

EXERCÍCIOS SOBRE CINÉTICA QUÍMICA

01. (UERJ) A sabedoria popular indica que, para acender uma lareira, devemos utilizar inicialmente lascas de lenha e só depois colocarmos as toras.

Em condições reacionais idênticas e utilizando massas iguais de madeira em lascas e em toras, verifica-se que madeira em lascas queima com mais velocidade.

O fator determinante, para essa maior velocidade da reação, é o aumento da:

- a) pressão b) temperatura c) concentração d) superfície de contato

02. (UFMG) A elevação de temperatura aumenta a velocidade das reações químicas porque aumenta os fatores apresentados nas alternativas, EXCETO

- a) A energia cinética média das moléculas.
b) A energia de ativação.
c) A frequência das colisões efetivas.
d) O número de colisões por segundo entre as moléculas.
e) A velocidade média das moléculas.

03. (UFSCAR) Não se observa reação química visível com a simples mistura de vapor de gasolina e ar atmosférico, à pressão e temperatura ambientes, porque:

- a) a gasolina não reage com o oxigênio à pressão ambiente.
b) para que a reação seja iniciada, é necessário o fornecimento de energia adicional aos reagentes.
c) a reação só ocorre na presença de catalisadores heterogêneos.
d) o nitrogênio do ar, por estar presente em maior quantidade no ar e ser pouco reativo, inibe a reação.
e) a reação é endotérmica.

04. (UFMG) Um palito de fósforo não se acende, espontaneamente, enquanto está guardado. Porém basta um ligeiro atrito com uma superfície áspera para que ele, imediatamente, entre em combustão, com emissão de luz e calor.

Considerando-se essas observações, é CORRETO afirmar que a reação

- a) é endotérmica e tem energia de ativação maior que a energia fornecida pelo atrito.
b) é endotérmica e tem energia de ativação menor que a energia fornecida pelo atrito.
c) é exotérmica e tem energia de ativação maior que a energia fornecida pelo atrito.
d) é exotérmica e tem energia de ativação menor que a energia fornecida pelo atrito.

05. (FUVEST) $\text{NaHSO}_4 + \text{CH}_3\text{COONa} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4$

A reação representada pela equação acima é realizada segundo dois procedimentos:

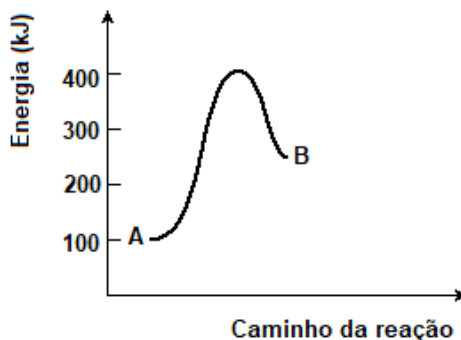
I. Triturando reagentes sólidos.

II. Misturando soluções aquosas concentradas dos reagentes.

Utilizando mesma quantidade de NaHSO_4 e mesma quantidade de CH_3COONa nesses procedimentos, à mesma temperatura, a formação do ácido acético:

- a) é mais rápida em II porque em solução a frequência de colisões entre os reagentes é maior.
b) é mais rápida em I porque no estado sólido a concentração dos reagentes é maior.
c) ocorre em I e II com igual velocidade porque os reagentes são os mesmos.
d) é mais rápida em I porque o ácido acético é liberado na forma de vapor.
e) é mais rápida em II porque o ácido acético se dissolve na água.

06. (UFRGS) Observe o gráfico a seguir.



O perfil da reação genérica $A \rightarrow B$, nele representado, indica que a energia de ativação do processo, em kJ, é igual a

- a) 100. b) 150. c) 250. d) 300. e) 400.

07. (UFV) A formação do dióxido de carbono (CO_2) pode ser representada pela equação:
 $\text{C(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g})$.

Se a velocidade de formação do CO_2 for de 4 mol/minuto, o consumo de oxigênio, em mol/minuto, será:

- a) 8 b) 16 c) 2 d) 12 e) 4

08. (PUCRJ) A amônia é um produto básico para a produção de fertilizantes. Ela é produzida cataliticamente, em altas pressões (processo Haber), conforme a equação $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{NH}_3$.

Se a velocidade de produção de amônia foi medida como:

$$\text{velocidade} = \Delta[\text{NH}_3] / \Delta t = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

a velocidade da reação em termos de consumo de N_2 será:

- a) $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$
 b) $2,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$
 c) $3,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$
 d) $4,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$
 e) $5,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$

09. (PUCMG) A tabela a seguir mostra situações experimentais realizadas por um estudante sobre a reação: $\text{Zn(s)} + 2\text{HCl(aq)} \longrightarrow \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$.

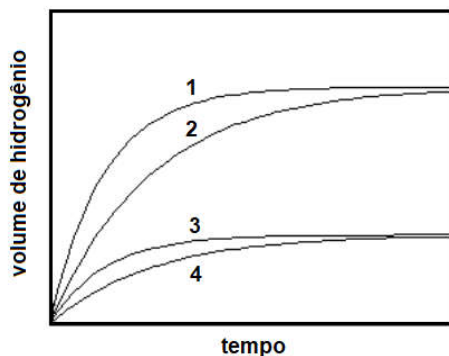
Experiências	Massa de Zn(s)	Forma do Zn	Concentração do ácido em mol/L	Temperatura (°C)
I	1,0	barra	0,2	20
II	1,0	pó	0,2	60
III	3,0	pó	0,2	20
IV	3,0	barra	0,5	60
V	3,0	pó	0,5	60

Assinale a experiência em que a reação entre o metal zinco e a solução de ácido clorídrico se processou com maior rapidez:

- a) I b) II c) III d) IV e) V

10. (FUVEST) Foram realizados quatro experimentos. Cada um deles consistiu na adição de solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração 1 mol/L a certa massa de ferro. A 25 °C e 1atm, mediram-se os volumes de hidrogênio desprendido em função do tempo. No final de cada experimento, sempre sobrou ferro que não reagiu. A tabela mostra o tipo de ferro usado em cada experimento, a temperatura e o volume da solução de ácido sulfúrico usado. O gráfico mostra os resultados.

Experimento	Material	Temperatura / °C	Volume da solução de H ₂ SO ₄ / mL
A	pregos	60	50
B	limalha	60	50
C	limalha	60	80
D	limalha	40	80

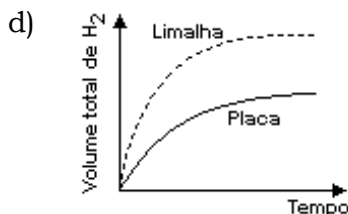
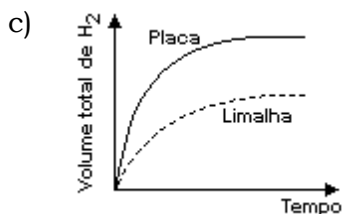
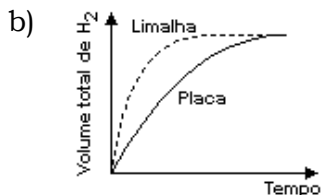
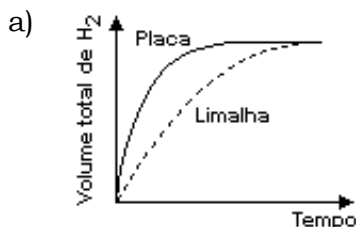


As curvas de 1 a 4 correspondem, respectivamente, aos experimentos.

	1	2	3	4
a)	D	C	A	B
b)	D	C	B	A
c)	B	A	C	D
d)	C	D	A	B
e)	C	D	B	A

11. (UFMG) Em dois experimentos, massas iguais de ferro reagiram com volumes iguais da mesma solução aquosa de ácido clorídrico, à mesma temperatura. Num dos experimentos, usou-se uma placa de ferro; no outro, a mesma massa de ferro, na forma de limalha. Nos dois casos, o volume total de gás hidrogênio produzido foi medido, periodicamente, até que toda a massa de ferro fosse consumida.

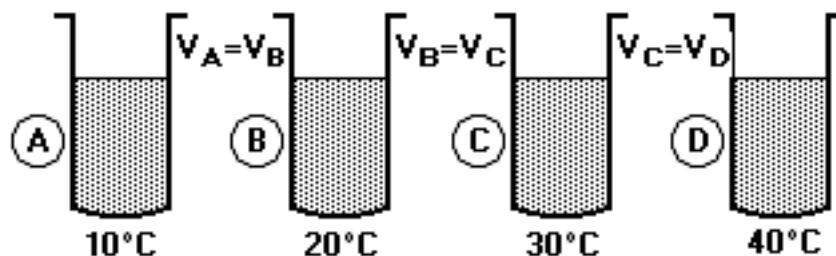
Assinale a alternativa cujo gráfico melhor representa as curvas do volume total do gás hidrogênio produzido em função do tempo.



12. (UECE) Todas as alternativas apresentam reações químicas que ocorrem no dia-a-dia. Assinale a alternativa que mostra a reação mais rápida que as demais:

- a) $C_2H_5OH + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$
- b) $4Fe + 3O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$
- c) $6CO_2 + 6H_2O + \text{Luz Solar} \longrightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$
- d) $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$

13. (UNIRIO)



Em cada um dos recipientes A, B, C e D foi colocada a mesma massa, em gramas, de pérolas de zinco e o mesmo volume de ácido clorídrico de igual concentração, nas temperaturas indicadas na figura anterior. Após um tempo t , observou-se, em cada recipiente, desprendimento de gás e calor.

