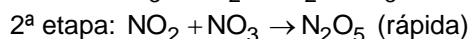
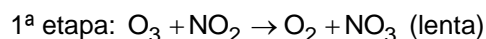


1. (G1 - ifsul 2016) Os veículos emitem óxidos de nitrogênio que destroem a camada de ozônio. A reação em fase gasosa ocorre em duas etapas:



A lei de velocidade para a reação é

a)  $v = k[O_3][NO_2]$

b)  $v = k[NO_2][NO_3]$

c)  $v = k[O_2][NO_3]$

d)  $v = k[N_2O_5]$

2. (Unisc 2016) Considerando que em uma reação hipotética  $A \rightarrow B + C$  observou-se a seguinte variação na concentração de A em função do tempo:

|                          |       |       |       |       |       |
|--------------------------|-------|-------|-------|-------|-------|
| A (mol L <sup>-1</sup> ) | 0,240 | 0,200 | 0,180 | 0,162 | 0,153 |
| Tempo (s)                | 0     | 180   | 300   | 540   | 840   |

A velocidade média ( $V_m$ ) da reação no intervalo de 180 a 300 segundos é

a)  $1,66 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

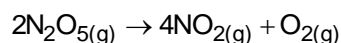
b)  $3,32 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

c)  $1,66 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

d)  $0,83 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

e)  $0,83 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

3. (Acafe 2014) Considere a reação de decomposição do pentóxido de dinitrogênio:



Considerando que a velocidade de desaparecimento do pentóxido de dinitrogênio seja de  $6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ , assinale a alternativa que apresenta o valor **correto** para a velocidade de aparecimento  $NO_2$  expressa em  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .

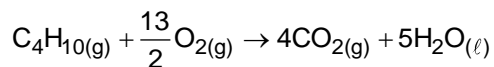
a)  $18 \cdot 10^{-3}$

b)  $24 \cdot 10^{-3}$

c)  $6 \cdot 10^{-3}$

d)  $12 \cdot 10^{-3}$

4. (Uepa 2014) Preparar o sagrado cafezinho de todos os dias, assar o pão de queijo e reunir a família para almoçar no domingo. Tarefas simples e do cotidiano ficarão mais caras a partir desta semana. O preço do gás de cozinha será reajustado pelas distribuidoras pela segunda vez este ano, com isso, cozinhar ficará mais caro. A equação química que mostra a queima do butano (gás de cozinha), em nossas residências é:



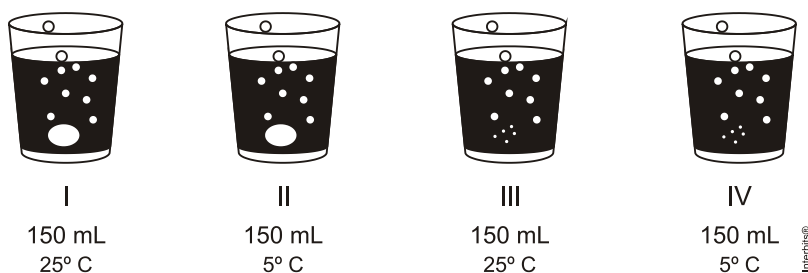
O quadro abaixo ilustra a variação da concentração do gás butano em mols/L em função do tempo:

|  |      |      |      |      |      |      |
|--|------|------|------|------|------|------|
| $[\text{C}_4\text{H}_{10(g)}](\text{mol/L})$ | 22,4 | 20,8 | 18,2 | 16,6 | 15,4 | 14,9 |
| Tempo (horas)                                | 0    | 1    | 2    | 3    | 4    | 5    |

As velocidades médias da queima do gás de cozinha nos intervalos entre 0 a 5 e 1 a 3 horas são respectivamente:

- $-1,5\text{mols/L}\cdot\text{h}$  e  $-2,1\text{mols/L}\cdot\text{h}$
- $1,5\text{mols/L}\cdot\text{h}$  e  $2,1\text{mols/L}\cdot\text{h}$
- $1,5\text{mols/L}\cdot\text{h}$  e  $-2,1\text{mols/L}\cdot\text{h}$
- $2,1\text{mols/L}\cdot\text{h}$  e  $1,5\text{mols/L}\cdot\text{h}$
- $-1,5\text{mols/L}\cdot\text{h}$  e  $2,1\text{mols/L}\cdot\text{h}$

5. (Uemg 2013) Um professor, utilizando comprimidos de antiácido efervescente à base de  $\text{NaHCO}_3$ , realizou quatro procedimentos, ilustrados a seguir:



