

SOS QUÍMICA - O SITE DO PROFESSOR SAUL SANTANA.

QUESTÕES

LISTA DE EXERCÍCIOS – Cinética Química.

1) A tabela abaixo mostra a variação da massa de peróxido de hidrogênio que ocorre na reação de decomposição desse peróxido: $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

Tempo (min)	Massa de H_2O_2 existente (g)
0	12
3	10
5	6
10	4
18	1

Calcule a velocidade média de decomposição do peróxido de hidrogênio nos intervalos:

- a) de 0 min a 3 min
- b) de 3 min a 5 min
- c) de 5 min a 10 min
- d) de 5 min a 18 min
- e) de 10 min a 18 min

2) Para a reação $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ foram feitas as seguintes medidas:

Tempo (s)	Número de mols de H_2	Número de mols de HCl
0	2,0	0
3	1,4	1,2
6	0,5	3,0
10	0,1	3,8

Calcule as velocidades de desaparecimento do H_2 de formação do HCl e da reação nos intervalos:

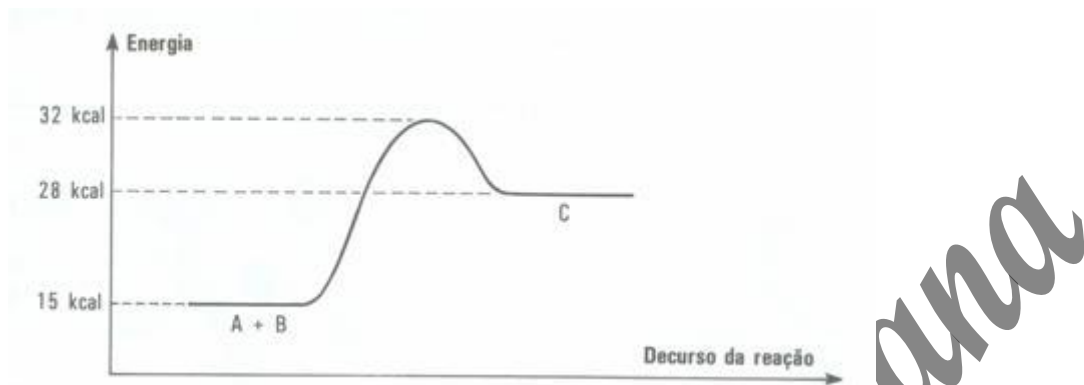
- a) de 0 s a 3 s
- b) de 3 s a 6 s
- c) de 6 s a 10 s

3) Considere a reação de formação do cloridreto, representada pela equação:

$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$. Calcule a velocidade de formação do HCl em função da velocidade de desaparecimento do H_2 .

R =

4) Dado o gráfico, responda às questões propostas:



- Qual a energia do complexo ativado?
- Qual a energia de ativação para a reação $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$?
- Qual a energia de ativação para a reação $\text{C} + \text{A} + \text{B}$?
- Qual a energia absorvida na reação $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$?
- Qual a energia liberada na reação $\text{C} + \text{A} + \text{B}$?

5) Escreva a equação da lei da ação das massas em função das concentrações molares e das pressões parciais dos reagentes para as seguintes reações:

- $\text{Cl}_2 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightarrow \text{CO} (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g})$
- $\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2\text{NO} (\text{g}) \rightarrow 2\text{NOCl} (\text{g})$
- $\text{NaF} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{HF} (\text{aq}) + \text{NaOH} (\text{aq})$

6) Como varia quantitativamente a velocidade da reação $\text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CaCO}_3 (\text{s})$ quando a concentração molar do CO_2 é triplicada?

R =

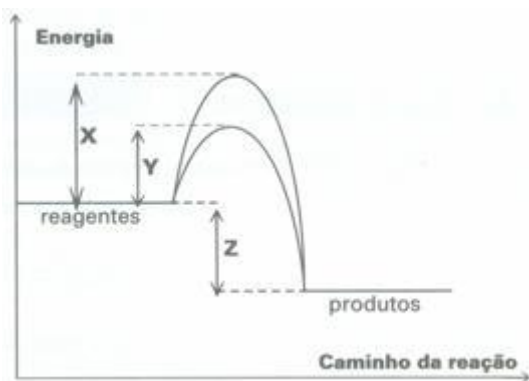
7) Determine o que ocorre com a velocidade da reação $2\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$ quando:

- a concentração molar do NO_2 é duplicada;
- a concentração molar do NO_2 é reduzida à metade.