Com base nos dados apresentados, a única opção que podemos considerar verdadeira é:

- a) não há aumento de energia cinética e, conseqüentemente, não haverá maior número de choques efetivos entre as moléculas reagentes.
- b) há liberação de cloro gasoso na reação, em virtude do aumento da temperatura.
- c) a intensidade da reação será a mesma nos recipientes A, B, C e D, pois o volume de ácido clorídrico é também o mesmo.
- d) a temperatura não interfere na velocidade da reação, sendo a taxa de desaparecimento do zinco proporcional ao volume do ácido.
- e) a taxa de desaparecimento do zinco nos recipientes será $A < B < C < D$.

14. (UNITAU) Na reação de dissociação térmica do HI(g), a velocidade de reação é proporcional ao quadrado da concentração molar do HI. Se triplicarmos a concentração do HI, a velocidade da reação:

- a) aumentará 6 vezes.
- b) aumentará 9 vezes.
- c) diminuirá 6 vezes.
- d) diminuirá 9 vezes.
- e) diminuirá 3 vezes

15. (PUCMG) Considere a seguinte reação química: $N_2(g) + 2O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$, em que a velocidade da reação obedece à equação: $V = K [N_2] [O_2]^2$

Triplmando a concentração mol/L de gás nitrogênio e duplicando a concentração mol/L de gás oxigênio e mantendo as demais condições constantes, nota-se que a velocidade da reação:

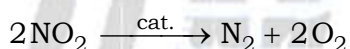
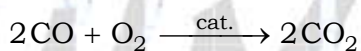
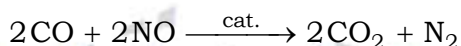
- a) permanece constante.
- b) triplica.
- c) aumenta seis vezes.
- d) aumenta nove vezes.
- e) aumenta doze vezes.

16. (UNITAU) Seja a reação de decomposição: $2\text{N}_2\text{O}_5 \longrightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$.

Podemos afirmar que:

- a) a velocidade da reação pode ser calculada pela expressão $v = k[\text{N}_2\text{O}_5]^2$.
- b) a velocidade da reação pode ser calculada na forma: $v = k[\text{NO}_2]^4 \cdot [\text{O}_2] \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]^2$.
- c) a ordem global da reação é 5.
- d) é uma reação endotérmica, por causa do O_2 .
- e) é uma reação exotérmica, por causa do NO_2 .

17. (PUCCAMP) Para diminuir a poluição atmosférica muitos carros utilizam conversores catalíticos que são dispositivos como "colméias" contendo catalisadores apropriados e por onde fluem os gases produzidos na combustão. Ocorrem reações complexas com transformações de substâncias tóxicas em não-tóxicas, como



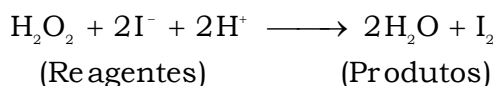
Das seguintes afirmações acerca dessas reações

- I. são todas de catálise heterogênea.
- II. os catalisadores são consumidos nas reações.
- III. os catalisadores aumentam a superfície de contato entre os reagentes.
- IV. baixas temperaturas provavelmente aumentam a eficácia dos conversores catalíticos.

Pode-se afirmar que SOMENTE

- a) I está correta
- b) II está correta
- c) III está correta
- d) I e III estão corretas
- e) II e IV estão corretas

18. (FUVEST) Em solução aquosa ocorre a transformação:



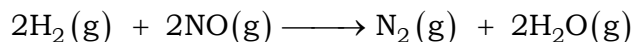
Em quatro experimentos, mediu-se o tempo decorrido para a formação de mesma concentração de I_2 , tendo-se na mistura de reação as seguintes concentrações iniciais de reagentes:

Experimento	Concentrações iniciais (mol/L)			Tempo (s)
	H_2O_2	I^-	H^+	
I	0,25	0,25	0,25	56
II	0,17	0,25	0,25	87
III	0,25	0,25	0,17	56
IV	0,25	0,17	0,25	85

Esses dados indicam que a velocidade da reação considerada depende apenas da concentração de:

- a) H_2O_2 e I^- .
- b) H_2O_2 e H^+ .
- c) H_2O_2 .
- d) H^+ .
- e) I^- .

19. (UNIRIO) Num laboratório, foram efetuadas diversas experiências para a reação:



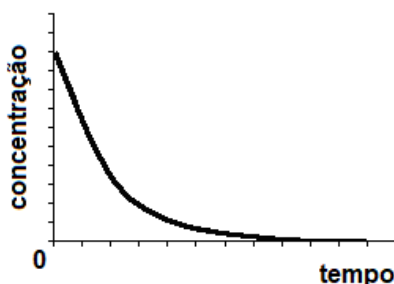
Com os resultados das velocidades iniciais obtidos, montou-se a seguinte tabela:

Experiências	$[\text{H}_2]$	$[\text{NO}]$	$v(\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1})$
1	0,10	0,10	0,10
2	0,20	0,10	0,20
3	0,10	0,20	0,40
4	0,30	0,10	0,30
5	0,10	0,30	0,90

Baseando-se na tabela anterior, podemos afirmar que a lei de velocidade para a reação é:

- a) $v = k.[\text{H}_2]$
- b) $v = k.[\text{NO}]$
- c) $v = k.[\text{H}_2][\text{NO}]$
- d) $v = k.[\text{H}_2]^2[\text{NO}]$
- e) $v = k.[\text{H}_2][\text{NO}]^2$

20. (UFPE) Óxidos de nitrogênio, NO_x , são substâncias de interesse ambiental, pois são responsáveis pela destruição de ozônio na atmosfera, e, portanto, suas reações são amplamente estudadas. Num dado experimento, em um recipiente fechado, a concentração de NO_2 em função do tempo apresentou o seguinte comportamento:



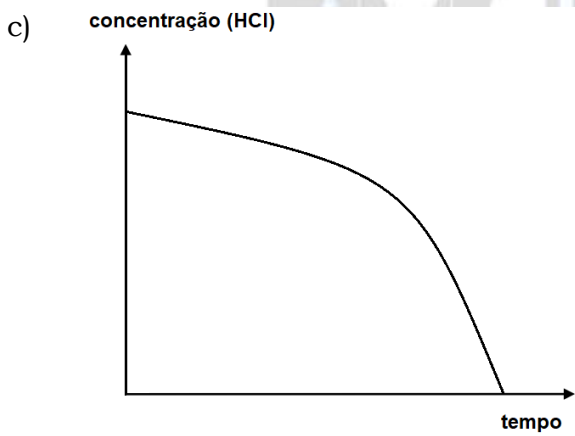
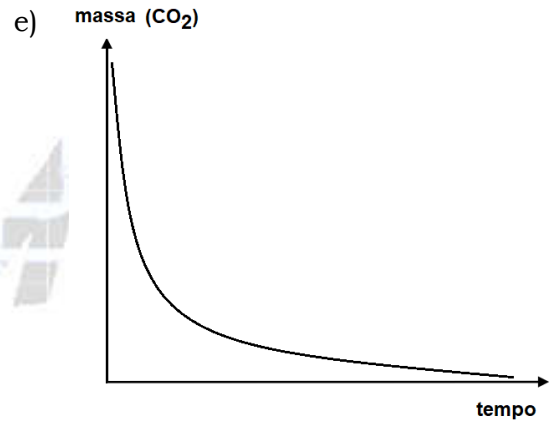
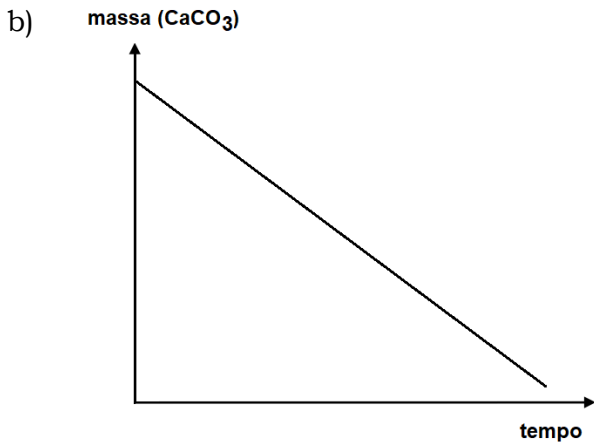
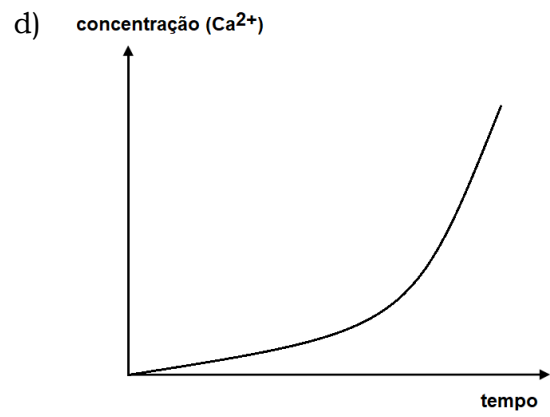
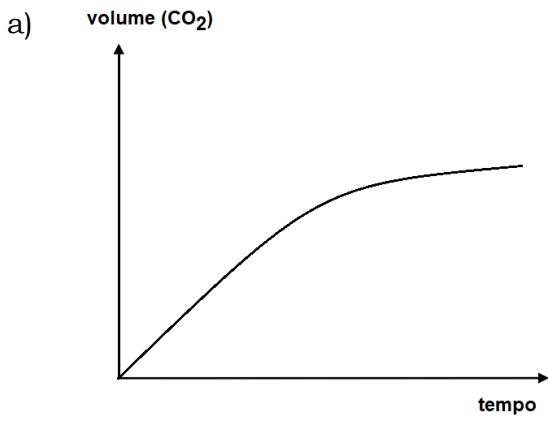
O papel do NO_2 neste sistema reacional é:

- a) reagente.
- b) intermediário.
- c) produto.
- d) catalisador.
- e) inerte.

