

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



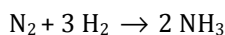
Após uma série de quatro experimentos, o estudante representou os dados obtidos em uma tabela:

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

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

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

2. (Uepg 2010) Após 5 minutos do início da reação de síntese da amônia, verificou-se um consumo de 0,60 mol de H<sub>2</sub>.



Com base nessas informações assinale o que for correto.

- A velocidade média de consumo de H<sub>2</sub> é de 0,12 mol/min.
- O volume de amônia correspondente a 2 mols só é atingido após 50 minutos de reação.
- A velocidade média da reação foi de 0,040 mol/min.
- Após 25 minutos, considerando a reação na CNTP, foram consumidos 22,4 l de N<sub>2</sub>.
- A velocidade média de formação de NH<sub>3</sub> é de 0,080 mol/min.

3. (Pucpr 2010) Compostos naturais são muito utilizados na denominada *Medicina Naturalista*. Povos indígenas amazônicos há muito fazem uso da casca da Quina (*Coutarea hexandra*) para extrair quinina, princípio ativo no tratamento da malária. Antigos relatos chineses

também fazem menção a uma substância, a artemisina, encontrada no arbusto Losna (*Artemisia absinthium*), que também está relacionada ao tratamento da malária.

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

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

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

- $V = K [\text{quinina}]^2$
- $V = K \frac{[\text{quinina}]^2}{[\text{ácido}]}$
- $V = K_2 [\text{quinina}]^2$
- $V = K [\text{quinina}] [\text{ácido}]^2$
- $V = K \frac{[\text{ácido}]^2}{[\text{quinina}]}$

4. (Mackenzie 2010) Os dados empíricos para a velocidade de reação, *v*, indicados no quadro a seguir, foram obtidos a partir dos resultados em diferentes concentrações de reagentes iniciais para a combustão do gás A, em temperatura constante.

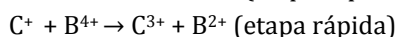
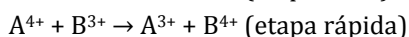
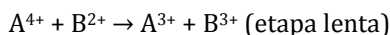
EXPERIMENTO	[A] (mol·L <sup>-1</sup> )	[O <sub>2</sub> ] (mol·L <sup>-1</sup> )	<i>v</i> (mol·L <sup>-1</sup> ·min <sup>-1</sup> )
1	1,0	4,0	4·10 <sup>-4</sup>
2	2,0	4,0	32·10 <sup>-4</sup>
3	1,0	2,0	2·10 <sup>-4</sup>

A equação de velocidade para essa reação pode ser escrita como  $v = k [A]^x [O_2]^y$ , em que *x* e *y* são, respectivamente, as ordens de reação em relação aos componentes A e O<sub>2</sub>.

Assim, de acordo com os dados empíricos obtidos, os valores de *x* e *y* são, respectivamente,

- 1 e 3.
- 2 e 3.
- 3 e 1.
- 3 e 2.
- 2 e 1.

5. (Ita 2010) Considere o seguinte mecanismo de reação genérica:



Com relação a este mecanismo, assinale a opção ERRADA.

- A reação global é representada pela equação  $C^+ + 2 A^{4+} \rightarrow C^{3+} + 2 A^{3+}$ .

- b)  $B^{2+}$  é catalisador.  
 c)  $B^{3+}$  e  $B^{4+}$  são intermediários da reação.  
 d) A lei de velocidade é descrita pela equação  $v = k[C^+][A^{4+}]$ .  
 e) A reação é de segunda ordem.

6. (Ita 2010) Assinale a opção que apresenta a afirmação CORRETA sobre uma reação genérica de ordem zero em relação ao reagente X.

- a) A velocidade inicial de X é maior que sua velocidade média.  
 b) A velocidade inicial de X varia com a concentração inicial de X.  
 c) A velocidade de consumo de X permanece constante durante a reação.  
 d) O gráfico do logaritmo natural de X versus o inverso do tempo é representado por uma reta.  
 e) O gráfico da concentração de X versus tempo é representado por uma curva exponencial decrescente.

