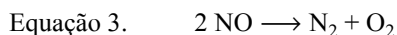
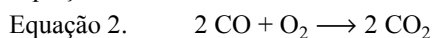
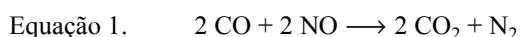


- CINÉTICA QUÍMICA -**TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO**

(Ufpel 2005) Nos últimos anos, a preocupação com o meio ambiente tem aumentado, fazendo com que os responsáveis pelas emissões de poluentes na natureza tomem atitudes que as minimizem ou, até mesmo, eliminem. As emissões de gases poluentes pelos automóveis é um exemplo disso, já que os veículos automotores hoje construídos são dotados de um dispositivo antipoluição, chamado de "conversor catalítico", o qual é constituído por vários catalisadores, entre os quais: platina, paládio e irídio.

Catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade das reações sem serem efetivamente consumidas nos processos. Portanto, nos veículos modernos, a presença de catalisadores, em local por onde os resíduos gasosos tóxicos saídos do motor (CO, NO, etc.) tenham que passar, provoca um aumento na velocidade de suas transformações (equações a seguir) em gases não tóxicos (CO₂, N₂, vapor d'água, etc.), diminuindo a poluição atmosférica. Não havendo o "conversor catalítico", as reações por serem lentas, não se completam no interior do veículo e deixam de ocorrer quando os gases tóxicos se dispersam, ao serem lançados no meio ambiente. O combustível deve ter baixo teor de enxofre e não conter chumbo para que os catalisadores não sofram danos e tenham a eficiência diminuída. Como se trata de uma catálise heterogênea, as reações acontecem com as moléculas adsorvidas na superfície do catalisador, a qual, por essa razão, deve ser elevada.

Equações de algumas reações que ocorrem na superfície dos catalisadores nos automóveis



1. O texto sobre "conversores catalíticos" permite a conclusão de que nos veículos com motores de combustão interna, os catalisadores

- diminuem o tempo em que gases tóxicos se transformam em gases não tóxicos.
- aumentam o tempo de transformação dos reagentes em produtos.
- absorvem os resíduos não tóxicos advindos do motor e os transformam em gases tóxicos.
- adsorvem o combustível, transformando-o em gases tóxicos.
- deslocam o equilíbrio das reações gases tóxicos \rightleftharpoons gases não tóxicos para a esquerda.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

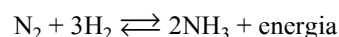
(Cesgranrio 2004) Indústrias farmacêuticas estão investindo no arranjo espacial dos átomos nas moléculas constituintes dos princípios ativos de seus medicamentos, de forma a torná-los mais efetivos no tratamento de moléstias, podendo alterar ou inativar determinada função biológica. Já estão sendo liberados no mercado produtos resultantes dos mais avançados centros de pesquisa. Com isso, os atuais genéricos estão-se tornando meros coadjuvantes de novas tecnologias, como a "estereosseletividade", que já é dominada por alguns laboratórios de pesquisa farmacêutica. Um exemplo é o fármaco conhecido como clorazepate, genérico do racemato, pois a produção de um dos enantiômeros puros desse mesmo fármaco já é resultado da tecnologia de "estereosseletividade".

2. A forma espacial de uma cadeia protéica tem particular importância para a sua função. Cada enzima, por exemplo, tem um centro ativo que lhe permite o "encaixe" com o seu substrato e a promoção da reação. A redução na velocidade da reação enzimática ou sua inibição pode ser causada pela deformação espacial da enzima. Esta deformação pode ser produzida por alterações significativas na:

- concentração do substrato e no pH.
- concentração do substrato e da enzima.
- temperatura e no pH.
- temperatura e na concentração do substrato.
- temperatura e na concentração da enzima.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

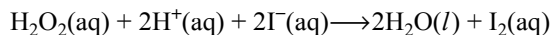
(Pucmg 2004) A amônia (NH₃) é uma substância química muito importante para a indústria. Ela é utilizada na preparação dos produtos de limpeza, dos explosivos, dos fertilizantes, das fibras de matéria têxtil, etc. A síntese de NH₃ é realizada em fase gasosa, à temperatura de aproximadamente 450°C, de acordo com a seguinte reação:



3. É CORRETO afirmar que:

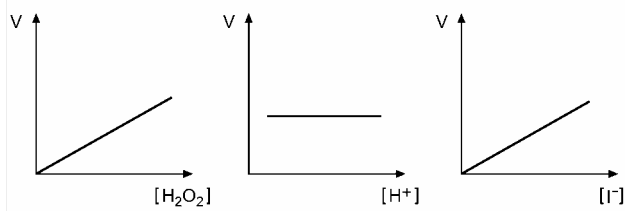
- o rendimento da reação de síntese de NH₃ aumenta com a elevação da temperatura.
- a velocidade da reação de síntese de NH₃ diminui com a elevação da temperatura.
- a velocidade da reação de síntese de NH₃ aumenta se a pressão de N₂ aumenta.
- a reação de síntese de NH₃ é endotérmica.

4. (Fatec 2006) Pode-se detectar a presença de iodetos em águas-mães de salinas, por meio da reação representada pela equação



Os seguintes gráficos, mostrando a velocidade da reação em função da concentração dos reagentes, foram construídos com os dados coletados em vários experimentos:

- variando a concentração de H_2O_2 e mantendo constantes as de H^+ e I^- ;
- variando a concentração de H^+ e mantendo constantes as de H_2O_2 e I^- ;
- variando a concentração de I^- e mantendo constantes as de H_2O_2 e H^+ .



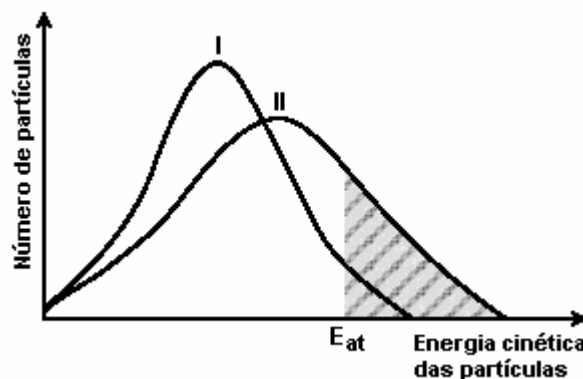
Com base na análise dos gráficos, afirma-se que a velocidade da reação

- I. depende apenas da concentração de H^+ .
- II. é diretamente proporcional à concentração de H_2O_2 .
- III. independe da concentração de H^+ .
- IV. é inversamente proporcional à concentração de I^- .

É correto o que se afirma apenas em:

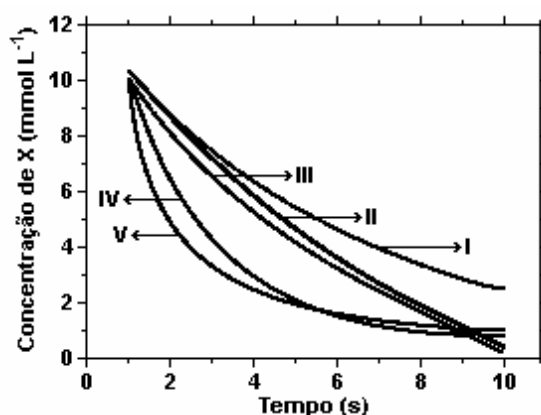
- a) I
- b) III
- c) IV
- d) II e III
- e) II, III e IV

5. (Ita 2004) A figura a seguir representa o resultado de dois experimentos diferentes (I) e (II) realizados para uma mesma reação química genérica (reagentes \rightarrow produtos). As áreas hachuradas sob as curvas representam o número de partículas reagentes com energia cinética igual ou maior que a energia de ativação da reação (E_{at}). Baseado nas informações apresentadas nesta figura, é correto afirmar que



- a) a constante de equilíbrio da reação nas condições do experimento I é igual à da reação nas condições do experimento II.
- b) a velocidade medida para a reação nas condições do experimento I é maior que a medida nas condições do experimento II.
- c) a temperatura do experimento I é menor que a temperatura do experimento II.
- d) a constante de velocidade medida nas condições do experimento I é igual à medida nas condições do experimento II.
- e) a energia cinética média das partículas, medida nas condições do experimento I, é maior que a medida nas condições do experimento II.