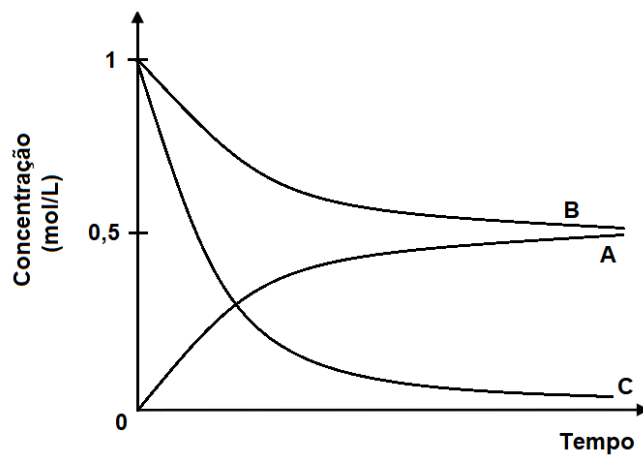
21. (UFMG) Considere a reação entre pedaços de mármore e solução de ácido clorídrico descrita pela equação $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Ca}^{2+}(\text{aq})$.

A velocidade da reação pode ser medida de diferentes maneiras representada graficamente.

Dentre os gráficos, o que representa corretamente a velocidade dessa reação é



22. (UFPE) O gráfico a seguir representa a variação de concentração das espécies A, B e C com o tempo:



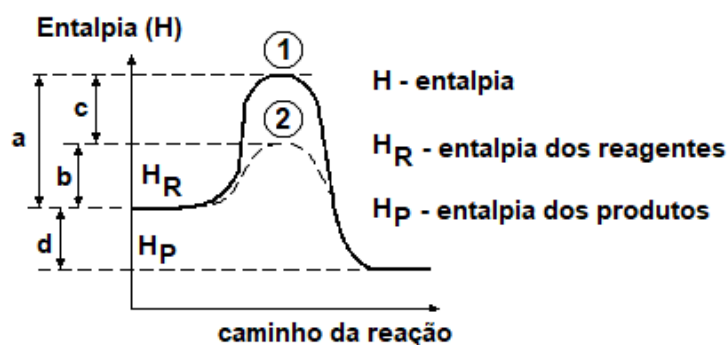
Qual das alternativas a seguir contém a equação química que melhor descreve a reação representada pelo gráfico?

- a) $2A + B \rightarrow C$
- b) $A \rightarrow 2B + C$
- c) $B + 2C \rightarrow A$
- d) $2B + C \rightarrow A$
- e) $B + C \rightarrow A$

23. (UNIRIO) O gráfico a seguir refere-se ao diagrama energético de uma reação química (reagentes \rightarrow produtos), onde se vêem destacados dois caminhos de reação:

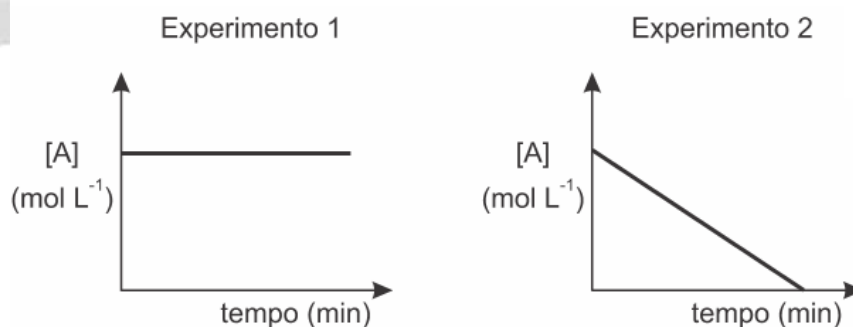
Após uma análise das entalpias dos reagentes, dos produtos e dos valores a, b, c e d, podemos afirmar que:

Caminho 1 - reação normal
Caminho 2 - reação com um catalisador



- a) reação é endotérmica e a presença do catalisador diminuiu o ΔH de a para b.
- b) reação é endotérmica e a representa o ΔH com a presença do catalisador.
- c) reação é exotérmica e a energia de ativação, sem a presença do catalisador, é representada por c.
- d) presença do catalisador diminuiu o ΔH da reação representada por c.
- e) presença do catalisador diminuiu a energia de ativação de a para b e mantém constante o ΔH da reação representada por d.

24. A possibilidade de reação de o composto A se transformar no composto B foi estudada em duas condições diferentes. Os gráficos abaixo mostram a concentração de A, em função do tempo, para os experimentos 1 e 2.



Em relação a esses experimentos, considere as afirmações abaixo.

- I. No primeiro experimento, não houve reação.
- II. No segundo experimento, a velocidade da reação diminui em função do tempo.
- III. No segundo experimento, a reação é de primeira ordem em relação ao composto A.

Quais estão corretas?

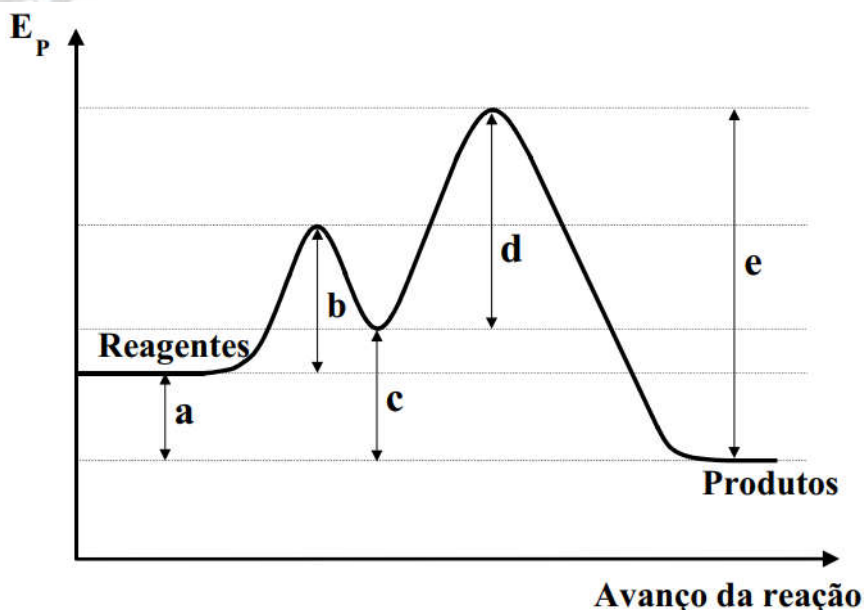
- a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas III.
- d) Apenas I e III.
- e) I, II e III.

25. (ITA) A equação: $2A + B \rightarrow \text{PRODUTOS}$ representa uma determinada reação química que ocorre no estado gasoso. A lei de velocidade para esta reação depende da concentração de cada um dos reagentes, e a ordem parcial desta reação em relação a cada um dos reagentes é igual aos respectivos coeficientes estequiométricos. Seja v_1 a velocidade da reação quando a pressão parcial de A e B é igual a p_A e p_B , respectivamente, e v_2 a velocidade da reação quando essas pressões parciais são triplicadas.

A opção que fornece o valor CORRETO da razão v_2/v_1 é

- a) 1.
- b) 3.
- c) 9.
- d) 27.
- e) 81.

26. (ITA) Considere uma reação química representada pela equação: Reagentes \rightarrow Produtos. A figura a seguir mostra esquematicamente como varia a energia potencial (E_p) deste sistema reagente em função do avanço da reação química. As letras a, b, c, d e e representam diferenças de energia.



Com base nas informações apresentadas na figura é CORRETO afirmar que

- a) a energia de ativação da reação direta é a diferença de energia dada por $c - a + d$.
- b) a variação de entalpia da reação é a diferença de energia dada por $e - d$.
- c) a energia de ativação da reação direta é a diferença de energia dada por $b + d$.
- d) a variação de entalpia da reação é a diferença de energia dada por $e - (a + b)$.
- e) a variação de entalpia da reação é a diferença de energia dada por e .

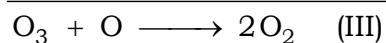
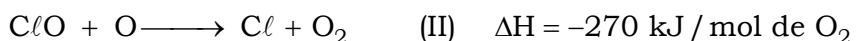
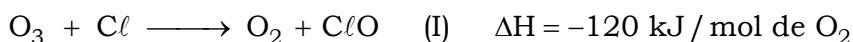
27. (IME) Uma mistura gasosa ideal de propano e ar é queimada a pressão constante, gerando 720 litros de CO_2 por hora, medidos a 20°C . Sabe-se que o propano e o ar encontram-se em proporção estequiométrica.

Determine a velocidade média de reação da mistura em relação ao ar, considerando a composição do ar 21 % de O_2 e 79 % de N_2 , em volume.

Dados:

Massas atômicas: O = 16,00; N = 14,00; C = 12,00.

28. (FUVEST) A sequência das reações I e II é proposta para explicar a destruição do ozônio da estratosfera. Os átomos de Cl se formam pela ação de radiação de alta energia sobre os clorofluorocarbonos (CFC).



a) Pode-se dizer que os átomos de cloro atuam como catalisadores na destruição do ozônio. Explique o porquê.

