

Lista de exercícios - Bloco 2 - Aula 22 a 24 - Cinética Química

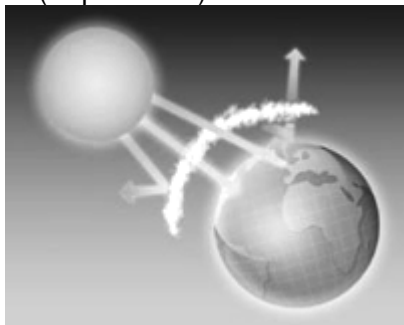
1. (Enem 2ª aplicação 2010) Alguns fatores podem alterar a rapidez das reações químicas. A seguir, destacam-se três exemplos no contexto da preparação e da conservação de alimentos:

1. A maioria dos produtos alimentícios se conserva por muito mais tempo quando submetidos à refrigeração. Esse procedimento diminui a rapidez das reações que contribuem para a degradação de certos alimentos.
2. Um procedimento muito comum utilizado em práticas de culinária é o corte dos alimentos para acelerar o seu cozimento, caso não se tenha uma panela de pressão.
3. Na preparação de iogurtes, adicionam-se ao leite bactérias produtoras de enzimas que aceleram as reações envolvendo açúcares e proteínas lácteas.

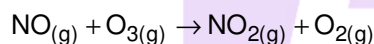
Com base no texto, quais são os fatores que influenciam a rapidez das transformações químicas relacionadas aos exemplos 1, 2 e 3, respectivamente?

- a) Temperatura, superfície de contato e concentração.
- b) Concentração, superfície de contato e catalisadores.
- c) Temperatura, superfície de contato e catalisadores.
- d) Superfície de contato, temperatura e concentração.
- e) Temperatura, concentração e catalisadores.

2. (Fepar 2017)



Um dos grandes problemas ambientais nas últimas décadas tem sido a redução da camada de ozônio. Uma das reações que contribui para a destruição dessa camada é expressa pela seguinte equação:



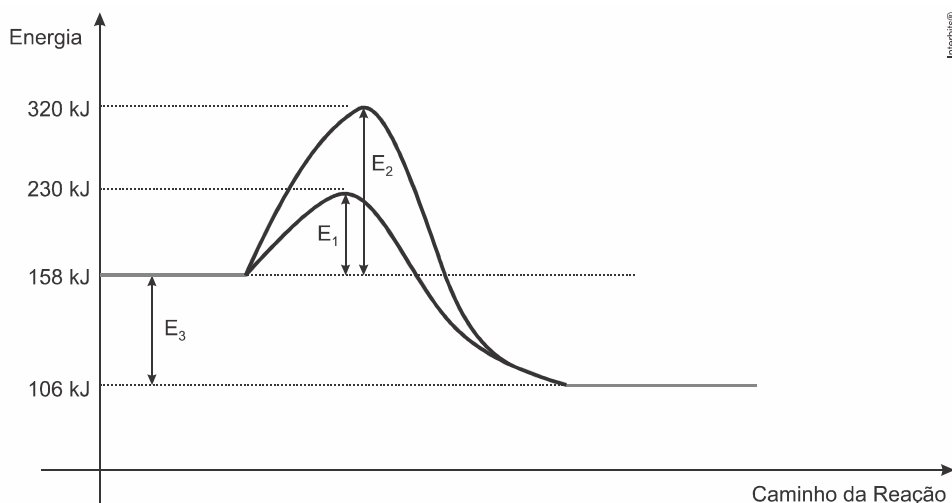
Os dados abaixo foram coletados em laboratório, a 25°C.

Experiência	[NO]/mol·L <sup>-1</sup>	[O <sub>3</sub> ]/mol·L <sup>-1</sup>	Velocidade/mol·L <sup>-1</sup> ·s <sup>-1</sup>
1	1·10 <sup>-6</sup>	3·10 <sup>-6</sup>	0,66·10 <sup>-4</sup>
2	1·10 <sup>-6</sup>	6·10 <sup>-6</sup>	1,32·10 <sup>-4</sup>
3	1·10 <sup>-6</sup>	9·10 <sup>-6</sup>	1,98·10 <sup>-4</sup>
4	2·10 <sup>-6</sup>	9·10 <sup>-6</sup>	3,96·10 <sup>-4</sup>
5	3·10 <sup>-6</sup>	9·10 <sup>-6</sup>	5,94·10 <sup>-4</sup>

Considere os dados e avalie as afirmativas.

- ( ) A expressão da lei da velocidade é  $v = k \cdot [\text{NO}] \cdot [\text{O}_3]^2$ .
- ( ) A reação é de segunda ordem.
- ( ) O valor da constante da velocidade é  $7,3 \cdot 10^{14}$ .
- ( ) A velocidade fica inalterada se variarmos igualmente as concentrações de NO e O<sub>3</sub>.
- ( ) Se o uso de um catalisador provocasse o aumento de velocidade da reação, isso seria consequência da diminuição da energia de ativação do sistema.

3. (Upe-ssa 2 2016) Em uma seleção realizada por uma indústria, para chegarem à etapa final, os candidatos deveriam elaborar quatro afirmativas sobre o gráfico apresentado a seguir e acertar, pelo menos, três delas.