8) (FEI-SP) A combustão do gás de cozinha é uma reação exotérmica, porém só se inicia ao receber energia externa como, por exemplo, a da chama de um palito de fósforo. A energia fornecida pelo palito é chamada de:

- a) formação.
- b) combustão.
- c) ativação.
- d) decomposição.
- e) reação.

9) (Unifap) Considerando o gráfico que representa o diagrama de energia de uma reação química



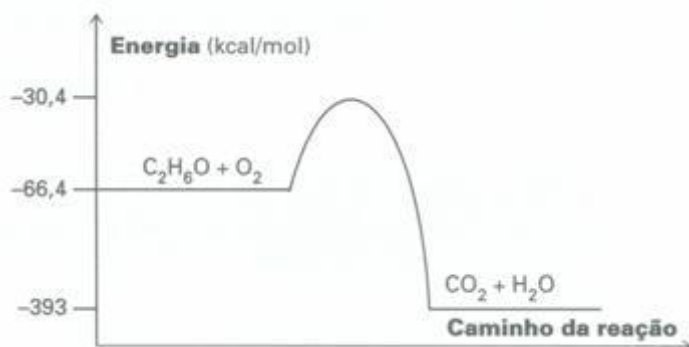
podemos afirmar que:

- I) X representa a energia de ativação sem catalisador.
- II) Y representa o abaixamento da energia de ativação pela adição do catalisador.
- III) A reação é endotérmica.
- IV) Z representa a variação de entalpia.

Estão corretas, somente, as afirmações:

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

10) (UFOP-MG) Observe os dados referentes à combustão do etanol, a 298 K, contidos no diagrama abaixo (fora da escala):

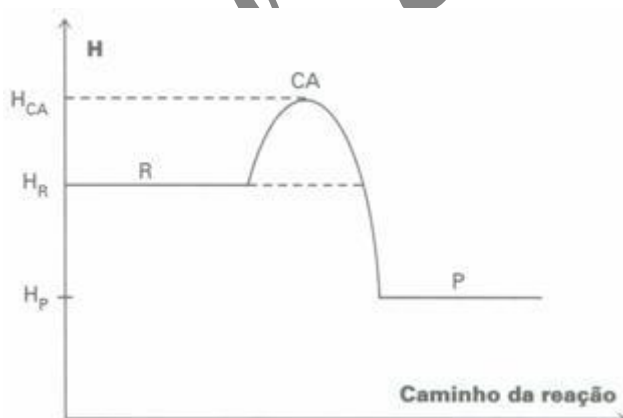


Assinale a alternativa correta.

- a) O calor de combustão do etanol vale -326,6 kcal.
- b) O calor de combustão do etanol vale -393 kcal.
- c) A reação libera 423,4 kcal de calor para o ambiente.
- d) A energia de ativação vale -36,0 kcal.
- e) A energia de ativação da reação inversa vale 36,0 kcal.

11) (UFOP-MG) Observe o diagrama e os dados abaixo a 298 K:

Dados: $H_{ca} = -170$ kcal, $H_r = -200$ kcal, $H_p = -300$ kcal, $CA \rightarrow$ complexo ativado.



Calcule:

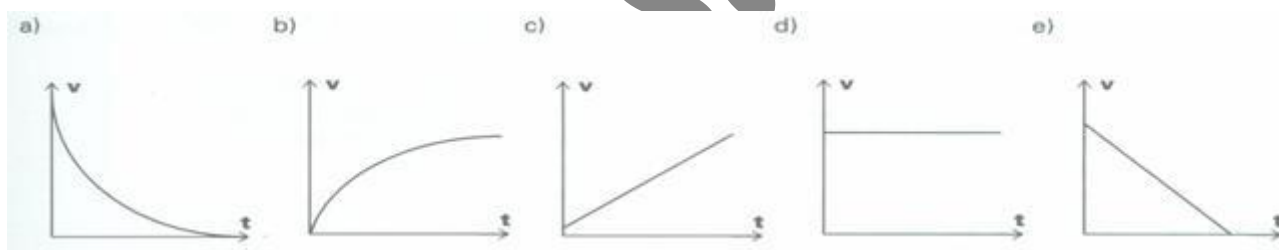
- a) ΔH° da reação a 298 K;
- b) a energia de ativação na mesma temperatura.