6. (Ita 2006) A figura apresenta cinco curvas (I, II, III, IV e V) da concentração de uma espécie X em função do tempo. Considerando uma reação química hipotética representada pela equação $\text{X}(\text{g}) \rightarrow \text{Y}(\text{g})$, assinale a opção CORRETA que indica a curva correspondente a uma reação química que obedece a uma lei de velocidade de segunda ordem em relação à espécie X.



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

7. (Uel 2006) A conservação de alimentos pode ser feita de diferentes modos: pelo uso de um meio fortemente salgado, capaz de promover a desidratação dos microorganismos, como na carne seca; pela utilização de conservantes, como o benzoato de sódio, que reduzem a velocidade de oxidação e decomposição; ou pela diminuição da temperatura, reduzindo a velocidade da reação, uma vez que o aumento de 10°C aproximadamente duplica a velocidade da reação. Supondo apenas o efeito da temperatura e considerando que, à temperatura ambiente (25°C), a validade de um alimento é de 4 dias, sobre a sua durabilidade, quando conservado em geladeira a 5°C, é correto afirmar:

- A velocidade de decomposição seria reduzida em aproximadamente um quarto.
- A velocidade de decomposição seria reduzida pela metade.
- O alimento teria um prazo de validade indeterminado.
- A durabilidade deste alimento é imprevisível.
- O alimento se deteriorará em uma semana.

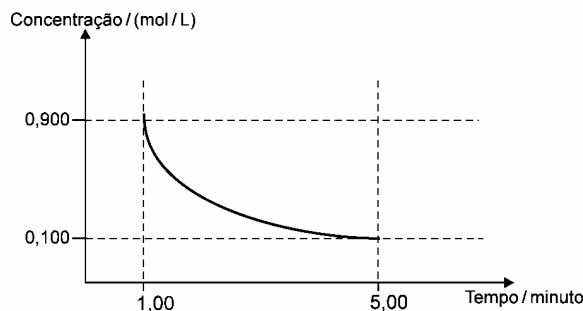
8. (Ufg 2004) Em aquários, utilizam-se borbulhadores de ar para oxigenar a água. Para um mesmo volume de ar bombeado nesse processo, bolhas pequenas são mais eficientes, porque em bolhas pequenas

- a área superficial total é maior.
- a densidade é menor.
- a pressão é maior.
- a velocidade de ascensão é menor.
- o volume total é menor.

9. (Ufmg 2004) Considerando-se o papel do catalisador numa reação reversível, é CORRETO afirmar que

- a velocidade da reação é independente da concentração do catalisador.
- o catalisador acelera apenas a reação direta.
- o catalisador desloca o equilíbrio no sentido de formar mais produtos, à mesma temperatura.
- o catalisador é consumido e regenerado durante a reação.

10. (Ufmg 2006) Analise este gráfico, em que está representada a variação da concentração de um reagente em função do tempo em uma reação química:



Considerando-se as informações desse gráfico, é CORRETO afirmar que, no intervalo entre 1 e 5 minutos, a velocidade média de consumo desse reagente é de

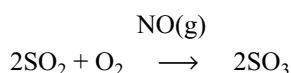
- 0,200 (mol/L)/min .
- 0,167 (mol/L)/min .
- 0,225 (mol/L)/min .
- 0,180 (mol/L)/min .

11. (Ufrs 2004) A "Teoria absoluta da velocidade das reações", ou "Teoria do complexo ativado", foi proposta para explicar o comportamento cinético da interação de espécies químicas.