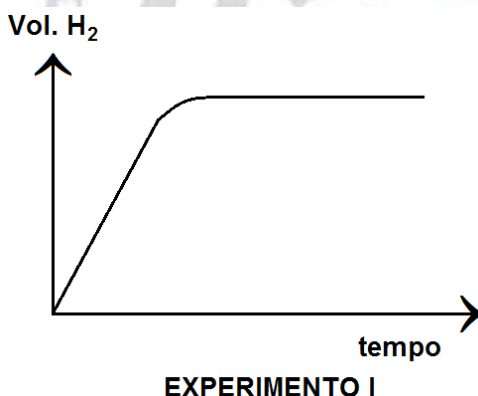
b) A destruição do ozônio representada pela equação III é favorecida por baixas ou altas temperaturas? Justifique com base no ΔH da reação.

29. (FUVEST) Para remover uma mancha de um prato de porcelana fez-se o seguinte: cobriu-se a mancha com meio copo de água fria, adicionaram-se algumas gotas de vinagre e deixou-se por uma noite. No dia seguinte a mancha havia clareado levemente.

Usando apenas água e vinagre, sugira duas alterações no procedimento, de tal modo que a remoção da mancha possa ocorrer em menor tempo. Justifique cada uma das alterações propostas.

30. (FUVEST) Para estudar a velocidade da reação que ocorre entre magnésio e ácido clorídrico, foram feitos dois experimentos a 15 °C utilizando a mesma quantidade de magnésio e o mesmo volume de ácido. Os dois experimentos diferiram apenas na concentração do ácido utilizado. O volume de hidrogênio produzido em cada experimento, em diferentes tempos, foi medido a pressão e temperatura ambientes. Os dados obtidos foram:

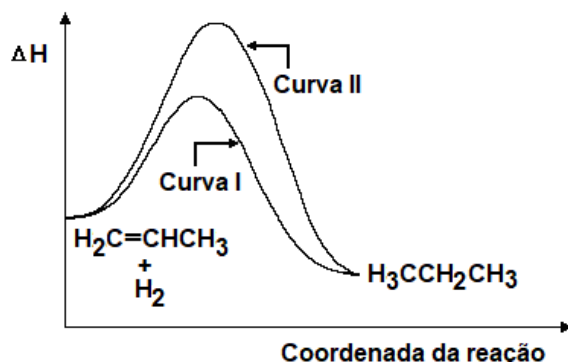
Experimento	Tempo / min.	0	1	2	3	4	5	6	7
I	(vol. H ₂) / cm ³	0	18	33	48	60	63	63	63
II	(vol. H ₂) / cm ³	0	28	49	60	62	63	63	63



a) Em qual dos experimentos a velocidade da reação foi maior? Justifique com base nos dados experimentais.

b) A curva obtida para o experimento I (15 °C) está no gráfico acima. Neste mesmo gráfico, represente a curva que seria obtida se o experimento I fosse realizado a uma temperatura mais alta. Explique.

31. (UFMG) As curvas I e II representam caminhos possíveis para a reação de hidrogenação do propeno.



- INDIQUE a curva que corresponde ao caminho da reação mais rápida.
- ESCREVA o fator responsável por essa diferença de velocidade.
- COMPARE os complexos ativados formados nos dois caminhos da reação.
- A reação ocorre pelos dois caminhos no mesmo sistema? JUSTIFIQUE sua resposta.

32. (UNESP) Colocou-se solução concentrada de peróxido de hidrogênio num recipiente de vidro à temperatura ambiente, sem que nenhuma reação visível fosse observada. Com a adição de pequena porção de dióxido de manganês sólido à solução, ocorreu a liberação rápida de grande quantidade de oxigênio gasoso.

- Que tipo de fenômeno físico-químico o dióxido de manganês promoveu?
- Que alteração energética o dióxido de manganês sólido produz no sistema?

33. (UNESP) A cinética da reação $2\text{HgCl}_2 + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow 2\text{Cl}^- + 2\text{CO}_2(\text{g}) + \text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s})$ foi estudada em solução aquosa, seguindo o número de mols de Hg_2Cl_2 que precipita por litro de solução por minuto. Os dados obtidos estão na tabela.

$[\text{HgCl}_2]$ (mol.L ⁻¹)	$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$ (mol.L ⁻¹)	Velocidade (mol.L ⁻¹ .min ⁻¹)
0,100	0,15	$1,8 \times 10^{-5}$
0,100	0,30	$7,2 \times 10^{-5}$
0,050	0,30	$3,6 \times 10^{-5}$

Pede-se:

- Determinar a equação de velocidade da reação.
- Calcular o valor da constante de velocidade da reação.
- Qual será a velocidade da reação quando $[\text{HgCl}_2] = 0,010 \text{ mol/L}$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 0,010 \text{ mol/L}$?

34. (UNESP) Uma mistura de dois volumes de H_2 gasoso e 1 volume de O_2 gasoso, quando submetida a uma faísca elétrica, reage explosivamente segundo a equação: $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, liberando grande quantidade de energia.

No entanto, se essa mistura for adequadamente isolada de influência externas (por exemplo, faísca elétrica, luz,...) pode ser mantida por longo tempo, sem que ocorra reação.

Se, ao sistema isolado contendo a mistura gasosa, forem adicionadas raspas de platina metálica, a reação também se processará explosivamente e, no final, a platina adicionada permanecerá quimicamente inalterada.

- a) Explicar porque no sistema isolado, antes da adição da platina, não ocorre a reação de formação de água.
- b) Explicar porque a platina adicionada ao sistema isolado faz com que a reação se processe rapidamente.

35. (UNESP) Se uma esponja de ferro metálico empregada em limpeza, como por exemplo o Bom Brill, for colocada em uma chama ao ar, inicia-se uma reação química. Esta reação prossegue espontaneamente, mesmo quando a esponja é retirada da chama, com desprendimento de material incandescente sob a forma de fagulhas luminosas. Após o término da reação, a esponja torna-se quebradiça e escura. No entanto, se um arame de ferro aquecido na mesma chama e também ao ar, a única alteração que se nota ao final é o escurecimento de sua superfície.

- a) Por que há grande diferença nas velocidades de reação nos dois casos?
- b) Escreva a equação balanceada da reação de formação de um possível produto da reação, com o respectivo nome, para os dois casos.

36. (UNESP) Explique os seguintes fatos experimentais:

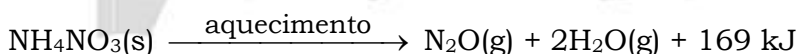
- a) Limalha de ferro dissolve-se mais rapidamente em ácido clorídrico se a mistura for submetida à agitação.
- b) A hidrólise alcalina de acetato de etila é mais rápida a 90 °C de que a temperatura ambiente.

37. (UNESP) Explique, cientificamente, as seguintes observações experimentais.

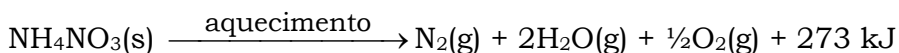
- a) Uma barra de ferro aquecida em uma chama não altera muito seu aspecto visual. Contudo, se sobre esta mesma chama se atira limalha de ferro, verifica-se que as partículas de limalha se tornam incandescentes.
- b) A adição de níquel metálico, finalmente dividido, aumenta a velocidade da reação entre C₂H₄(g) e H₂(g) para produzir C₂H₆(g).

38. (UNESP) Em duas condições distintas, a decomposição do NH₄NO₃, por aquecimento, conduz a diferentes produtos:

I. NH₄NO₃ puro



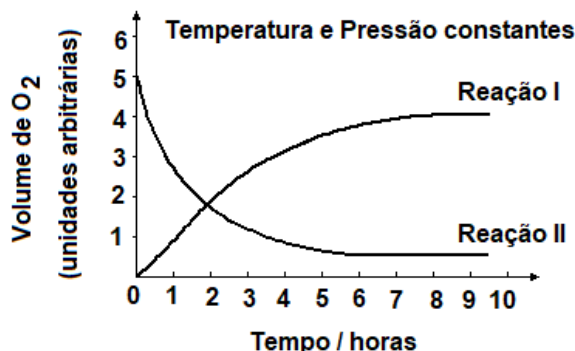
II. NH₄NO₃ em presença de impurezas de cloreto:



Explique, em termos de energia de ativação:

- a) Por que a decomposição do NH₄NO₃ puro ocorre pelo processo representado em I, embora aquele representado em II corresponda a um processo mais exotérmico.
- b) O papel do íon cloreto na decomposição representada em II.

39. (UNICAMP) Numa reação que ocorre em solução (reação I), há o despreendimento de oxigênio e a sua velocidade pode ser medida pelo volume do $O_2(g)$ despreendido. Uma outra reação (reação II) ocorre nas mesmas condições, porém consumindo $O_2(g)$ e este consumo mede a velocidade desta reação. O gráfico representa os resultados referentes às duas reações:

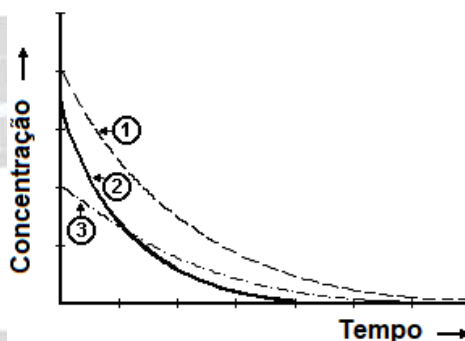


Considerando as duas horas iniciais, qual das reações tem velocidade maior? Justifique sua resposta.

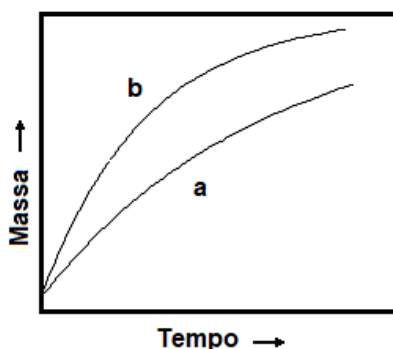
40. (UNICAMP) Soluções aquosas de água oxigenada, H_2O_2 , decompõem-se dando água e gás oxigênio. A figura a seguir representa a decomposição de três soluções de água oxigenada em função do tempo, sendo que uma delas foi catalisada por óxido de ferro (III), Fe_2O_3 .

a) Qual das curvas representa a reação mais lenta? Justifique em função do gráfico.

b) Qual das curvas representa a reação catalisada? Justifique em função do gráfico.