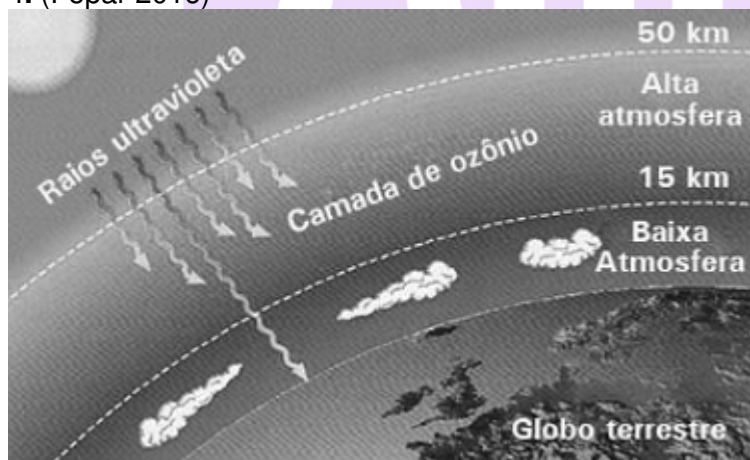
Um dos candidatos construiu as seguintes afirmações:

- I. A reação pode ser catalisada, com formação do complexo ativado, quando se atinge a energia de 320 kJ.
- II. O valor da quantidade de energia  $E_3$  determina a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) da reação, que é de -52 kJ.
- III. A reação é endotérmica, pois ocorre mediante aumento de energia no sistema.
- IV. A energia denominada no gráfico de  $E_2$  é chamada de energia de ativação que, para essa reação, é de 182 kJ.

Quanto à passagem para a etapa final da seleção, esse candidato foi

- a) aprovado, pois acertou as afirmações I, II e IV.
- b) aprovado, pois acertou as afirmações II, III e IV.
- c) reprovado, pois acertou, apenas, a afirmação II.
- d) reprovado, pois acertou, apenas, as afirmações I e III.
- e) reprovado, pois acertou, apenas, as afirmações II e IV.

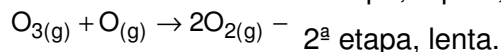
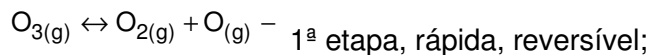
4. (Fepar 2016)



A camada de ozônio é considerada “a camada protetora do planeta Terra”, pois controla a passagem dos raios ultravioleta, que, em excesso, são prejudiciais aos seres vivos. O aumento da incidência desses raios sobre a Terra vem sendo observado por cientistas; sua decomposição constitui um processo natural que pode ser acelerado por poluentes atmosféricos.

O equilíbrio da transformação do ozônio em oxigênio pode ser representado pela equação  $2\text{O}_3(\text{g}) \leftrightarrow 3\text{O}_2(\text{g})$ .

Esse processo ocorre em duas etapas:



Com base nos dados, julgue as afirmativas que se seguem.

( ) A equação de velocidade que rege a decomposição do ozônio é  $v = k[\text{O}_2]^3$ , em que  $v$  é a velocidade da reação e  $k$ , a constante de velocidade.

( ) A reação de decomposição do ozônio é uma reação, cuja cinética é de segunda ordem.

( ) Se a reação fosse feita em um balão de volume fixo, após a decomposição a pressão do sistema seria maior do que a pressão inicial.

( ) Se o uso de um catalisador aumentasse a velocidade da reação, isso seria consequência da diminuição da energia de ativação da reação.

( ) Se a velocidade de formação do  $\text{O}_2$  for  $9,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l} \cdot \text{s}$  num certo instante, o valor da velocidade de desaparecimento do  $\text{O}_3$ , no mesmo instante, será  $18,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l} \cdot \text{s}$ .

5. (Ufjf-pism 3 2016) Um estudante resolveu fazer três experimentos com comprimidos efervescentes, muito utilizados no combate à azia, que liberam  $\text{CO}_2$  quando dissolvidos em água.

**Experimento 1:** Em três copos distintos foram adicionados a mesma quantidade de  $\text{H}_2\text{O}$ , mas com temperaturas diferentes ( $-6$ ,  $25$  e  $100$  °C). Em seguida, foi adicionado um comprimido efervescente inteiro em cada copo.

**Experimento 2:** Em dois copos distintos foi adicionada a mesma quantidade de  $\text{H}_2\text{O}$  à temperatura ambiente. Ao primeiro copo foi adicionado um comprimido inteiro e ao segundo um comprimido triturado.

**Experimento 3:** Em três copos distintos foram adicionados a mesma quantidade de  $\text{H}_2\text{O}$  à temperatura ambiente e  $\frac{1}{2}$ ,  $1$  e  $1\frac{1}{2}$  comprimido não triturado, respectivamente.

Com base nos parâmetros que influenciam a cinética de uma reação química, o estudante deve observar que:

a) No experimento 1 a temperatura da água não interfere no processo de liberação de  $\text{CO}_2$ .

b) No experimento 2 o aumento da superfície de contato favorece a liberação de  $\text{CO}_2$ .

c) No experimento 3 a massa de comprimido é inversamente proporcional à quantidade de  $\text{CO}_2$  liberada.

d) No experimento 1 a água gelada ( $-6$  °C) favorece a dissolução do comprimido liberando mais  $\text{CO}_2$ .

e) Nos experimentos 2 e 3 a massa do comprimido e a superfície de contato não interferem no processo de liberação de  $\text{CO}_2$ .

6. (Uece 2016) Alguns medicamentos são apresentados na forma de comprimidos que, quando ingeridos, dissolvem-se lentamente no líquido presente no tubo digestório, garantindo um efeito prolongado no organismo. Contudo, algumas pessoas, por conta própria, amassam o comprimido antes de tomá-lo.

Esse procedimento é inconveniente, pois reduz o efeito prolongado devido

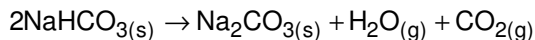
a) à diminuição da superfície de contato do comprimido, provocando redução na velocidade da reação.

b) à diminuição da superfície de contato, favorecendo a dissolução.

c) ao aumento da velocidade da reação em consequência do aumento da superfície de contato do comprimido.