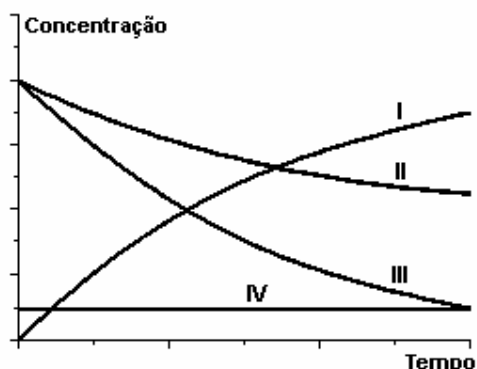
A respeito dessa teoria, é INCORRETO afirmar que

- a velocidade da reação será tanto maior quanto maior for a energia potencial do complexo ativado.
- um estado de equilíbrio é estabelecido entre os reagentes e o complexo ativado.
- o complexo ativado é uma espécie intermediária de elevada energia potencial.
- o complexo ativado se decompõe espontaneamente, formando os produtos da reação.
- a energia de ativação da reação direta corresponde à diferença entre as energias do complexo ativado e dos reagentes.

12. (Ufscar 2006) Um dos produtos envolvidos no fenômeno da precipitação ácida, gerado pela queima de combustíveis fósseis, envolve o SO₂ gasoso. Ele reage com o O₂ do ar, numa reação no estado gasoso catalisada por monóxido de nitrogênio, NO. No processo, é gerado SO₃, segundo a reação global representada pela equação química balanceada:



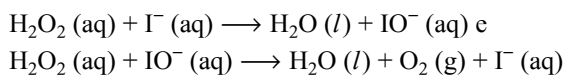
No gráfico a seguir estão representadas as variações das concentrações dos componentes da reação em função do tempo de reação, quando a mesma é estudada em condições de laboratório, em recipiente fechado contendo inicialmente uma mistura de SO₂, O₂ e NO gasosos.



As curvas que representam as concentrações de SO₂, SO₃, O₂ e NO são, respectivamente:

- I, II, III, IV.
- II, I, III, IV.
- III, I, II, IV.
- III, II, I, IV.
- IV, III, II, I.

13. (Ufu 2005) Acredita-se que a decomposição do peróxido de hidrogênio, na presença de íons iodeto, acontece pelo seguinte mecanismo:



Na proposta de mecanismo, I⁻ (aq) é

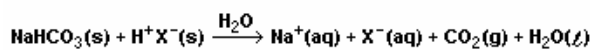
- um produto da reação global.
- um reagente da reação global.
- o complexo ativado do mecanismo.
- um catalisador.

14. (Unesp 2004) A queima de um combustível como a gasolina, ou seja, sua reação com o oxigênio, é bastante exotérmica e, do ponto de vista termodinâmico, é espontânea. Entretanto, essa reação inicia-se somente com a concorrência de um estímulo externo, como, por exemplo, uma faísca elétrica.

Dizemos que o papel deste estímulo é

- fornecer a energia de ativação necessária para a reação ocorrer.
- deslocar o equilíbrio no sentido de formação de produtos.
- aumentar a velocidade da reação direta e diminuir a velocidade da reação inversa.
- favorecer a reação no sentido da formação de reagentes.
- remover o nitrogênio do ar, liberando o oxigênio para reagir.

15. (Unifesp 2005) Para investigar a cinética da reação representada pela equação a seguir, foram realizados três experimentos, empregando comprimidos de antiácido efervescente, que contêm os dois reagentes no estado sólido. As reações foram iniciadas pela adição de iguais quantidades de água aos comprimidos, e suas velocidades foram estimadas observando-se o desprendimento de gás em cada experimento. O quadro a seguir resume as condições em que cada experimento foi realizado.



