲}} = \frac{(۰/۰۸)^m \times (۰/۰۴)^n}{(۰/۰۲)^m \times (۰/۰۴)^n} \Rightarrow ۲ = ۴^m \Rightarrow m = \frac{1}{2}$$

از طرفی با مقایسه‌ی آزمایش‌های ۱ و ۲ می‌توان نوشت:

$$\frac{R_2}{R_1} = \frac{[A]_2^{\frac{1}{2}} [B]_2^n}{[A]_1^{\frac{1}{2}} [B]_1^n} \Rightarrow \frac{3/2 \times 10^{-2}}{0/1 \times 10^{-2}} = \frac{(0/02)^{\frac{1}{2}} \times (0/04)^n}{(0/005)^{\frac{1}{2}} \times (0/01)^n} \Rightarrow 32 = (4)^{\frac{1}{2}} \times 4^n$$

$$\Rightarrow 4^n = \frac{32}{4} = 4^2 \Rightarrow n = 2$$

پس معادله‌ی قانون سرعت به صورت:  $R \propto [A]^{\frac{1}{2}} [B]^2$  می‌باشد. اکنون با مقایسه‌ی آزمایش‌های ۳ و ۴ می‌توان دریافت که غلظت A، چهار برابر و غلظت B، دو برابر شده است، پس:

$$(R) = (\text{چند برابر شدن غلظت B})^2 \times (\text{چند برابر شدن غلظت A})^{\frac{1}{2}} = (4)^2 \times (2)^{\frac{1}{2}} = 8$$

بنابراین در آزمایش ۴، سرعت واکنش ۸ برابر سرعت واکنش در آزمایش ۳ است.

$$R_4 = X = 8R_3 = 8 \times 6/4 \times 10^{-2} = 51/2 \times 10^{-2} = 0/512 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

نتیجه‌ی ۲: به کمک معادله‌ی سرعت می‌توان سرعت لحظه‌ای واکنش را تعیین نمود. هم‌چنین می‌توان نحوه‌ی تغییر سرعت واکنش را بر اثر تغییر غلظت هر ماده مشاهده کرد به‌عنوان مثال با توجه به معادله‌ی سرعت:  $R = k[NO]^2 [H_2]$  می‌توان دریافت که با دو برابر کردن غلظت  $[H_2]$  و ثابت نگهداشتن سایر شرایط، سرعت واکنش نیز دو برابر می‌شود. اما با دو برابر کردن غلظت  $[NO]$  و ثابت نگهداشتن سایر شرایط سرعت واکنش چهار برابر می‌شود زیرا در معادله‌ی سرعت، غلظت  $[NO]$  به توان ۲ رسیده است.

۱۵ در واکنش گازی:  $N_2O(g) + Cl(g) \rightarrow N_2(g) + ClO(g)$  معادله‌ی سرعت به صورت  $R \propto [N_2O]^2 [Cl]^2$  می‌باشد. چنان‌چه حجم ظرف را دوبرابر کنیم، سرعت واکنش چند برابر می‌شود؟

$$16 \quad (1) \quad \frac{1}{16} \quad (2) \quad \frac{1}{8} \quad (3) \quad 4 \quad (4)$$

با توجه به اطلاعات داده شده می‌توان نوشت:

$$(R) = (\text{چند برابر شدن غلظت Cl})^2 \times (\text{چند برابر شدن غلظت } N_2O)^2 = \left(\frac{1}{2}\right)^2 \times \left(\frac{1}{2}\right)^2 = \frac{1}{4} \times \frac{1}{4} = \frac{1}{16}$$

برابر  $\frac{1}{16}$

۱۵ - سولفوریل کلرید ( $SO_2Cl_2$ ) بر اثر گرما طی واکنش روبه‌رو تجزیه می‌شود:  $SO_2Cl_2(g) \rightarrow SO_2(g) + Cl_2(g)$  داده‌های زیر برای تجزیه‌ی  $SO_2Cl_2$  در دمای معین به‌دست آمده است با توجه به آن کدام یک از گزینه‌های زیر درست است؟

شماره‌ی آزمایش	غلظت $SO_2Cl_2$ در آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}$ )	سرعت واکنش پس از گذشت مدت کوتاهی از آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ )
۱	۰/۱	$2/2 \times 10^{-6}$
۲	۰/۲	$4/4 \times 10^{-6}$
۳	۰/۳	$6/6 \times 10^{-6}$

(۱)  $[SO_2Cl_2] \propto$  سرعت واکنش  
 (۲)  $[SO_2Cl_2]^2 \propto$  سرعت واکنش  
 (۳) سرعت واکنش مستقل از غلظت  $SO_2Cl_2(g)$  می‌باشد.  
 (۴)  $[SO_2Cl_2]^3 \propto$  سرعت واکنش

۱۶ - قانون سرعت یک واکنش گازی به صورت  $R = k[A]^2 [B]$  می‌باشد. با نصف کردن حجم ظرف در دمای ثابت، سرعت واکنش به چه صورت تغییر می‌کند؟

(۱) نصف می‌شود.  
 (۲) دو برابر می‌شود.  
 (۳) چهار برابر می‌شود.  
 (۴) هشت برابر می‌شود.

۱۷- با توجه به آزمایش‌های انجام شده چه رابطه‌ای بین سرعت واکنش و غلظت  $\text{SO}_3(\text{g})$  وجود دارد؟



آزمایش	$[\text{SO}_3]$	سرعت واکنش پس از گذشت زمان کوتاهی از آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ )
۱	۰/۰۱	$1 \times 10^{-3}$
۲	۰/۰۲	$4 \times 10^{-3}$
۳	۰/۰۳	$9 \times 10^{-3}$

$$R \propto [\text{SO}_3]^2 \quad (۴)$$

$$R \propto [\text{SO}_3]^3 \quad (۳)$$

$$R \propto [\text{SO}_3] \quad (۲)$$

$$R \propto [\text{SO}_3]^1 \quad (۱)$$

۱۸- واکنش  $\text{C} + 3\text{D} \rightarrow 2\text{E}$  در دمای  $25^\circ\text{C}$  مورد بررسی قرار گرفته است، نتایج حاصل از آزمایش به شرح زیر می‌باشد: معادله‌ی سرعت این واکنش کدام خواهد بود؟

شماره‌ی آزمایش	در آغاز واکنش $[\text{C}]$ ( $\text{mol.L}^{-1}$ )	در آغاز واکنش $[\text{D}]$ ( $\text{mol.L}^{-1}$ )	سرعت واکنش پس از گذشت زمان کوتاهی از آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ )
۱	۰/۳	۰/۳	۰/۲۷
۲	۰/۶	۰/۳	۰/۵۴
۳	۱/۲	۱/۲	۴/۳۲

$$\text{سرعت} = K[\text{C}]^2[\text{D}]^3 \quad (۴)$$

$$\text{سرعت} = K[\text{C}][\text{D}]^2 \quad (۳)$$

$$\text{سرعت} = K[\text{C}]^2[\text{D}] \quad (۲)$$

$$\text{سرعت} = K[\text{C}][\text{D}] \quad (۱)$$

۱۹- با توجه به جدول زیر که مربوط به واکنش:  $2\text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  می‌باشد، کدام یک از معادله‌های سرعت درباره‌ی آن درست است؟

شماره‌ی آزمایش	غلظت‌های واکنش دهنده‌ها در آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}$ )		سرعت واکنش پس از گذشت مدت کوتاهی از آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ )
	$[\text{NO}]$	$[\text{H}_2]$	
۱	۰/۱	۰/۱	$1/23 \times 10^{-3}$
۲	۰/۱	۰/۲	$2/46 \times 10^{-3}$
۳	۰/۲	۰/۱	$4/92 \times 10^{-3}$

$$R = [\text{NO}]^2[\text{H}_2]^2 \quad (۴)$$

$$R = K[\text{NO}]^2[\text{H}_2] \quad (۳)$$

$$R = K[\text{NO}] \quad (۲)$$

$$R = [\text{NO}][\text{H}_2]^2 \quad (۱)$$

۲۰- در واکنش بین  $\text{H}_2$  و  $\text{I}_2$  برای تشکیل  $\text{HI}$ ، داده‌های زیر از سه آزمایش به دست آمده است. به جای  $X$  کدام یک از اعداد زیر را می‌توان قرار داد؟

شماره‌ی آزمایش	غلظت $\text{I}_2(\text{g})$ در آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}$ )	غلظت $\text{H}_2(\text{g})$ در آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}$ )	سرعت واکنش پس از گذشت مدت کوتاهی از آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ )
۱	۰/۱۵	۰/۰۷۵	$3/5 \times 10^{-4}$
۲	۰/۳	۰/۰۷۵	$7 \times 10^{-4}$
۳	۰/۱۵	۰/۱۵	$7 \times 10^{-4}$
۴	۰/۳	۰/۳	X

$$1/4 \times 10^{-3} \quad (۴)$$

$$3/5 \times 10^{-4} \quad (۳)$$

$$2/8 \times 10^{-3} \quad (۲)$$

$$14 \times 10^{-4} \quad (۱)$$

۲۱- واکنش:  $A + 2B \rightarrow AB_2$ ، در دمای  $15^\circ C$  مورد مطالعه قرار گرفته و نتایج زیر به دست آمده است: معادله‌ی سرعت این واکنش کدام خواهد بود؟

شماره‌ی آزمایش	[A]	[B]	سرعت واکنش پس از گذشت مدت کوتاهی از آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ )
۱	۰/۱	۰/۱	۰/۱۶
۲	۰/۲	۰/۱	۰/۱۶
۳	۰/۲	۰/۲	۰/۳۲

سرعت =  $K[A][B]$  (۱)      سرعت =  $K[A][B]^2$  (۲)      سرعت =  $K[A]$  (۳)      سرعت =  $K[B]$  (۴)

۲۲- واکنش  $2A(g) + 2B(g) \rightarrow C(g) + 2D(g)$  را در نظر می‌گیریم. نتایج به دست آمده از سه آزمایش در جدول روبه‌رو آمده است. در رابطه‌ی سرعت مرتبه‌ی واکنش نسبت به واکنش دهنده‌های A و B به ترتیب از راست به چپ کدام است؟

شماره‌ی آزمایش	غلظت واکنش دهنده‌ها ( $\text{mol/let}$ )		سرعت واکنش $\text{mol/let.s}$
	[A]	[B]	
۱	۰/۰۱	۰/۰۲	$2/6 \times 10^{-3}$
۲	۰/۰۲	۰/۰۴	$5/2 \times 10^{-3}$
۳	۰/۰۳	۰/۰۴	$7/8 \times 10^{-3}$

سرعت =  $K[A]^2[B]$  (۱)      سرعت =  $K[A][B]$  (۲)      سرعت =  $K[A]$  (۳)      سرعت =  $K[B]$  (۴)

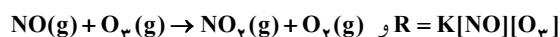
### ۳-۳- مرتبه‌ی واکنش

به مجموع توان غلظت‌ها در معادله‌ی سرعت واکنش، مرتبه‌ی واکنش می‌گویند. به عنوان مثال در واکنش کلی زیر:



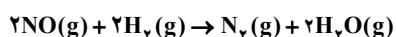
به مجموع  $(m+n)$  مرتبه‌ی واکنش می‌گویند.

۸- واکنش زیر نسبت به NO و  $O_3$  مرتبه‌ی اول است در نتیجه در کل، مرتبه‌ی دوم به شمار می‌آید.



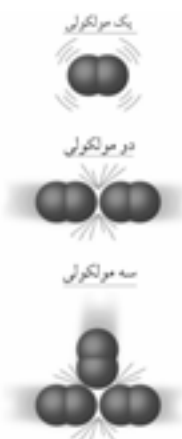
بیشتر واکنش‌هایی که با آن‌ها سر و کار داریم معمولاً مرتبه‌ی یک یا مرتبه‌ی دو هستند. البته واکنش‌های مرتبه‌ی صفر و مرتبه‌ی سه نیز وجود دارند ولی تعداد آن‌ها در مقایسه با واکنش‌های مرتبه‌ی یک و دو ناچیز است.

توجه: اگر در یک واکنش شیمیایی، مجموع ضرایب استوکیومتری واکنش دهنده‌ها چهار یا بزرگ‌تر از چهار باشد می‌توان گفت که واکنش یاد شده بنیادی (یک مرحله‌ای) نبوده و حاصل جمع چند واکنش بنیادی است. زیرا در یک واکنش بنیادی، مجموع ضرایب استوکیومتری واکنش دهنده‌ها برابر مرتبه‌ی واکنش است و چون مرتبه‌ی واکنش نمی‌تواند چهار یا بزرگ‌تر از آن باشد در نتیجه مجموع ضرایب واکنش دهنده‌ها در یک واکنش بنیادی نمی‌تواند چهار یا بزرگ‌تر از آن باشد.



۱۶- آیا واکنش روبه‌رو، یک واکنش بنیادی است؟

با توجه به این که مجموع ضرایب مواد واکنش دهنده چهار است می‌توان دریافت که واکنش فوق یک واکنش بنیادی نبوده و واکنش چند مرحله‌ای است.



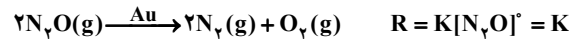
نمایشی از واکنش‌های مرتبه‌ی یک، دو و سه

تذکر: اگرچه واکنش‌های مرتبه‌ی چهار نیز گزارش شده‌اند ولی واکنش یک مرحله‌ای مرتبه‌ی چهار یا بزرگ‌تر از آن هرگز فرض نشده است.

۴-۳-۱- واکنش‌های مرتبه‌ی صفر: واکنش‌های مرتبه‌ی صفر به واکنش‌هایی گفته می‌شود که در معادله‌ی سرعت آن‌ها، مجموع توان غلظت مواد صفر است. در این گونه واکنش‌ها، سرعت واکنش مستقل از غلظت واکنش‌دهنده‌ها است. و با تغییر غلظت واکنش‌دهنده‌ها، سرعت واکنش تغییر نمی‌کند. به عبارت دیگر در واکنش‌های مرتبه‌ی صفر، سرعت واکنش مقداری ثابت است.

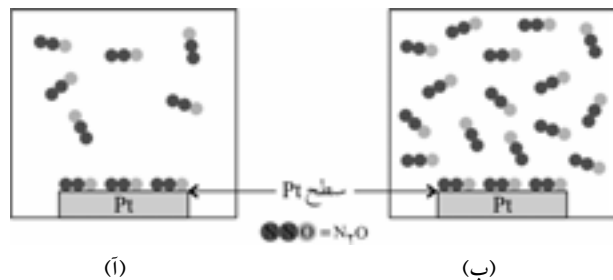
$$R = K$$

تجزیه‌ی برخی از گازها روی سطح کاتالیزگرهای جامد، نمونه‌هایی از واکنش‌های مرتبه‌ی صفر هستند. یکی از معروف‌ترین واکنش‌های مرتبه‌ی صفر، تجزیه‌ی گاز  $N_2O$  در سطح کاتالیزگر طلا در فشارهای نسبتاً بالا است:

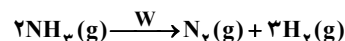
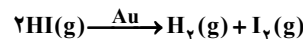


با توجه به معادله‌ی سرعت در واکنش فوق، سرعت واکنش مستقل از غلظت  $N_2O$  است یعنی با افزایش غلظت  $N_2O$  تغییری در سرعت واکنش به وجود نمی‌آید. اما این سؤال مطرح می‌شود که چرا با افزایش غلظت  $N_2O(g)$ ، سرعت واکنش تغییری نمی‌کند؟ در پاسخ به این پرسش باید گفت که واکنش تجزیه‌ی  $N_2O(g)$ ، در سطح کاتالیزگر طلا انجام می‌شود، بنابراین سرعت واکنش متناسب با سطحی از طلا است که توسط مولکول‌های  $N_2O(g)$  پوشیده شده است. وقتی فشار گاز  $N_2O$  زیاد باشد سطح طلا به‌طور کامل پوشیده می‌شود. در این شرایط اگر باز هم فشار گاز  $N_2O$  (که همان غلظت گاز  $N_2O$  است) را زیاد کنیم تغییری در سرعت واکنش ایجاد نمی‌شود. (شکل «۶») در این شرایط مرتبه‌ی واکنش صفر می‌شود، یعنی تغییر غلظت  $N_2O(g)$  بر سرعت واکنش اثر ندارد.

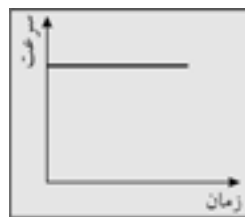
$$R = K$$



دو واکنش زیر نیز نمونه‌هایی از واکنش‌های مرتبه‌ی صفر هستند:



در واکنش‌های مرتبه‌ی صفر، نمودار تغییرات غلظت ماده‌ی واکنش‌دهنده نسبت به زمان، به صورت یک خط راست نزولی است. علت این است که در واکنش‌های مرتبه‌ی صفر، سرعت واکنش مستقل از غلظت ماده‌ی واکنش‌دهنده است. بنابراین با گذشت زمان با این‌که ماده‌ی واکنش‌دهنده مصرف می‌شود و غلظت آن کاهش می‌یابد اما سرعت واکنش و در نتیجه شیب نمودار «غلظت - زمان» ثابت می‌ماند. (شکل «۷»)



شکل «۷-آ»

شکل «۷-ب»

آ) نمودار «غلظت - زمان» یک واکنش مرتبه‌ی صفر (ب) نمودار سرعت - زمان یک واکنش مرتبه‌ی صفر

۱۷ همه موارد زیر صحیح است به جز گزینه .....