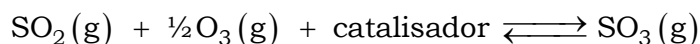
41. (UNICAMP) O gráfico a seguir representa as variações das massas de um pequeno pedaço de ferro e de uma esponja de ferro (palha de aço usada em limpeza doméstica) expostos ao ar (mistura de nitrogênio, N_2 , oxigênio, O_2 , e outros gases além de vapor d'água).



a) Por que as massas da esponja e do pedaço de ferro aumentam com o tempo?

b) Qual das curvas diz respeito à esponja de ferro? Justifique.

42. (FUVEST) A obtenção de $\text{SO}_3(\text{g})$ pode ser representada pela seguinte equação:



A formação do $\text{SO}_3(\text{g})$, por ser exotérmica, é favorecida a baixas temperaturas (temperatura ambiente). Entretanto, na prática, a obtenção do $\text{SO}_3(\text{g})$, a partir do $\text{SO}_2(\text{g})$ e $\text{O}_2(\text{g})$, é realizada a altas temperaturas (420°C). Justifique essa aparente contradição.

RESPOSTAS

01. Alternativa D

O fator determinante, para essa maior velocidade da reação, é o aumento da superfície de contato, pois contribui para a elevação do número de choques entre os reagentes envolvidos.

02. Alternativa B

A elevação de temperatura aumenta a velocidade das reações químicas, pois aumenta:

- A energia cinética média das moléculas.
- A frequência das colisões efetivas, ou seja, a quantidade de choques.
- O número de colisões por segundo entre as moléculas.
- A velocidade média das moléculas.

A energia de ativação **não** depende da temperatura.

03. Alternativa B

Para uma reação ser iniciada é necessário atingir sua energia de ativação, não basta apenas colocar os reagentes em contato.

04. Alternativa D

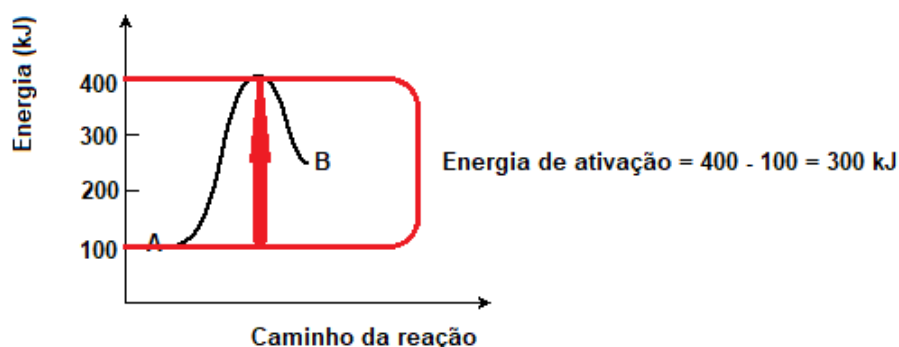
A reação de queima do palito libera calor, ou seja, é exotérmica.

A energia de ativação tem que ser menor ou igual à energia fornecida pelo atrito do palito com a lixa.

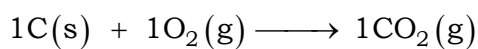
05. Alternativa A

Soluções aquosas concentradas proporcionam maior número de choques entre as espécies reagentes comparativamente a reagentes sólidos triturados.

06. Alternativa D



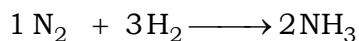
07. Alternativa E



$$\frac{|v_{\text{O}_2}|}{1} = \frac{|v_{\text{CO}_2}|}{1}$$

$$\frac{|v_{\text{O}_2}|}{1} = \frac{|v_{\text{CO}_2}|}{1} = 4 \text{ mol / min}$$

08. Alternativa A



$$\frac{|v_{\text{N}_2}|}{1} = \frac{|v_{\text{H}_2}|}{3} = \frac{|v_{\text{NH}_3}|}{2}$$

$$\frac{|v_{\text{N}_2}|}{1} = \frac{|v_{\text{H}_2}|}{3} = \frac{|v_{\text{NH}_3}|}{2} = v_{\text{média}}$$

$$v_{\text{NH}_3} = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

$$\frac{v_{\text{N}_2}}{1} = \frac{2,0 \times 10^{-4}}{2}$$

$$v_{\text{N}_2} = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

09. Alternativa E

Quanto maior a superfície de contato (pó é maior do que barra), maior a concentração e maior a temperatura, maior será a velocidade (rapidez) da reação.

Observam-se estas condições em V:

Experiência	Massa de Zn(s)	Forma do Zn	Concentração do ácido em mol/L	Temperatura (°C)
V	3,0	pó	0,5	60

10. Alternativa E

Quanto maior a superfície de contato (na limalha é maior do que no prego), maior a temperatura e maior o número de mols de ácido sulfúrico (H₂SO₄), maior será a velocidade da reação e, conseqüentemente, maior será o volume de gás hidrogênio (H₂) liberado.

De acordo com o gráfico:

$$V_{\text{gás hidrogênio (H}_2\text{)}-\text{curva 1}} > V_{\text{gás hidrogênio (H}_2\text{)}-\text{curva 2}} > V_{\text{gás hidrogênio (H}_2\text{)}-\text{curva 3}} > V_{\text{gás hidrogênio (H}_2\text{)}-\text{curva 4}}$$

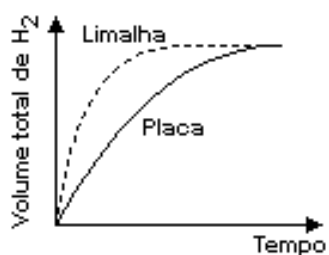
Conclusão:

Experimento	Material	Temperatura / °C	Volume da solução de H ₂ SO ₄ / L	Número de mols de H ₂ SO ₄
A (4)	pregos	60	50 mL = 0,05 L	$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = [\text{H}_2\text{SO}_4] \times V$ $n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1 \times 0,05 = 0,05 \text{ mol}$
B (3)	limalha	60	50 mL = 0,05 L	$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = [\text{H}_2\text{SO}_4] \times V$ $n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1 \times 0,05 = 0,05 \text{ mol}$

C (1)	limalha	60	80 mL = 0,08 L	$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = [\text{H}_2\text{SO}_4] \times V$ $n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1 \times 0,08 = 0,08 \text{ mol}$
D (2)	limalha	40	80 mL = 0,08 L	$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = [\text{H}_2\text{SO}_4] \times V$ $n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1 \times 0,08 = 0,08 \text{ mol}$

11. Alternativa B

Quanto maior a superfície de contato (na limalha é maior do que na placa), maior será a velocidade da reação e, conseqüentemente, maior será o volume de gás hidrogênio (H_2) liberado. Como foram utilizados volumes iguais da mesma solução aquosa de ácido clorídrico, à mesma temperatura, no final do processo as curvas tem que se encontrarem no mesmo ponto, ou seja, no mesmo valor de volume total de gás hidrogênio produzido.



12. Alternativa A

- a) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{Combustão do etanol}} 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
 b) $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{Oxidação do ferro}} 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
 c) $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + \text{Luz Solar} \xrightarrow{\text{Fotossíntese}} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$
 d) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\text{Calcinação}} \text{CaO} + \text{CO}_2$

A reação mais rápida do que as demais é a combustão do etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).

13. Alternativa E

Em cada um dos recipientes A, B, C e D foi colocada a mesma massa, em gramas, de pérolas de zinco e o mesmo volume de ácido clorídrico de igual concentração, logo quanto maior a temperatura, maior a velocidade de consumo do zinco (taxa de desaparecimento).

$$\underbrace{T_A}_{10^\circ\text{C}} < \underbrace{T_B}_{20^\circ\text{C}} < \underbrace{T_C}_{30^\circ\text{C}} < \underbrace{T_D}_{40^\circ\text{C}}$$

Conclusão: a taxa de desaparecimento do zinco nos recipientes será $A < B < C < D$.

14. Alternativa B

Na reação de dissociação térmica do $\text{HI}(\text{g})$, a velocidade de reação é proporcional ao quadrado da concentração molar do HI, então:

$$v = k \times ([\text{HI}])^2$$

$$[\text{HI}]' = 3 \times [\text{HI}]$$

$$v' = k \times ([\text{HI}]')^2 \Rightarrow v' = k \times (3 \times [\text{HI}])^2$$

$$v' = 9 \times k \times ([\text{HI}])^2$$

$$v' = 9 \times v \text{ (aumentará 9 vezes)}$$

15. Alternativa E

$$v = k \times [N_2] \times [O_2]^2$$

$$[N_2]' = 3 \times [N_2]$$

$$[O_2]' = 2 \times [O_2]$$

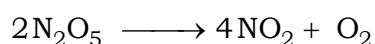
$$v' = k([N_2]')^1 \times ([O_2]')^2$$

$$v' = k(3 \times [N_2])^1 \times (2 \times [O_2])^2$$

$$v' = 12 \times k[N_2] \times [O_2]^2$$

$$v' = 12 \times v \text{ (aumenta doze vezes)}$$

16. Alternativa A

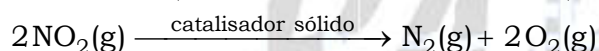
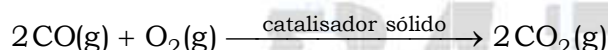
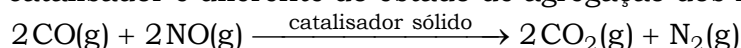


$$v = k \times [\text{reagentes}]^x$$

$$v = k \times [N_2O_5]^2$$

17. Alternativa A

I. Correta. Todas as reações são todas de catálise heterogênea, pois o estado de agregação do catalisador é diferente do estado de agregação dos reagentes ou do reagente.