H⁺X⁻ = ácido orgânico sólido

Experimento	Forma de adição de cada comprimido (2g)	Temperatura da água (°C)
I	Inteiro	40
II	Inteiro	20
III	Moído	40

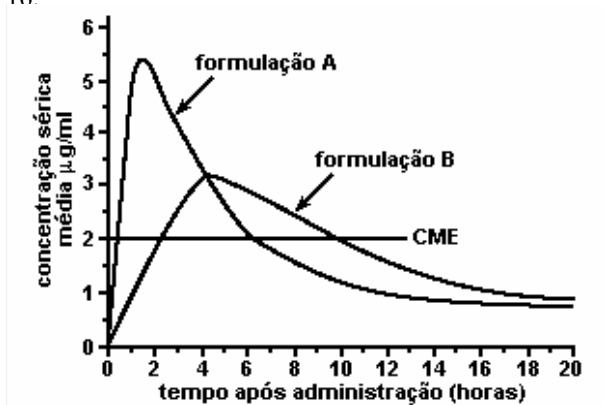
Assinale a alternativa que apresenta os experimentos em ordem crescente de velocidade de reação.

- I, II, III.
- II, I, III.
- III, I, II.
- II, III, I.
- III = I, II.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Unicamp 2006) A eficiência na administração oral de um medicamento leva em conta vários parâmetros, dentre os quais: o tempo para se atingir a concentração máxima na corrente sanguínea; a concentração mínima efetiva (CME), que é a concentração mínima necessária para que o paciente apresente resposta adequada ao medicamento; a quantidade total de medicamento no sangue após a sua administração. O diagrama a seguir mostra a variação da concentração no sangue (microgramas por mililitro - μg/mL), em função do tempo, para a mesma quantidade de um mesmo medicamento em duas formulações diferentes.

16.



Aspectos cinéticos do uso do medicamento:

- Que formulação é absorvida mais rapidamente?
- Que formulação apresenta maior tempo de manutenção da concentração mínima efetiva? E qual é esse tempo?
- Se o paciente iniciar o tratamento com a formulação A, e em seguida passar para a formulação B, depois de quantas horas da ingestão da formulação A ele deve iniciar a ingestão da formulação B? Explique.

17. (Fuvest 2006) Em solução aquosa, iodeto de potássio reage com persulfato de potássio ($K_2S_2O_8$). Há formação de iodo e de sulfato de potássio. No estudo cinético desta reação, foram realizadas quatro experiências. Em cada uma delas, foram misturados volumes adequados de soluções-estoque dos dois reagentes, ambas de concentração $4,0 \cdot 10^{-1}$ mol/L e, a seguir, foi adicionada água, até que o volume final da solução fosse igual a 1,00 L. Na tabela 1, estão indicadas as concentrações iniciais dos reagentes, logo após a mistura e adição de água (tempo igual a zero).

A seguir, está o gráfico correspondente ao estudo cinético citado e, também, a tabela 2 a ser preenchida com os volumes das soluções-estoque e os de água, necessários para preparar as soluções das experiências de 1 a 4.

- Escreva a equação química balanceada que representa a reação de oxirredução citada.
- Preencha a tabela 2.
- No gráfico, preencha cada um dos círculos com o número correspondente à experiência realizada. Justifique sua escolha com base em argumentos cinéticos e na quantidade de iodo formado em cada experiência.

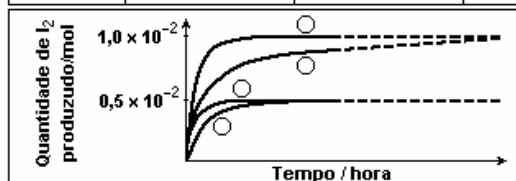
velocidade da reação = mols de I_2 produzido/tempo =
 $= k \times C(I^-) \times C(S_2O_8^{2-})$
 $C(I^-)$ e $C(S_2O_8^{2-})$ = concentrações das respectivas espécies químicas, em mol/L
 k = constante de velocidade, dependente da temperatura

Tabela 1

Experiência	Concentrações iniciais em mol/L		Temperatura (°C)
	I^-	$S_2O_8^{2-}$	
1	$1,0 \cdot 10^{-2}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	25
2	$2,0 \cdot 10^{-2}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	25
3	$2,0 \cdot 10^{-2}$	$2,0 \cdot 10^{-2}$	25
4	$1,0 \cdot 10^{-2}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	35

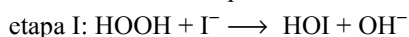
Tabela 2

Experiência	Volume (mL) de		
	solução-estoque de iodeto de potássio	solução-estoque de persulfato de potássio	água
1			
2			
3			
4			