- (۱) رادیکال‌ها گونه‌های فعالی هستند و به سرعت وارد واکنش می‌شوند.
- (۲) در واکنش‌های بنیادی، ضریب استوکیومتری هر واکنش‌دهنده مرتبه واکنش نسبت به آن را مشخص می‌کند.
- (۳) در واکنش‌های مرتبه‌ی صفر، تغییر غلظت واکنش‌دهنده‌ها باعث تغییر سرعت واکنش می‌شود.
- (۴) مرتبه‌ی واکنش‌های چند مرحله‌ای را باید به‌طور تجربی اندازه‌گیری کرد.

✓ در واکنش‌های مرتبه‌ی صفر، سرعت واکنش مستقل از غلظت واکنش‌دهنده‌هاست؛ یعنی با تغییر غلظت واکنش‌دهنده‌ها، سرعت واکنش تغییر نمی‌کند.

#### ۴-۴- اثر فشار روی سرعت واکنش

در مورد مواد گازی شکل، اثر فشار در واقع همان اثر غلظت است زیرا با افزایش فشار، تراکم مولکول‌های گازی بیشتر شده، در نتیجه غلظت گاز موردنظر زیاد می‌شود.



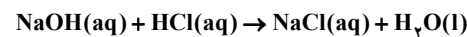
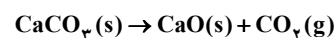
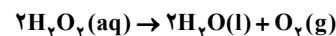
شکل «۸»

با افزایش فشار، غلظت گاز بیشتر می‌شود در نتیجه احتمال برخوردهای مؤثر بیشتر و در نتیجه سرعت واکنش افزایش می‌یابد.

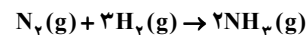
۱۰ در واکنش‌های یک‌طرفه، عامل فشار به شرطی روی سرعت واکنش اثر دارد که حداقل یکی از مواد واکنش‌دهنده، گازی باشد. در این صورت با افزایش فشار، غلظت گاز موردنظر زیاد شده در نتیجه سرعت واکنش نیز زیاد می‌شود. بدیهی است که کاهش فشار باعث کاهش غلظت گاز موردنظر و در نتیجه کاهش سرعت واکنش می‌شود.

۱۱ در واکنش‌های مرتبه‌ی صفر، تغییر فشار گاز (غلظت گاز) تأثیری بر سرعت واکنش ندارد.

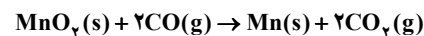
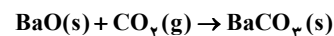
۹ در واکنش‌های زیر تغییرات فشار روی سرعت تأثیری ندارد زیرا در سمت چپ (واکنش‌دهنده‌ها) مواد گازی شکل نداریم.



اما در واکنش‌های زیر تغییرات فشار روی سرعت واکنش تأثیر دارد زیرا در سمت چپ مواد گازی



شکل وجود دارند.



(سراسری - ریاضی - ۷۳)

۱۸ کدام عامل در واکنش گوگرد با فلزها کم‌ترین تأثیر را دارد؟

(۴) ماهیت فلز

(۳) فشار

(۲) سطح تماس

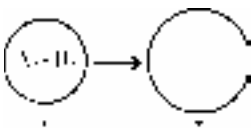
(۱) دما

✓ در واکنش فلزها با گوگرد، فشار تأثیری بر سرعت واکنش ندارد، زیرا در این واکنش‌ها، مواد گازی شکل در واکنش‌دهنده‌ها نداریم.

۲۳ - با توجه به شکل، اگر در دمای ثابت، گازهای A<sub>g</sub> و B<sub>g</sub> در حال واکنش، از ظرف (۱) به ظرف (۲) انتقال داده شوند، سرعت

(سراسری - تجربی و ریاضی - ۷۱)

واکنش در آن لحظه دستخوش کدام تغییر خواهد شد و به کدام دلیل؟



(۱) افزایش - افزایش تعداد برخوردها

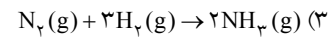
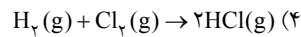
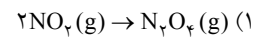
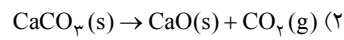
(۲) افزایش - افزایش میزان بی‌نظمی

(۳) کاهش - کاهش تعداد برخوردها

(۴) کاهش - کاهش میزان بی‌نظمی

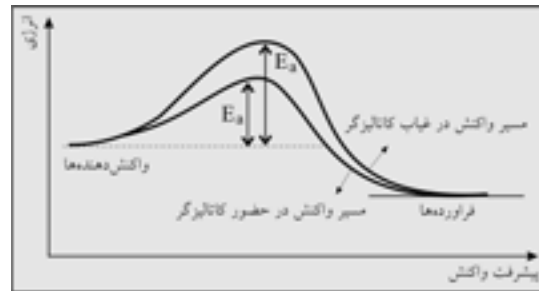


۲۴ - افزایش فشار بر افزایش سرعت کدام واکنش زیر بی تأثیر است؟



## ۵ - کاتالیزگر

کاتالیزگر ماده‌ای است که سرعت واکنش‌های شیمیایی را افزایش می‌دهد ولی در واکنش مصرف نمی‌شود. کاتالیزگر راه انجام واکنش را تغییر می‌دهد و واکنش را از راهی پیش می‌برد که به انرژی فعال‌سازی کم‌تری نیاز دارد. به شکل زیر توجه نمایید:



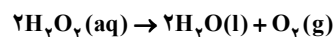
شکل «۹»

کاتالیزگر با کاهش انرژی فعال‌سازی واکنش، سرعت آن را افزایش می‌دهد.



واکنش تجزیه‌ی گاز  $\text{N}_2\text{O}$  را در نظر بگیرید:

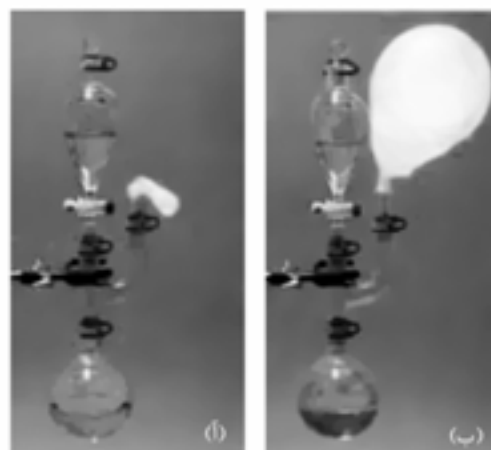
انرژی فعال‌سازی برای این واکنش  $۲۵۰\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-۱}$  است. این مقدار انرژی، انرژی فعال‌سازی بالایی است. به همین علت سرعت این واکنش در غیاب کاتالیزگر بسیار کم است. اگر همین واکنش را در مجاورت کاتالیزگر طلا انجام دهیم انرژی فعال‌سازی آن به شدت کاهش می‌یابد و به  $۱۲۰\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-۱}$  می‌رسد. به این ترتیب سرعت واکنش تجزیه‌ی  $\text{N}_2\text{O}(\text{g})$  بسیار زیاد (حدود صد‌ها هزار برابر) می‌شود. مثالی دیگر در مورد اثر کاتالیزگر، واکنش تجزیه‌ی محلول هیدروژن پراکسید (آب اکسیژنه) است.  $\text{H}_2\text{O}_2$  مولکولی ناپایدار است و به‌طور طبیعی میل دارد که تجزیه شود:



⇒ شکل «۱۰» واکنش تجزیه‌ی  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$

(آ) در غیاب کاتالیزگر: همان‌طور که مشاهده می‌شود سرعت تولید گاز اکسیژن بسیار کم است و بادکنک پر نشده است.

(ب) در حضور کاتالیزگر  $\text{FeSO}_4(\text{aq})$ : همان‌طور که مشاهده می‌شود در حضور کاتالیزگر، سرعت تولید گاز اکسیژن زیاد بوده و بادکنک به‌سرعت پر می‌شود.



آب اکسیژنه در دمای اتاق با سرعت بسیار کمی تجزیه می‌شود زیرا انرژی فعال‌سازی آن زیاد است، شکل «۱۰ - آ» در صورتی که اگر به محلول واکنش اندکی آهن (II) سولفات جامد ( $\text{FeSO}_4$ ) افزوده شود، واکنش با سرعت چشم‌گیری به‌وقوع می‌پیوندد. شکل «۱۰ - ب»



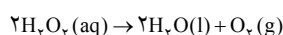
سرعت تجزیه‌ی محلول آب اکسیژنه را می‌توان با جمع‌آوری گاز اکسیژن در مدت زمان معین بررسی کرد. در غیاب کاتالیزگر در مدت چند دقیقه تنها مقدار کمی گاز اکسیژن آزاد می‌شود در صورتی که در حضور کاتالیزگر در همین مدت زمان، مقدار زیادی گاز اکسیژن تولید می‌شود. در این واکنش یون  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  یک کاتالیزگر است. چون کاتالیزگر در استوکیومتری واکنش تأثیری ندارد آن‌را در معادله‌ی واکنش بالای پیکان قرار می‌دهند:

$$2\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \xrightarrow{\text{Fe}^{2+}(\text{aq})} 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$$

### ۱۹ در مورد تجزیه آب اکسیژنه کدام گزینه نادرست است؟

- ۱) تجزیه‌ی محلول آب اکسیژنه با افزودن اندکی آهن (II) سولفات به سرعت انجام می‌شود.
- ۲) آب اکسیژنه در دمای اتاق با سرعت بسیار کمی تجزیه می‌شود.
- ۳) سرعت تجزیه‌ی محلول آب اکسیژنه با جمع‌آوری گاز اکسیژن در مدت زمان (معین) قابل محاسبه است.
- ۴) سرعت تولید  $\text{O}_2(\text{g})$  بیشتر از سرعت مصرف  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$  است.

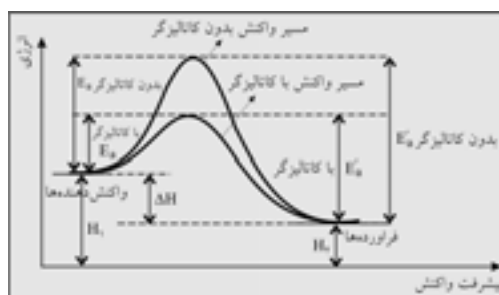
واکنش تجزیه‌ی هیدروژن پراکسید (آب اکسیژنه) به صورت زیر است:



همان‌طور که مشاهده می‌شود ضریب استوکیومتری  $\text{O}_2(\text{g})$  از  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$  کم‌تر است؛ یعنی

سرعت تولید  $\text{O}_2(\text{g})$  از سرعت مصرف  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$  کم‌تر است.

به‌طور کلی کاتالیزگرها باعث تغییرات زیر می‌شوند:



۱ - مسیر و ساز و کار انجام واکنش را تغییر می‌دهند. در واقع کاتالیزگرها واکنش را از راهی پیش می‌برند که انرژی فعال‌سازی کم‌تری نیاز دارد.

۲ - ساختار پیچیده‌ی فعال را طوری تغییر می‌دهند که محتوای انرژی آن کم‌تر شود.

۳ - انرژی فعال‌سازی رفت و برگشت ( $E_a$  و  $E'_a$ ) را به یک میزان کاهش می‌دهند. بنابراین سرعت واکنش رفت و برگشت را به یک میزان افزایش می‌دهند.

۴) کاتالیزگرها روی میزان پیشرفت واکنش تأثیری ندارند و فقط زمان رسیدن به همان مقدار پیشرفت معین را کوتاه‌تر می‌کنند. به عبارت دیگر کاتالیزگرها سبب می‌شوند که مقدار معینی مواد واکنش‌دهنده در زمان کم‌تری وارد واکنش شوند.

۵ - کاتالیزگرها هیچ تأثیری بر آنتالپی واکنش‌دهنده‌ها ( $H_1$ )، آنتالپی فرآورده‌ها ( $H_2$ ) و نیز گرمای واکنش ( $\Delta H$ ) ندارند.

۶ - کاتالیزگرها نوع و مقدار فرآورده‌ها و هم‌چنین پایداری آن‌ها را تغییر نمی‌دهند.

۷ - اگر واکنشی به دلایل ترمودینامیکی خودبه‌خودی نباشد با حضور کاتالیزگر نیز خودبه‌خودی نخواهد شد. به عبارت دیگر کاتالیزگر نمی‌تواند یک واکنش غیر خودبه‌خودی را به یک واکنش خودبه‌خودی تبدیل کند. کاتالیزگرها فقط سرعت واکنش‌هایی را که خودبه‌خودی هستند افزایش می‌دهند.

توجه: از بین چند کاتالیزگر برای یک واکنش، کاتالیزگری مناسب‌تر است که بتواند انرژی فعال‌سازی واکنش را به مقدار بیشتری کاهش دهد.

چرا در صنعت از کاتالیزگر استفاده می‌کنیم؟  
به‌طور کلی در بسیاری از واکنش‌های شیمیایی صنعتی لازم است که سرعت واکنش به‌طریقی افزایش داده شود تا تولید فرآورده‌های حاصل از آن از نظر اقتصادی مقرون به صرفه باشد. استفاده از کاتالیزگر دو مزیت مهم دارد:

۱ - اگرچه با افزایش دما می‌توان سرعت واکنش را به مقدار قابل توجهی افزایش داد ولی از آنجا که افزایش دما با مصرف انرژی همراه است چنین اقدامی مقرون به صرفه نخواهد بود. در حالی که با استفاده از کاتالیزگر نیازی به مصرف انرژی بالا نیست.

۲ - بسیاری از مواد نسبت به گرما حساس هستند و به سادگی در اثر گرما تجزیه می‌شوند. در حالی که با استفاده از کاتالیزگر چنین مشکلی به‌وجود نمی‌آید.

توجه: از میان عوامل مؤثر بر سرعت (مانند دما، غلظت و...) تنها کاتالیزگر می‌تواند سطح انرژی پیچیده ی فعال و هم‌چنین انرژی فعال‌سازی را تغییر دهد. اگرچه با افزایش عواملی مانند غلظت دما و فشار، غلظت پیچیده ی فعال را افزایش می‌دهد ولی بر سطح انرژی پیچیده ی فعال و انرژی فعال‌سازی اثری ندارد.

برای مثال، انرژی فعال‌سازی واکنش:  $2\text{HI}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$  در غیاب کاتالیزگر  $184/\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  است، درحالی که در حضور کاتالیزگر طلا به  $104/\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  و در حضور کاتالیزگر پلاتین به  $58/\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  کاهش می‌یابد. بدیهی است که کاتالیزگر پلاتین برای واکنش یاد شده، کاتالیزگر مناسب‌تری است زیرا انرژی فعال‌سازی را به میزان بیشتری کاهش می‌دهد و در نتیجه سبب افزایش بیشتر سرعت واکنش می‌شود.

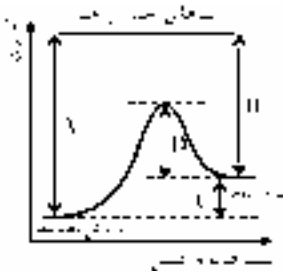
تغییر کوچکی در مقدار انرژی فعال‌سازی باعث تغییر بزرگی در سرعت واکنش می‌شود. به عبارت دیگر اگر با استفاده از کاتالیزگر انرژی فعال‌سازی مقدار کمی کاهش یابد، سرعت واکنش به میزان بسیار زیادی افزایش می‌یابد. لطفاً به مثال زیر توجه نمایید.

باتوجه به اطلاعات جدول زیر سرعت واکنش تجزیه ی  $\text{N}_2\text{O}(\text{g})$  در حضور کاتالیزگر چه تغییری می‌کند؟

واکنش تجزیه ی $\text{N}_2\text{O}$	$E_a$ بدون کاتالیزگر	$E_a$ با کاتالیزگر
$\text{N}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$	۲۵۰kJ	۱۲۰kJ

(۱) ثابت می‌ماند. (۲) تقریباً دو برابر می‌شود. (۳) نصف می‌شود. (۴) صدها هزار برابر می‌شود.

اگر تصور می‌کنید که چون با به کار بردن کاتالیزگر، انرژی فعال‌سازی تقریباً نصف شده است پس سرعت واکنش باید دو برابر شود، سخت در اشتباهید!! همان‌طور که گفتیم تغییر کوچکی در مقدار انرژی فعال‌سازی باعث تغییر بزرگی در سرعت واکنش می‌شود. بنابراین با تقریباً نصف شدن انرژی فعال‌سازی، سرعت واکنش بسیار زیادی خواهد داشت.

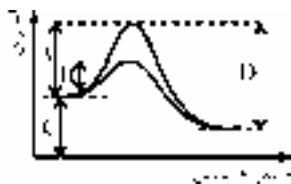


با توجه به شکل روبه‌رو، کدام گزینه درست نمی‌باشد؟

- (۱) A میزان مجموع انرژی‌های پیوندی واکنش‌دهنده‌ها می‌باشد.
- (۲)  $A - B =$  گرمای واکنش
- (۳) استفاده از کاتالیزگر باعث کاهش مقدار D و افزایش مقدار C می‌شود.
- (۴)  $E_a$  واکنش رفت برابر  $C + D$  می‌باشد.