II. Incorreta. Os catalisadores **não** são consumidos.

III. Incorreta. Os catalisadores diminuem a energia de ativação do processo.

IV. Incorreta. Baixas temperaturas **diminuem** a eficácia dos conversores catalíticos.

18. Alternativa A

Comparando-se o experimento I com III, verifica-se que as concentrações de H_2O_2 e de I^- permanecem constantes (0,25 mol/L) e que a concentração de H^+ diminui de 0,25 mol/L para 0,17 mol/L, porém o tempo decorrido é o mesmo, ou seja, 56 s. Logo, conclui-se que a velocidade da reação **não depende** da concentração de H^+ .

Comparando-se o experimento I com II, verifica-se que as concentrações de I^- e de H^+ permanecem constantes (0,25 mol/L) e que a concentração de H_2O_2 diminui de 0,25 mol/L para 0,17 mol/L, e o tempo decorrido aumenta de 56 s para 87 s. Logo, conclui-se que a velocidade da reação **depende** da concentração de H_2O_2 .

Comparando-se o experimento I com IV, verifica-se que as concentrações de H_2O_2 e de H^+ permanecem constantes (0,25 mol/L) e que a concentração de I^- diminui de 0,25 mol/L para 0,17 mol/L, e o tempo decorrido aumenta de 56 s para 85 s. Logo, conclui-se que a velocidade da reação **depende** da concentração de I^- .

19. Alternativa E

A partir da aplicação da equação $v = k \times [\text{H}_2]^a \times [\text{NO}]^b$ para as experiências 1 e 2, vem:

$$v = k \times [\text{H}_2]^a \times [\text{NO}]^b$$

$$0,10 = k \times (0,10)^a \times (0,10)^b \quad (\text{experiência 1})$$

$$0,20 = k \times (0,20)^a \times (0,10)^b \quad (\text{experiência 2})$$

Dividindo as equações :

$$\frac{0,10}{0,20} = \frac{\cancel{k} \times (0,10)^a \times \cancel{(0,10)^b}}{\cancel{k} \times (0,20)^a \times \cancel{(0,10)^b}}$$

$$\frac{1}{2} = \frac{(0,10)^a}{(0,20)^a} \Rightarrow \frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2}\right)^a$$

$$2^{-1} = 2^{-a} \Rightarrow -1 = -a$$

$$a = 1$$

$$v = k \times [\text{H}_2]^a \times [\text{NO}]^b$$

$$0,10 = k \times (0,10)^a \times (0,10)^b \quad (\text{experiência 1})$$

$$0,40 = k \times (0,10)^a \times (0,20)^b \quad (\text{experiência 3})$$

Dividindo as equações :

$$\frac{0,10}{0,40} = \frac{\cancel{k} \times \cancel{(0,10)^a} \times (0,10)^b}{\cancel{k} \times \cancel{(0,10)^a} \times (0,20)^b}$$

$$\frac{1}{4} = \frac{(0,10)^b}{(0,20)^b} \Rightarrow \frac{1}{2^2} = \left(\frac{1}{2}\right)^b$$

$$2^{-2} = 2^{-b} \Rightarrow -2 = -b$$

$$b = 2$$

Substituindo a e b na equação da velocidade, vem: $v = k \times [\text{H}_2]^1 \times [\text{NO}]^2$.

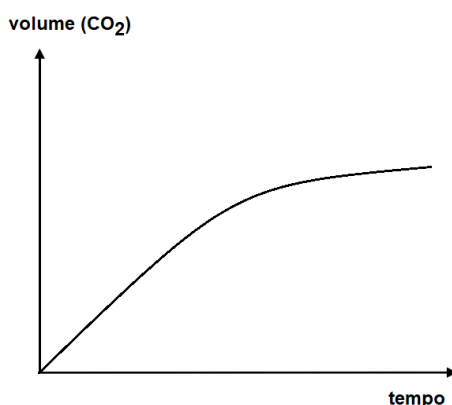
20. Alternativa A

O papel do NO_2 neste sistema reacional é de reagente, pois de acordo com o gráfico sua concentração diminui com o tempo.

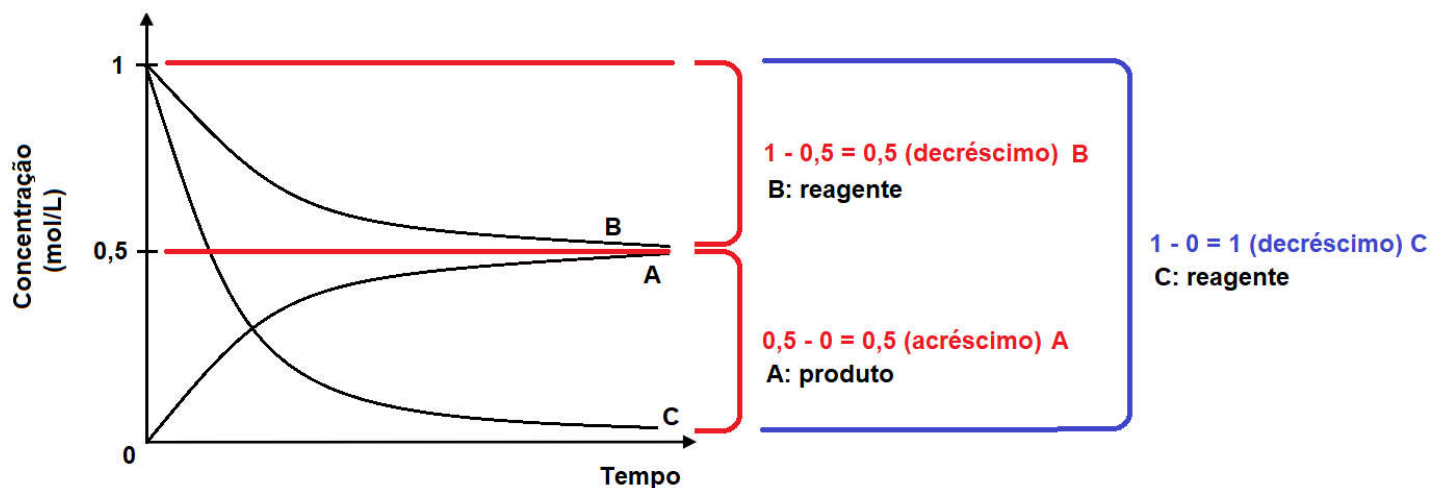
21. Alternativa A

De acordo com a equação fornecida no enunciado da questão:

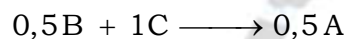
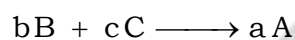
$\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{Ca}^{2+}(\text{aq})$, ocorre a formação de $\text{CO}_2(\text{g})$ e, conseqüentemente, seu volume aumenta com o tempo até estabilizar.



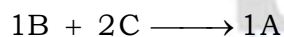
22. Alternativa C



Coefficientes:



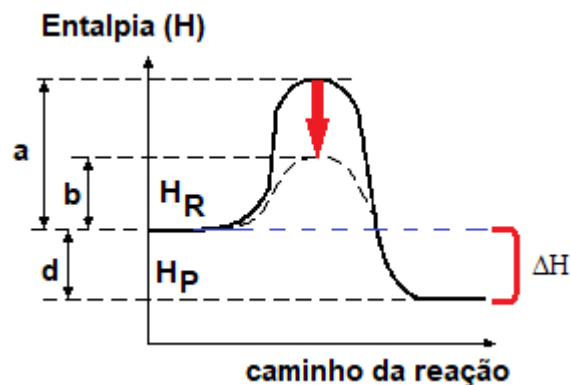
Multiplicando a equação por 2:



23. Alternativa E

Como a entalpia dos produtos (H_p) é menor do que a entalpia dos reagentes (H_R), conclui-se que a reação é exotérmica.

A presença do catalisador diminuiu a energia de ativação de a (sem catalisador) para b (com catalisador) e mantém constante o valor do ΔH da reação representado por d.



24. Alternativa A

No primeiro experimento, não houve reação, pois o reagente A apresenta concentração constante.

No segundo experimento, trata-se de uma reação de ordem zero ($aA \rightarrow bB$).