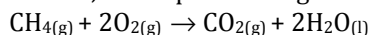
7. (Ufg 2010)



Nos bovinos, as condições do ambiente ruminal inviabilizam a produção de álcool a partir da fermentação dos açúcares da cevada. Por outro lado, em dornas de fermentação, para que esse processo ocorra, é essencial que o meio contenha

- a) ácido acético.  
 b) dióxido de carbono.  
 c) catalisadores biológicos.  
 d) ácido láctico.  
 e) condições aeróbicas.

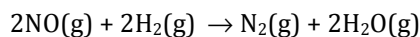
8. (Ufc 2010) Metano ( $CH_4$ ) é o gás produzido a partir da biomassa, e a sua queima na indústria, para obtenção de energia térmica, corresponde à seguinte reação:



Se a velocidade de consumo do metano é  $0,01 \text{ mol min}^{-1}$ , assinale a alternativa que corretamente expressa o número de moles de  $CO_2$  produzido durante uma hora de reação.

- a) 0,3  
 b) 0,4  
 c) 0,5  
 d) 0,6  
 e) 0,7

9. (Ufpr 2010) A reação entre NO e  $H_2$ , a uma dada temperatura, é descrita pela equação:



Como ocorre redução da pressão no decorrer da reação, a variação  $\Delta P(N_2) / \Delta t$  pode ser medida pela diminuição da pressão total.

Expressão que descreve a lei de velocidade para essa reação:

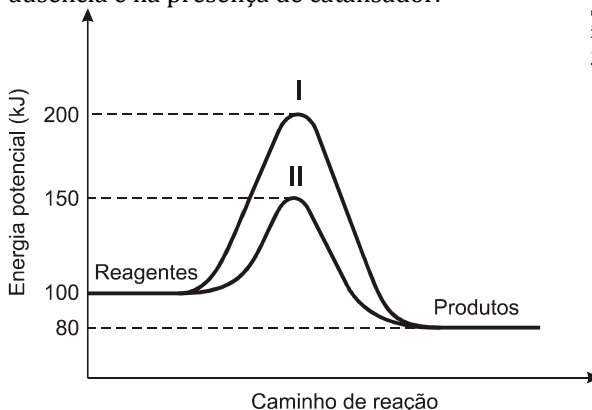
$$\frac{\Delta P(N_2)}{\Delta t} = k \cdot P(H_2)^a \cdot P(NO)^b$$

	$P_0(H_2)$ (torr)	$P_0(NO)$ (torr)	$\Delta P(N_2) / \Delta t$ ( $\text{torr} \cdot \text{s}^{-1}$ ) (velocidades iniciais)
1	289	400	1,60
2	147	400	0,77
3	400	300	1,03
4	400	152	0,25

Com base nessas informações, determine:

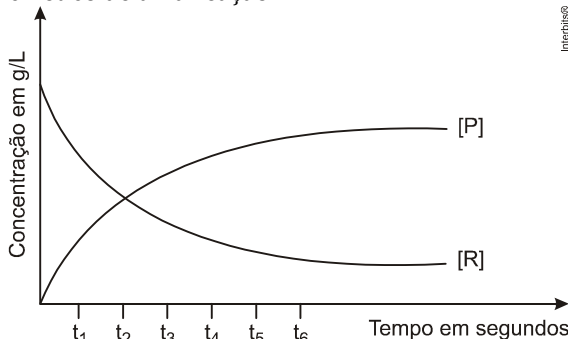
- a) Os valores inteiros que melhor descrevam as ordens de reação a e b.  
 b) A unidade da constante de velocidade, k.

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



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

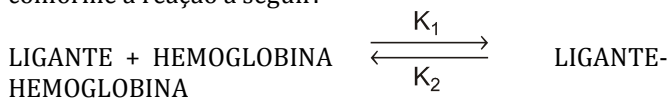
11. (Ufg 2010) O gráfico a seguir representa o estudo cinético de uma reação  $R \rightarrow P$ .