با استفاده از کاتالیزگر، انرژی فعال‌سازی رفت و برگشت به یک میزان کاهش می‌یابد. در این واکنش D نشان‌دهنده ی انرژی فعال‌سازی واکنش برگشت است که با استفاده از کاتالیزگر مقدار آن کاهش می‌یابد ولی مقدار C که نشان‌دهنده ی  $\Delta H$  واکنش است تغییری نمی‌کند، زیرا کاتالیزگر هیچ تأثیری بر مقدار  $\Delta H$  واکنش ندارد.

۲۵ - نمودار روبه‌رو تغییرات «انرژی - مسیر واکنش» را برای یک واکنش گرماده، یک بار بدون کاتالیزگر و یک بار با کاتالیزگر نشان



می‌دهد. کدام عبارت درباره ی آن نادرست است؟

- (۱) A: انرژی فعال‌سازی واکنش رفت بدون کاتالیزگر
- (۲) B: انرژی فعال‌سازی واکنش رفت با کاتالیزگر
- (۳) C:  $\Delta H$
- (۴) D: انرژی فعال‌سازی واکنش برگشت بدون کاتالیزگر

۲۶ - به کدام دلیل (یا دلایل) اغلب مناسب‌تر است که برای افزایش سرعت واکنش‌های شیمیایی به جای افزایش دما از کاتالیزگر استفاده کرد.

- (۱) افزایش قابل ملاحظه ی سرعت واکنش با افزودن کاتالیزگر
- (۲) صرفه ی اقتصادی و راحتی استفاده
- (۳) صرفه ی اقتصادی و حساس بودن بسیاری از مواد نسبت به گرما
- (۴) راحتی استفاده و افزایش قابل توجه سرعت واکنش



۲۷ - به کدام دلیل کاتالیزگر موجب افزایش سرعت واکنش می‌شود؟

(آزاد - پزشکی - ۷۷)

(۱) افزایش سطح انرژی مواد واکنش‌دهنده

(۲) کاهش سطح انرژی فرآورده‌ها

(۳) تشکیل پیچیده‌ی فعال با محتوای انرژی کم‌تر

(۴) تشکیل پیچیده‌ی فعال با سطح انرژی بالاتر

۲۸ - اگر در یک واکنش از یک کاتالیزگر مناسب استفاده شود، کدام مورد در آن واکنش بدون تغییر باقی خواهد ماند؟

(۱) انرژی فعال‌سازی

(۲) سرعت واکنش

(۳) مسیر واکنش

(۴) مقدار  $\Delta H$

۲۹ - با افزودن کاتالیزگر به یک واکنش تعادلی سرعت واکنش مستقیم  $a$  برابر می‌شود. در این صورت سرعت واکنش برگشت چند برابر می‌شود؟

(۱)  $a$

(۲)  $\frac{1}{a}$

(۳)  $a+1$

(۴)  $a-1$

۳۰ - کاتالیزگر بر کدام گزینه بی‌تأثیر است؟

(۱) انرژی فعال‌سازی

(۲) ساختار پیچیده‌ی فعال

(۳) میزان پیشرفت واکنش

(۴) سرعت واکنش

۳۱ - در جمله‌ی زیر در جاهای خالی چه کلماتی را باید نوشت؟

(آزاد - تجربی - ۸۱)

« ..... مسیر واکنش را تغییر داده و با ..... انرژی فعال‌سازی، سرعت واکنش را ..... می‌دهد.»

(۱) کاتالیزگر - افزایش - افزایش

(۲) افزایش غلظت - کاهش - کاهش

(۳) دما - افزایش - کاهش

(۴) کاتالیزگر - کاهش - افزایش

۳۲ - به کار بردن کاتالیزگر در یک واکنش شیمیایی کدام مورد زیر را پیش می‌آورد؟

(آزاد - ریاضی - ۸۱)

(۱)  $\Delta H$  واکنش را کاهش می‌دهد.

(۲) مقدار محصول عمل را افزایش می‌دهد.

(۳) انرژی فعال‌سازی واکنش را کاهش می‌دهد.

(۴) انرژی فعال‌سازی را افزایش می‌دهد.

۳۳ - با توجه به نمودار «انرژی - پیشرفت» واکنش روبه‌رو کدام عبارت در رابطه با آن نادرست

(سراسری - تجربی - ۸۴)

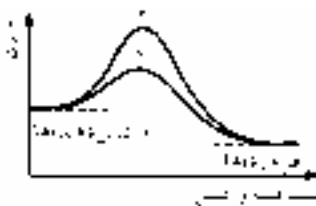
است؟

(۱) به واکنشی گرماده مربوط است.

(۲) سرعت واکنش در مسیر (۲) بیشتر است.

(۳) مقدار  $\Delta H$  در هر دو مسیر یکسان است.

(۴) مسیر (۱) به استفاده از یک کاتالیزگر مناسب مربوط است.



(سراسری - تجربی - ۸۷)

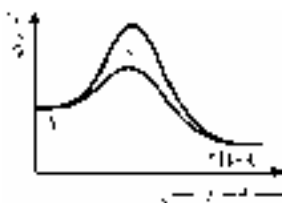
۳۴ - با توجه به شکل روبه‌رو، کدام مطلب نادرست است؟

(۱) سرعت واکنش، در مسیر (۱)، کم‌تر است.

(۲) واکنش گرماده و با افزایش آنتروپی همراه است.

(۳) مسیر (۲)، به استفاده از یک کاتالیزگر، مربوط است.

(۴) کاتالیزگر، با کوتاه‌تر کردن مسیر واکنش،  $\Delta H$  آن را کاهش داده است.



(آزاد - پزشکی - ۸۷)

۳۵ - چرا کاتالیزگر سرعت انجام واکنش‌های شیمیایی را افزایش می‌دهد؟

(۱) چون انرژی فعال‌سازی مواد واکنش‌دهنده را کاهش می‌دهد.

(۲) زیرا انرژی فعال‌سازی مواد واکنش‌دهنده را افزایش می‌دهد.

(۳) چون سطح تماس مواد واکنش‌دهنده را بیشتر می‌کند.

(۴) برخورد مؤثر بین مولکول‌های اولیه را زیاد می‌کند.

۳۶ - وقتی یکی از محصولات واکنش نقش کاتالیزگر را داشته باشد، در صورتی که سرعت واکنش را در دمای ثابت در فاز محلول

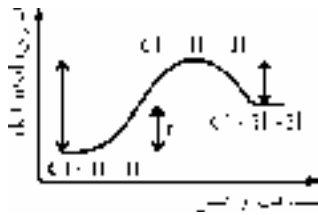
مورد مطالعه قرار دهیم کدام نتیجه‌گیری درست است؟

(۱) سرعت واکنش از ابتدا تا انتهای واکنش با یک روند ثابت افزایش می‌یابد.

(۲) سرعت در ابتدا کاهش و با گذشت زمان تا انتهای واکنش افزایش می‌یابد.

(۳) در مطالعه‌ی سرعت هر واکنشی در فاز محلول، بسته به نوع محلول روند متفاوتی مشاهده می‌شود.

(۴) سرعت آن مدتی با گذشت زمان افزایش می‌یابد و سپس با کاهش همراه می‌شود.



۳۷- با توجه به شکل روبه‌رو کدام گزینه نادرست است؟

$$(۱) E_a(\text{برگشت}) > E_a(\text{رفت})$$

(۲) تشکیل پیچیده‌ی فعال در واکنش رفت دشوارتر از واکنش برگشت است.

(۳) برای انجام‌پذیر بودن واکنش حتماً نیاز به کاتالیزگر می‌باشد.

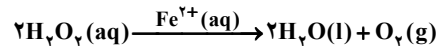
(۴) انرژی پیوندی مواد حاصل از مواد اولیه کم‌تر است.

## ۵- ۱- انواع واکنش‌های کاتالیز شده

با توجه به فاز کاتالیزگر و مواد واکنش‌دهنده، واکنش‌های کاتالیز شده را به دو گروه همگن و ناهمگن تقسیم می‌کنیم.

اگر در واکنشی کاتالیزگر به صورت یون (مانند  $I^-$ ،  $Fe^{2+}$ ،  $Fe^{3+}$ ...) داده شود، فاز آن را محلول (aq) در نظر می‌گیریم.

آ- واکنش کاتالیز شده‌ی همگن: به واکنش‌هایی گفته می‌شود که در آن‌ها کاتالیزگر و کلیه‌ی مواد واکنش‌دهنده، همگی در یک فاز قرار دارند، یعنی مخلوط یکنواختی را تشکیل می‌دهند. برای مثال واکنش تجزیه‌ی هیدروژن پراکسید ( $H_2O_2$ ) در مجاورت محلول آهن (II) سولفات (محلول یون  $Fe^{2+}$ ) یک واکنش کاتالیز شده‌ی همگن است، زیرا هم کاتالیزگر ( $Fe^{2+}$ ) و هم واکنش‌دهنده ( $H_2O_2$ ) در یک فاز (یعنی فاز محلول) قرار دارند که با هم مخلوطی یکنواخت را به وجود می‌آورند:



واکنش‌های زیر، نمونه‌های دیگری از واکنش‌های کاتالیز شده‌ی همگن هستند:	
$2N_2O_5(g) \xrightarrow{O_2(g)} 4NO_2(g) + O_2(g)$	$2SO_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{NO(g)} 2SO_3(g)$
$2N_2O(g) \xrightarrow{Cl_2(g)} 2N_2(g) + O_2(g)$	$2H_2O_2(aq) \xrightarrow{I^-(aq)} 2H_2O(l) + O_2(g)$

در واکنش‌های کاتالیز شده‌ی همگن، کاتالیزگر در واکنش شرکت می‌کند اما مجدداً تولید می‌شود.

کدام ساز و کار زیر مربوط به یک واکنش کاتالیز شده است؟

واکنش	ساز و کار	واکنش	ساز و کار
۱	I) $NO(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons NOBr_2(g)$ II) $NOBr_2(g) + NO(g) \rightarrow 2NOBr(g)$	۲	I) $Cl_2(g) \rightleftharpoons 2Cl(g)$ II) $Cl(g) + CHCl_3(g) \rightarrow HCl(g) + CCl_3(g)$ III) $CCl_3(g) + Cl(g) \rightarrow CCl_4(g)$
۳	I) $Cl_2(g) \rightleftharpoons 2Cl(g)$ II) $2(N_2O(g) + Cl(g) \rightarrow N_2(g) + ClO(g))$ III) $2ClO(g) \rightarrow Cl_2(g) + O_2(g)$	۴	I) $2NO(g) + H_2(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O_2(g)$ II) $H_2O_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$

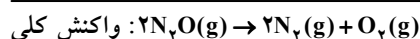
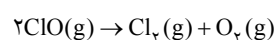
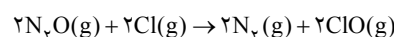
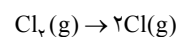
۴ (۴)

۳ (۳)

۲ (۲)

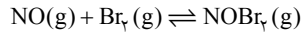
۱ (۱)

در واکنش ۳،  $Cl_2(g)$  ابتدا در مرحله‌ی اول مصرف می‌شود و در پایان در مرحله‌ی سوم تولید می‌شود. بنابراین  $Cl_2$  در واکنش ۳، نقش کاتالیزگر را دارد. واکنش کلی از جمع سه واکنش به دست می‌آید:

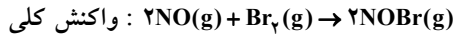
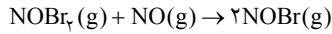


در این واکنش،  $Cl(g)$  و  $ClO(g)$  نقش ذره‌ی حد واسط را دارند.

سایر گزینه‌ها را بررسی می‌کنیم:

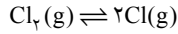


با جمع واکنش‌ها داریم:

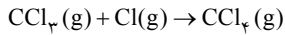
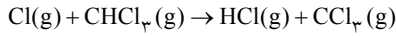


واکنش کلی

این واکنش، کاتالیزگر ندارد. و فقط  $\text{NOBr}_2(\text{g})$  نقش ذره‌ی حد واسط را دارد.

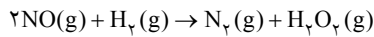


با جمع واکنش‌ها داریم:

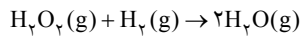


واکنش کلی

این واکنش، کاتالیزگر ندارد. ذره‌های  $\text{Cl(g)}$  و  $\text{CCl}_3(\text{g})$  نقش ذره‌ی حد واسط را دارند.



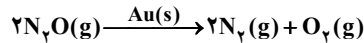
با جمع واکنش‌ها داریم:



واکنش کلی

این واکنش هم کاتالیزگر ندارد. و تنها ذره‌ی  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{g})$  نقش ذره‌ی حد واسط را دارد.

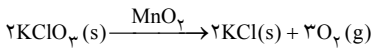
ب - واکنش‌های کاتالیز شده‌ی ناهمگن: به واکنش‌هایی گفته می‌شود که در آن‌ها کاتالیزگر و مواد واکنش‌دهنده در یک فاز قرار ندارند. مانند واکنش تجزیه‌ی گاز  $\text{N}_2\text{O}$  در حضور کاتالیزگر طلا:



در این واکنش کاتالیزگر طلا فاز جامد و ماده‌ی واکنش‌دهنده فاز گازی را تشکیل می‌دهد و با

هم مخلوط یکنواختی را به وجود نمی‌آورند.

توجه: به واکنش زیر توجه کنید.



در این واکنش هم کاتالیزگر  $(\text{MnO}_2)$  و هم واکنش‌دهنده  $(\text{KClO}_3)$  هر دو جامد (s) هستند.

ولی این واکنش یک واکنش کاتالیز شده

همگن نمی‌باشد. زیرا همان‌طور که قبلاً گفتیم

دو ماده‌ی جامد (s) برخلاف دو ماده‌ی گاز (g)

یا دو ماده‌ی محلول (aq) هم‌فاز محسوب

نمی‌شوند زیرا مخلوط دو ماده‌ی جامد نمی‌تواند

همگن و یکنواخت باشد. پس واکنش یاد شده

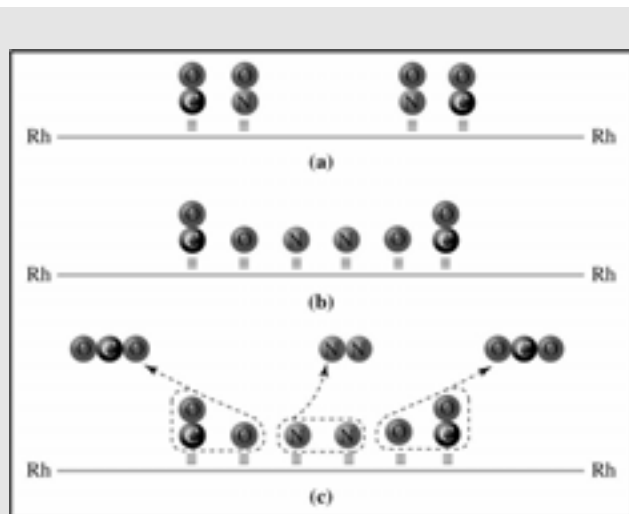
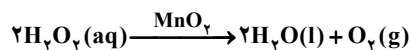
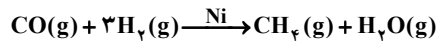
یک واکنش کاتالیز شده‌ی ناهمگن است.

۱۴ اگر کاتالیزگر به صورت فلز خنثی (مانند  $\text{Pd}$ ،  $\text{Fe}$ ،  $\text{Au}$  و...) یا به صورت اکسید فلزی (مانند  $\text{MnO}_2$ ،  $\text{V}_2\text{O}_5$  و...) باشد، فاز آن را جامد (s) در نظر می‌گیریم.

۱۵ واکنش زیر نمونه‌ای از یک واکنش کاتالیز شده‌ی ناهمگن است، که در آن کاتالیزگر وانادیم پتوکسید  $(\text{V}_2\text{O}_5)$  در فاز جامد و واکنش‌دهنده‌ها در فاز گازی هستند:

$$2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \xrightarrow{\text{V}_2\text{O}_5} 2\text{SO}_3(\text{g})$$

واکنش‌های زیر، مثال‌های دیگری برای واکنش‌های کاتالیز شده‌ی ناهمگن هستند.



مطالعه آزاد

سازوکار پیشنهاد شده برای واکنش:  $2\text{CO} + 2\text{NO} \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{N}_2$

در سطح کاتالیزگر رودیم (Rh) در شکل زیر نمایش داده شده است.

مراحل این سازوکار به صورت زیر است:

(۱) مولکول‌های  $\text{CO}$  و  $\text{NO}$  روی سطح رودیم جذب شیمیایی می‌شوند.

(۲) پیوند بین اتم  $\text{O}$  و اتم  $\text{N}$  مجاور در مولکول  $\text{NO}$  با پیوستن اتم  $\text{N}$  به

رودیم ضعیف می‌شود. با شکستن پیوند  $\text{N-O}$ ، اتم‌های  $\text{N}$  و  $\text{O}$  از هم

جدا می‌شوند.