Procedimento I – Comprimido inteiro e água a 25°C

Procedimento II – Comprimido inteiro e água a 5°C

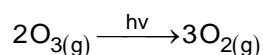
Procedimento III – Comprimido pulverizado e água a 25°C

Procedimento IV – Comprimido pulverizado e água a 5°C

A reação ocorreu mais rapidamente no procedimento

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

6. (Uepa 2012) Um dos grandes problemas ambientais na atualidade relaciona-se com o desaparecimento da camada de ozônio na atmosfera. É importante notar que, quando desaparece o gás ozônio, aparece imediatamente o gás oxigênio de acordo com a equação abaixo:



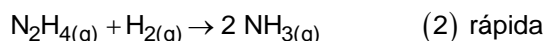
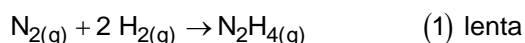
Considerando a velocidade de aparecimento de  $\text{O}_2$  igual a  $12\text{mol/L}\cdot\text{s}$ , a velocidade de desaparecimento do ozônio na atmosfera em  $\text{mol/L}\cdot\text{s}$  é:

- 12
- 8
- 6
- 4
- 2

7. (Udesc 2012) Se um comprimido efervescente que contém ácido cítrico e carbonato de sódio for colocado em um copo com água, e mantiver-se o copo aberto, observa-se a dissolução do comprimido acompanhada pela liberação de um gás. Assinale a alternativa correta sobre esse fenômeno.

- A massa do sistema se manterá inalterada durante a dissolução.
- A velocidade de liberação das bolhas aumenta com a elevação da temperatura da água.
- Se o comprimido for pulverizado, a velocidade de dissolução será mais lenta.
- O gás liberado é o oxigênio molecular.
- O fenômeno corresponde a um processo físico.

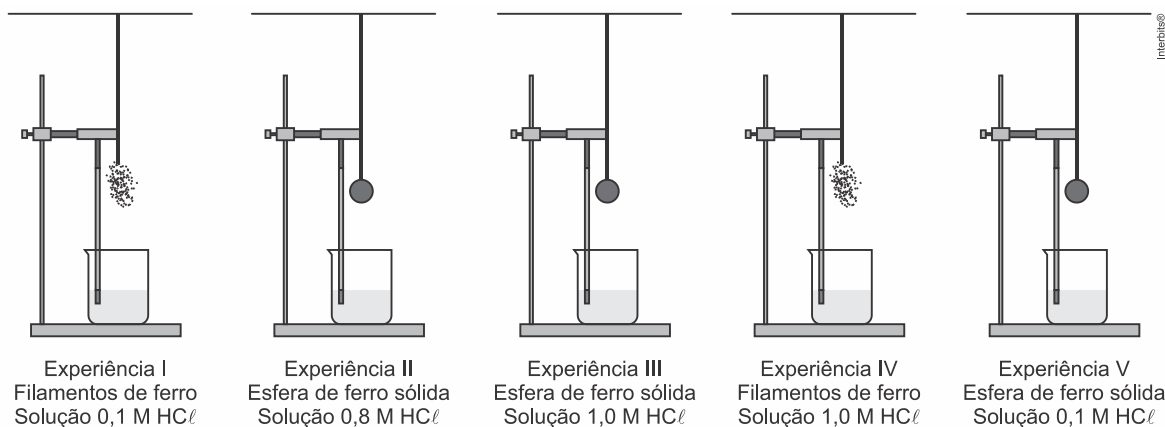
8. (Ufg 2011) A amônia é matéria-prima para a fabricação de fertilizantes como a ureia ( $\text{CON}_2\text{H}_4$ ), o sulfato de amônio  $[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4]$  e o fosfato de amônio  $[(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4]$ . A reação de formação da amônia se processa em duas etapas, conforme equações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



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

- $v = k \cdot [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^2$
- $v = k \cdot [\text{NH}_3]^2$
- $v = k \cdot [\text{N}_2][\text{H}_2]^3$
- $v = k \cdot [\text{NH}_3]^2 / [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3$
- $v = k \cdot [\text{N}_2\text{H}_4] / [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^2$

9. (G1 - ifpe 2019) Existem fatores que alteram a velocidade de uma reação química tornando-as mais rápidas ou lentas. Com o objetivo de estudar esses fatores, um grupo de estudantes preparou os experimentos ilustrados nas figuras abaixo. Em todos os experimentos, uma amostra de ferro foi pendurada sobre um becker contendo solução de ácido clorídrico. A reação  $\text{Fe}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{FeCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$  ocorrerá no momento da imersão da amostra de ferro na solução.



Considerando que os experimentos apresentam massas iguais de ferro e volumes iguais de soluções, analise as figuras e assinale a alternativa que indica a experiência de maior velocidade.