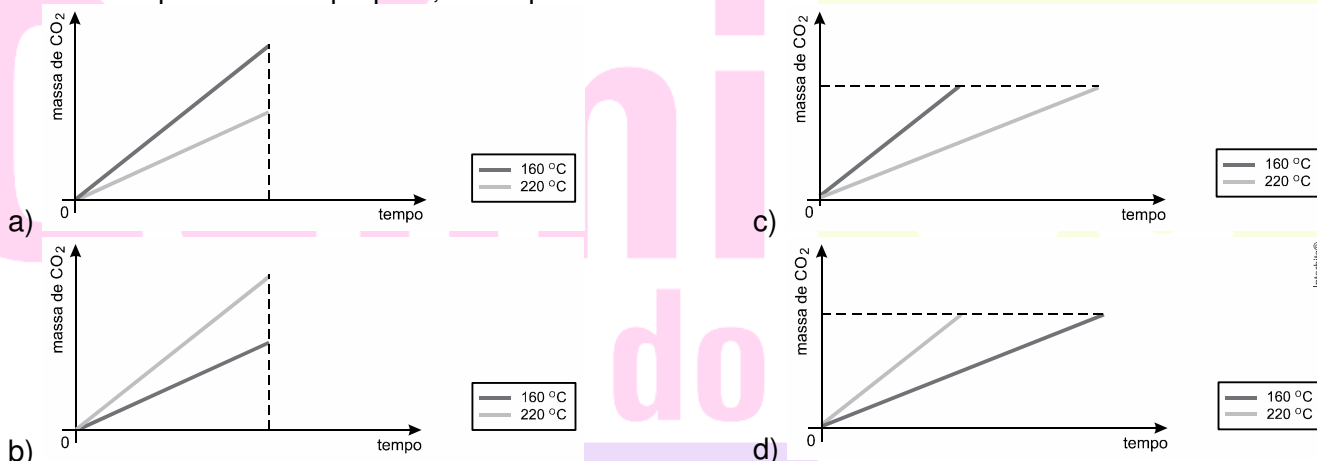
d) diminuição da frequência de colisões das partículas do comprimido com as moléculas do líquido presente no tubo digestório.

7. (Uerj 2016) No preparo de pães e bolos, é comum o emprego de fermentos químicos, que agem liberando gás carbônico, responsável pelo crescimento da massa. Um dos principais compostos desses fermentos é o bicarbonato de sódio, que se decompõe sob a ação do calor, de acordo com a seguinte equação química:

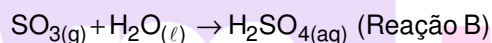
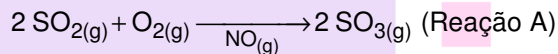


Considere o preparo de dois bolos com as mesmas quantidades de ingredientes e sob as mesmas condições, diferindo apenas na temperatura do forno: um foi cozido a  $160^\circ\text{C}$  e o outro a  $220^\circ\text{C}$ . Em ambos, todo o fermento foi consumido.

O gráfico que relaciona a massa de  $\text{CO}_2$  formada em função do tempo de cozimento, em cada uma dessas temperaturas de preparo, está apresentado em:



8. (Uem-pas 2016) A precipitação de chuvas ácidas nos grandes centros se deve, principalmente, à queima de combustíveis fósseis, fato gerador de grandes quantidades do gás dióxido de enxofre ( $\text{SO}_2$ ). Esse componente químico, na presença de óxido de nitrogênio ( $\text{NO}$ ) reage com o gás oxigênio ( $\text{O}_2$ ) da atmosfera (Reação A) e o produto da reação A reage com água (Reação B) formando a chuva ácida.



Sobre essas informações, assinale o que for **correto**.

01) O gás  $\text{NO}$  atua como catalisador da Reação A.

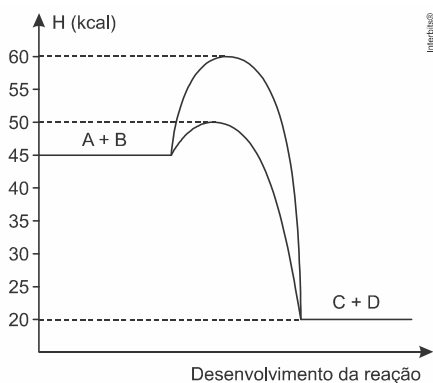
02) A Reação A é uma reação catalítica homogênea.

04) Dias quentes favorecem a formação de  $\text{SO}_3$ .

08) A molecularidade da Reação A é igual a 2.

16) Em relação à Reação A, se a lei de velocidade for dada por  $v = k[\text{O}_2][\text{SO}_2]^2$ , mantendo-se fixa a concentração de  $\text{O}_2$  e duplicando-se a concentração de  $\text{SO}_2$ , então a velocidade da reação duplicará.

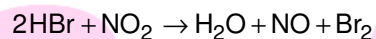
9. (Uepg 2016) Considere a seguinte reação genérica:  $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$ . Abaixo é representado o gráfico de variação da entalpia da reação genérica acima, na ausência e presença do catalisador.



Sobre o gráfico, assinale o que for correto.

- 01) A energia de ativação na ausência do catalisador é 40 kcal.  
 02) A energia de ativação na presença do catalisador é 30 kcal.  
 04) A variação entre a energia de ativação na ausência e presença do catalisador é de 10 kcal.  
 08) A reação é exotérmica.  
 16) A variação de entalpia da reação é de -25 kcal.

10. (Uerj 2016) Considere a equação química global entre os compostos HBr e  $\text{NO}_2$ :



Para desenvolver um estudo cinético, foram propostos os mecanismos de reação I e II, descritos na tabela, ambos contendo duas etapas.