(۳) دو اتم  $\text{N}$  روی سطح رودیم به هم پیوسته و یک مولکول  $\text{N}_2$  به وجود

می‌آورند که وارد فاز گازی می‌شود، هم‌چنین اتم‌های  $\text{O}$  و مولکول‌های

$\text{CO}$  نیز به یکدیگر پیوسته و به صورت مولکول‌های گازی  $\text{CO}_2$  وارد فاز

گازی می‌شوند.

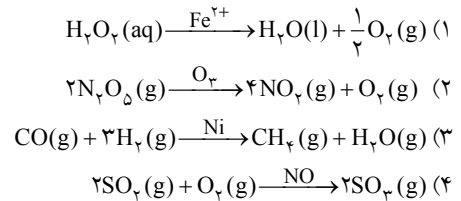
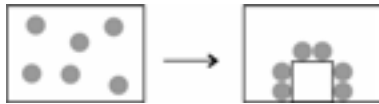
(آزاد - تجربی - ۷۹)

کدام یک از واکنش‌های زیر واکنش کاتالیز شده‌ی همگن است؟



در گزینه‌ی ۳ کاتالیزگر  $(\text{Fe}^{3+})$  و واکنش دهنده  $(\text{H}_2\text{O}_2)$  هر دو در فاز محلول (aq) هستند. پس این واکنش از نوع واکنش کاتالیز شده‌ی همگن است. اما در سایر گزینه‌ها کاتالیزگر در فاز جامد (s) و واکنش دهنده‌ها در فاز گازی (g) قرار دارند، یعنی سایر گزینه‌ها ناهمگن هستند.

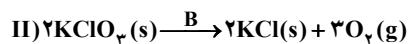
۳۸ - شکل روبه‌رو مربوط به کدام واکنش کاتالیز شده می‌تواند باشد؟



۳۹ - کدام گزینه یک واکنش کاتالیز شده‌ی همگن است؟

۴۰ - کدام مطلب در مورد واکنش:  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \xrightarrow{\text{V}_2\text{O}_5} 2\text{SO}_3(\text{g})$  درست است؟

- (۱) انرژی فعال‌سازی واکنش در غیاب  $\text{V}_2\text{O}_5$  کم‌تر است.
- (۲)  $\text{V}_2\text{O}_5$ ، با افزایش دادن انرژی فعال‌سازی سرعت واکنش را افزایش می‌دهد.
- (۳) یک واکنش کاتالیز شده‌ی ناهمگن است.
- (۴)  $\text{V}_2\text{O}_5$ ، سرعت واکنش رفت را بیش از سرعت برگشت افزایش می‌دهد.

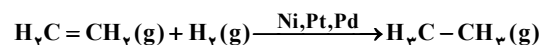
۴۱ - در واکنش‌های:  $\text{I) SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \xrightarrow{\text{A}} \text{SO}_3(\text{g})$ 

کاتالیزگرهای A و B به ترتیب ..... و ..... هستند و واکنش ..... از نوع ..... است. (سراسری - تجربی - ۸۷)

- (۱)  $\text{NO}$  و  $\text{MnO}_2$  - I - همگن
- (۲)  $\text{NO}_2$  و  $\text{MnO}_2$  - I - ناهمگن
- (۳)  $\text{NO}$  و  $\text{MnO}_2$  - II - همگن
- (۴)  $\text{NO}_2$  و  $\text{MnO}_2$  - II - ناهمگن

## ۵ - ۲ - هیدروژن‌دار کردن ترکیب‌های آلی سیر نشده

یکی از واکنش‌های کاتالیز شده‌ی ناهمگن که در آن کاتالیزگر و واکنش دهنده‌ها در دو فاز گوناگون قرار دارند، واکنش افزایش  $\text{H}_2$  به پیوند دو گانه در ترکیب‌های آلی سیر نشده (مانند آلکن‌ها) و تبدیل آن‌ها به یک ترکیب سیر شده (مانند آلکان‌ها) است. برای این منظور از فلزهایی مانند نیکل (Ni)، پلاتین (Pt) یا پالادیم (Pd) استفاده می‌شود. به این واکنش هیدروژن‌دار کردن می‌گویند. واکنش هیدروژن‌دار کردن از جمله واکنش‌های مهم در صنعت نفت و صنایع غذایی (تهیه‌ی روغن‌های جامد) به شمار می‌آید. ساده‌ترین مثال از واکنش‌های هیدروژن‌دار کردن، تبدیل اتن (اتیلن) به اتان است:





ترکیب‌های آلی دو نوعند: سیر شده و سیر نشده!!

## ۵-۲-۱- بررسی مراحل هیدروژن‌دار کردن اتن در مجاورت کاتالیزگر نیکل:

واکنش اتن با هیدروژن در غیاب کاتالیزگر بسیار آهسته انجام می‌شود ولی در حضور گرد ریز نیکل، پالادیم یا پلاتین به‌عنوان کاتالیزگر، چه در فشارهای بالای گاز هیدروژن و چه در دمای اتاق، سریع انجام می‌شود. این فلزها با جذب شیمیایی مواد واکنش‌دهنده روی سطح خود، واکنش هیدروژن‌دار کردن را کاتالیز می‌کنند.

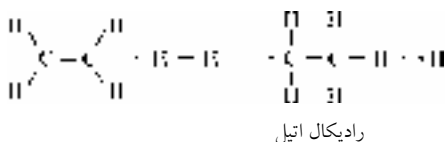
واکنش هیدروژن‌دار کردن اتن طی چهار مرحله انجام می‌شود:

**مرحله اول:** ابتدا مولکول‌های هیدروژن و اتن از محیط واکنش به سطح کاتالیزگر انتشار یافته و روی سطح نیکل (یا پلاتین یا پالادیم) جذب می‌شوند، شکل «۱۱». بر اثر جاذبه‌ای که بین مولکول‌های هیدروژن و اتن با اتم‌های سطح فلز Ni به‌وجود می‌آید پیوند H-H و همچنین پیوند C=C سست می‌شوند. به همین دلیل واکنش هیدروژن با اتن در سطح کاتالیزگر با سرعت بیشتری انجام می‌شود. در واقع کاتالیزگرهای Ni، Pt یا Pd با جذب مولکول‌های هیدروژن و اتن در سطح خود شرایطی را فراهم می‌آورند که واکنش با انرژی فعال‌سازی کم‌تری انجام شود.

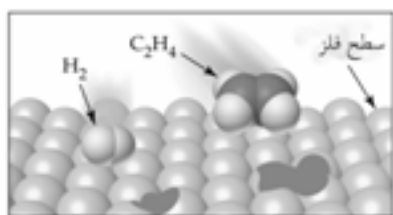
جذب سطحی در سطح جامدها به دو صورت فیزیکی و شیمیایی انجام می‌شود. در جذب فیزیکی ماده‌ی جذب شونده با سطح جاذب هیچ‌گونه پیوند شیمیایی تشکیل نمی‌دهد و تنها جاذبه‌هایی از نوع وان دروالسی مشاهده می‌شود، شکل «۱۲-آ» در صورتی که در جذب شیمیایی ماده‌ی جذب شونده با سطح جاذب پیوند شیمیایی تشکیل می‌دهد، شکل «۱۲-ب» آشکار است که جذب شیمیایی قوی‌تر از جذب فیزیکی است.

**توجه کنید که:** در واکنش کاتالیز شده‌ی هیدروژن‌دار کردن ترکیب‌های آلی سیر نشده، هم‌جذب فیزیکی وجود دارد و هم‌جذب شیمیایی. اما جذب فیزیکی در مقایسه با جذب شیمیایی اثر ندارد. در واکنش هیدروژن‌دار کردن اتن، جذب شیمیایی گاز هیدروژن روی سطح نیکل به آن سرعت می‌بخشد.

**مرحله دوم:** اتن با یک اتم هیدروژن واکنش می‌دهد و رادیکال اتیل ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\cdot$ ) و هیدروژن (H) را به‌وجود می‌آورد. رادیکال اتیل و هم‌چنین رادیکال هیدروژن با سطح کاتالیزگر پیوند می‌دهند.

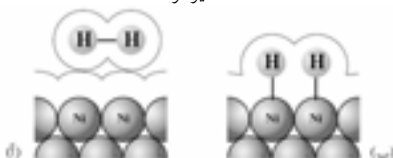


**توجه:** مرحله‌ی دوم که در آن پیوند H-H شکسته می‌شود مرحله‌ی آهسته و تعیین‌کننده‌ی سرعت واکنش است.



شکل «۱۱»

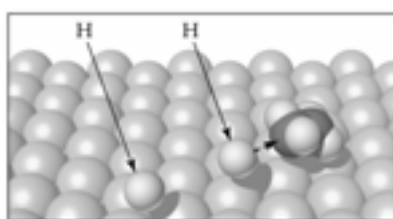
جذب سطحی مولکول‌های هیدروژن و اتن در سطح کاتالیزگر



شکل «۱۲»

انواع جذب سطحی

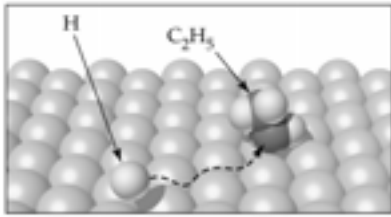
(آ) جذب سطحی فیزیکی  $\text{H}_2$  در سطح کاتالیزگر نیکل  
(ب) جذب سطحی شیمیایی  $\text{H}_2$  در سطح کاتالیزگر نیکل



شکل «۱۳»

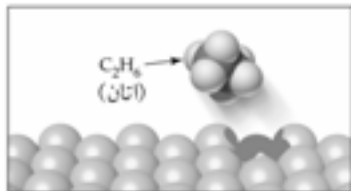
واکنش هیدروژن با اتن و تشکیل رادیکال‌های اتیل ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\cdot$ ) و هیدروژن (H)





شکل «۱۴»

واکنش رادیکال‌های اتیل و هیدروژن و تشکیل مولکول اتان

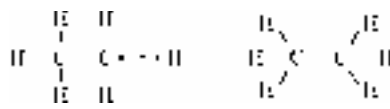


شکل «۱۵»

جدا شدن مولکول اتان از سطح کاتالیزگر Ni

مرحله سوم: رادیکال اتیل با دومین اتم هیدروژن واکنش می‌دهد و مولکول اتان را به وجود

می‌آورد.



مولکول اتان      دومین اتم هیدروژن      رادیکال اتیل

رادیکال‌ها گونه‌های یک یا چند اتمی هستند که دارای یک یا چند الکترون جفت نشده‌اند. رادیکال‌ها گونه‌های فعالی هستند و به سرعت وارد واکنش می‌شوند. الکترون (های) یک رادیکال را با قراردادن یک نقطه در کنار نماد یا فرمول شیمیایی آن رادیکال نمایش می‌دهند. برای مثال رادیکال متیل را با نماد  $\cdot\text{CH}_3$  و رادیکال اتیل را با نماد  $\cdot\text{CH}_2\text{CH}_3$  نشان می‌دهند.

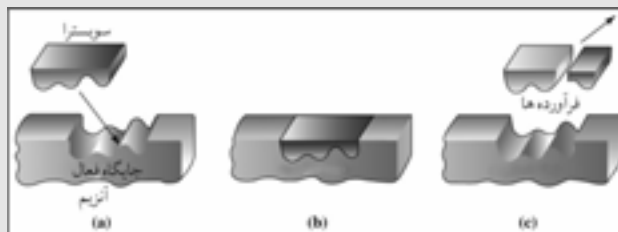
مرحله چهارم: مولکول‌های اتان تولید شده از سطح کاتالیزگر جدا می‌شوند.

توجه: جذب مواد محلول در سطح جامد مشکل‌تر از جذب مواد گازی روی سطح جامد است. زیرا در حالت محلول، حلال، ماده‌ی حل شونده را از سطح جامد جدا می‌کند.

## مطالعه آزاد

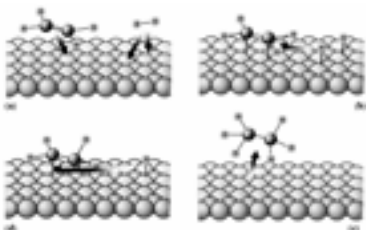
طبیعت طراح و استفاده کننده از انواع کاتالیزگرها است. حتی ساده‌ترین باکتری‌ها هم صدها نوع از کاتالیزگرهای زیستی را مورد استفاده قرار می‌دهند که آنزیم نامیده می‌شوند. آنزیم‌ها واکنش‌های شیمیایی گوناگونی را سرعت می‌بخشند که در سلول‌ها انجام می‌شوند. به طوری که می‌توان گفت زندگی هیچ موجود زنده‌ای بدون وجود آنزیم‌ها ممکن نیست.

در بدن انسان مجموعه‌ای از واکنش‌های پیچیده انجام می‌شود. همه‌ی این واکنش‌ها باید با سرعت‌های کنترل شده و دقیقی انجام شوند تا انسان را زنده نگه دارند. آنزیم‌ها در کنترل این واکنش‌ها نقش حیاتی دارند. بیشتر آنزیم‌ها پروتئین‌هایی با مولکول‌های بزرگ هستند. هر واکنشی که در بدن انسان انجام می‌شود، آنزیم ویژه‌ای به آن سرعت می‌بخشد، نکته‌ی جالب این است که برخی آنزیم‌ها فقط تولید یک ماده‌ی خاص در یک واکنش ویژه را کنترل می‌کنند. اگرچه آنزیم‌ها مولکول‌های بزرگی هستند، ولی واکنش‌ها فقط در جایگاه‌های ویژه‌ای از آنزیم کاتالیز می‌شوند. موادی را که در این جایگاه واکنش می‌دهند سوبسترا می‌گویند. با یک مدل ساده که به مدل قفل و کلید مشهور است می‌توان ویژه بودن عمل کاتالیزی آنزیم‌ها را نشان داد. در شکل زیر سوبسترا به صورتی که نشان داده شده است در جایگاه خاصی از آنزیم قرار می‌گیرد و واکنش موردنظر به وقوع می‌پیوندد. این جایگاه خاص جایگاه فعال نامیده می‌شود.



شکل «۱۶»

نمایش ساده‌ای از شیوه‌ی عملکرد آنزیم‌ها به عنوان کاتالیزگرهای زیستی



با توجه به شکل روبه‌رو، که ساز و کار واکنش هیدروژن‌دار کردن اتان را نشان می‌دهد، کدام قسمت، مرحله‌ی تشکیل رادیکال اتیل و کدام قسمت مرحله‌ی تشکیل مولکول اتان را نشان می‌دهد؟

(سراسری - ریاضی - ۸۵)

d و b (۲)

c و a (۱)

c و b (۴)

d و a (۳)

لطفاً رجوع کنید به توضیحات صفحه‌های قبل!

(سراسری - ریاضی - ۱۵ - خارج از کشور)

۴۲ - کدام مطلب نادرست است؟

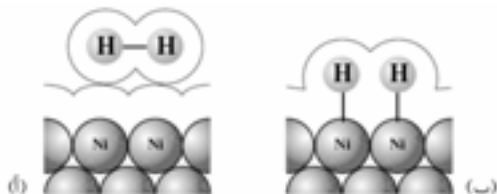
- ۱) جذب مواد بر روی جذب‌کننده‌های جامد تنها از نوع جذب فیزیکی می‌باشد.
- ۲) در جذب شیمیایی، ماده‌ی جذب‌شونده با سطح ماده‌ی جذب‌کننده، پیوند شیمیایی برقرار می‌کند.
- ۳) در جذب فیزیکی، بین ذرات ماده‌ی جذب‌شونده و سطح ماده‌ی جذب‌کننده، تنها نیروی واندروالسی برقرار می‌شود.
- ۴) در واکنش هیدروژن‌دار شدن اتن، مولکول‌های هیدروژن روی سطح کاتالیزگر به‌طور شیمیایی جذب می‌شود.

(سراسری - ریاضی - ۱۷)

۴۳ - کدام مطلب درباره‌ی هیدروژن‌دار شدن اتن، نادرست است؟

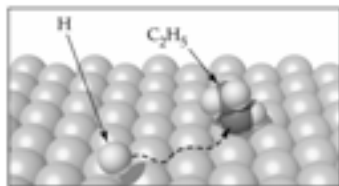
- ۱) نمونه‌ای از واکنش کاتالیز شده‌ی ناهمگن است.
  - ۲) یکی از واکنش‌های مهم در صنعت پلاستیک‌سازی است.
  - ۳) ساده‌ترین نمونه از واکنش‌های هیدروژن‌دار کردن ترکیب‌های آلی سیر نشده است.
  - ۴) در مجاورت کاتالیزگرهایی مانند نیکل، پالادیم و پلاتین، با سرعت زیاد انجام می‌گیرد.
- ۴۴ - کدام گزینه در مورد واکنش هیدروژن‌دار کردن ترکیب‌های آلی سیر نشده نادرست است؟
- ۱) این واکنش در غیاب کاتالیزگر بسیار آهسته انجام می‌شود.
  - ۲) این واکنش توسط فلزهایی مانند Ni، Pt و Pb کاتالیز می‌شود.
  - ۳) از جمله واکنش‌های مهم در صنعت نفت و صنایع غذایی (تهیه‌ی روغن‌های جامد) به‌شمار می‌آید.
  - ۴) ساده‌ترین واکنش هیدروژن‌دار کردن تبدیل اتن به اتان است.