- IV
- I
- II
- III
- V

10. (Enem 2018) O sulfeto de mercúrio (II) foi usado como pigmento vermelho para pinturas de quadros e murais. Esse pigmento, conhecido como *vermilion*, escurece com o passar dos anos, fenômeno cuja origem é alvo de pesquisas. Aventou-se a hipótese de que o *vermilion* seja decomposto sob a ação da luz, produzindo uma fina camada de mercúrio metálico na superfície. Essa reação seria catalisada por íon cloreto presente na umidade do ar.

WOGAN, T. *Mercury's Dark Influence on Art*. Disponível em: [www.chemistryworld.com](http://www.chemistryworld.com). Acesso em: 26 abr. 2018 (adaptado).

Segundo a hipótese proposta, o íon cloreto atua na decomposição fotoquímica do *vermilion*

- a) reagindo como agente oxidante.
- b) deslocando o equilíbrio químico.
- c) diminuindo a energia de ativação.
- d) precipitando cloreto de mercúrio.
- e) absorvendo a energia da luz visível.

11. (Ufjf-pism 3 2018) “John apanha um pouco de lenha, mas os pedaços são grandes demais e as lufadas de vento não deixam o fogo pegar. É preciso rachar a madeira para que as lascas se inflamem. Volto aos pinheiros raquíticos para procurar o facão de mato. [...] O vento sopra com tanta força que as labaredas não alcançam a carne”.

Fonte: *Zen e a arte da manutenção de motocicletas*, Robert M. Pirsig p. 60 (adaptado)

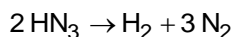
Com base no texto acima, complete as lacunas abaixo:

- I. Ao rachar a madeira em lascas, aumenta-se a \_\_\_\_\_ e, por consequência, a reação de combustão ocorre mais rapidamente.
- II. Quanto \_\_\_\_\_ a temperatura, mais rapidamente uma reação química ocorre, logo, o vento, ao afastar as labaredas, faz com que a carne cozinhe mais \_\_\_\_\_.
- a) I - superfície de contato; II - maior, rapidamente
  - b) I - temperatura do sistema; II - maior, rapidamente
  - c) I - superfície de contato; II - maior, lentamente
  - d) I - concentração dos reagentes; II - maior, lentamente
  - e) I - concentração dos reagentes; II - menor, lentamente

12. (G1 - ifba 2018) Para remover uma mancha de um prato de porcelana, fez-se o seguinte: cobriu-se a mancha com meio copo de água a temperatura ambiente, 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, qual a alternativa abaixo que apresenta a(s) condição(ões) para que a remoção da mancha possa ocorrer em menor tempo?

- a) Adicionar meio copo de água fria.
- b) Deixar a mancha em contato com um copo cheio de água e algumas gotas de vinagre.
- c) Deixar o sistema em repouso por mais tempo.
- d) Colocar a mistura água e vinagre em contato com o prato, mas lavá-lo rapidamente com excesso de água.
- e) Adicionar mais vinagre à mistura e aquecer o sistema.

13. (Ufrgs 2018) O ácido hidrazoico  $\text{HN}_3$  é um ácido volátil e tóxico que reage de modo extremamente explosivo e forma hidrogênio e nitrogênio, de acordo com a reação abaixo.



Sob determinadas condições, a velocidade de decomposição do  $\text{HN}_3$  é de  $6,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$ .

Nas mesmas condições, as velocidades de formação de  $\text{H}_2$  e de  $\text{N}_2$  em  $\text{mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$ , são, respectivamente,

- a) 0,01 e 0,03.
- b) 0,03 e 0,06.
- c) 0,03 e 0,09.
- d) 0,06 e 0,06.
- e) 0,06 e 0,18.

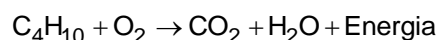
14. (Espcex (Aman) 2018) A gasolina é um combustível constituído por uma mistura de diversos compostos químicos, principalmente hidrocarbonetos. Estes compostos apresentam volatilidade elevada e geram facilmente vapores inflamáveis.

Em um motor automotivo, a mistura de ar e vapores inflamáveis de gasolina é comprimida por um pistão dentro de um cilindro e posteriormente sofre ignição por uma centelha elétrica (faísca) produzida pela vela do motor.