Etapa	Mecanismo	
	I	II
lenta	$\text{HBr} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{HBrO} + \text{NO}$	$2\text{HBr} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Br}_2$
rápida	$\text{HBr} + \text{HBrO} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2$	$\text{H}_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$

Realizou-se, então, um experimento no qual foi medida a velocidade da reação em função da concentração inicial dos reagentes, mantendo-se constante a temperatura. Observe os resultados obtidos:

Concentração inicial ( $\text{mol} \cdot \ell^{-1}$ )		Velocidade ( $\text{mol} \cdot \ell^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ )
HBr	$\text{NO}_2$	
0,01	0,01	0,05
0,02	0,01	0,10
0,01	0,02	0,10

Determine a ordem global da reação. Em seguida, indique qual dos dois mecanismos propostos representa essa reação global, justificando sua resposta.

11. (Fuvest 2016) A vitamina C, presente em sucos de frutas como a manga, pode sofrer processos de degradação em certas condições. Um pesquisador fez um estudo sobre a degradação da vitamina C contida em sucos de manga comerciais, determinando a variação da concentração dessa vitamina com o tempo, em diferentes temperaturas.

O gráfico da figura 2 representa os dados de degradação da vitamina C em três diferentes temperaturas,  $25^\circ\text{C}$ ,  $35^\circ\text{C}$  e  $45^\circ\text{C}$ , estando identificada a curva referente ao experimento realizado a  $35^\circ\text{C}$ .

a) No estudo a  $35^\circ\text{C}$ , a velocidade média de degradação da vitamina C é a mesma nos intervalos de tempo correspondentes aos 30 primeiros dias e aos 30 últimos dias do estudo? Explique, apresentando cálculos das velocidades (em  $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{dia}^{-1}$ ), para esses dois intervalos de tempo.

O número de moléculas com uma determinada energia cinética varia com a temperatura, conforme está ilustrado na figura abaixo. Suponha que a figura se refira à energia das moléculas de vitamina C presentes no suco, cujo processo de degradação está sendo estudado nas temperaturas de  $35^\circ\text{C}$  e de  $45^\circ\text{C}$ . Na figura 1, está representada, também, a energia de ativação desse processo de degradação.

b) Identifique, no gráfico da figura 2, qual das curvas representa os dados da variação da concentração de vitamina C com o tempo, a  $45^\circ\text{C}$ . Justifique sua escolha, utilizando a figura 1 para fundamentar sua explicação.

Figura 1

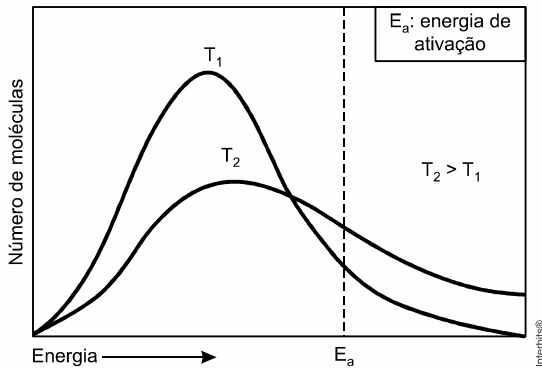
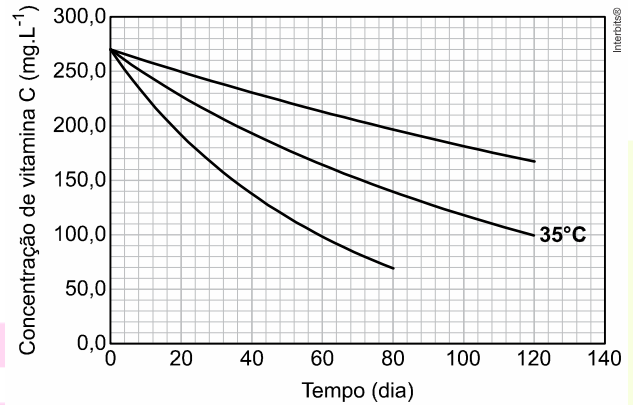
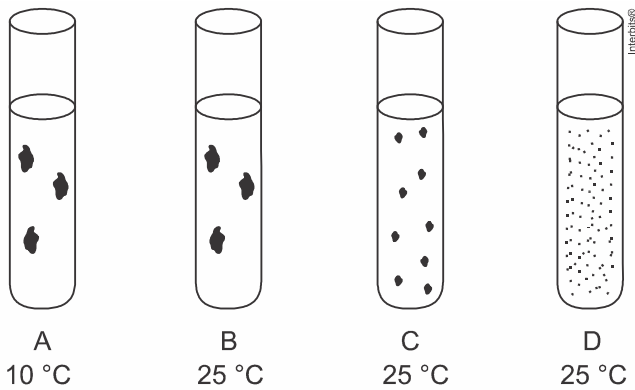


Figura 2



12. (Uepg 2016) Nos tubos de ensaio A, B, C e D foram adicionados 2,0 g de zinco e 10 mL de ácido clorídrico 1,0 mol/L. A diferença entre os tubos é a granulometria do zinco e a temperatura. Observou-se o despreendimento de gás nos 4 tubos. A partir do esquema abaixo, que representa o início do processo, assinale o que for correto.



- 01) A velocidade da reação é maior no tubo B do que no tubo A.  
 02) O tubo que apresenta a maior velocidade de reação é o D.  
 04) A reação que ocorre é  $Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$ .  
 08) O tubo C apresenta uma velocidade de reação maior que no tubo B, porque a superfície de contato do zinco é maior no tubo C.  
 16) A velocidade de reação do Zn nos tubos obedece a seguinte ordem:  $A < B < C < D$ .