Sabendo-se que o consumo do reagente se dá conforme a equação  $[R] = 1/t$ , e a formação do produto pela equação  $[P] = 1 - 1/t$ , com t, o tempo, em segundos,

- a) determine o instante, em segundos, em que a concentração dos reagentes é igual à dos produtos;  
 b) represente o gráfico do estudo cinético após a adição de um catalisador.

12. (Ufg 2010) O estudo da ligação resultante das reações de algumas moléculas com a hemoglobina pode ser feito em termos do equilíbrio químico que se estabelece conforme a reação a seguir.



A constante de equilíbrio, **K**, dessa reação é dada pela razão  $k_1/k_2$ , e as constantes de velocidades,  $k_1$  e  $k_2$ , para os processos direto e inverso da reação da hemoglobina com alguns ligantes constam da tabela a seguir.

LIGANTE	$k_1$ (L/mol s)	$k_2$ (s <sup>-1</sup> )
NO	$2,5 \times 10^7$	$2,5 \times 10^{-5}$
O <sub>2</sub>	$5,0 \times 10^7$	$2,0 \times 10$
CO	$4,0 \times 10^6$	$1,0 \times 10^{-2}$
Isocianeto de etila	$3,0 \times 10^5$	$2,0 \times 10^{-1}$
Isocianeto de n-butila	$2,3 \times 10^5$	$9,0 \times 10^{-1}$
Isocianeto de isopropila	$5,0 \times 10^4$	$1,5 \times 10^{-1}$
Isocianeto de tercbutila	$5,0 \times 10^3$	$4,0 \times 10^{-1}$

PROC. NATL. ACAD. SCI. USA, 1978 75(5), 2108-2111. [Adaptado].

Com base nas informações acima, responda:

a) Qual das moléculas forma uma ligação mais estável com a hemoglobina? Justifique.

b) Por que o comportamento cinético dos isocianetos é diferente das demais moléculas da tabela?

Justifique.

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

01) Se for duplicada a concentração molar de H<sub>2</sub> a velocidade da reação será duplicada.

02) A ordem da reação com relação ao H<sub>2</sub> é 1 e com relação ao NO esta é 2, cujos valores são determinados experimentalmente.

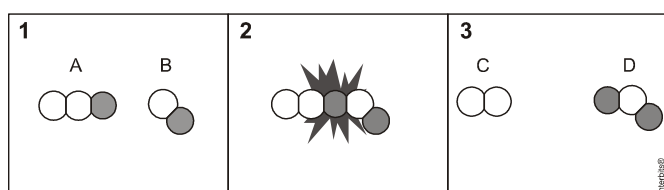
04) A ordem da reação global é 3.

08) Se forem duplicadas ambas as concentrações molares de H<sub>2</sub> e NO, a velocidade da reação será quadruplicada.

16) O valor de k constitui a constante de velocidade e é característico da reação e da temperatura.

14. (Uepg 2011) Considere o esquema (em nível microscópico) abaixo, referente a uma determinada reação elementar entre as moléculas A e B.

De acordo com esse esquema, assinale o que for correto.



01) Se as concentrações de ambos os reagentes no item 1 forem duplicadas a uma temperatura constante, a velocidade da reação também será duplicada.

02) O esquema representa uma colisão eficaz, pois as moléculas mostradas no item 3 são diferentes das do item 1.

04) A equação da velocidade para essa reação depende da concentração de apenas um dos reagentes.

08) No item 2 é mostrado o complexo ativado da reação.

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

I. As moléculas dos componentes da gasolina e as do oxigênio estão em equilíbrio químico e, por isso, não reagem.

II. À temperatura ambiente, as moléculas dos componentes da gasolina e as do oxigênio não têm energia suficiente para iniciar a combustão.

III. As moléculas dos componentes da gasolina e as do oxigênio encontram-se tão separadas que não há colisão entre elas.

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

a) I.

b) II.

c) III.

d) I e II.

e) II e III.

**Gabarito:**

**Resposta da questão 1:**

[C]

Como o estudante desejava estudar, experimentalmente, o efeito da temperatura sobre a velocidade de uma transformação química, não haveria a necessidade de se alterar a massa do catalisador, pois neste caso ele é utilizado para diminuir a energia de ativação da reação, uma vez adicionado na quantidade necessária, seu excesso não altera o processo.