Pode-se afirmar que a centelha elétrica produzida pela vela do veículo neste evento tem a função química de

- a) catalisar a reação por meio da mudança na estrutura química dos produtos, saindo contudo recuperada intacta ao final do processo.
- b) propiciar o contato entre os reagentes gasolina e oxigênio do ar ( $O_2$ ), baixando a temperatura do sistema para ocorrência de reação química.
- c) fornecer a energia de ativação necessária para ocorrência da reação química de combustão.
- d) manter estável a estrutura dos hidrocarbonetos presentes na gasolina.
- e) permitir a abertura da válvula de admissão do pistão para entrada de ar no interior do motor.

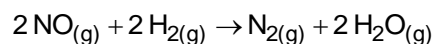
15. (G1 - ifba 2017) Os gases butano e propano são os principais componentes do gás de cozinha (GLP - Gás Liquefeito de Petróleo). A combustão do butano ( $C_4H_{10}$ ) correspondente à equação:



Se a velocidade da reação for 0,1 mols butano-minuto qual a massa de  $CO_2$  produzida em 1 hora?

- a) 1.056 g
- b) 176 g
- c) 17,6 g
- d) 132 g
- e) 26,4 g

16. (Ufjf-pism 3 2019) Os conversores catalíticos são a opção mais comum para o controle das emissões de gases poluentes pelos motores de combustão interna dos automóveis, acelerando a conversão dos óxidos de nitrogênio em gases nitrogênio e oxigênio. Uma reação química que pode ser usada para a conversão do óxido nítrico em gases não poluentes é a reação deste gás com hidrogênio, resultando nos gases nitrogênio e água, como mostra a equação química abaixo:



A cinética desta reação na temperatura de  $1250^\circ C$  encontra-se representada na tabela abaixo, a qual indica a influência da concentração dos reagentes na velocidade da reação, obtida através de três experimentos executados sob as mesmas condições:

| Experimento | [NO] (mol/L) | [H <sub>2</sub> ] (mol/L) | Velocidade inicial (mol/L s) |
|-------------|--------------|---------------------------|------------------------------|
| 1           | 0,10         | 0,04                      | 0,025                        |
| 2           | 0,20         | 0,04                      | 0,10                         |
| 3           | 0,20         | 0,08                      | 0,20                         |

Considerando a lei de velocidade das reações químicas, pede-se:

- a) Escreva a equação da velocidade desta reação e calcule a velocidade quando a concentração de NO for de 0,30 mol/L e a concentração de  $H_2$  for igual a 0,10 mol/L.
- b) Explique por que ocorre o aumento da velocidade de reação quando aumentamos a concentração dos reagentes.

17. (Ufrj 2017) O cromo é um metal bastante utilizado em processos industriais e seu descarte impróprio causa diversas preocupações devido à sua alta toxicidade, no estado de Cr(VI), em humanos, animais e plantas. Recentemente, pesquisadores propuseram uma forma de tratar resíduos de Cr(VI) utilizando um agente redutor natural, a epigallocatequina galato (EGCG), um polifenol presente nas folhas de chá verde. A EGCG reduz Cr(VI) a Cr(III), que é menos tóxico e tende a precipitar ou a se ligar ao solo em meio alcalino. O estudo cinético dessa reação foi realizado em três concentrações diferentes de Cr(VI), em pH = 6,86, temperatura ambiente e em concentração de EGCG muito superior a de Cr(VI), condição em que se pode considerar que [EGCG] permanece praticamente inalterada. Os dados de concentração inicial de cromo VI ( $[\text{Cr(VI)}]_0$ ) e velocidade inicial ( $v_0$ ) são mostrados na tabela:

| Experimento | $[\text{Cr(VI)}]_0 / \mu\text{M}$ | $v_0 / \mu\text{M min}^{-1}$ |
|-------------|-----------------------------------|------------------------------|
| 1           | 40                                | 0,64                         |
| 2           | 30                                | 0,48                         |
| 3           | 20                                | 0,32                         |

(Fonte: Liu, K., Shi, Z., Zhou, S., *Reduction of hexavalent chromium using epigallocatechin gallate in aqueous solutions: kinetics and mechanism*, RSC Advances, 2016, 6, 67196.)

- Forneça a lei de velocidade para a reação mencionada.
- Qual é a ordem de reação com relação a Cr(VI)? Por quê?
- Qual é o valor da constante cinética observável  $k_{\text{obs}}$  ( $k_{\text{obs}} = k[\text{EGCG}]^y$ ) dessa reação? Mostre o cálculo.