13. (Fac. Albert Einstein - Medicina 2016) Um comprimido efervescente, de 4,0 g de massa, contém bicarbonato de sódio, carbonato de sódio, ácido cítrico e ácido acetilsalicílico, todos sólidos brancos solúveis em água. Ao adicionar o comprimido à água, o ácido cítrico reage com o carbonato e o bicarbonato de sódio, gerando gás carbônico. Foram realizados 4 experimentos para estudar a cinética da reação envolvendo os reagentes presentes no comprimido efervescente, sendo que a condição de cada experimento encontra-se descrita a seguir.

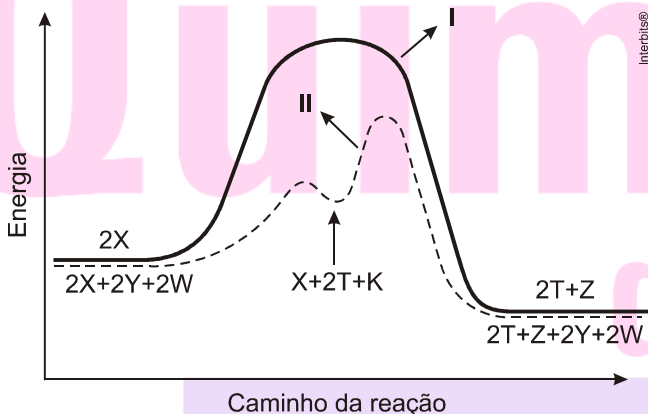
- Experimento 1. O comprimido inteiro foi dissolvido em 200 mL de água a 25 °C.  
 Experimento 2. Dois comprimidos inteiros foram dissolvidos em 200 mL de água a 25 °C. Experimento 3. O comprimido triturado (4,0 g) foi dissolvido em 200 mL de água a 25 °C. Experimento 4. O comprimido inteiro foi dissolvido em 200 mL de água a 50 °C.

Em cada experimento recolheu-se gás carbônico produzido nas mesmas condições de temperatura e pressão, até se obter 100 mL de gás, registrando-se o tempo decorrido (t).

A alternativa que apresenta adequadamente a comparação entre esses tempos é

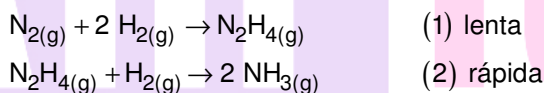
a)	$t_1 < t_2$	$t_1 = t_3$	$t_1 > t_4$
b)	$t_1 = t_2$	$t_1 > t_3$	$t_1 < t_4$
c)	$t_1 > t_2$	$t_1 > t_3$	$t_1 > t_4$
d)	$t_1 > t_2$	$t_1 < t_3$	$t_1 = t_4$

14. (Ita 2011) A figura mostra o perfil reacional da decomposição de um composto X por dois caminhos reacionais diferentes, I e II. Baseado nas informações apresentadas nessa figura, assinale a opção **errada**.



- a) O caminho reacional II envolve duas etapas.  
 b) A quantidade de energia liberada pelo caminho reacional I é igual a do caminho reacional II.  
 c) O composto K é um intermediário no processo reacional pelo caminho II.  
 d) O caminho reacional I mostra que a decompositno de X é de primeira ordem.  
 e) O caminho reacional II refere-se à reação catalisada.

15. (Ufg 2011) A amônia é matéria-prima para a fabricação de fertilizantes como a ureia ( $\text{CON}_2\text{H}_4$ ), o sulfato de amônio  $[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4]$  e o fosfato de amônio  $[(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4]$ . A reação de formação da amônia se processa em duas etapas, conforme equações químicas fornecidas abaixo.



Dessa forma, a velocidade da equação global  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$  é dada pela seguinte expressão:

- a)  $v = k \cdot [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^2$   
 b)  $v = k \cdot [\text{NH}_3]^2$   
 c)  $v = k \cdot [\text{N}_2][\text{H}_2]^3$   
 d)  $v = k \cdot [\text{NH}_3]^2 / [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3$   
 e)  $v = k \cdot [\text{N}_2\text{H}_4] / [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^2$

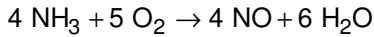
16. (Fuvest 2011) Ao abastecer um automóvel com gasolina, é possível sentir o odor do combustível a certa distância da bomba. Isso significa que, no ar, existem moléculas dos componentes da gasolina, que são percebidas pelo olfato. Mesmo havendo, no ar, moléculas de combustível e de oxigênio, não há combustão nesse caso. Três explicações diferentes foram propostas para isso:

- I. As moléculas dos componentes da gasolina e as do oxigênio estão em equilíbrio químico e, por isso, não reagem.  
 II. À temperatura ambiente, as moléculas dos componentes da gasolina e as do oxigênio não têm energia suficiente para iniciar a combustão.  
 III. As moléculas dos componentes da gasolina e as do oxigênio encontram-se tão separadas que não há colisão entre elas.

Dentre as explicações, está correto apenas o que se propõe em

- a) I. d) I e II.  
b) II. e) II e III.  
c) III.