۴۵ - کدام مطلب در مورد شکل مقابل درست است؟



- ۱) شکل (آ)، جذب شیمیایی هیدروژن را نشان می‌دهد.
- ۲) شکل (ب)، جذب فیزیکی هیدروژن را نشان می‌دهد.
- ۳) در واکنش هیدروژن‌دار شدن اتن، هر دو نوع جذب مشاهده می‌شود.
- ۴) قدرت جذب سطحی در شکل (آ) قوی‌تر از شکل (ب) می‌باشد.

۴۶ - شکل روبه‌رو بیانگر کدام مرحله در فرایند هیدروژن‌دار شدن اتن است؟



- ۱) جذب سطحی هیدروژن و اتن روی کاتالیزگر
- ۲) واکنش تولید رادیکال  $C_4H_5^*$
- ۳) واکنش رادیکال اتیل  $C_4H_5^*$  با یک اتم هیدروژن
- ۴) جدا شدن مولکول‌های اتان از سطح کاتالیزگر

۴۷ - واکنش هیدروژن‌دار کردن اتن در حضور دانه‌های ریز نیکل، پالادیم یا پلاتین به‌عنوان کاتالیزگر ..... چه در فشارها بالای گاز هیدروژن و چه در دمای اتاق سریع انجام می‌شود. این فلزها با ..... مواد واکنش‌دهنده روی سطح خود واکنش هیدروژن‌دار کردن را کاتالیز می‌کنند.

- ۱) همگن - جذب شیمیایی      ۲) ناهمگن - جذب فیزیکی      ۳) همگن - جذب فیزیکی      ۴) ناهمگن - جذب شیمیایی

۴۸ - کدام مطلب نادرست است؟

- ۱) در واکنش اتن با هیدروژن، گاز هیدروژن در سطح نیکل، به‌طور شیمیایی جذب می‌شود.
- ۲) جذب شیمیایی از جذب فیزیکی قوی‌تر است.
- ۳) در جذب فیزیکی، بین سطح جذب‌کننده و ماده‌ی جذب‌شونده، پیوند شیمیایی به وجود می‌آید.
- ۴) عامل جذب فیزیکی، جاذبه‌هایی از نوع واندروالسی است.

## پاسخ‌های کلیدی مثال

۱	۱	۲	۳	۴
۲	۱	۲	۳	۴
۳	۱	۲	۳	۴
۴	۱	۲	۳	۴
۵	۱	۲	۳	۴
۶	۱	۲	۳	۴
۷	۱	۲	۳	۴
۸	۱	۲	۳	۴
۹	۱	۲	۳	۴
۱۰	۱	۲	۳	۴
۱۱	۱	۲	۳	۴
۱۲	۱	۲	۳	۴
۱۳	۱	۲	۳	۴
۱۴	۱	۲	۳	۴
۱۵	۱	۲	۳	۴
۱۶	۱	۲	۳	۴
۱۷	۱	۲	۳	۴
۱۸	۱	۲	۳	۴
۱۹	۱	۲	۳	۴
۲۰	۱	۲	۳	۴
۲۱	۱	۲	۳	۴
۲۲	۱	۲	۳	۴
۲۳	۱	۲	۳	۴
۲۴	۱	۲	۳	۴
۲۵	۱	۲	۳	۴
۲۶	۱	۲	۳	۴
۲۷	۱	۲	۳	۴
۲۸	۱	۲	۳	۴
۲۹	۱	۲	۳	۴
۳۰	۱	۲	۳	۴
۳۱	۱	۲	۳	۴
۳۲	۱	۲	۳	۴
۳۳	۱	۲	۳	۴
۳۴	۱	۲	۳	۴
۳۵	۱	۲	۳	۴
۳۶	۱	۲	۳	۴
۳۷	۱	۲	۳	۴
۳۸	۱	۲	۳	۴
۳۹	۱	۲	۳	۴
۴۰	۱	۲	۳	۴

## پاسخ تست‌ها

۱ - ماهیت (طبیعت) واکنش‌دهنده‌ها اگرچه به عنوان یک متغیر برای بهبود سرعت یک واکنش مطرح نیست ولی از عوامل دیگر (یعنی حالت فیزیکی، دما، غلظت و کاتالیزگر) مهم‌تر است. بنابراین **گزینه ۴** درست است.

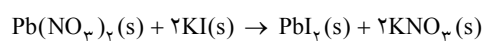
۲ - فعالیت شیمیایی (واکنش‌پذیری)  $Cl_2$  بیشتر از  $Br_2$  است از این‌رو در شرایط یکسان، سرعت واکنش  $Cl_2$  با  $H_2$  بیشتر از سرعت واکنش  $Br_2$  با  $H_2$  است. بنابراین **گزینه ۱** درست است.

۳ - قدرت اسیدی هیدروکلریک اسید ( $HCl$ ) از قدرت اسیدی استیک اسید ( $CH_3COOH$ ) بیشتر است. بنابراین سرعت واکنش هیدروکلریک اسید با روی بیشتر خواهد بود. این تفاوت در سرعت واکنش به مهم بودن اثر عامل **ماهیت واکنش‌دهنده** اشاره دارد. بنابراین **گزینه ۲** درست است.

۴ - بدون شرح! پس **گزینه ۱** درست است.

۵ - پودر روی در مقایسه با تکه‌های روی، سطح تماس بیشتری دارد. به همین دلیل سرعت واکنش محلول هیدروکلریک اسید ( $HCl$ ) با پودر روی بیش‌تر است. بنابراین **گزینه ۳** درست است.

۶ - واکنش موردنظر به صورت زیر است:



سفید رنگ      زرد رنگ      سفید رنگ      سفید رنگ

بنابراین **گزینه ۱** درست است.

۷ - با خرد کردن ماده‌ی جامد (چوب) به علت افزایش سطح تماس، سرعت واکنش افزایش می‌یابد. اما توجه داشته باشید که غلظت ماده‌ی جامد (یعنی چوب) ثابت است و تغییری نمی‌کند. بنابراین **گزینه ۳** درست است.

سایر گزینه‌ها را بررسی می‌کنیم:

۲-واکنش در این واکنش واکنش‌دهنده‌ها، اکسیژن هوا و چوب هستند که در دو فاز گوناگون (یعنی در فاز گاز و جامد) قرار دارند. در این حالت مجاورت دو فاز تنها به مرز میان دو فاز وابسته است.

۴- رجوع کنید به توضیح گزینه‌ی (۳).

۸ - پودر زغال در مقایسه با تکه‌های درشت زغال، سطح تماس بیشتری دارد. از این‌رو سرعت واکنش آن با اکسیژن هوا بسیار بیشتر است. بنابراین **گزینه ۱** درست است.

۹ - براده‌ی آهن در مقایسه با گردآهن، سطح تماس کم‌تری دارد لذا سرعت واکنش آن با اسید ( $H^+(aq)$ ) کم‌تر خواهد بود. بررسی سایر گزینه‌ها:

۲- افزایش دما، باعث افزایش سرعت واکنش می‌شود.

۲- براده‌ی آهن در مقایسه با قطعه‌های آهن، سطح تماس بیشتری دارد لذا سرعت واکنش آن با اسید ( $H^+(aq)$ ) بیشتر است.

۴- قدرت اسیدی هیدروکلریک اسید ( $HCl$ ) بیشتر از سولفوریک اسید ( $H_2SO_4$ ) است. بنابراین سرعت واکنش آن با آهن بیشتر است.

۱۰ - افزایش دما (یا کاهش دما)، تأثیری بر انرژی فعال‌سازی واکنش ندارد. تنها عاملی که می‌تواند انرژی فعال‌سازی را کاهش دهد کاتالیزگر است و بس! پس **گزینه ۲** درست است.

۱۱ - دمای واکنش  $20^\circ C$  افزایش یافته است یعنی دما در دو مرحله و در هر مرحله  $10^\circ C$  افزایش یافته است، پس:

$$\frac{2 \cdot \min}{(2)^2} = 5 \min$$

۱۷ - با توجه به جدول، با دو برابر کردن غلظت  $SO_3(g)$  سرعت واکنش چهار برابر شده است پس توان غلظت  $[SO_3]$  برابر دو است. یعنی:  
 $R \propto [SO_3]^2$   
 بنابراین گزینه ۱ درست است.

۱۸ - با مقایسه‌ی آزمایش‌های (۱) و (۲) می‌توان دریافت که با دو برابر کردن غلظت C، سرعت واکنش دو برابر می‌شود پس توان غلظت C در معادله‌ی سرعت برابر یک است. از طرفی با مقایسه‌ی آزمایش‌های (۱) و (۳) می‌توان دریافت که با چهار برابر کردن غلظت C و D، سرعت واکنش ۱۶ برابر شده است. با توجه به این که توان غلظت C در معادله‌ی سرعت برابر یک است لذا می‌توان نتیجه گرفت که توان غلظت D در معادله‌ی سرعت نیز برابر یک است. یعنی:  
 $K[C][D] = \text{سرعت واکنش}$   
 بنابراین گزینه ۱ درست است.

۱۹ - با مقایسه‌ی آزمایش‌های (۱) و (۲) می‌توان فهمید که با ۲ برابر کردن غلظت  $H_2$ ، سرعت واکنش نیز ۲ برابر شده است پس توان غلظت  $H_2$  در معادله‌ی سرعت برابر یک است. از طرفی با مقایسه‌ی آزمایش‌های (۱) و (۳) می‌توان دریافت که با ۲ برابر کردن غلظت NO، سرعت واکنش ۴ برابر شده است پس توان غلظت NO در معادله‌ی سرعت برابر ۲ است. بنابراین معادله‌ی سرعت در این واکنش به صورت روبه‌رو است:  
 $R = K[NO]^2[H_2]$   
 پس گزینه ۳ درست است.

۲۰ - با مقایسه‌ی آزمایش‌های (۱) و (۲) می‌توان دریافت که با ۲ برابر کردن غلظت  $I_2$ ، سرعت واکنش نیز ۲ برابر شده است پس توان غلظت  $I_2$  در معادله‌ی سرعت برابر یک است. از طرفی با مقایسه‌ی آزمایش‌های (۱) و (۳) می‌توان دریافت که با ۲ برابر کردن غلظت  $H_2$ ، سرعت واکنش نیز ۲ برابر شده است پس توان غلظت  $H_2$  نیز در معادله‌ی سرعت برابر یک است. یعنی داریم:  
 $R = K[H_2][I_2]$   
 با توجه به آزمایش‌های (۳) و (۴) اگر غلظت  $I_2$  و  $H_2$  را دو برابر کنیم (چند برابر شدن)  $\times$  (چند برابر شدن) = (چند برابر شدن) نگاه:  
 (غلظت  $I_2$ ) (غلظت  $H_2$ ) (سرعت R)  
 برابر  $4 = 2 \times 2 =$  چند برابر شدن سرعت (R)  
 پس در آزمایش (۴)، سرعت واکنش، ۴ برابر سرعت آزمایش (۳) می‌باشد:  
 $X = 4 \times 7 \times 10^{-4} = 28 \times 10^{-4} = 2/8 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$   
 پس گزینه ۲ درست است.

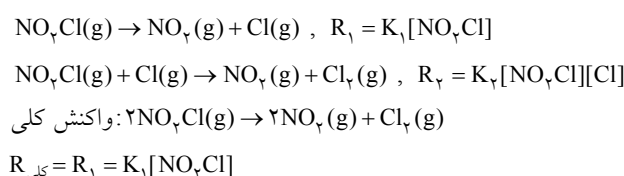
۲۱ - با مقایسه‌ی آزمایش‌های (۱) و (۲) می‌توان فهمید که با ۲ برابر کردن غلظت A، سرعت واکنش تغییری نکرده است. یعنی سرعت

بنابراین با افزایش دمای واکنش به اندازه‌ی  $20^\circ C$ ، زمان انجام واکنش، ۱۵ دقیقه کاهش می‌یابد.  
 بنابراین گزینه ۳ درست است.

۱۲ - با افزایش دما، سطح انرژی مولکول‌های واکنش‌دهنده افزایش می‌یابد. به این ترتیب مولکول‌های واکنش‌دهنده، برای تشکیل پیچیده‌ی فعال توانایی بیشتری می‌یابند.  
 پس گزینه ۱ درست است.

۱۳ - افزایش یا کاهش دما تأثیری بر  $\Delta H$  واکنش ندارد. بنابراین گزینه ۱ عبارتی نادرست است. سایر گزینه‌ها همگی درست هستند.

۱۴ - واکنش کلی از جمع دو واکنش بنیادی (یک مرحله‌ای) به دست می‌آید:



با توجه به این که مرحله‌ی (۱)، مرحله‌ی آهسته و تعیین‌کننده‌ی سرعت واکنش است، معادله‌ی سرعت واکنش کلی برابر معادله‌ی سرعت مرحله‌ی (۱) است.  
 بنابراین گزینه ۴ درست است.

۱۵ - با توجه به جدول، با دو برابر کردن غلظت  $SO_2Cl_2(g)$  سرعت واکنش نیز دو برابر شده است پس توان غلظت  $[SO_2Cl_2]$  برابر یک است. پس:  
 $\propto [SO_2Cl_2]$  سرعت واکنش  
 بنابراین گزینه ۱ درست است.

۱۶ - با نصف کردن حجم ظرف، غلظت واکنش‌دهنده‌ها (A و B)، دو برابر می‌شود. پس:  
 $\times$  (چند برابر غلظت A) = چند برابر شدن سرعت (R)  
 (چند برابر شدن غلظت B)  
 $8 = 2 \times 2 =$  چند برابر شدن غلظت (R)  
 پس گزینه ۴ درست است.

۲۶ - برای افزایش سرعت واکنش‌های شیمیایی، استفاده از کاتالیزگر به جای افزایش دما دو مزیت مهم دارد:

۱) واکنش با مصرف انرژی کم‌تری همراه است پس صرفه‌ی اقتصادی دارد.  
 ۲) بسیاری از مواد نسبت به گرما حساس هستند و به سادگی در اثر گرما تجزیه می‌شوند. در حالی که با استفاده از کاتالیزگر چنین مشکلی پیش نمی‌آید.

بنابراین گزینه‌ی ۳ درست است.

۲۷ - کاتالیزگر با کاهش انرژی فعال‌سازی و به عبارت دیگر با کاهش محتوای انرژی پیچیده‌ی فعال، تشکیل پیچیده‌ی فعال را آسان‌تر می‌کند. به همین دلیل باعث افزایش سرعت واکنش می‌شود.

بنابراین گزینه‌ی ۳ درست است.

۲۸ - کاتالیزگر هیچ تأثیری بر آنتالپی واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها ندارد. به همین دلیل با استفاده از کاتالیزگر  $\Delta H$  واکنش تغییری نمی‌کند.

بنابراین گزینه‌ی ۴ درست است.

۲۹ - کاتالیزگر انرژی فعال‌سازی واکنش رفت و برگشت را به یک میزان کاهش می‌دهد. در نتیجه سرعت واکنش رفت و برگشت به یک میزان افزایش خواهد یافت.

بنابراین گزینه‌ی ۱ درست است.

۳۰ - کاتالیزگر بر میزان پیشرفت واکنش تأثیری ندارد. به عبارت دیگر کاتالیزگر باعث نمی‌شود که مقدار بیشتری واکنش‌دهنده به فراورده تبدیل شود بلکه سبب می‌شود که همان مقدار واکنش‌دهنده در زمان کم‌تری وارد واکنش شود و به فراورده تبدیل شود.

بنابراین گزینه‌ی ۳ درست است.

۳۱ - به یاد داشته باشید که فقط کاتالیزگر می‌تواند مسیر انجام واکنش را تغییر دهد و دما و غلظت تأثیری بر مسیر انجام واکنش ندارند.

بنابراین گزینه‌ی ۴ درست است.

۳۲ - کاتالیزگر انرژی فعال‌سازی واکنش را کاهش می‌دهد ولی تأثیری بر  $\Delta H$  واکنش و یا مقدار محصول واکنش ندارد.

بنابراین گزینه‌ی ۳ درست است.

۳۳ - سرعت واکنش در مسیر (۱) بیشتر است زیرا انرژی فعال‌سازی کم‌تری دارد.

پس گزینه‌ی ۲ درست است.

واکنش مستقل از غلظت A می‌باشد و توان غلظت A در معادله‌ی سرعت برابر صفر است. از طرفی با مقایسه‌ی آزمایش‌های (۲) و (۳) می‌توان دریافت که با ۲ برابر کردن غلظت B سرعت واکنش نیز ۲ برابر شده است پس توان غلظت B در معادله‌ی سرعت برابر یک است. با این توضیحات معادله‌ی سرعت این واکنش به صورت زیر خواهد بود:

$$K[A]^0[B] = K[B] \text{ سرعت}$$

پس گزینه‌ی ۴ درست است.