18. (Pucrj 2015) A reação química entre dois reagentes ocorre de tal forma que, ao se triplicar a concentração do reagente A, mantendo-se fixa a concentração do reagente B, observa-se o aumento de nove vezes na velocidade inicial de reação. Por outro lado, a variação da concentração do reagente B não acarreta mudança da velocidade inicial da reação. Assim, é correto afirmar que a equação geral da lei de velocidade da reação, onde  $v$  é a velocidade inicial e  $k$  é a constante de velocidade, é:

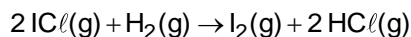
- $v = k$
- $v = k[\text{reagente A}]$
- $v = k[\text{reagente A}]^2$
- $v = k[\text{reagente A}]^3$
- $v = k[\text{reagente A}][\text{reagente B}]$

19. (Ufjf-pism 3 2015) Alguns óxidos gasosos de nitrogênio e carbono são poluentes atmosféricos. A reação de  $\text{NO}_2$  com monóxido de carbono gera  $\text{NO}$  e dióxido de carbono. Em um estudo cinético dessa reação, foram obtidos os seguintes dados para a velocidade da reação química em função das concentrações iniciais dos reagentes:

| $[\text{NO}_2]$ ( $\text{mol L}^{-1}$ ) | $[\text{CO}]$ ( $\text{mol L}^{-1}$ ) | Velocidade de reação<br>( $\text{mol L}^{-1}\text{s}^{-1}$ ) | Temperatura (K) |
|---|---------------------------------------|--|-----------------|
| 0,002                                   | 0,002                                 | $1,0 \times 10^{-5}$   | 350             |
| 0,004                                   | 0,002                                 | $4,0 \times 10^{-5}$   | 350             |
| 0,004                                   | 0,004                                 | $4,0 \times 10^{-5}$   | 350             |
| 0,004                                   | 0,004                                 | $6,0 \times 10^{-5}$   | ?               |

- Escreva a equação química balanceada que representa essa reação.
- Qual é a lei de velocidade para essa reação química?
- Qual é o valor da constante de velocidade dessa reação a 350 K? Apresente os cálculos.
- A temperatura da reação na última linha da tabela acima é maior, menor ou igual às outras três temperaturas de reação? Justifique sua resposta.

20. (Uespi 2012) Três experimentos foram realizados para estudar a cinética da reação:



| Experimento | Concentração Inicial<br>(mol/L) |              | Velocidade Inicial<br>( $\text{mol L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ ) |
|-------------|---------------------------------|--------------|---|
|             | $\text{ICl}$                    | $\text{H}_2$ |   |
| 1           | 1,5                             | 1,5          | $3,7 \times 10^{-7}$  |
| 2           | 3,0                             | 1,5          | $7,4 \times 10^{-7}$  |
| 3           | 3,0                             | 4,5          | $22 \times 10^{-7}$   |

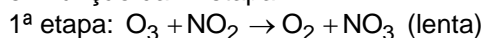
De acordo com os dados obtidos experimentalmente, a lei de velocidade para esta reação é:

- $v = k[\text{H}_2]^2$ .
- $v = k[\text{ICl}]^2$ .
- $v = k[\text{ICl}][\text{H}_2]$ .
- $v = k[\text{ICl}]$ .
- $v = k[\text{H}_2]$ .

**Gabarito:**

**Resposta da questão 1: [A]**

A etapa determinante da velocidade de uma reação química é sempre a etapa lenta, assim a lei da velocidade será em função da 1ª etapa:



$$v = k[O_3][NO_2]$$

**Resposta da questão 2: [A]**

$$V_m = \frac{|[I]_f - [I]_i|}{t_f - t_i} = \frac{|0,180 - 0,200|}{300 - 180} = 1,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

**Resposta da questão 3: [D]**

A velocidade de aparecimento do dióxido de nitrogênio é o dobro da velocidade de desaparecimento do pentóxido de dinitrogênio. Assim será o dobro de  $6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ , ou seja,  $12 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .

**Resposta da questão 4: [B]**

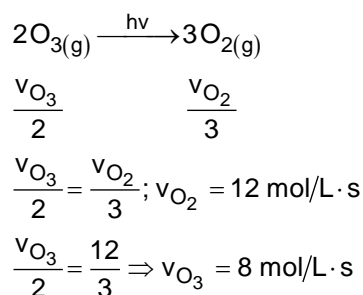
$$V_{\text{média}}(0-5) = \frac{\Delta[I]}{\Delta t} \therefore \frac{|14,9 - 22,4|}{5 - 0} = 1,5 \text{ mols} / \text{L} \cdot \text{h}$$

$$V_{\text{média}}(1-3) = \frac{\Delta[I]}{\Delta t} \therefore \frac{|16,6 - 20,8|}{3 - 1} = 2,1 \text{ mols} / \text{L} \cdot \text{h}$$

**Resposta da questão 5: [C]**

A temperatura e a superfície de contato são fatores que aumentam a velocidade da reação, sendo assim, o comprimido que está pulverizado e na temperatura de 25°C apresentará maior efervescência.