**Resposta da questão 2:**

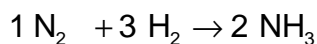
01 + 04 + 08 + 16 = 29

Análise das afirmações:

(01) Correta. Teremos:

$$\frac{0,60 \text{ mol H}_2}{5 \text{ min}} = \frac{0,12 \text{ mol H}_2}{1 \text{ min}}$$

(02) Incorreta. Teremos:



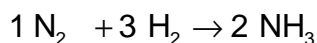
$$\frac{v_{\text{N}_2}}{1} = \frac{v_{\text{H}_2}}{3} = \frac{v_{\text{NH}_3}}{2}$$

$$\frac{v_{\text{H}_2}}{3} = \frac{v_{\text{NH}_3}}{2} \Rightarrow \frac{0,12}{3} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1} = \frac{v_{\text{NH}_3}}{2}$$

$$v_{\text{NH}_3} = 0,08 \text{ mol NH}_3 \cdot \text{min}^{-1}$$

$$\frac{0,08 \text{ mol NH}_3}{\text{min}} = \frac{2 \text{ mol NH}_3}{t} \Rightarrow t = 25 \text{ min}$$

(04) Correta. Teremos:



$$v_{\text{m\u00e9dia}} = \frac{v_{\text{N}_2}}{1} = \frac{v_{\text{H}_2}}{3} = \frac{v_{\text{NH}_3}}{2}$$

$$v_{\text{m\u00e9dia}} = \frac{v_{\text{H}_2}}{3} = \frac{0,12}{3} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1} = 0,04 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

(08) Correta. Teremos:

$$\frac{v_{\text{N}_2}}{1} = 0,04 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1} \Rightarrow \frac{0,04 \text{ mol}}{\text{min}} = \frac{x}{25 \text{ min}}$$

$$x = 1 \text{ mol} \Rightarrow 22,4 \text{ L de N}_2 \text{ (CNTP)}$$

(16) Correta. Teremos:

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

$$\frac{0,12}{3} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1} = \frac{v_{\text{NH}_3}}{2} \Rightarrow v_{\text{NH}_3} = 0,08 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

**Resposta da quest\u00e3o 3:**

[D]

A partir da an\u00e1lise da segunda e da terceira linha da tabela (de baixo para cima), teremos:

Quinina (mol L <sup>-1</sup> )	\u00c1cido (mol L <sup>-1</sup> )	Velocidade (u.a.)
1,0 x 10 <sup>-4</sup> (dobrou)	1,0 x 10 <sup>-2</sup> (constante)	9,6 x 10 <sup>-3</sup> (dobrou)
0,5 x 10 <sup>-4</sup>	1,0 x 10 <sup>-2</sup> (constante)	4,8 x 10 <sup>-3</sup>

Como a concentra\u00e7\u00e3o de quinina dobrou e a velocidade tamb\u00e9m, conclu\u00edmos que o expoente da quinina \u00e9 1.

A partir da an\u00e1lise da primeira e da segunda linha da tabela (de cima para baixo), teremos:

Quinina (mol L <sup>-1</sup> )	\u00c1cido (mol L <sup>-1</sup> )	Velocidade (u.a.)
-----------------------------------	--------------------------------------	----------------------

1,0 x 10 <sup>-4</sup> (constante)	0,5 x 10 <sup>-2</sup>	2,4 x 10 <sup>-3</sup>
1,0 x 10 <sup>-4</sup> (constante)	1,0 x 10 <sup>-2</sup> (dobrou)	9,6 x 10 <sup>-3</sup> (quadruplicou)

Como a concentra\u00e7\u00e3o do \u00e1cido dobrou e a velocidade quadruplicou, conclu\u00edmos que o expoente do \u00e1cido \u00e9 2.

**Resposta da quest\u00e3o 4:**

[C]

Observe a resolu\u00e7\u00e3o alg\u00e9brica dada a seguir.