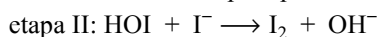


18. (Ufc 2006) Considere as seguintes reações elementares:

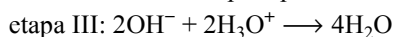
etapa lenta



etapa rápida

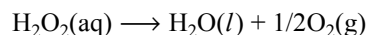


etapa rápida

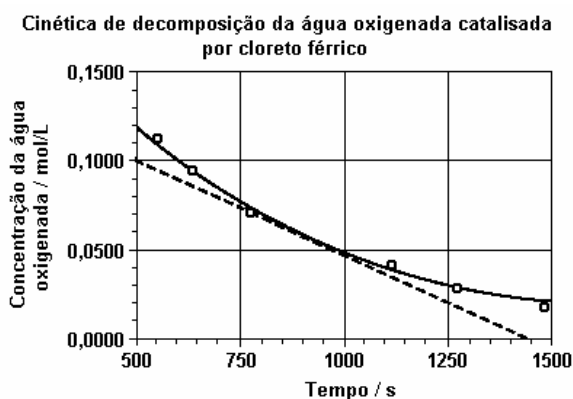


- Qual a etapa determinante da velocidade da reação?
- Apresente a expressão da lei de velocidade para a reação global.

19. (Ufmg 2006) A decomposição de água oxigenada, $H_2O_2(aq)$, produz água líquida, $H_2O(l)$, e oxigênio gasoso, $O_2(g)$, conforme representado nesta equação:



Para estudar a cinética dessa decomposição, um estudante realizou um experimento, em que acompanhou a reação, na presença do catalisador $FeCl_3(aq)$, determinando, periodicamente, a concentração da água oxigenada. O gráfico a seguir representa a variação da concentração de $H_2O_2(aq)$ em função do tempo. (A linha cheia foi obtida a partir dos dados experimentais.)



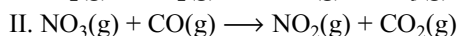
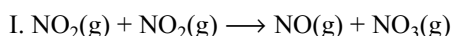
A velocidade de uma reação, em um dado instante t , é dada pelo valor da inclinação da reta tangente à curva de variação da concentração da água oxigenada em função do tempo, com sinal trocado. A linha tracejada no gráfico mostra a reta tangente para o tempo de 950 s.

a) Utilizando a tangente tracejada, CALCULE a velocidade instantânea da reação de decomposição da água oxigenada no tempo de 950 s.

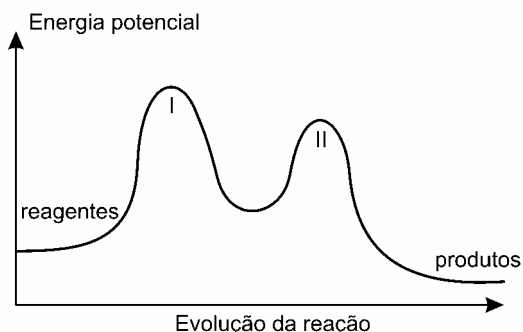
b) INDIQUE se a velocidade da reação diminui, permanece constante ou aumenta, à medida que o tempo de reação passa. JUSTIFIQUE sua resposta.

c) REPRESENTE, qualitativamente, no gráfico, a curva da variação da concentração da água oxigenada em função do tempo, caso a concentração do catalisador $\text{FeCl}_3(\text{aq})$, utilizado no experimento fosse reduzida à metade. JUSTIFIQUE a forma da nova curva representada.