۲۲ - در واکنش موردنظر، معادله‌ی سرعت واکنش را به صورت  $R \propto [A]^m[B]^n$  در نظر می‌گیریم. با مقایسه‌ی آزمایش‌های ۱ و ۲ می‌توان نوشت:

$$\frac{R_2}{R_1} = \frac{[A]_2^m [B]_2^n}{[A]_1^m [B]_1^n} \Rightarrow \frac{5/2 \times 10^{-3}}{2/6 \times 10^{-3}} = \frac{(0/2)^m \times (0/04)^n}{(0/01)^m \times (0/02)^n}$$

$$\Rightarrow 2 = 2^m \times 2^n$$

اکنون با مقایسه‌ی آزمایش‌های ۱ و ۳ می‌توان نوشت:

$$\frac{R_3}{R_1} = \frac{[A]_3^m [B]_3^n}{[A]_1^m [B]_1^n} \Rightarrow \frac{7/8 \times 10^{-3}}{2/6 \times 10^{-3}} = \frac{(0/03)^m \times (0/04)^n}{(0/01)^m \times (0/02)^n}$$

$$\Rightarrow 3 = 3^m \times 2^n$$

$$2^1 = 2^m \times 2^n = 2^{(m+n)} \Rightarrow m+n=1 \Rightarrow m=1-n$$

$$3^1 = 3^m \times 2^n \Rightarrow 3 = 3^{(1-n)} \times 2^n \Rightarrow 1 = \frac{3^{(1-n)} \times 2^n}{3}$$

$$\Rightarrow 1 = 3^{(1-n-1)} \times 2^n$$

$$1 = 3^{-n} \times 2^n \Rightarrow 1 = \frac{1}{3^n} \times 2^n = \left(\frac{2}{3}\right)^n \Rightarrow n=0 \Rightarrow m=1-n=1$$

پس معادله‌ی سرعت واکنش به صورت زیر است:

$$R \propto [A]^1[B]^0 \Rightarrow R \propto [A]$$

۲۳ - با توجه به شکل داده شده، حجم سامانه افزایش یافته است پس فشار و غلظت گازهای واکنش‌دهنده کم شده و تعداد برخوردها نیز کم خواهد شد. در نتیجه سرعت واکنش نیز کاهش می‌یابد.

بنابراین گزینه‌ی ۳ درست است.

۲۴ - افزایش (یا کاهش) فشار به شرطی بر سرعت واکنش تأثیر دارد که حداقل یکی از واکنش‌دهنده‌ها، گازی شکل باشد. در گزینه‌ی ۲ چون در سمت چپ واکنش ماده‌ی گازی شکل نداریم لذا افزایش فشار تأثیری روی سرعت آن نخواهد داشت.

بنابراین گزینه‌ی ۲ درست است.

۲۵ - در شکل داده شده، C نشان‌دهنده‌ی سطح انرژی مواد واکنش‌دهنده (یعنی  $H_1$ ) است نه  $\Delta H$  واکنش.

بنابراین گزینه‌ی ۳ درست است.

۳۹ - در گزینه‌ی ۴ هم کاتالیزگر (Cl<sub>۲</sub>) و هم واکنش‌دهنده (N<sub>۲</sub>O) در فاز گازی (g) هستند، بنابراین واکنش موردنظر یک واکنش کاتالیز شده‌ی همگن است. در گزینه‌ی ۱ کاتالیزگر (MnO<sub>۲</sub>) در فاز جامد و واکنش‌دهنده (H<sub>۲</sub>O<sub>۲</sub>) در فاز محلول است. در گزینه‌های ۲ و ۳ کاتالیزگر در فاز جامد و واکنش‌دهنده‌ها در فاز گازی هستند. بنابراین **گزینه‌ی ۴** درست است.

۴۰ - در واکنش موردنظر، کاتالیزگر (V<sub>۲</sub>O<sub>۵</sub>) در فاز جامد (s) و واکنش‌دهنده‌ها (O<sub>۲</sub> و SO<sub>۲</sub>) در فاز گازی هستند. بنابراین واکنش یاد شده یک واکنش کاتالیز شده‌ی ناهمگن است. سایر گزینه‌ها را بررسی می‌کنیم:

۱- انرژی فعال‌سازی در غیاب کاتالیزگر V<sub>۲</sub>O<sub>۵</sub> بیشتر است.

۲- کاتالیزگر (V<sub>۲</sub>O<sub>۵</sub>) با کاهش دادن انرژی فعال‌سازی، سرعت واکنش را افزایش می‌دهد.

۳- کاتالیزگر (V<sub>۲</sub>O<sub>۵</sub>) سرعت واکنش رفت و برگشت را به یک اندازه افزایش می‌دهد. بنابراین **گزینه‌ی ۳** درست است.

۴۱ - این تست با توجه به مطالب صفحه‌های ۱۹ و ۲۰ کتاب درسی پیش‌دانشگاهی طراحی شده است. کاتالیزگر واکنش I ، NO(g) و کاتالیزگر واکنش II ، MnO<sub>۲</sub>(s) می‌باشد. با توجه به این‌که در واکنش I واکنش‌دهنده‌ها (O<sub>۲</sub>(g) و SO<sub>۲</sub>(g)) و کاتالیزگر (NO(g)) در یک فاز (فاز گازی) هستند لذا واکنش I یک واکنش کاتالیز شده‌ی همگن است در حالی‌که واکنش II یک واکنش کاتالیز شده‌ی ناهمگن است. زیرا در واکنش II ، هم واکنش‌دهنده (KClO<sub>۳</sub>(s)) و کاتالیزگر (MnO<sub>۲</sub>(s)) جامد هستند و همان‌طور که می‌دانید دو ماده‌ی جامد (s) برخلاف دو ماده‌ی گازی (g) یا دو ماده‌ی محلول (aq) هم‌فاز به‌شمار نمی‌آیند. زیرا ذره‌های تشکیل‌دهنده‌ی مواد جامد تحرک چندانی ندارند و نمی‌توانند همگن و یکنواخت باشند.

۴۲ - جذب سطحی بر روی جذب‌کننده‌های جامد به دو صورت **فیزیکی و شیمیایی** انجام می‌شود. پس **گزینه‌ی ۱** عبارتی نادرست است. سایر گزینه‌ها همگی درست است.

۴۳ - در صنعت پلاستیک‌سازی از آلکن‌ها استفاده می‌شود. در واقع پلاستیک‌ها پلیمرهای آلکن‌ها هستند. در اثر هیدروژن‌دار کردن اتن، اتان (که یک آلکان است) به‌دست می‌آید و از آلکان‌ها در صنایع پلیمری استفاده نمی‌شود. پس گزینه‌ی ۲ عبارتی نادرست است.

۳۴ - کاتالیزگر اگرچه مسیر واکنش را تغییر می‌دهد ولی تأثیری بر مقدار ΔH ندارد. پس گزینه‌ی ۴ نادرست است. بررسی سایر گزینه‌ها:

۱- مسیر (۱) انرژی فعال‌سازی بیشتری دارد لذا سرعت آن کم‌تر است.

۲- واکنش موردنظر گرماده است زیرا سطح انرژی فرآورده‌ها کم‌تر از سطح انرژی واکنش‌دهنده است. در ضمن واکنش یاد شده با افزایش انرژی همراه است زیرا تعداد ذرات فرآورده بیشتر از واکنش‌دهنده است.

۳- این گزینه هم چشم بسته درست است!

۳۵ - کاتالیزگر با کم کردن انرژی فعال‌سازی باعث افزایش سرعت واکنش می‌شود.

۳۶ - با توجه به این‌که یکی از فرآورده‌های واکنش نقش کاتالیزگر را دارد به محض تولید، نقش خود را ایفا کرده و باعث افزایش سرعت واکنش می‌شود. ولی به تدریج با کاهش غلظت مواد واکنش‌دهنده، سرعت واکنش نیز کاهش می‌یابد.

۳۷ - کاتالیزگر واکنشی را که انجام‌پذیر نیست (خودبه‌خودی نیست) نمی‌تواند انجام‌پذیر نماید، بلکه فقط سرعت یک واکنش انجام‌پذیر را زیاد می‌کند. در واکنش موردنظر نمی‌توان پیشگویی کرد که واکنش انجام‌پذیر است یا نه. ولی می‌توان گفت که اگر انجام‌پذیر باشد با استفاده از کاتالیزگر، سرعت آن زیاد می‌شود. بررسی سایر گزینه‌ها:

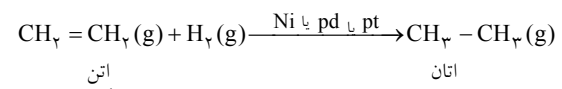
۱- با توجه به نمودار به راحتی مشاهده می‌شود که (رفت) E<sub>a</sub> از (برگشت) E<sub>a</sub> بزرگ‌تر است.

۲- واکنش رفت انرژی فعال‌سازی بزرگ‌تری دارد لذا تشکیل پیچیده‌ی فعال در واکنش رفت سخت‌تر است.

۳- با توجه به این‌که واکنش موردنظر گرماگیر (ΔH > ۰) است می‌توان دریافت که انرژی پیوندی مواد حاصل از مواد اولیه کم‌تر است: > ۰ انرژی پیوند مواد حاصل - انرژی پیوند مواد اولیه = ΔH  
انرژی پیوند مواد حاصل > انرژی پیوند مواد اولیه =>

۳۸ - با توجه به شکل می‌توان دریافت که کاتالیزگر موردنظر به‌صورت جامد است. از میان چهار گزینه‌ی مطرح شده فقط در **گزینه‌ی ۳** کاتالیزگر (Ni) به‌صورت جامد است.

**توجه:** در هیدروژن‌دار کردن اتن از کاتالیزگرهایی مانند نیکل، پالادیم و پلاتین (که همگی جامد هستند) استفاده می‌شود. از این رو واکنش هیدروژن‌دار کردن اتن در مجاورت چنین کاتالیزگرهایی، یک واکنش کاتالیز شده‌ی ناهمگن به شمار می‌آید:



۴۴ - در واکنش هیدروژن‌دار شدن ترکیب‌های آلی سیر نشده، کاتالیزگر، نیکل (Ni)، پلاتین (Pt) یا پالادیم (Pd) است. بنابراین گزینه‌ی ۲ که سرب (Pb) را نیز جزو کاتالیزگرهای واکنش هیدروژن‌دار شدن معرفی می‌کند نادرست است. بنابراین **گزینه‌ی ۲** درست است.

۴۵ - در واکنش هیدروژن‌دار شدن، هر دو نوع جذب فیزیکی و شیمیایی مشاهده می‌شود. جذب شیمیایی قوی‌تر از جذب فیزیکی است. در واکنش هیدروژن‌دار شدن اتن، جذب شیمیایی گاز هیدروژن روی سطح نیکل به آن سرعت می‌بخشد. سایر گزینه‌ها را بررسی می‌کنیم:

شکل (آ) جذب فیزیکی و شکل (ب) جذب شیمیایی هیدروژن را روی سطح نیکل نشان می‌دهد.

در جذب شیمیایی شکل (ب) هیدروژن با نیکل پیوند شیمیایی برقرار می‌کند در حالی که در جذب فیزیکی شکل (آ) تنها جاذبه‌هایی از نوع وان دروالسی مشاهده می‌شود. بدیهی است که جذب شیمیایی شکل (ب) قوی‌تر از جذب فیزیکی شکل (آ) است. بنابراین **گزینه‌ی ۳** درست است.

۴۶ - شکل ارائه شده نشان می‌دهد که رادیکال اتیل ( $\text{CH}_3\text{CH}_2$ ) با دومین اتم هیدروژن واکنش می‌دهد و مولکول اتان ( $\text{CH}_3\text{CH}_3$ ) را به وجود می‌آورد. بنابراین **گزینه‌ی ۳** درست است.

۴۷ - واکنش هیدروژن‌دار کردن اتن در حضور دانه‌های ریز نیکل، پالادیم یا پلاتین نمونه‌ای از واکنش‌های کاتالیز شده‌ی ناهمگن است زیرا واکنش دهنده‌ها ( $\text{H}_2$  و  $\text{C}_2\text{H}_4$  اتن) در فاز گازی و کاتالیزگرها در فاز جامد هستند. این کاتالیزگرها با جذب شیمیایی واکنش دهنده‌ها روی سطح خود، واکنش هیدروژن‌دار کردن اتن را کاتالیز می‌کنند. بنابراین **گزینه‌ی ۴** درست است.

۴۸ - در جذب فیزیکی، ماده‌ی جذب‌شونده با سطح جاذب هیچ‌گونه پیوند شیمیایی تشکیل نمی‌دهد و تنها جاذبه‌هایی از نوع وان‌دروالسی مشاهده می‌شود. بنابراین **گزینه‌ی ۳** عبارتی نادرست است. سایر گزینه‌ها همگی درست هستند.

## آزمون یکم

۱۷ دقیقه

۱ - ..... واکنش دهنده‌ها اگر چه به عنوان یک متغیر برای بهبود سرعت یک واکنش مطرح نیست ولی از چهار عامل دیگر مهم‌تر است.

(۱) دمای (۲) ماهیت (۳) حالت فیزیکی (۴) غلظت

۲ - در شکل زیر چوب در کدام حالت بهتر می‌سوزد و اثر کدام یک از عوامل زیر در افزایش سرعت واکنش نقش دارد؟



(۱) شکل (آ) - حالت فیزیکی

(۲) شکل (ب) - طبیعت واکنش دهنده‌ها

(۳) شکل (پ) - سطح تماس

(۴) شکل (آ) - دما

۳ - کدام عامل زیر در افزایش سرعت تمامی واکنش‌ها نقش دارد؟

(۱) افزایش فشار (۲) کاهش حجم ظرف (۳) افزایش دما (۴) کاهش غلظت

۴ - واکنش  $A + 2B \rightarrow C + D$  در دمای معین مورد مطالعه قرار گرفته و نتایج زیر به دست آمده است. معادله‌ی سرعت این واکنش کدام خواهد بود؟

آزمایش	[A]	[B]	سرعت واکنش پس از گذشت مدت کوتاهی از آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ )
۱	۰/۱	۰/۲	۰/۱۶
۲	۰/۲	۰/۲	۰/۶۴
۳	۰/۴	۰/۴	۵/۱۲

(۱)  $\text{سرعت} = K[A][B]^2$

(۲)  $\text{سرعت} = K[A]^2[B]^2$

(۳)  $\text{سرعت} = K[A]^2[B]$

(۴)  $\text{سرعت} = K[A][B]$

۵ - در دو لوله‌ی A و B دو تکه‌ی یکسان از فلز روی انداخته‌ایم، در لوله‌ی A، ۱۰cc هیدروکلریک اسید یک مولار و در لوله‌ی B، ۱۰cc هیدروکلریک اسید یک مولار به ۱۰cc آب اضافه کرده‌ایم. سرعت واکنش در کدام لوله بیشتر است و کدام عامل در این مورد مؤثر است؟

(۱) لوله‌ی A - طبیعت واکنش دهنده‌ها

(۲) لوله‌ی A - غلظت

(۳) لوله‌ی B - طبیعت واکنش دهنده‌ها

(۴) لوله‌ی B - غلظت

۶ - در واکنش یک مرحله‌ای: فراورده‌ها  $2A(g) + B(g) \rightarrow$  اگر تنها غلظت A را دو برابر کنیم سرعت واکنش چند برابر می‌شود؟

(۱) ۲ (۲) ۴ (۳) ۸ (۴) تغییر نمی‌کند.

۷ - چرا کاتالیزورها سرعت واکنش شیمیایی را افزایش می‌دهند؟

(۱) چون محتوای انرژی مواد واکنش دهنده را بیشتر می‌کنند.

(۲) به علت کاهش انرژی فعال‌سازی واکنش دهنده‌ها

(۳) به علت کاهش محتوای انرژی مواد واکنش دهنده

(۴) چون انرژی فعال‌سازی مواد واکنش دهنده را بیشتر می‌کنند.

۸ - کاتالیزگر، یک ماده‌ی شیمیایی است که سرعت انجام واکنش را ..... می‌دهد،  $\Delta H$  را ..... و مسیر پیشرفت واکنش را .....

(۱) افزایش - تغییر می‌دهد - تغییر نمی‌دهد

(۲) کاهش - تغییر می‌دهد - تغییر نمی‌دهد

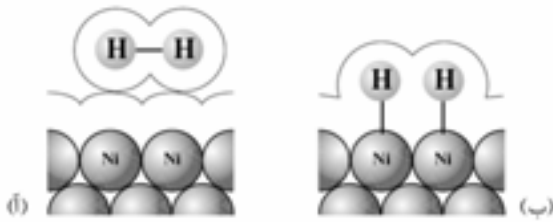
(۳) افزایش - تغییر نمی‌دهد - تغییر می‌دهد

(۴) کاهش - تغییر نمی‌دهد - تغییر می‌دهد

۹ - هیدروژن‌دار کردن آلکن‌ها در مجاورت کدام کاتالیزگر انجام می‌شود؟

(۱) نیکل (۲) پلاتین (۳) پالادیم (۴) هر سه

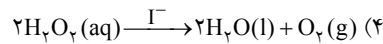
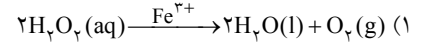
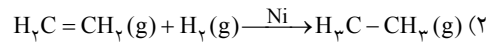




۱۰ - کدام عبارت در رابطه با شکل روبه‌رو درست عنوان شده است؟

- (۱) شکل (آ)، جذب شیمیایی هیدروژن را نشان می‌دهد.  
 (۲) در شکل (ب)، هیدروژن با نیکل توسط نیروی وان‌دروالسی نگه‌داشته شده است.  
 (۳) جذب شیمیایی گاز هیدروژن روی سطح نیکل (شکل ب)، سرعت واکنش هیدروژن‌دار کردن اتن را زیاد می‌کند.  
 (۴) قدرت جذب فیزیکی بیشتر از جذب شیمیایی است.