De acordo com a tabela e pela equa\u00e7\u00e3o da velocidade, vem:

$$4 \times 10^{-4} = K[1,0]^x[4,0]^y \quad (1)$$

$$32 \times 10^{-4} = K[2,0]^x[4,0]^y \quad (2)$$

Dividindo (2) por (1), teremos:

$$8 = 2^x \Rightarrow 2^3 = 2^x \Rightarrow x = 3$$

Como x = 3, ent\u00e3o

$$4 \times 10^{-4} = K[1,0]^3[4,0]^y \quad (3)$$

$$32 \times 10^{-4} = K[2,0]^3[4,0]^y \quad (4)$$

Dividindo (3) por (4), teremos:

$$2 = \frac{[4,0]^y}{[2,0]^y} \Rightarrow 2 = 2 \cdot \frac{(2,0)^y}{(2,0)^y}$$

$$2^1 = 2^y \Rightarrow y = 1$$

Conclus\u00e3o, x = 3 e y = 1.

**Outra resolu\u00e7\u00e3o:**

Pela tabela percebemos que:

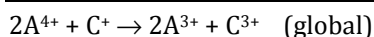
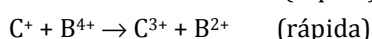
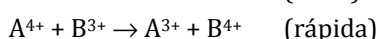
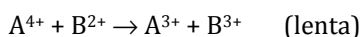
Quando a [A] fica constante, [O<sub>2</sub>] dobra e v tamb\u00e9m, logo o expoente \u00e9 1, ou seja, y = 1.

Quando [O<sub>2</sub>] fica constante, [A] dobra e v octuplica, logo o expoente \u00e9 3, ou seja, x = 3.

**Resposta da quest\u00e3o 5:**

[D]

A partir das equa\u00e7\u00f5es fornecidas, somando teremos a equa\u00e7\u00e3o global:



Como B<sup>2+</sup> entra com o reagente A<sup>4+</sup> e sai no final do processo com o produto C<sup>3+</sup>, podemos deduzir que ele \u00e9 um catalisador.

B<sup>3+</sup> e B<sup>4+</sup> s\u00e3o produtos intermedi\u00e1rios, pois s\u00e3o fabricados em uma etapa e consumidos na seguinte.

A lei da velocidade depende da etapa mais lenta e será dada por:  $v = k[A^{4+}][B^{2+}]$ , concluímos que a alternativa d está errada.

A reação é de segunda ordem, pois a soma dos expoentes da equação  $v = k[A^{4+}]^1[B^{2+}]^1$  ( $1 + 1$ ) é igual a 2.

**Resposta da questão 6:**

[C]

Para uma reação de ordem zero em relação a um reagente X, teremos:

$$v = k[X]^0 \Rightarrow v = k$$

Consequentemente, a velocidade de consumo de X permanece constante durante a reação.

**Resposta da questão 7:**

[C]

Os catalisadores biológicos aceleram as reações de fermentação.

**Resposta da questão 8:**

[D]

Teremos:

$$v_{CO_2} = v_{CH_4} \Rightarrow v_{CO_2} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$0,01 \text{ mol} \text{ --- } 1 \text{ min}$$

$$n \text{ --- } 60 \text{ min} \Rightarrow n = 0,6 \text{ mol}$$

**Resposta da questão 9:**

a) Utilizando os dados da tabela, teremos:

$$\frac{\Delta P(N_2)}{\Delta t} = k \cdot P(H_2)^a \cdot P(NO)^b$$

$$1,60 = k \cdot (289)^a \cdot (400)^b \quad (I)$$

$$0,77 = k \cdot (147)^a \cdot (400)^b \quad (II)$$

Dividindo (I) por (II):  $2,1 = 2^a$ ; portanto,  $a \sim 1$ .

$$1,03 = k \cdot (400)^a \cdot (300)^b \quad (III)$$

$$0,25 = k \cdot (400)^a \cdot (152)^b \quad (IV)$$

Dividindo (III) por (IV):  $4,1 = 2^b$ ; portanto,  $b \sim 2$ .

b) Teremos:

$$\frac{\Delta P(N_2)}{\Delta t} = k \cdot P(H_2)^a \cdot P(NO)^b$$

$$\text{torr} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot \text{torr}^1 \cdot \text{torr}^2$$

$$k = \text{torr}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

**Resposta da questão 10:**

a) Curva I, pois apresenta a maior energia de ativação.