20. (Unifesp 2006) Estudos cinéticos da reação entre os gases NO_2 e CO na formação dos gases NO e CO_2 revelaram que o processo ocorre em duas etapas:



O diagrama de energia da reação está esquematizado a seguir.



a) Apresente a equação global da reação e a equação da velocidade da reação que ocorre experimentalmente.

b) Verifique e justifique se cada afirmação a seguir é verdadeira:

I. a reação em estudo absorve calor;

II. a adição de um catalisador, quando o equilíbrio é atingido, aumenta a quantidade de gás carbônico.

GABARITO

1. [A] 6. [E] 11. [A]

2. [C] 7. [A] 12. [C]

3. [C] 8. [A] 13. [D]

4. [D] 9. [D] 14. [A]

5. [C] 10. [A] 15. [B]

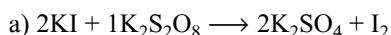
16.

a) A formulação A.

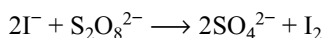
b) De acordo com o gráfico, B: aproximadamente 8 horas.

c) Como o paciente deve manter a concentração mínima efetiva (CME) entre as duas formulações, percebemos que deve ocorrer uma diferença de quatro horas, ou seja, o paciente deverá utilizar a formulação B após quatro horas da ingestão de A.

17.

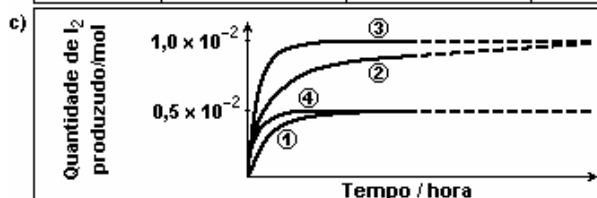


Equação iônica da reação:



Observe a tabela e o gráfico a seguir.

Experiência	Volume (mL) de		
	solução-estoque de iodeto de potássio	solução-estoque de persulfato de potássio	água
1	25 mL	25 mL	950 mL
2	50 mL	25 mL	925 mL
3	50 mL	50 mL	900 mL
4	25 mL	25 mL	950 mL



- 1) Temperatura menor e menor concentração.
- 2) $[I^-].[S_2O_8^{2-}] >$ experiência 1 e 4 e menor do que na experiência 3.
- 3) $[I^-].[S_2O_8^{2-}]$ é maior.
- 4) A temperatura é maior.

18.

- a) A etapa determinante da velocidade da reação é a etapa lenta. Portanto, etapa I.
- b) $v = k[HOOH][I^-]$

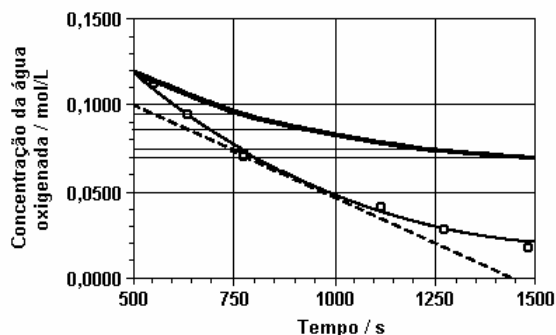
19.

- a) Para $t = 950$ s, temos $[H_2O_2] = 0,0500$ M.
 Velocidade instantânea = $(0,0500 \text{ M})/(950 \text{ s}) = 0,0000526 = 5,26 \times 10^{-5} \text{ M.s}^{-1}$.

- b) A tangente tracejada para $\Delta [H_2O_2] = 0,1000$ M e $\Delta T = 1450$ s é $- 6,9 \times 10^{-5} \text{ M.s}^{-1}$, ou seja, a velocidade da reação diminui com o tempo.

- c) Com a diminuição da quantidade de catalisador a velocidade de decomposição da água oxigenada diminui. A reação ocorre num intervalo de tempo maior e a curva se torna menos inclinada. Observe o gráfico a seguir:

Cinética da decomposição da água oxigenada com a diminuição de catalisador



20.

- a) $NO_2(g) + CO(g) \longrightarrow NO(g) + CO_2(g)$
 $v = k [NO_2]^2$

- b) I: Falsa, pois, pelo gráfico observa-se que é exotérmica (ocorre com liberação de calor), sendo que os produtos têm menor energia que os reagentes.

II: Falsa, pois o catalisador não desloca o equilíbrio; não afeta o rendimento. Quando colocado no início, faz com que o equilíbrio seja atingido mais rapidamente.