17. (Espcex (Aman) 2011) Considere a equação balanceada:



Admita a variação de concentração em mol por litro ( $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ) do monóxido de nitrogênio (NO) em função do tempo em segundos (s), conforme os dados, da tabela abaixo:

[NO] ( $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ )	0	0,15	0,25	0,31	0,34
Tempo (s)	0	180	360	540	720

A velocidade média, em função do monóxido de nitrogênio (NO), e a velocidade média da reação acima representada, no intervalo de tempo de 6 a 9 minutos (min), são, respectivamente, em  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$ :

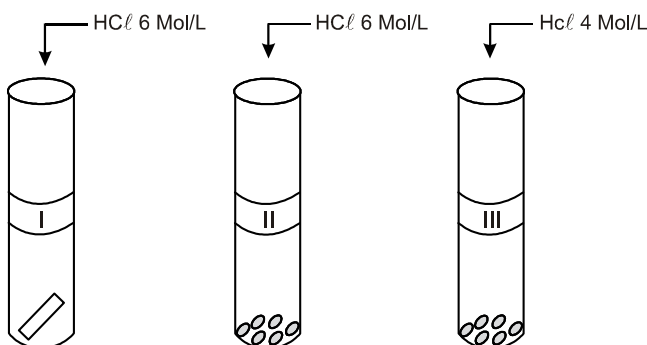
- a)  $2\cdot 10^{-2}$  e  $5\cdot 10^{-3}$   
b)  $5\cdot 10^{-2}$  e  $2\cdot 10^{-2}$   
c)  $3\cdot 10^{-2}$  e  $2\cdot 10^{-2}$   
d)  $2\cdot 10^{-2}$  e  $2\cdot 10^{-3}$   
e)  $2\cdot 10^{-3}$  e  $8\cdot 10^{-2}$

18. (Uepg 2011) Considerando que, experimentalmente, foi determinado que para as reações entre os gases hidrogênio e monóxido de nitrogênio, a lei de velocidade é velocidade =  $k [\text{H}_2][\text{NO}]^2$ . No que se refere a essa lei, assinale o que for correto.

- 01) Se for duplicada a concentração molar de  $\text{H}_2$  a velocidade da reação será duplicada.  
02) A ordem da reação com relação ao  $\text{H}_2$  é 1 e com relação ao NO esta é 2, cujos valores são determinados experimentalmente.  
04) A ordem da reação global é 3.  
08) Se forem duplicadas ambas as concentrações molares de  $\text{H}_2$  e NO, a velocidade da reação será quadruplicada.  
16) O valor de k constitui a constante de velocidade e é característico da reação e da temperatura.

19. (Unifesp 2010) Em uma aula de laboratório de química, foram realizados três experimentos para o estudo da reação entre zinco e ácido clorídrico.

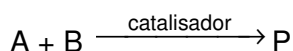
Em três tubos de ensaio rotulados como I, II e III, foram colocados em cada um  $5,0 \times 10^{-3}$  mol (0,327 g) de zinco e 4,0 mL de solução de ácido clorídrico, nas concentrações indicadas na figura. Foi anotado o tempo de reação até ocorrer o desaparecimento completo do metal. A figura mostra o esquema dos experimentos, antes da adição do ácido no metal.



- a) Qual experimento deve ter ocorrido com menor tempo de reação? Justifique.  
b) Determine o volume da solução inicial de HCl que está em excesso no experimento III. Apresente os cálculos efetuados.



20. (Fuvest 2010) Um estudante desejava estudar, experimentalmente, o efeito da temperatura sobre a velocidade de uma transformação química. Essa transformação pode ser representada por:



Após uma série de quatro experimentos, o estudante representou os dados obtidos em uma tabela:

	Número do experimento			
	1	2	3	4
temperatura (oC)	15	20	30	10
massa de catalisador (mg)	1	2	3	4
concentração inicial de A (mol/L)	0,1	0,1	0,1	0,1
concentração inicial de B (mol/L)	0,2	0,2	0,2	0,2
tempo decorrido até que a transformação se completasse (em segundos)	47	15	4	18

Que modificação deveria ser feita no procedimento para obter resultados experimentais mais adequados ao objetivo proposto?

- Manter as amostras à mesma temperatura em todos os experimentos.
- Manter iguais os tempos necessários para completar as transformações.
- Usar a mesma massa de catalisador em todos os experimentos.
- Aumentar a concentração dos reagentes A e B.
- Diminuir a concentração do reagente B.

21. (Pucpr 2010) Compostos naturais são muito utilizados na denominada *Medicina Naturalista*. Povos indígenas amazônicos há muito fazem uso da casca da Quina (*Coutarea hexandra*) para extrair quinina, princípio ativo no tratamento da malária. Antigos relatos chineses também fazem menção a uma substância, a artemisina, encontrada no arbusto Losna (*Artemisia absinthium*), que também está relacionada ao tratamento da malária.

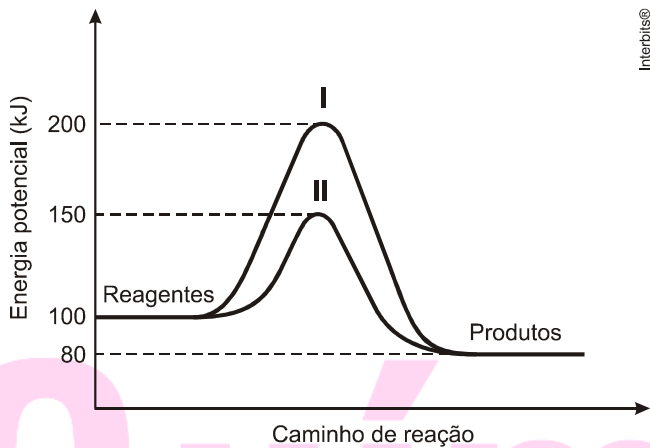
Em estudos sobre a cinética de degradação da quinina por ácido, foram verificadas as seguintes velocidades em unidades arbitrárias:

Quinina (mol L <sup>-1</sup> )	Ácido (mol L <sup>-1</sup> )	Velocidade (u.a.)
1,0 x 10 <sup>-4</sup>	5,0 x 10 <sup>-3</sup>	2,4 x 10 <sup>-3</sup>
1,0 x 10 <sup>-4</sup>	1,0 x 10 <sup>-2</sup>	9,6 x 10 <sup>-3</sup>
0,5 x 10 <sup>-4</sup>	1,0 x 10 <sup>-2</sup>	4,8 x 10 <sup>-3</sup>
2,0 x 10 <sup>-4</sup>	2,5 x 10 <sup>-3</sup>	1,2 x 10 <sup>-3</sup>

A partir desses dados, pode-se concluir que a lei de velocidade assume a forma

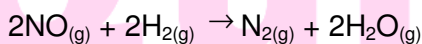
- $V = K [\text{quinina}]^2$
- $V = K \frac{[\text{quinina}]^2}{[\text{ácido}]}$
- $V = K^2 [\text{quinina}]^2$
- $V = K [\text{quinina}] [\text{ácido}]^2$
- $V = K \frac{[\text{ácido}]^2}{[\text{quinina}]}$

22. (Ufop 2010) Considere o gráfico a seguir, que mostra a variação de energia de uma reação que ocorre na ausência e na presença de catalisador.



- a) Qual das duas curvas refere-se à reação não catalisada?  
 b) Qual a função do catalisador nesse processo?  
 c) Qual a energia do complexo ativado na reação catalisada?  
 d) Calcule o calor de reação,  $\Delta H$ , dessa reação.

23. (Ufop 2010) O óxido nítrico é um poluente atmosférico que pode ser reduzido na presença de hidrogênio, conforme a seguinte equação:



A velocidade inicial de formação de  $\text{N}_2$  foi medida para várias concentrações iniciais diferentes de  $\text{NO}$  e  $\text{H}_2$ , e os resultados são os seguintes:

Experimento Nº	[NO] (mol/L)	[H <sub>2</sub> ] (mol/L)	Velocidade inicial (mol L <sup>-1</sup> s <sup>-1</sup> )
1	0,20	0,10	4,92 x 10 <sup>-3</sup>
2	0,10	0,10	1,23 x 10 <sup>-3</sup>
3	0,10	0,20	2,46 x 10 <sup>-3</sup>
4	0,05	0,40	1,23 x 10 <sup>-3</sup>

Fazendo uso desses dados, determine:

- a) a equação de velocidade para a reação;  
 b) o valor da constante de velocidade da reação;  
 c) a velocidade inicial da reação quando  $[\text{NO}] = 0,5 \text{ mol/L}$  e  $[\text{H}_2] = 1,0 \text{ mol/L}$ .

24. (Ufc 2010) A tabela abaixo apresenta os resultados obtidos para o estudo cinético de uma reação química elementar genérica na forma  $a\text{A} + b\text{B} + c\text{C} \rightarrow \text{D} + \text{E}$ .

Experimento	[A]	[B]	[C]	velocidade da reação / mol L <sup>-1</sup> s <sup>-1</sup>
1	0,10	0,10	0,10	8,0 x 10 <sup>-4</sup>
2	0,20	0,10	0,10	1,6 x 10 <sup>-3</sup>
3	0,10	0,20	0,10	1,6 x 10 <sup>-3</sup>
4	0,10	0,10	0,20	3,2 x 10 <sup>-3</sup>

A partir destes resultados, determine:

- a) a lei de velocidade da reação.  
 b) o valor da velocidade da reação quando  $[\text{A}] = [\text{B}] = [\text{C}] = 0,20 \text{ mol L}^{-1}$ .

25. (Unesp 2010)

*O carbonato de cálcio pode ser encontrado na natureza na forma de rocha sedimentar (calcário) ou como rocha metamórfica (mármore). Ambos encontram importantes aplicações industriais e comerciais. Por exemplo, o mármore é bastante utilizado na construção civil tanto para fins estruturais como ornamentais. Já o calcário é usado como matéria-prima em diversos processos químicos, dentre eles, a produção da cal.*

Considerando o papel do mármore na construção civil, é de suma importância conhecer a resistência desse material frente a desgastes provenientes de ataques de ácidos de uso doméstico. Em estudos de reatividade química foram realizados testes sobre a dissolução do mármore (carbonato de cálcio) utilizando ácidos acético e clorídrico. As concentrações e os volumes utilizados dos ácidos em todos os experimentos foram iguais a 6 M e 15 mL, respectivamente, assim como a massa de mármore foi sempre igual a 1 g, variando-se a temperatura de reação e o estado de agregação do mármore, conforme a tabela a seguir:

Experimento	ácido	$K_a$	Estado de agregação do mármore	temperatura
1	clorídrico	$1,0 \times 10^7$	pó	$60^\circ\text{C}$
2	clorídrico	$1,0 \times 10^7$	pó	$10^\circ\text{C}$
3	clorídrico	$1,0 \times 10^7$	pedaço maciço	$10^\circ\text{C}$
4	acético	$1,8 \times 10^{-5}$	pó	$60^\circ\text{C}$
5	acético	$1,8 \times 10^{-5}$	pó	$10^\circ\text{C}$
6	acético	$1,8 \times 10^{-5}$	pedaço maciço	$10^\circ\text{C}$

Com relação aos experimentos, pode-se afirmar que

- os experimentos 5 e 6 apresentam a mesma velocidade de dissolução do mármore porque a superfície de contato de um sólido não afeta a velocidade de uma reação química.
- o experimento 1 ocorre mais lentamente que o 2, porque quanto maior for a temperatura, menor será a velocidade de uma reação química.
- o experimento 1 ocorre mais rapidamente que o 4, porque a concentração de íons  $\text{H}^+$  em 1 é maior que no experimento 4.
- o experimento 4 ocorre mais lentamente que o 5, porque quanto maior for a temperatura, menor será a probabilidade de ocorrer colisões efetivas entre os íons dos reagentes.
- o experimento 3 ocorre mais lentamente que o 6, porque quanto maior for a concentração dos reagentes, maior será a velocidade de uma reação química.