b) O catalisador diminui a energia de ativação criando caminhos alternativos para a reação, ou seja, acelera a reação.

c) A energia de ativação da reação catalisada (II) será:  
 $E_{at} (II) = 150 - 100 = 50 \text{ kJ}$ .

$$d) \Delta H = H_{PRODUTOS} - H_{REAGENTES}$$

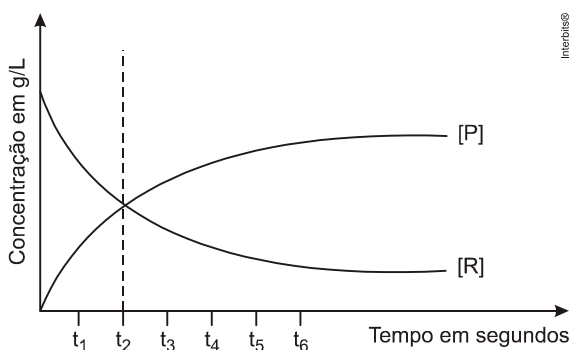
$$\Delta H = 80 - 100 = -20 \text{ kJ}$$

**Resposta da questão 11:**

a)  $[R] = [P]$ , portanto:

$$\frac{1}{t} = 1 - \frac{1}{t} \Rightarrow \frac{1}{t} + \frac{1}{t} = 1 \Rightarrow t = 2s$$

b) Com a adição do catalisador, o instante em que as concentrações dos reagentes e produtos se igualam é menor do que 2s, ou seja menor do que  $t_2$ .



**Resposta da questão 12:**

a) NO, porque a constante de equilíbrio,  $K = k_1/k_2 = 1,0 \times 10^{12} \text{ mol} \ell/L$ , para sua reação com a hemoglobina é a maior dentre as reações com os ligantes apresentados. Como o valor da constante de equilíbrio está relacionada à razão das quantidades de produtos e reagentes no equilíbrio, o maior valor de K indica que o NO ligado à hemoglobina é mais estável em relação aos outros ligantes.

**OU**

NO, porque apresenta o menor valor de  $k_2$ , uma vez que essa constante está relacionada com a rapidez da quebra da ligação entre o NO e a hemoglobina. Como essa rapidez é muito baixa, significa que essa ligação é a mais estável dentre os ligantes da tabela e a hemoglobina.

b) Por causa do maior tamanho/volume das moléculas dos isocianetos, quando comparado com um ligante de menor tamanho/volume molecular.

**Resposta da questão 13:**

$$01 + 02 + 04 + 16 = 23$$

Teremos:

Se for duplicada a concentração molar de  $H_2$  a velocidade da reação será duplicada.

$$v = k [H_2][NO]^2$$

$$v' = k (2[\text{H}_2])[\text{NO}]^2 = 2 k [\text{H}_2][\text{NO}]^2 = 2 v$$

A ordem da reação com relação ao  $\text{H}_2$  é 1 e com relação ao  $\text{NO}$  esta é 2, cujos valores são determinados experimentalmente.

A ordem da reação global é 3.

Se forem duplicadas ambas as concentrações molares de  $\text{H}_2$  e  $\text{NO}$ , a velocidade da reação será octuplicada.

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

$$v' = k (2[\text{H}_2])(2[\text{NO}])^2 = 2^3 k [\text{H}_2][\text{NO}]^2 = 8 v$$

O valor de  $k$  constitui a constante de velocidade e é característico da reação e da temperatura.

**Resposta da questão 14:**

$$02 + 08 = 10$$

Teremos:

O esquema representa uma colisão eficaz, pois as moléculas mostradas no item 3 são diferentes das do item 1.

No item 2 é mostrado o complexo ativado da reação.

**Resposta da questão 15:**

[B]

Dentre as explicações, está correto apenas o que se propõe em II, ou seja, à temperatura ambiente, as moléculas dos componentes da gasolina e as do oxigênio não têm energia de ativação suficiente para iniciar a combustão.