**Resposta da questão 6: [B]**



**Resposta da questão 7: [B]**

A liberação de bolhas corresponde a uma evidência de um processo químico. Nesse caso, podemos afirmar que a velocidade da reação aumenta conforme o aumento de temperatura.

**Resposta da questão 8: [A]**

A reação de formação da amônia ocorre em 2 etapas, ou seja, trata-se de uma reação não elementar.

Quando uma reação ocorre em mais de uma etapa e a determinante da velocidade é a lenta, assim a equação da velocidade ocorre a partir da equação 1.

$$v = k \cdot [N_2] \cdot [H_2]^2$$



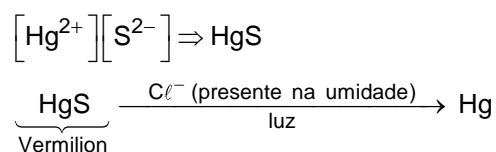
**Resposta da questão 9: [A]**

Quanto maior a superfície de contato do reagente sólido (Fe) e quanto maior a concentração da solução reagente (HCl), maior a probabilidade de choques frontais ou efetivos ocorrerem. Estes fatores estão representados no experimento IV.

**Resposta da questão 10: [C]**

De acordo com o enunciado, o sulfeto de mercúrio (II) (HgS) pode ser decomposto sob a ação da luz, produzindo mercúrio metálico (Hg) e essa reação seria catalisada pelo íon cloreto ( $\text{Cl}^-$ ) presente na umidade do ar.

Esquemáticamente, tem-se:



Segundo a hipótese proposta, o íon cloreto atua como catalisador na decomposição fotoquímica do *vermillion*, ou seja, diminui a energia de ativação da reação.

**Resposta da questão 11: [C]**

Quanto maior a superfície de contato, maior a probabilidade da ocorrência de choques frontais ou efetivos e, consequentemente, maior a velocidade da reação.

Quanto menor a temperatura, menor a probabilidade da ocorrência de choques frontais ou efetivos e, consequentemente, menor a velocidade da reação.

[I] Ao rachar a madeira em lascas, aumenta-se a superfície de contato e, por consequência, a reação de combustão ocorre mais rapidamente.

[II] Quanto maior a temperatura, mais rapidamente uma reação química ocorre, logo, o vento, ao afastar as labaredas, faz com que a carne cozinhe mais lentamente.

**Resposta da questão 12: [E]**

[A] Incorreta. O aumento de temperatura aumenta a velocidade da reação, facilitando a remoção da mancha.

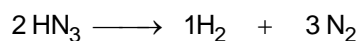
[B] Incorreta. Pois ao diluir o vinagre, sua concentração será menor, portanto menor será também a velocidade da reação.

[C] Incorreta. A condição é que a remoção da mancha aconteça em menor tempo.

[D] Incorreta. A ideia seria remover a mancha, e mesmo tendo ficado toda a noite, segundo o enunciado, isso não foi possível, então misturar água com vinagre e já retirar tampouco irá resolver o problema da mancha.

[E] Correta. Ao se acrescentar mais vinagre a mistura estaremos concentrando o reagente a ainda aumentando a temperatura, ou seja, unindo dois fatores a fim de aumentar a velocidade da reação, removendo de forma mais rápida a mancha.

**Resposta da questão 13: [C]**



$$\frac{|\text{v}_{\text{HN}_3}|}{2} = \frac{|\text{v}_{\text{H}_2}|}{1} = \frac{|\text{v}_{\text{N}_2}|}{3}$$

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

$$|\text{v}_{\text{HN}_3}| = 6,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

$$\frac{|\text{v}_{\text{HN}_3}|}{2} = \frac{|\text{v}_{\text{H}_2}|}{1}$$

$$|\text{v}_{\text{H}_2}| = \frac{6,0 \times 10^{-2}}{2} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

$$|\text{v}_{\text{H}_2}| = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1} = 0,03 \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

$$\frac{|\text{v}_{\text{H}_2}|}{1} = \frac{|\text{v}_{\text{N}_2}|}{3}$$

$$\frac{|\text{v}_{\text{N}_2}|}{3} = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

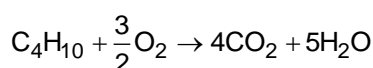
$$|\text{v}_{\text{N}_2}| = 3 \times 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

$$|\text{v}_{\text{N}_2}| = 9,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1} = 0,09 \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

**Resposta da questão 14: [C]**

Pode-se afirmar que a centelha elétrica produzida pela vela do veículo neste evento tem a função química de fornecer a energia mínima necessária para a ocorrência da reação química de combustão, ou seja, para fornecer a energia de ativação.