12) (PUC-MG) A poluição pelo NO_2 (g) é uma das causas da destruição da camada de ozônio. Uma das reações que pode ocorrer no ar poluído é a reação do dióxido de nitrogênio com o ozônio: 2NO_2 (g) + O_3 (g) \leftrightarrow N_2O_5 (g) + O_2 (g).

Admita que a formação do O_2 (g) tem uma velocidade média constante igual a 0,05 mol/L.s. A massa de O_3 (g) consumida em 1 min é, em gramas:

- a) 2,40.
- b) 144,00.
- c) 1,60.
- d) 96,00.
- e) 48,00.

13) (FEI-SP) Um prego de ferro, em presença de umidade, reage com o oxigênio do ar produzindo óxido de ferro (III) hidratado e liberando hidrogênio. A reação acontece até consumir todo o prego. Dos gráficos abaixo, o que melhor representa a velocidade (v) dessa reação em função do tempo (t) é:



14) (Vunesp-SP) Explique, cientificamente, as seguintes observações experimentais.

a) Uma barra de ferro aquecida em uma chama branda não altera muito o seu aspecto visual. Contudo, se sobre esta mesma chama se atira lima lha de ferro, verifica-se que as partículas da limalha se tornam incandescentes.

R =

b) A adição de níquel metálico, finamente dividido, aumenta a velocidade da reação entre C_2H_4 (g) e H_2 (g) para produzir C_2H_6 (g).

R =

15) (Vunesp-SPI) Explique os seguintes fatos experimentais:

a) Limalha de ferro dissolve-se mais rapidamente em ácido clorídrico se a mistura for submetida à agitação.

R =

b) A hidrólise alcalina de acetato de etila é mais rápida a 90°C do que à temperatura ambiente.

R =

16) (FEI-SP) Dois recipientes **A** e **B** contêm uma solução de CuSO_4 nas mesmas condições de temperatura, pressão e concentração. Adiciona-se uma barra de ferro, com massa **m**, no recipiente **A** e a mesma massa de lima lha de ferro no recipiente **B**. Com relação às velocidades de reações nos dois recipientes, podemos afirmar que:

- a) $v_A = v_B$, porque as concentrações dos reagentes são iguais.
- b) $v_A > v_B$, porque o ferro tem forma diferente.
- c) $v_A < v_B$, porque em B a superfície de contato entre os reagentes é maior.
- d) $v_A = v_B$, porque a velocidade independe da forma dos reagentes.
- e) $v_A > v_B$, porque em A a superfície de contato entre os reagentes é maior.

17) (Unifor-CE) Considere a reação entre dois reagentes gasosos, num sistema fechado. Dentre as alterações:

- I) diminuição da temperatura
- II) adição de um catalisador
- III) adição de um solvente
- IV) aumento do volume do recipiente.

provoca aumento na velocidade da reação, apenas:

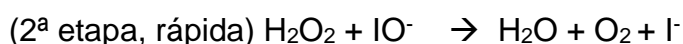
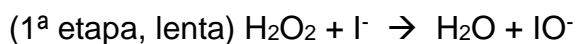
- a) I.
- b) II.
- c) III.
- d) I e IV.
- e) III e IV.

18) (Fuvest-SP) 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.

R =

19) (Vunesp-SP) O peróxido de hidrogênio, H_2O_2 comumente chamado de água oxigenada, pode reagir com íons I^- em solução aquosa, segundo uma reação que se processa em duas etapas:



a) Com base nestas etapas, pode-se afirmar que a reação é catalisada? Justifique sua resposta.

R =

b) Escreva a equação química balanceada da reação global que ocorre entre peróxido de hidrogênio e íons I^- em solução.

R =

20) (Fuvest-SP) $\text{NaHSO}_4 + \text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4$

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

I) Triturando os 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.

F I M.

Prof. Saul Santana