Numa reação de ordem zero a velocidade é constante, ou seja, não depende da concentração do reagente. Então:

$$-\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k; \quad \left| -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} \right| = k;$$

$$v = k[A]^0$$

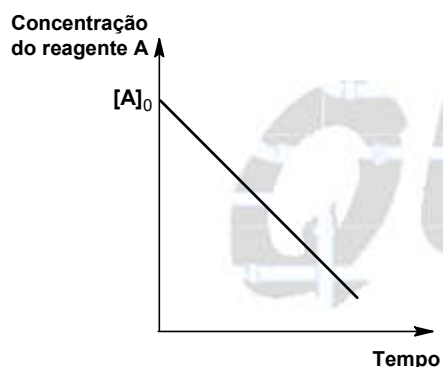
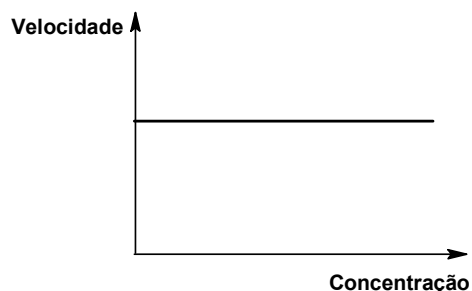
$$v = k$$

$$[A]_0 - [A] = kt$$

ou, multiplicando por -1 :

$$-[A]_0 + [A] = -kt$$

$[A] = -kt + [A]_0$ (equação de uma reta com coeficiente angular negativo)



25. Alternativa D



$$v = k \times [A]^2 \times [B]^1 \Rightarrow v = k' \times (p_A)^2 \times (p_B)^1$$

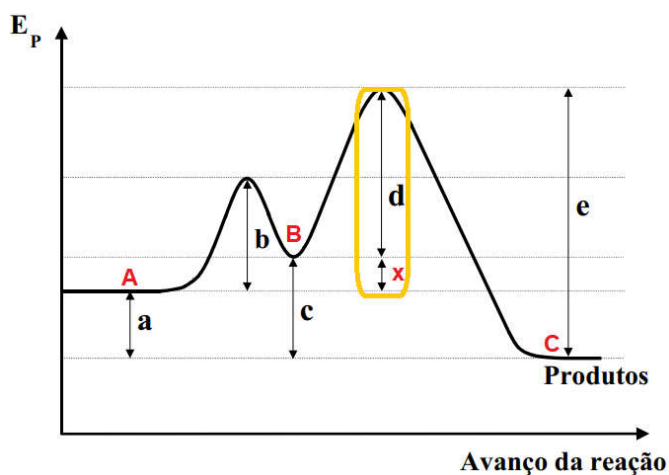
$$v_1 = k' \times (p_A)^2 \times (p_B)^1$$

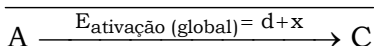
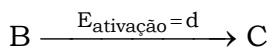
$$v_2 = k' \times (3 \times p_A)^2 \times (3 \times p_B)^1$$

$$v_2 = 27 \times k' \times (p_A)^2 \times (p_B)^1$$

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{27 \times k' \times (p_A)^2 \times (p_B)^1}{k' \times (p_A)^2 \times (p_B)^1} = 27$$

26. Alternativa A



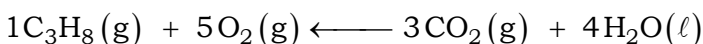


$$x = c - a$$

$$E_{\text{ativação}}(\text{global}) = d + x$$

$$E_{\text{ativação}}(\text{global}) = d + c - a = c - a + d$$

27. Quando o propano gasoso (C_3H_8) é queimado ele reage com o gás oxigênio presente no ar de acordo com a equação a seguir:



$$\frac{|v_{C_3H_8}|}{1} = \frac{|v_{O_2}|}{5} = \frac{|v_{CO_2}|}{3} = \frac{|v_{H_2O}|}{4} = v_{\text{média}}$$

$$\frac{|v_{O_2}|}{5} = \frac{|v_{CO_2}|}{3}$$

$$\frac{|v_{O_2}|}{5} = \frac{720 \text{ L} \cdot \text{h}^{-1}}{3}$$

$$v_{O_2} = 1.200 \text{ L} \cdot \text{h}^{-1}$$

Estes 1.200 litros de gás oxigênio são consumidos em uma hora. Como o ar é uma mistura de vários gases e levando em consideração os dados da questão que consideram a composição do ar como 21 % de oxigênio e 79 % de nitrogênio em volume, tem-se a seguinte proporção em uma hora:

$$1.200 \text{ L } (O_2) \text{ ————— } 21 \%$$

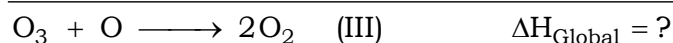
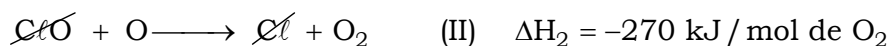
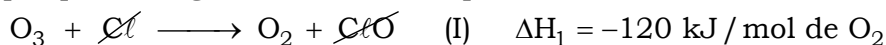
$$\text{Volume (ar)} \text{ ————— } 100 \%$$

$$\text{Volume (ar)} = 5.714,2857 \text{ L} \approx 5.714,29 \text{ L}$$

Serão consumidos 5.714,29 L de ar em uma hora, então a velocidade média em relação ao volume de ar ($V_m(\text{ar})$) será de 5.714,29 L/h.

28. a) Sim. O cloro atua como catalisador porque é consumido em (I) e produzido em (II), sendo que provoca o aumento a velocidade da reação criando um caminho alternativo.

b) A destruição do ozônio representada pela equação III é favorecida por baixas temperaturas porque o ΔH global é menor do que zero.



$$\Delta H_{\text{Global}} = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$\Delta H_{\text{Global}} = -120 \text{ kJ} + (-270 \text{ kJ})$$

$$\Delta H = -390 \text{ kJ}$$

29. 1ª) Adicionar mais vinagre, pois quanto maior a concentração do reagente (ácido acético do vinagre), maior a velocidade da reação.

2ª) Cobrir a mancha com meio copo de água quente, ou seja, aumentar a temperatura do sistema, pois quanto maior a temperatura, maior a velocidade da reação.

30. a) A partir da análise da tabela no intervalo entre um e quatro minutos, vem:

$$v_{\text{Experimento I (H}_2)} = \frac{60 \text{ cm}^3 - 0 \text{ cm}^3}{(4 - 0) \text{ min}} = 15 \text{ cm}^3 \cdot \text{min}^{-1}$$

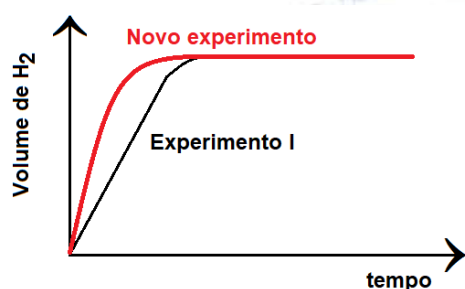
$$v_{\text{Experimento II (H}_2)} = \frac{62 \text{ cm}^3 - 0 \text{ cm}^3}{(4 - 0) \text{ min}} = 15,5 \text{ cm}^3 \cdot \text{min}^{-1}$$

$$15,5 \text{ cm}^3 \cdot \text{min}^{-1} > 15 \text{ cm}^3 \cdot \text{min}^{-1}$$

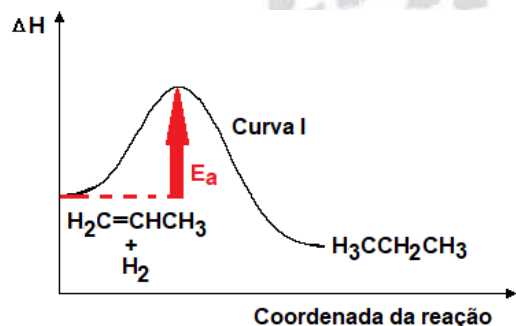
Conclusão : $v_{\text{Reação no experimento II}} > v_{\text{Reação no experimento I}}$

b) A velocidade da reação (ou energia cinética média das moléculas) aumenta com a elevação da temperatura. Conseqüentemente, ocorre um aumento nas colisões eficazes entre os mesmos reagentes.

Se o experimento I fosse realizado a uma temperatura mais alta, a velocidade seria maior e, conseqüentemente, o volume obtido de 63 cm^3 de H_2 seria atingido mais rapidamente:

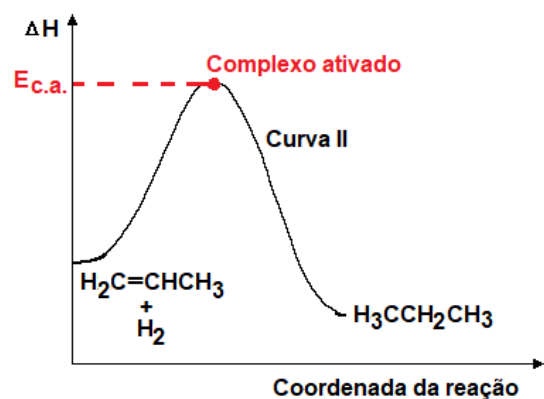


31. a) Curva I: menor energia de ativação.



b) A presença de catalisador que diminui a energia de ativação.

c) Curva II: maior energia do complexo ativado.



d) Não. A reação I é catalisada, logo ocorre por um caminho diferente.

32. a) O dióxido de manganês promoveu a catálise da reação, ou seja, aumentou a velocidade da reação.

b) O dióxido de manganês sólido diminui a energia de ativação da reação.