۱۱ - کدام یک از واکنش‌های زیر نمونه‌ای از یک واکنش کاتالیز شده‌ی ناهمگن است؟



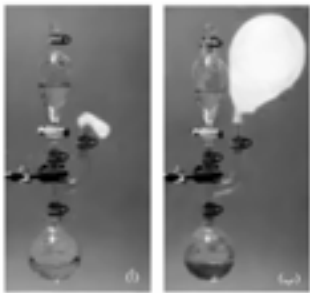
۱۲ - جدول زیر مربوط به واکنش:  $2\text{A}(\text{g}) + 3\text{B}(\text{g}) \rightarrow 2\text{C}(\text{g}) + \text{D}(\text{g})$  می‌باشد. چنانچه بدانیم معادله‌ی سرعت برای این واکنش به صورت:

سرعت واکنش پس از گذشت مدت کوتاهی از آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}.\text{S}^{-1}$ )	غلظت واکنش‌دهنده‌ها در آغاز واکنش		شماره‌ی آزمایش
	[B] ( $\text{mol.L}^{-1}$ )	[A] ( $\text{mol.L}^{-1}$ )	
$3/2 \times 10^{-3}$ X	۰/۰۱	۰/۰۱	۱
$28/8 \times 10^{-3}$	۰/۰۱	۰/۰۲	۲
$25/6 \times 10^{-3}$	y	۰/۰۱	۳
	۰/۰۲	z	۴

$R = k[\text{A}]^x[\text{B}]^y$  می‌باشد. به جای x, y و z

به ترتیب چه اعدادی می‌توان قرار داد؟

- (۱)  $0/02, 0/02, 12/8 \times 10^{-3}$   
 (۲)  $0/03, 0/01, 3/2 \times 10^{-3}$   
 (۳)  $0/02, 0/03, 6/4 \times 10^{-3}$   
 (۴)  $0/01, 0/02, 6/4 \times 10^{-3}$



۱۳ - شکل روبه‌رو برای بیان کدام مطلب در کتاب درسی ارائه شده است؟

- (۱) روش جمع‌آوری گاز تولید شده در یک واکنش  
 (۲) اثر افزایش غلظت بر سرعت واکنش  
 (۳) اثر دما بر سرعت واکنش  
 (۴) اثر کاتالیزگر بر سرعت واکنش

۱۴ - سرعت کدام یک از واکنش‌های زیر بیشتر است؟

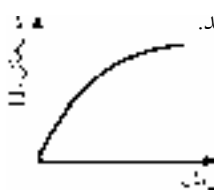
(۲) ۲ مول A و ۲ مول B در یک محفظه‌ی ۲ لیتری

(۱) ۱ مول A و ۱ مول B در یک محفظه‌ی ۱ لیتری

(۴) با هم برابر می‌باشد.

(۳) ۰/۲ مول A و ۰/۲ مول B در یک محفظه‌ی ۰/۱ لیتری

۱۵ - نمودار مربوط به سرعت تولید گاز هیدروژن در واکنش هیدروکلریک اسید با فلز روی به صورت زیر می‌باشد. کدام گزینه درست نیست؟



(۱) اگر از هیدروفلوئوریک اسید هم غلظت با هیدروکلریک اسید به جای آن استفاده کنید، شیب اولیه‌ی نمودار کاهش می‌یابد.

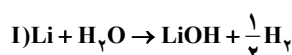
(۲) استفاده از سولفوریک اسید هم غلظت با هیدروکلریک اسید اولیه، باعث ۲ برابر شدن مقدار نهایی گاز می‌شود.

(۳) اگر به جای مول‌های  $\text{H}_2$ ، سرعت را بر مبنای مول‌های  $\text{ZnCl}_2$  بسنجیم شیب نمودار تغییر نمی‌کند.

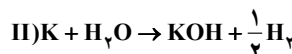
(۴) اگر واکنش در محیط سردتری نسبت به حالت اولیه انجام پذیرد، شیب اولیه‌ی نمودار کاهش می‌یابد.

۱۰ دقیقه

آزمون دوم



۱ - سرعت کدام واکنش روبه‌رو بیشتر است و این پدیده مربوط به کدام عامل می‌باشد؟



(۲) واکنش (II) - سطح تماس

(۱) واکنش (I) - سطح تماس

(۴) واکنش (II) - نوع ماده

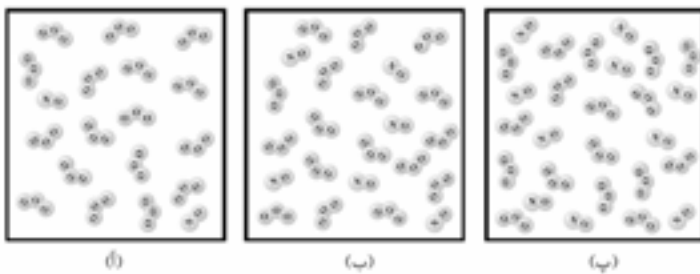
(۳) واکنش (I) - نوع ماده

۲ - کدام یک از گزینه‌های زیر در مورد کاتالیزگرها در واکنش‌های شیمیایی درست بیان نشده است؟

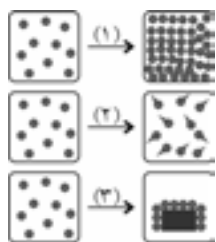
- (۱) به کار بردن کاتالیزگر، سبب تغییر  $\Delta H$  واکنش نمی‌شود.
  - (۲) کاتالیزگر انرژی فعال‌سازی رفت ( $E_a$ ) و انرژی فعال‌سازی برگشت ( $E'_a$ ) را به یک اندازه کاهش می‌دهد.
  - (۳) کاتالیزگر سرعت واکنش رفت و برگشت را به یک اندازه افزایش می‌دهد.
  - (۴) کاتالیزگر منجر به تشکیل پیچیده‌ی فعال با محتوای انرژی بیشتر می‌شود.
- ۳ - هنگامی که مقادیر معینی از پتاسیم یدید ( $KI(s)$ ) و سرب (II) نیترات ( $Pb(NO_3)_2(s)$ ) را در یک هاون چینی بریزیم و برای مدتی این دو جامد سفید رنگ را ضمن ساییدن مخلوط می‌کنیم جامد ..... رنگ ..... تشکیل می‌گردد. این آزمایش اثر ..... را بر سرعت واکنش نشان می‌دهد.

- (۱) زرد - سرب (II) یدید - سطح تماس
  - (۲) زرد - پتاسیم یدید - ماهیت واکنش‌دهنده‌ها
  - (۳) سفید - سرب (II) یدید - ماهیت واکنش‌دهنده‌ها
  - (۴) سفید - پتاسیم یدید - سطح تماس
- ۴ - سرعت یک واکنش با افزایش دما، افزایش می‌یابد، زیرا دما .....  
 (۱) سرعت برخورد مولکول‌های واکنش‌دهنده به یکدیگر را افزایش می‌دهد.  
 (۲) انرژی فعال‌سازی واکنش را کاهش می‌دهد.  
 (۳) درصد برخوردها با انرژی کافی را افزایش می‌دهد.  
 (۴) مولکول‌ها را در راستای مناسب برخورد قرار می‌دهد.

۵ - شکل زیر مربوط به واکنش  $NO(g) + O_3(g) \rightarrow NO_2(g) + O_2(g)$  می‌باشد، کدام عبارت در مورد آن درست نیست؟



- (۱) این شکل‌ها برای بیان اثر غلظت بر سرعت واکنش مطرح شده‌اند.
- (۲) در ظرف (پ) سرعت واکنش از بقیه بیشتر است.
- (۳) احتمال برخورد مولکول  $NO$  با  $O_3$  از ظرف (آ) تا (پ) افزایش می‌یابد.
- (۴) سرعت تغییری نمی‌کند چون اگرچه تعداد برخوردها زیاد می‌شود ولی تعداد برخوردها در جهت مناسب تغییری نمی‌کند.



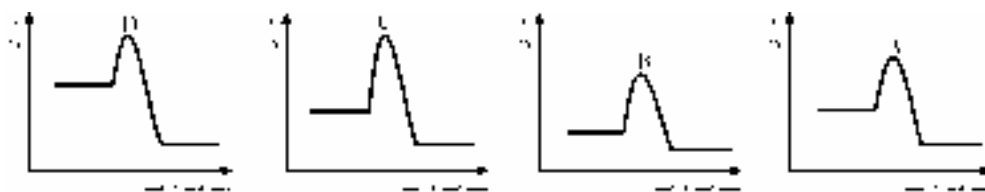
۶ - با توجه به شکل روبه‌رو کدام تغییر به ترتیب در ظرف‌های ۱، ۲ و ۳ سبب افزایش سرعت واکنش می‌شود؟

(سراسری - تجربی - ۱۰)

- (۱) افزایش دما، کاربرد کاتالیزگر، افزایش غلظت
- (۲) افزایش دما، کاربرد کاتالیزگر، افزایش فشار
- (۳) افزایش غلظت، افزایش دما، کاربرد کاتالیزگر
- (۴) افزایش غلظت، افزایش دما، افزایش فشار

۷ - با توجه به شکل‌های زیر، کدام دو نمودار مربوط به یک واکنش هستند و تفاوت آن‌ها تنها در استفاده از کاتالیزگر در یکی و استفاده نکردن از کاتالیزگر در دیگری است؟

(سراسری - تجربی - ۱۷)



(۴) C و D

(۳) C و B

(۲) A و C

(۱) A و B

۸ - با توجه به داده‌های جدول زیر، که به واکنش:  $2\text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ، مربوط است، کدام مطلب درباره‌ی واکنش نادرست است؟

(سراسری - تجربی - ۸۵)

شماره‌ی آزمایش	غلظت واکنش‌دهنده‌ها در آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}$ )		سرعت واکنش پس از گذشت مدت کوتاهی از آغاز واکنش ( $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ )
	$[\text{H}_2(\text{g})]$	$[\text{NO}(\text{g})]$	
۱	۰/۱	۰/۱	$1/23 \times 10^{-3}$
۲	۰/۲	۰/۱	$2/46 \times 10^{-3}$
۳	۰/۱	۰/۲	$4/92 \times 10^{-3}$

(۱) این واکنش در دو مرحله انجام می‌گیرد.

(۲) سرعت این واکنش، با حاصل ضرب  $[\text{H}_2][\text{NO}]^2$  متناسب است.

(۳) تغییر غلظت گاز  $\text{H}_2$  در مقایسه با گاز  $\text{NO}$ ، تأثیر کم‌تری در سرعت این واکنش دارد.

(۴) تغییر غلظت مولی هر یک از واکنش‌دهنده‌ها، اثر یکسانی در افزایش سرعت واکنش دارد.

۹ - کدام عمل، سبب افزایش سرعت واکنش: (گاز)  $\text{O}_2 + \text{C}_2\text{H}_5\text{O}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{O} + \text{O}_2$  (آبی) نمی‌شود؟

(سراسری - تجربی - ۷۶)

(۱) افزایش فشار

(۲) افزایش دمای محلول

(۳) افزایش غلظت مولی هیدروژن پراکسید

(۴) به کار بردن کاتالیزگر

۱۰ - در یک واکنش یک مرحله‌ای مانند  $\alpha\text{A}(\text{aq}) \rightarrow \dots\dots\dots$ ، سرعت واکنش در هر لحظه متناسب با غلظت  $\text{A}$  به توان  $\alpha$  است. با فرض  $\alpha = 2$  و

این‌که هر موقع  $[\text{A}] = 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$  داشته باشیم:  $R = 0.0025 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$  است، آن‌گاه سرعت واکنش (R) در موقع  $[\text{A}] = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$

(المپیاد - مرحله‌ی اول - ۱۰ - ۷۹)

برحسب  $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$  کدام است؟

(۴)  $0.0004$

(۳)  $0.004$

(۲)  $0.0002$

(۱)  $0.002$

۱۱ - واکنش:  $\text{A}(\text{g}) + 2\text{B}(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{g}) + 2\text{D}(\text{g})$  را در سه مرحله مورد بررسی قرار دادیم. در مرحله‌ی دوم غلظت اولیه‌ی  $\text{A}$  را به دو برابر غلظت

اولیه‌ی  $\text{A}$  در مرحله‌ی اول رساندیم. سرعت واکنش در مقایسه با سرعت اولیه‌ی واکنش در مرحله‌ی اول، دو برابر شد. در مرحله‌ی سوم

غلظت‌های اولیه‌ی هر دو واکنش‌دهنده را به دو برابر غلظت اولیه در مرحله‌ی اول رساندیم. سرعت واکنش در این مرحله دو برابر مرحله‌ی

اول گردید. معادله‌ی سرعت واکنش کدام است؟

(۱)  $\text{سرعت} = K[\text{A}][\text{B}]^2$  (۲)  $\text{سرعت} = K[\text{A}]^2[\text{B}]$  (۳)  $\text{سرعت} = K[\text{A}]$  (۴)  $\text{سرعت} = K[\text{B}]$

۱۲ -  $0.1$  مول پودر روی و همین مقدار پودر باریم را به ترتیب در دو بشر  $\text{A}$  و  $\text{B}$  که هر یک محتوی  $\text{Vcc}$  محلول هیدروکلریک اسید با

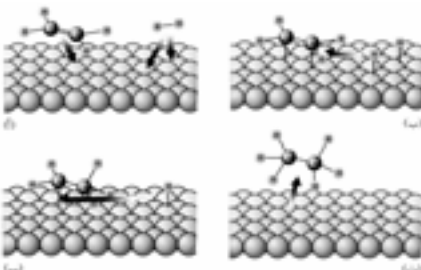
مولاریته‌ی یکسان می‌باشند وارد می‌نماییم. کدام مورد در این آزمایش صدق می‌کند؟

(۱) در زمان یکسان حجم هیدروژن آزاد شده در ظرف  $\text{B}$  زیادتر است.

(۲) مولاریته‌ی نمک روی زیادتر است.

(۳) سرعت واکنش در دو ظرف یکسان است چون شرایط واکنش مشابه است.

(۴) پودر روی زودتر ناپدید می‌شود.



۱۳ - شکل‌های روبه‌رو مربوط به مراحل هیدروژن‌دار کردن اتن در حضور کاتالیزگر  $\text{Ni}$

می‌باشند. کدام شکل مرحله‌ی تشکیل اتان را نشان می‌دهد؟

(۱) آ

(۲) ب

(۳) پ

(۴) ت

۱۴ - در صنعت برای افزایش دادن سرعت واکنش و تولید فراورده‌ی بیشتر، به این دلیل کاربرد کاتالیزگر را بر بالا بردن دما ترجیح می‌دهند که

(سراسری - تجربی - ۸۴)

افزایش دما با ..... همراه است و بسیاری از مواد بر اثر گرمای زیاد ..... می‌شوند.

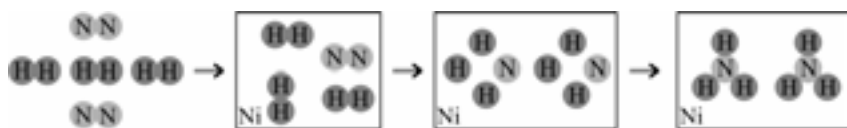
(۱) مصرف انرژی - تجزیه (۲) مصرف انرژی - با هم ترکیب

(۳) صرف وقت زیاد - تجزیه (۴) صرف وقت زیاد - با هم ترکیب

۱۵ - یکی از واکنش‌های کاتالیز شده‌ی ناهمگن واکنش افزایش  $H_2$  به پیوند دوگانه در ..... و تبدیل آن‌ها به ترکیب‌های سیر شده (.....) می‌باشد که در حضور کاتالیزگرهایی مانند ..... انجام می‌شود.

(۱) آلکن‌ها - آلکان‌ها - Pb      (۲) آلکان‌ها - آلکن‌ها - Pt      (۳) آلکن‌ها - آلکان‌ها - Pt      (۴) آلکان‌ها - آلکن‌ها - Pb

۱۶ - شکلی را که مشاهده می‌کنید اثر کدام عامل را در سرعت واکنش نشان می‌دهد؟



(۱) دما

(۲) فشار

(۳) غلظت

(۴) کاتالیزگر

۱۷ - افزایش کدام عامل زیر در واکنش  $NO(g) + O_3(g) \rightarrow NO_2(g) + O_2(g)$  سرعت واکنش را کاهش می‌دهد؟

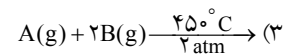
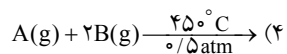
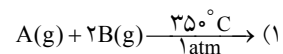
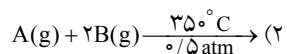
(۴) غلظت

(۳) حجم ظرف

(۲) فشار

(۱) دما

۱۸ - سرعت کدام یک از واکنش‌های زیر بیشتر است؟



## پاسخ تست‌های آزمون یکم

۱- بدون شرح!

۲- با خرد کردن ماده‌ی جامد (چوب) سطح تماس واکنش‌دهنده‌ها بیشتر شده در نتیجه سرعت واکنش (سوختن چوب) بیشتر می‌شود.

۳- با افزایش دما، سرعت کلیه‌ی واکنش‌ها افزایش می‌یابد زیرا با افزایش دما، برخورد مؤثر بین ذره‌های واکنش‌دهنده بیشتر شده و در نتیجه سرعت واکنش نیز افزایش می‌یابد.  
سایر گزینه‌ها را بررسی می‌کنیم:

۱- افزایش فشار فقط در واکنش‌هایی که حداقل یکی از واکنش‌دهنده‌ها به حالت گازی باشد مؤثر است (البته به شرطی که واکنش موردنظر واکنش مرتبه‌ی صفر نباشد)

۲- کاهش حجم ظرف واکنش برای واکنش‌هایی که در آن همه‌ی واکنش‌دهنده‌ها به صورت جامد یا محلول یا مایع هستند اثری ندارد.