**Resposta da questão 15: [A]**



Proporção entre butano e dióxido de carbono: 1: 4, ou seja, a cada 0,1 mol de butano decomposto forma-se 0,4 mol de  $\text{CO}_2$ .

$$1 \text{ mol de } \text{CO}_2 \longrightarrow 44 \text{ g}$$

$$0,4 \text{ mol} \longrightarrow x$$

$$x = 17,6 \text{ g}$$

$$17,6 \text{ g} \longrightarrow 1 \text{ min}$$

$$y \text{ g} \longrightarrow 60 \text{ min}$$

$$y = 1.056 \text{ g}$$

**Resposta da questão 16:**

a) Equação da velocidade da reação:  $v = k \times [\text{NO}]^2 \times [\text{H}_2]^1$ .

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

$$\left\{ \begin{array}{l} 0,025 = k \times (0,10)^a \times (0,04)^b \quad (\text{I; Experimento 1}) \\ 0,10 = k \times (0,20)^a \times (0,04)^b \quad (\text{II; Experimento 2}) \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 0,025 = k \times (0,10)^a \times (0,04)^b \quad (\text{I; Experimento 1}) \\ 0,10 = k \times (0,20)^a \times (0,04)^b \quad (\text{II; Experimento 2}) \end{array} \right.$$

Dividindo II por I, vem:

$$\frac{0,10}{0,025} = \frac{k \times (0,20)^a \times (0,04)^b}{k \times (0,10)^a \times (0,04)^b}$$

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

$$4 = 2^a \Rightarrow 2^2 = 2^a$$

$$a = 2$$

$$\begin{cases} 0,10 = k \times (0,20)^a \times (0,04)^b & \text{(II; Experimento 2)} \end{cases}$$

$$\begin{cases} 0,20 = k \times (0,20)^a \times (0,08)^b & \text{(III; Experimento 3)} \end{cases}$$

Dividindo III por II, vem:

$$\frac{0,20}{0,10} = \frac{k \times (0,20)^a \times (0,08)^b}{k \times (0,20)^a \times (0,04)^b}$$

$$2 = \frac{(0,08)^b}{(0,04)^b} \Rightarrow 2 = \left(\frac{0,08}{0,04}\right)^b$$

$$2^1 = 2^b$$

$$b = 1$$

Equação da velocidade:

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

Então,

$$v = k \times [\text{NO}]^2 \times [\text{H}_2]^1$$

Cálculo da velocidade quando a concentração de NO for de 0,30 mol/L e a concentração de H<sub>2</sub> for igual a 0,10 mol/L :

$$v = k \times [\text{NO}]^2 \times [\text{H}_2]^1 \quad \text{(Equação da velocidade)}$$

$$0,10 = k \times (0,20)^2 \times (0,04)^1 \quad \text{(Experimento 2)}$$

$$k = \frac{0,10}{(0,20)^2 \times (0,04)^1} = 62,5$$

$$v = k \times [\text{NO}]^2 \times [\text{H}_2]^1$$

$$v = 62,5 \times (0,30)^2 \times (0,10)^1$$

$$v = 0,5625 \text{ mol/Ls}$$

b) Quando aumentamos as concentrações dos reagentes, a probabilidade de ocorrerem choques frontais ou efetivos também aumenta, consequentemente, a velocidade da reação aumenta.

#### Resposta da questão 17:

a) De acordo com a tabela fornecida no enunciado, vem:

$$v = k[\text{Cr(VI)}]^a$$

$$\begin{cases} 0,64 = k \times 40^a & \text{(I)} \end{cases}$$

$$\begin{cases} 0,32 = k \times 20^a & \text{(II)} \end{cases}$$

Dividindo (I) por (II):

$$\frac{0,64}{0,32} = \frac{k}{k} \times \frac{2^a \times 20^a}{20^a} \Rightarrow 2 = 2^a$$

$$a = 1$$

Lei da velocidade:  $v = k[\text{Cr(VI)}]^1$ .

b) De acordo com a tabela fornecida no enunciado, vem:

| Experimento   | $[\text{Cr(VI)}]_0 / \mu\text{M}$ | $v_0 / \mu\text{M min}^{-1}$ |
|---------------|-----------------------------------|------------------------------|
| 1             | 40                                | 0,64                         |
| Comparado com | Divide por $2^1$                  | Divide por $2^1$             |
| 3             | 20                                | 0,32                         |

Conclusão: ordem 1 (expoente de  $[\text{Cr(VI)}]$ ).

c) Cálculo do valor da constante cinética.

$$v = k[\text{Cr(VI)}]^1$$

Para o experimento 1:

$$0,64 \mu\text{M} \cdot \text{min}^{-1} = k \times 40^1 \mu\text{M}$$

$$k = \frac{0,64 \mu\text{M} \cdot \text{min}^{-1}}{40 \mu\text{M}}$$

$$k = 1,6 \times 10^{-2} \text{ min}^{-1}$$

**Resposta da questão 18: [C]**

Supondo uma velocidade inicial de  $1 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$ , se triplicada seu valor será de  $3 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$ , se isso acontecer, a velocidade da reação irá aumentar 9 vezes o valor inicial da velocidade.