33. a) Teremos:

$$v = k \times [\text{HgCl}_2]^a \times [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]^b$$

Tomando a primeira e a segunda linha da tabela, vem :

$$1,8 \times 10^{-5} = k \times (0,100)^a \times (0,15)^b \quad (\text{I})$$

$$7,2 \times 10^{-5} = k \times (0,100)^a \times (0,30)^b \quad (\text{II})$$

Dividindo I por II :

$$\frac{1,8 \times 10^{-5}}{7,2 \times 10^{-5}} = \frac{k \times (0,100)^a \times (0,15)^b}{k \times (0,100)^a \times (0,30)^b}$$

$$\frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^b \Rightarrow \frac{1}{2^2} = \frac{1}{2^b}$$

$$2^{-2} = 2^{-b}$$

$$-2 = -b$$

$$b = 2$$

Tomando a segunda e a terceira linha da tabela, vem :

$$7,2 \times 10^{-5} = k \times (0,100)^a \times (0,30)^b \quad (\text{III})$$

$$3,6 \times 10^{-5} = k \times (0,050)^a \times (0,30)^b \quad (\text{IV})$$

Dividindo I por II :

$$\frac{7,2 \times 10^{-5}}{3,6 \times 10^{-5}} = \frac{k \times (0,100)^a \times (0,30)^b}{k \times (0,050)^a \times (0,30)^b}$$

$$2 = 2^a \Rightarrow 2^1 = 2^a$$

$$a = 1$$

$$\text{Equação: } v = k \times [\text{HgCl}_2]^1 \times [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]^2$$

$$\text{b) } v = k \times [\text{HgCl}_2]^1 \times [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]^2$$

Substituindo os valores da primeira linha da tabela, vem:

$$1,8 \times 10^{-5} = k \times (0,100)^1 \times (0,15)^2$$

$$k = \frac{1,8 \times 10^{-5}}{10^{-1} \times 15 \times 15 \times 10^{-4}}$$

$$k = 0,008 = 8,0 \times 10^{-3}$$

$$\text{c) } [\text{HgCl}_2] = 0,010 \text{ mol/L e } [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 0,010 \text{ mol/L.}$$

$$v = 8 \times 10^{-3} \times (0,010)^1 \times (0,010)^2$$

$$v = 8 \times 10^{-3} \times 10^{-2} \times 10^{-4}$$

$$v = 8 \times 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

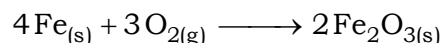
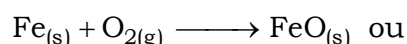
34. a) No sistema isolado, antes da adição da platina, não ocorre a reação de formação de água, pois a energia de ativação da reação não é atingida.

b) Na presença de platina metálica a energia de ativação da reação diminui e a velocidade da reação aumenta, ou seja, a platina metálica atua como catalisador.

35. a) As velocidades são diferentes nos dois casos, pois a superfície de contato é maior na esponja de ferro (Bom Brill) e menor no arame de ferro.

Quanto maior a superfície de contato, maior a velocidade da reação e vice-versa.

b) Equação balanceada da reação de formação de um possível produto da reação (reação de oxidação do ferro):



36. a) Com a agitação do sistema, aumenta a quantidade de choques efetivos e, conseqüentemente, a velocidade da reação.

b) Quanto maior a temperatura (grau de agitação), maior a velocidade da reação, pois a energia cinética média das partículas aumenta.

37. a) A superfície de contato da limalha de ferro é maior do que a superfície de contato de uma barra de ferro. Quanto maior a superfície de contato, maior a velocidade da reação, e como consequência o surgimento da incandescência.

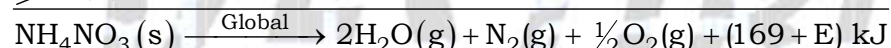
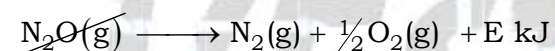
b) O níquel metálico atua como catalisador e diminui a energia de ativação da reação.

O gás hidrogênio adsorvido na superfície do níquel metálico reage com o eteno mais rapidamente.

38. a) No processo I a energia de ativação necessária é menor, pois a reação ocorre em uma única etapa com a formação de N_2O e H_2O .

Já no processo II a energia de ativação (global) necessária é maior, pois o N_2O é decomposto em N_2 e O_2 , ou seja, a reação do processo II ocorre em duas etapas, por isso libera mais energia.

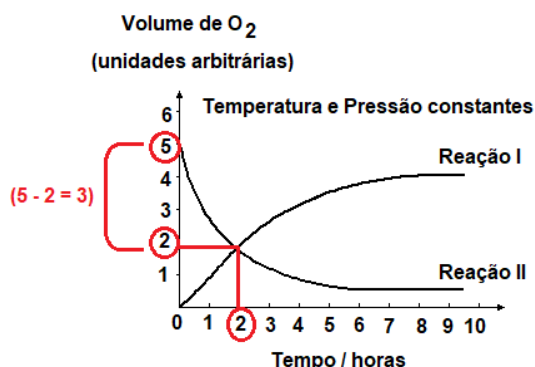
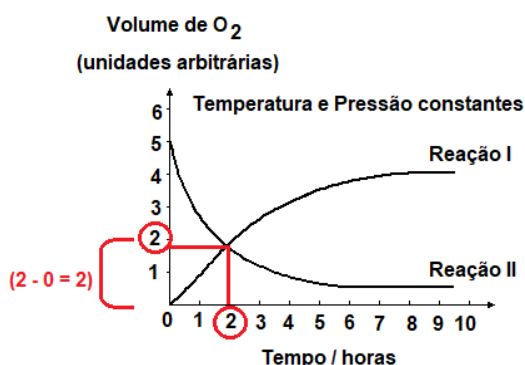
Observação teórica:



b) O íon cloreto, na decomposição representada em II, atua como catalisador, ou seja, diminui a energia de ativação do processo.

39. A velocidade das reações está sendo medida a partir da formação de gás oxigênio (reação I) e de consumo de gás oxigênio (reação II).

A partir da análise do gráfico, considerando as duas horas iniciais, vem:



Na reação I houve formação de 2 unidades arbitrárias de O₂ em 2 horas:

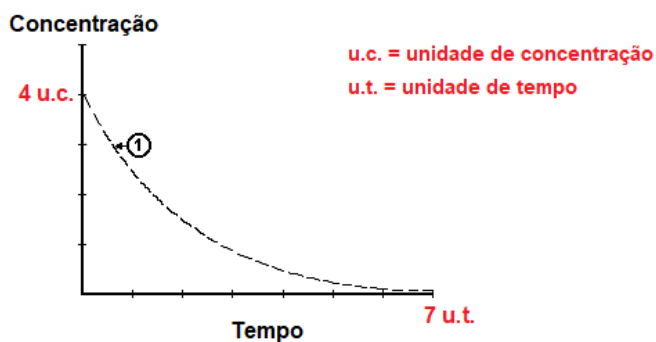
$$|v_{\text{formação de O}_2}| = \frac{2 \text{ u.a.}}{2 \text{ h}} = 1 \text{ u.a. / h}$$

Na reação II houve consumo de 3 unidades arbitrárias de O₂ em 2 horas:

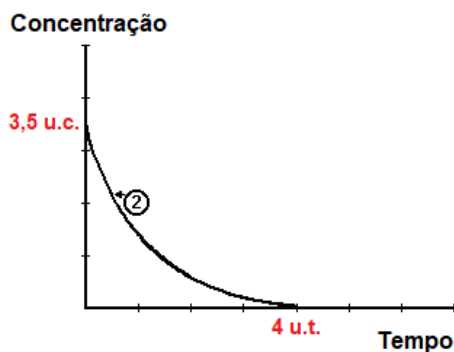
$$|v_{\text{formação de O}_2}| = \frac{3 \text{ u.a.}}{2 \text{ h}} = 1,5 \text{ u.a. / h}$$

Conclusão: $v_{\text{II}} > v_{\text{I}}$

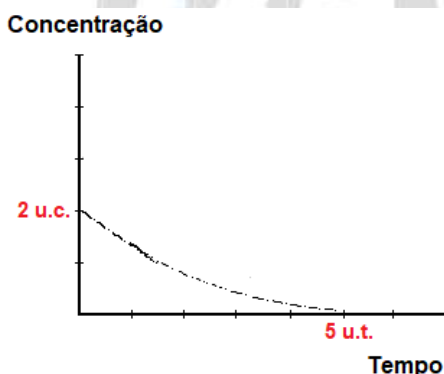
40. a) A curva 3 representa a reação mais lenta. A partir da análise do gráfico, vem:



$$v_{\text{(reação 1)}} = \frac{4 \text{ u.c.}}{7 \text{ u.t.}} = 0,57 \text{ u.c. / u.t.}$$



$$v_{\text{(reação 2)}} = \frac{3,5 \text{ u.c.}}{4 \text{ u.t.}} = 0,875 \text{ u.c. / u.t.}$$



$$v_{\text{(reação 3)}} = \frac{2 \text{ u.c.}}{5 \text{ u.t.}} = 0,4 \text{ u.c. / u.t.}$$

Então,

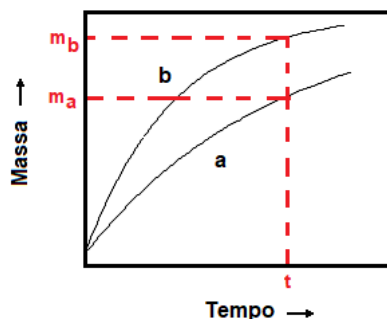
$$\underbrace{0,4 \text{ u.c. / u.t.}}_{v_{\text{reação 3}}} < \underbrace{0,57 \text{ u.c. / u.t.}}_{v_{\text{reação 1}}} < \underbrace{0,875 \text{ u.c. / u.t.}}_{v_{\text{reação 2}}}$$

b) A curva 2 representa a reação catalisada, pois a reação 2 é apresentada a maior velocidade.

41. a) As massas da esponja e do pedaço de ferro aumentam com o tempo, pois o ferro sofre oxidação ocorrendo a formação de “ferrugem”.

b) Como a superfície de contato na esponja de ferro é maior, a velocidade de oxidação também é, conseqüentemente, a massa de ferrugem formada será maior.

Comparando-se a curva a com a curva b percebe-se que a variação de massa em b é maior do que a variação de massa em a num determinado tempo t.



Conclusão: a curva que diz respeito à esponja de ferro, que apresenta maior superfície de contato, é a curva b.

42. Apesar da diminuição do rendimento da reação, quanto maior a temperatura do sistema, maior a energia cinética média das moléculas e maior a quantidade de choques efetivos, conseqüentemente ocorre aumento da velocidade da reação.

PARA O VESTIBULAR