۳- کاهش غلظت که باعث کاهش سرعت واکنش می‌شود نه افزایش سرعت!؟

۴- با مقایسه‌ی آزمایش‌های (۱) و (۲) می‌توان دریافت که با ۲ برابر کردن غلظت A، سرعت واکنش ۴ برابر شده است پس توان غلظت A در معادله‌ی سرعت برابر ۲ می‌باشد. از طرفی از مقایسه‌ی آزمایش‌های (۲) و (۳) می‌توان دریافت که با ۲ برابر کردن غلظت‌های A و B، سرعت واکنش ۸ برابر شده است. با توجه به این‌که توان غلظت A برابر ۲ است می‌توان دریافت که توان غلظت B باید برابر یک باشد. بنابراین معادله‌ی سرعت واکنش به صورت زیر است:

$$\text{سرعت واکنش} = K[A]^2[B]$$

۵- در لوله‌ی A غلظت هیدروکلریک اسید بیشتر است به همین دلیل سرعت واکنش در آن بیشتر خواهد بود.

۶- با توجه به این‌که در صورت سوال تأکید شده است که واکنش یک مرحله‌ای است لذا در معادله‌ی سرعت آن توان غلظت هر ماده برابر ضریب استوکیومتری آن می‌باشد. یعنی:  
 $R = K[A]^2[B]$   
بنابراین با دو برابر کردن غلظت A (با ثابت نگه‌داشتن غلظت B)، سرعت واکنش چهار برابر می‌شود.

۷- گزینه‌ی ۲ با کمی اغماض درست است! زیرا انرژی فعال‌سازی مربوط به یک فرایند در جهت رفت یا برگشت است نه مربوط به واکنش‌دهنده‌ها یا فراورده‌ها.

۸- کاتالیزگر: (۱) با کاهش دادن انرژی فعال‌سازی، سرعت واکنش را افزایش می‌دهد.  
(۲) تأثیری بر  $\Delta H$  واکنش ندارد زیرا محتوای انرژی واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها را تغییر نمی‌دهد.  
(۳) مسیر پیشرفت واکنش را تغییر می‌دهد.

۹- بذارید یه توصیه‌ی مخلصانه! بهتون بکنیم: اصلاً هر وقت در آزمون دانشگاه آزاد شرکت کردید و در یک گزینه عبارت «هر سه» رو دیدید معطل نکنید و همون رو بزنید! باور کنید مشکلی پیش نمی‌یاد!

۱۰- شکل (ب) جذب شیمیایی هیدروژن را روی سطح نیکل نشان می‌دهد. در واکنش هیدروژن‌دار کردن اتن، جذب شیمیایی گاز هیدروژن روی سطح نیکل به آن سرعت می‌بخشد.  
سایر گزینه‌ها را بررسی می‌کنیم:

۱- شکل (آ) جذب فیزیکی هیدروژن را نشان می‌دهد. در جذب فیزیکی، هیدروژن با سطح نیکل هیچ‌گونه پیوند شیمیایی برقرار نمی‌کند و فقط جاذبه‌هایی از نوع وان‌دروالسی مشاهده می‌شود.

بنابراین در گزینه‌ی ۳ چون غلظت واکنش‌دهنده‌ها بیشتر است پس سرعت واکنش آن نیز بیشتر خواهد بود.

۲- به توضیح گزینه‌های ۱ و ۳ رجوع کنید.

۴- قدرت جذب شیمیایی بیشتر از جذب فیزیکی است.

۱۵- هم سولفوریک اسید و هم هیدروکلریک اسید، هر دو اسیدهایی قوی هستند و به شدت (و به‌طور کامل) با فلز روی واکنش می‌دهند. بنابراین مقدار نهایی گاز  $H_2$  تولید شده در هر دو واکنش یکسان خواهد بود (اگرچه قدرت اسیدی  $H_2SO_4$  بیشتر از قدرت اسیدی  $HCl$  است و با سرعت بیشتری واکنش می‌دهد). پس گزینه‌ی ۲ عبارت نادرستی است.  
بررسی سایر گزینه‌ها:

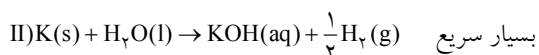
۱- یدروفلوئوریک اسید ( $HF$ ) یک اسید ضعیف است در حالی که یدروکلریک اسید ( $HCl$ ) یک اسید قوی به شمار می‌رود. بنابراین سرعت (و شدت) واکنش  $HF$  با روی کم‌تر است. از این‌رو شیب اولیه‌ی نمودار مربوط به آن نیز کم‌تر است.

۲- با توجه به این‌که ضریب استوکیومتری  $ZnCl_2$  و  $H_2$  یکسان است  $(Zn(s) + 2HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g))$  لذا شیب نمودارهای غلظت - زمان آن دو نیز یکسان است.

۴- رچه دما پایین‌تر باشد سرعت واکنش نیز کم‌تر خواهد بود. از این‌رو شیب نمودار (که بیان‌گر سرعت واکنش است) نیز کم‌تر خواهد بود.

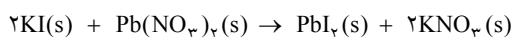
## پاسخ تست‌های آزمون دوم

۱- فعالیت شیمیایی (واکنش‌پذیری) پتاسیم ( $K$ ) بیشتر از لیتیم ( $Li$ ) می‌باشد. به همین دلیل سرعت واکنش آن با آب بیشتر از سرعت واکنش لیتیم با آب است. این تفاوت در سرعت واکنش، دلالت بر اهمیت تأثیر ماهیت (نوع) ماده بر سرعت واکنش دارد:



۲- کاتالیزگر ساختار پیچیده‌ی فعال را طوری تغییر می‌دهد که محتوای انرژی آن کم‌تر شود.  
سایر گزینه‌ها همگی درست هستند.

۳- واکنش موردنظر به‌صورت زیر است:



سفید رنگ      زرد رنگ      سفید رنگ      سفید رنگ  
ساییدن دو ماده‌ی جامد  $KI$  و  $Pb(NO_3)_2$  باعث خردتر شدن و افزایش سطح تماس آن‌ها می‌شود لذا سرعت واکنش را افزایش می‌دهد.

۱۱- در واکنش موردنظر، کاتالیزگر ( $Ni$ ) در فاز جامد و واکنش‌دهنده‌ها ( $H_2$  و  $CH_4 = C_2H_4$ ) در فاز گازی هستند. بنابراین واکنش موردنظر یک واکنش کاتالیز شده‌ی ناهمگن است.

سایر گزینه‌ها را بررسی می‌کنیم:

۱- در این دو واکنش کاتالیزگرها ( $Fe^{3+}$  و  $I^-$ ) و واکنش‌دهنده ( $H_2O_2(aq)$ ) هر دو در فاز محلول هستند. به همین دلیل این دو واکنش کاتالیز شده‌ی همگن به‌شمار می‌آیند.

۲- در این واکنش، کاتالیزگر ( $O_2$ ) و واکنش‌دهنده ( $N_2O_5$ ) هر دو در فاز گازی هستند. پس واکنش یاد شده یک واکنش کاتالیز شده‌ی همگن است.

۱۲- با مقایسه‌ی آزمایش‌های (۱)، (۲) می‌توان دریافت که غلظت  $A$  دو برابر شده است بنابراین با توجه به معادله‌ی سرعت ( $R = k[A][B]^2$ ) سرعت واکنش نیز باید ۲ برابر شود. پس:

$$x = 2 \times 3/2 \times 1 \times 10^{-3} = 6/4 \times 10^{-3}$$

از طرفی با آزمایش‌های (۱) و (۳) می‌توان دریافت که سرعت واکنش آزمایش (۳) در مقایسه با آزمایش (۱)، ۹ برابر شده است، بنابراین چون غلظت  $A$  ثابت است، غلظت  $B$  باید ۳ برابر شده باشد؛ یعنی:

$$y = 3 \times 0/01 = 0/03 \text{ mol.L}^{-1}$$

در پایان با مقایسه‌ی آزمایش (۱)، (۴) می‌توان نوشت:

چند برابر شدن  $\times$  چند برابر شدن = چند برابر شدن  
غلظت  $A$       غلظت  $B$       سرعت

$$8 = (2)^2 \times t \Rightarrow t = 2 \Rightarrow \text{غلظت } A \text{ دو برابر شده است}$$

بنابراین به جای  $Z$  باید عدد  $0/02$  را قرار دهیم.

۱۳- این شکل، واکنش تجزیه‌ی هیدروژن پراکسید ( $H_2O_2(aq)$ ) را پیش از اضافه کردن کاتالیزگر  $FeSO_4$  و پس از اضافه کردن کاتالیزگر  $FeSO_4$  نشان می‌دهد.

۱۴- هرچه غلظت واکنش‌دهنده‌ها (نسبت مول به حجم) بیشتر باشد سرعت واکنش نیز بیشتر خواهد بود. غلظت مواد در گزینه‌های داده شده به‌صورت زیر تعیین می‌شود:

$$\text{غلظت} = \frac{n}{V} = \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{غلظت} = \frac{n}{V} = \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{غلظت} = \frac{2 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 2 \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به این که ثابت سرعت  $K$ ، مقداری ثابت است می توان نوشت:

$$[A] = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow R = K[A]^2 = 0.01 \times (0.2)^2 \\ = 0.0004 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

۱۱- با توجه به این که در مرحله‌ی دوم با دو برابر شدن غلظت  $A$ ، سرعت واکنش نیز دو برابر شده است می توان دریافت که توان غلظت  $A$  در معادله‌ی سرعت برابر یک است. از طرفی با توجه به این که در مرحله‌ی سوم غلظت هر دو ماده‌ی  $A$  و  $B$  در مقایسه با مرحله‌ی اول، دو برابر شده است ولی سرعت واکنش فقط دو برابر سرعت مرحله‌ی اول شده می توان دریافت که تغییر غلظت  $B$  تأثیری بر سرعت واکنش نداشته است. به عبارت دیگر سرعت واکنش مستقل از غلظت  $B$  بوده و توان غلظت  $B$  در معادله‌ی سرعت برابر صفر است. پس معادله‌ی سرعت واکنش به صورت روبه‌رو می باشد:

$$R = K[A]$$

۱۲- فعالیت شیمیایی (واکنش پذیری) باریم بیشتر از روی است به همین دلیل واکنش آن با محلول هیدروکلریک اسید سریع تر است. در نتیجه زمان یکسان، حجم گاز تولید شده  $(H_2)$  در ظرف  $B$  بیشتر است.

$$\text{Zn(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g}) \quad \text{کند}$$

$$\text{Ba(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{BaCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g}) \quad \text{سریع}$$

سایر گزینه‌ها را بررسی می کنیم:

۱۲- چون سرعت واکنش روی با  $\text{HCl}$  کم تر است بنابراین محلول  $\text{ZnCl}_2$  (در مقایسه با محلول  $\text{BaCl}_2$ ) با سرعت کم تری تشکیل می شود. در نتیجه مولاریته‌ی  $\text{ZnCl}_2$  کم تر از  $\text{BaCl}_2$  می باشد.

۱۳- بود باریم سریع تر با  $\text{HCl}$  واکنش داده و سریع تر ناپدید می شود.

۱۳- مراحل چهارگانه‌ی واکنش هیدروژن دار کردن اتن در حضور کاتالیزگر  $\text{Ni}$  به صورت زیر می باشند:

(آ) مولکول‌های هیدروژن و اتن در سطح  $\text{Ni}$  جذب می شوند.

(ب) مولکول اتن با یک اتم هیدروژن واکنش داده و رادیکال اتیل  $(\text{CH}_3\text{CH}_2)$  را به وجود می آورد.

(پ) رادیکال اتیل تولید شده با دومین اتم هیدروژن واکنش می دهد و مولکول اتان  $(\text{CH}_3\text{CH}_2)$  را تولید می کند.

(ت) مولکول‌های اتان تولید شده از سطح کاتالیزگر جدا می شوند.

با توجه به توضیحات فوق، مرحله‌ی (پ) مرحله‌ی تشکیل اتان می باشد. پس گزینه‌ی ۳ درست است.

۱۴- برای بالا بردن سرعت می توان دما را افزایش داد اما این کار دو اشکال دارد:

(۱) باعث مصرف انرژی می شود که این امر صرفه‌ی اقتصادی ندارد.

(۲) باعث تجزیه موادی می شود که نسبت به گرما حساس هستند.

این درحالی است که استفاده از کاتالیزگر هیچ کدام از مشکل‌های فوق را ندارد.

۴- با افزایش دما، درصد برخوردهای با انرژی کافی افزایش یافته، در نتیجه سرعت واکنش نیز زیاد می شود.

۵- شکل موردنظر اثر غلظت را بر سرعت واکنش نشان می دهد. در شکل‌های (آ) تا (پ) همان طور که دیده می شود غلظت  $\text{NO(g)}$  افزایش یافته است. با افزایش غلظت  $\text{NO(g)}$ ، تعداد برخوردها زیادتر شده و در نتیجه تعداد برخوردهای مناسب نیز زیادتر می شود. بنابراین سرعت واکنش نیز زیادتر می شود.

۶- در شکل (۱) غلظت ذره‌های واکنش دهنده زیاد شده است. در شکل (۲) تحرک ذره‌های واکنش دهنده زیاد شده است که این خود ناشی از افزایش دما است. در شکل (۳) ذره‌های واکنش دهنده در سطح کاتالیزگر جامد جذب شده‌اند.

۷- با استفاده از کاتالیزگر، سطح انرژی واکنش دهنده‌ها و فرآورده‌ها تغییری نمی کند و با توجه به این که در نمودارهای  $A$  و  $C$  سطح انرژی واکنش دهنده‌ها و فرآورده‌ها برابر است می توان دریافت که نمودارهای  $A$  و  $C$  متعلق به یک واکنش هستند که در نمودار  $A$  به دلیل استفاده از کاتالیزگر، انرژی فعال سازی کاهش یافته است.

۸- با مقایسه‌ی آزمایش‌های (۱) و (۲) می توان دریافت که با ۲ برابر شدن غلظت  $\text{H}_2$ ، سرعت واکنش نیز ۲ برابر شده است پس توان غلظت  $\text{H}_2$  در معادله‌ی سرعت برابر یک است. از طرفی با مقایسه‌ی آزمایش‌های (۱) و (۳) می توان دریافت که با ۲ برابر شدن غلظت  $\text{NO}$ ، سرعت واکنش ۴ برابر شده پس توان غلظت  $\text{NO}$  در معادله‌ی سرعت برابر ۲ است. یعنی معادله‌ی سرعت واکنشی به صورت زیر است:

$$R = K[\text{H}_2][\text{NO}]^2$$

با توجه به معادله‌ی سرعت می توان دریافت که گزینه‌ی ۴ عبارتی نادرست است. زیرا تغییر غلظت مولی هر یک از واکنش دهنده‌ها، اثر یکسانی در افزایش سرعت واکنش ندارد.

۹- با توجه به این که در سمت چپ واکنش ماده‌ی گازی شکل نداریم، افزایش فشار باعث افزایش سرعت واکنش نمی شود.

۱۰- با توجه به این که در صورت مسأله تأکید شده که واکنش موردنظر، یک مرحله‌ای است پس معادله‌ی سرعت به صورت زیر است:

$$R = K[A]^2 \xrightarrow{\alpha=2} R = K[A]^2$$

با توجه به این که در موقع  $[A] = 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$ ، سرعت واکنش  $R$  را داریم، می توان نوشت:

$$R = K[A]^2 \Rightarrow 0.0025 = K(0.5)^2 = K(0.5)^2 \Rightarrow K = 0.01$$

۱۵- در واکنش افزایش  $H_2(g)$  به آلکن‌ها، از فلزاتی مانند نیکل (Ni)، پلاتین (Pt) یا پالادیم  $(Pd)$  به عنوان کاتالیزگر استفاده می‌نمایند. در این واکنش، آلکن‌ها به آلکان تبدیل می‌شود.

۱۶- همان‌طور که در شکل مشاهده می‌شود، واکنش دهنده‌ها ( $N_2$  و  $H_2$ ) بر سطح کاتالیزگر نیکل  $(Ni)$  با هم واکنش می‌دهند. به عبارت دیگر شکل موردنظر، اثر عامل کاتالیزگر را در سرعت واکنش نشان می‌دهد.

۱۷- با توجه به این‌که در واکنش موردنظر واکنش دهنده‌ها گازی شکل هستند، هر چه حجم ظرف بیشتر باشد، غلظت واکنش دهنده‌ها کم‌تر و سرعت واکنش نیز کم‌تر خواهد بود. از این‌رو با افزایش حجم ظرف، سرعت واکنش کاهش می‌یابد. افزایش سایر عوامل باعث افزایش سرعت واکنش می‌شود.

۱۸- هرچه دما و فشار بیشتر باشد سرعت واکنش نیز بیشتر خواهد بود. در گزینه‌ی ۳ هم دما و هم فشار بیشتر از بقیه است. پس سرعت واکنش در گزینه‌ی ۳ از بقیه‌ی گزینه‌ها بیشتر است.