Assim, ao triplicar, o valor do reagente A, a velocidade da reação triplica, ou seja, será 9 vezes maior, em um processo de segunda ordem.

Como o reagente B não interfere na velocidade final da reação ele será de ordem zero.

Assim, a lei de velocidade será:  $v = k [\text{reagente A}]^2$ .

**Resposta da questão 19:**

a) Equação química balanceada que representa a reação:  $\text{NO}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{NO} + \text{CO}_2$ .

b) Analisando os dados fornecidos na tabela, vem:

| $[\text{NO}_2] (\text{mol L}^{-1})$           | $[\text{CO}] (\text{mol L}^{-1})$               | Velocidade de reação<br>( $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$ )           | Temperatura (K) |
|---|---|---|-----------------|
| 0,002   | 0,002   | $1,0 \times 10^{-5}$  | 350             |
| $\times 2 \left[ \frac{0,004}{0,004} \right]$ | $\text{cte} \left[ \frac{0,002}{0,004} \right]$ | $\times 4 \left[ \frac{4,0 \times 10^{-5}}{4,0 \times 10^{-5}} \right]$ | 350             |
| cte   | $\times 2 \left[ \frac{0,002}{0,004} \right]$   | cte   | 350             |
| 0,004   | 0,004   | $6,0 \times 10^{-5}$  | ?               |

Quando a concentração de  $\text{NO}_2$  permanece constante e a concentração de  $\text{CO}$  dobra observa-se que a velocidade da reação permanece constante.

Conclusão: o expoente da concentração de  $\text{CO}$  é zero.

Quando a concentração de  $\text{CO}$  permanece constante e a concentração de  $\text{NO}_2$  dobra observa-se que a velocidade quadruplica.

Conclusão: o expoente da concentração de  $\text{NO}_2$  é dois.

$$\text{Então, } v = k[\text{NO}_2]^2.$$

c) Utilizando-se os dados da primeira linha da tabela fornecida, vem:

$$v = k[\text{NO}_2]^2$$

$$1,0 \times 10^{-5} = k \times (0,002)^2$$

$$k = \frac{10^{-5}}{4 \times 10^{-6}} = 0,25 \times 10 = 2,5$$

d) Analisando-se as duas últimas linhas da tabela, percebe-se que a concentração de  $\text{NO}_2$  e de  $\text{CO}$  permanece constante, porém, a velocidade da reação aumenta.

Conclusão: a temperatura da reação na última linha da tabela é maior do que 350K.

### Resposta da questão 20: [C]

A partir da análise da tabela:

| Experimento | Concentração Inicial (mol/L) |                | Velocidade Inicial (mol L <sup>-1</sup> · s <sup>-1</sup> ) |
|-------------|------------------------------|----------------|---|
|             | ICℓ                          | H <sub>2</sub> |   |
| 1           | 1,5                          | 1,5            | 3,7 x 10 <sup>-7</sup>                                      |
| 2           | 3,0                          | 1,5            | 7,4 x 10 <sup>-7</sup>                                      |
| 3           | 3,0                          | 4,5            | 22 x 10 <sup>-7</sup>                                       |

- Do experimento 1 para o 2 a concentração de  $\text{H}_2$  é constante (1,5 mol/L), a concentração de ICℓ dobra de 1,5 mol/L para 3,0 mol/L e a velocidade também dobra de  $3,7 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$  para  $7,4 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ , consequentemente, o expoente associado ao ICℓ é 1.
- Do experimento 2 para o 3 a concentração de ICℓ é constante (3,0 mol/L) e a concentração de  $\text{H}_2$  triplica de 1,5 mol/L para 4,5 mol/L, e a velocidade também triplica de  $7,4 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$  para  $22 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ , consequentemente, o expoente associado ao  $\text{H}_2$  é 1.

De acordo com os dados obtidos experimentalmente, a lei de velocidade para esta reação é:  $v = k[\text{ICℓ}]^1 [\text{H}_2]^1$ .