26. (Unesp 2009) O gás cloreto de carbonila,  $\text{COCl}_2$  (fosgênio), extremamente tóxico, é usado na síntese de muitos compostos orgânicos. Conhecendo os seguintes dados coletados a uma dada temperatura:

Experimento	Concentração inicial ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )		Velocidade inicial ( $\text{mol COCl}_2 \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ )
	$\text{CO}(\text{g})$	$\text{Cl}_2(\text{g})$	
1	0,12	0,20	0,09
2	0,24	0,20	0,18
3	0,24	0,40	0,72

a expressão da lei de velocidade e o valor da constante  $k$  de velocidade para a reação que produz o cloreto de carbonila,  $\text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{COCl}_2(\text{g})$ , são, respectivamente:

- $v = k[\text{CO}(\text{g})]^1 + [\text{Cl}_2(\text{g})]^2$ ;  $k = 0,56 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$
- $v = k[\text{CO}(\text{g})]^2 [\text{Cl}_2(\text{g})]^1$ ;  $k = 31,3 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$
- $v = k[\text{Cl}_2(\text{g})]^2$ ;  $k = 2,25 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$
- $v = k[\text{CO}(\text{g})]^1 [\text{Cl}_2(\text{g})]^2$ ;  $k = 18,8 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$
- $v = k[\text{CO}(\text{g})]^1 [\text{Cl}_2(\text{g})]^1$ ;  $k = 0,28 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$

27. (Pucsp 2006) Em um laboratório didático, foi estudada a taxa de formação de gás hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) durante a ação de uma solução aquosa de ácido clorídrico ( $\text{HCl}$ ) de concentração  $1,0 \text{ mol/L}$  sobre metais. Mantendo-se constante a temperatura e a massa inicial dos metais em todos os experimentos, foi determinado o tempo necessário para a formação de  $20 \text{ mL}$  do gás, recolhidos em uma proveta. A tabela a seguir resume os resultados obtidos.

Metal	Descrição do sistema final	t (min)
Raspas de Cu	Não houve reação	---
Placa de Zn	Corrosão da placa	30
Raspas de Zn	Corrosão das raspas	7
Raspas de Zn e Cu	Corrosão apenas das raspas de Zn	2

Analisando os quatro experimentos, um aluno concluiu em seu caderno:

- I. Quanto maior a superfície de contato do metal com a solução aquosa, mais lenta é a formação de H<sub>2</sub>.
- II. O cobre é um metal nobre.
- III. O cobre atua como catalisador da reação entre o zinco e o ácido clorídrico.

Das afirmações,

- a) apenas II está correta.
- b) apenas I e II estão corretas.
- c) apenas I e III estão corretas.
- d) apenas II e III estão corretas.
- e) I, II e III estão corretas.

28. (Pucmg 2006) A água oxigenada ou solução aquosa de peróxido de hidrogênio (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) é uma espécie oxidante bastante utilizada no dia: descoloração dos cabelos, desinfecção de lentes de contato, de ferimentos, etc. A sua decomposição produz liberação de oxigênio e é acelerada por alguns fatores como a exposição à luz ou a catalisadores Fe<sup>2+</sup>(aq), Fe<sup>3+</sup>(aq) e Pt(s). Um estudo da cinética da reação foi realizado seguindo as condições experimentais descritas na tabela a seguir:

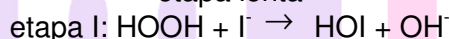
Tempo de duração do experimento	Temperatura °C	Catalisador
t <sub>1</sub>	20	sem
t <sub>2</sub>	25	sem
t <sub>3</sub>	35	com
t <sub>4</sub>	35	sem

Assinale a opção que classifica, de forma CRESCENTE, os tempos de duração dos experimentos.

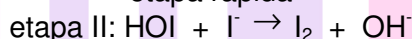
- a) t<sub>1</sub>, t<sub>2</sub>, t<sub>4</sub>, t<sub>3</sub>.
- b) t<sub>3</sub>, t<sub>4</sub>, t<sub>2</sub>, t<sub>1</sub>.
- c) t<sub>2</sub>, t<sub>1</sub>, t<sub>3</sub>, t<sub>4</sub>.
- d) t<sub>4</sub>, t<sub>3</sub>, t<sub>1</sub>, t<sub>2</sub>.

29. (Ufc 2006) Considere as seguintes reações elementares:

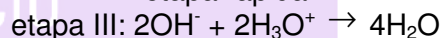
etapa lenta



etapa rápida

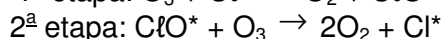
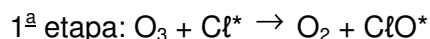


etapa rápida



- a) Qual a etapa determinante da velocidade da reação?
- b) Apresente a expressão da lei de velocidade para a reação global.

30. (Unesp 2005) Há décadas são conhecidos os efeitos dos CFCs, ou freons, na destruição da camada de ozônio da atmosfera terrestre. Acredita-se que a diminuição da quantidade de O<sub>3</sub> na atmosfera seja responsável pelo aumento na incidência de câncer de pele, pois a radiação ultravioleta não mais é bloqueada com a mesma eficiência. A ação destes gases, como o CF<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, inicia-se com a produção de átomos de cloro livres (Cl\*), pela interação das moléculas do gás com a radiação solar, seguindo-se as reações:



- a) Escreva a equação global para esta reação e identifique o produto formado.
- b) Considere a afirmação: "O mecanismo proposto para a destruição da camada de ozônio equivale a uma reação catalisada". Justifique esta afirmação e identifique o catalisador.