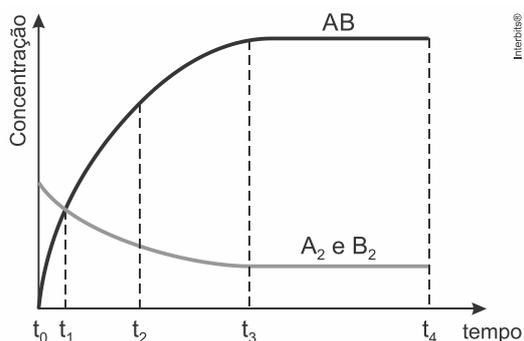


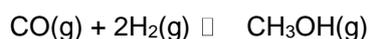
1. (Ufpa 2016) O gráfico abaixo se refere ao comportamento da reação " $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$ ".



Pode-se afirmar que o equilíbrio dessa reação será alcançado quando o tempo for igual a

- $t_0$ .
- $t_1$ .
- $t_2$ .
- $t_3$ .
- $t_4$ .

2. (Ufrgs 2012) A constante de equilíbrio da reação



tem o valor de 14,5 a 500 K. As concentrações de metanol e de monóxido de carbono foram medidas nesta temperatura em condições de equilíbrio, encontrando-se, respectivamente,  $0,145 \text{ mol.L}^{-1}$  e  $1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Com base nesses dados, é correto afirmar que a concentração de hidrogênio, em  $\text{mol.L}^{-1}$ , deverá ser

- 0,01.
- 0,1.
- 1.
- 1,45.
- 14,5.

3. (Mackenzie 2018) Considerando-se o equilíbrio químico equacionado por  $A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightleftharpoons AB_{2(g)}$ , sob temperatura de 300 K, a alternativa que mostra a expressão correta da constante de equilíbrio em termos de concentração em mols por litro é

- $\frac{[AB_2]}{[A] \cdot [B]^2}$
- $\frac{[A] \cdot [B]^2}{[AB_2]}$
- $\frac{[AB_2]}{[A] + [B]^2}$
- $\frac{[A] + [B]^2}{[AB_2]}$

e) 
$$\frac{[AB_2]^2}{[A] \cdot [B]^2}$$

4. (Ufjf-pism 3 2018) Dada a expressão da constante de equilíbrio em termos da concentração de produtos e reagentes:

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}$$

A qual equação de equilíbrio químico corresponde a expressão acima?

- a)  $SO_{3(g)} \rightleftharpoons SO_{2(g)} + O_{2(g)}$
- b)  $2 SO_{3(g)} \rightleftharpoons 2 SO_{2(g)} + O_{2(g)}$
- c)  $SO_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)} + O_{2(g)}$
- d)  $2 SO_{2(g)} \rightleftharpoons 2 SO_{3(g)} + O_{2(g)}$
- e)  $2 SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 SO_{3(g)}$

5. (Ueg 2011) A presença de tampão é fundamental para manter a estabilidade de ecossistemas menores, como lagos, por exemplo. Íons fosfato, originários da decomposição da matéria orgânica, formam um tampão, sendo um dos equilíbrios expressos pela seguinte equação:

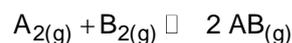


Se no equilíbrio foram medidas as concentrações molares  $[H_2PO_4^-] = 2 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ ,

$[HPO_4^{2-}] = 1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$  e  $[H^+] = 0,2 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ , o valor da constante de equilíbrio é:

- a) 2
- b) 0,2
- c) 0,1
- d) 0,01

6. (Mackenzie 2017) Em um balão de capacidade igual a 10 L, foram adicionados 1 mol da espécie  $A_{2(g)}$  e 2 mols da espécie  $B_{2(g)}$ . Tais reagentes sofreram transformação de acordo com a equação a seguir:



Considerando-se que, no estado de equilíbrio químico, a concentração da espécie  $AB_{(g)}$  seja de  $0,1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ , a constante de equilíbrio ( $K_C$ ), para esse processo, é aproximadamente igual a

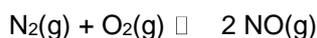
- a) 0,25
- b) 1,33
- c) 5,00
- d) 6,66
- e) 7,50

7. (Mackenzie 2013) Sob condições adequadas de temperatura e pressão, ocorre a formação do gás amônia. Assim, em um recipiente de capacidade igual a 10 L, foram colocados 5 mol de gás hidrogênio junto com 2 mol de gás nitrogênio. Ao ser atingido o equilíbrio químico,

verificou-se que a concentração do gás amônia produzido era de 0,3 mol/L. Dessa forma, o valor da constante de equilíbrio ( $K_c$ ) é igual a

- a)  $1,80 \cdot 10^{-4}$
- b)  $3,00 \cdot 10^{-2}$
- c)  $6,00 \cdot 10^{-1}$
- d)  $3,60 \cdot 10^1$
- e)  $1,44 \cdot 10^4$

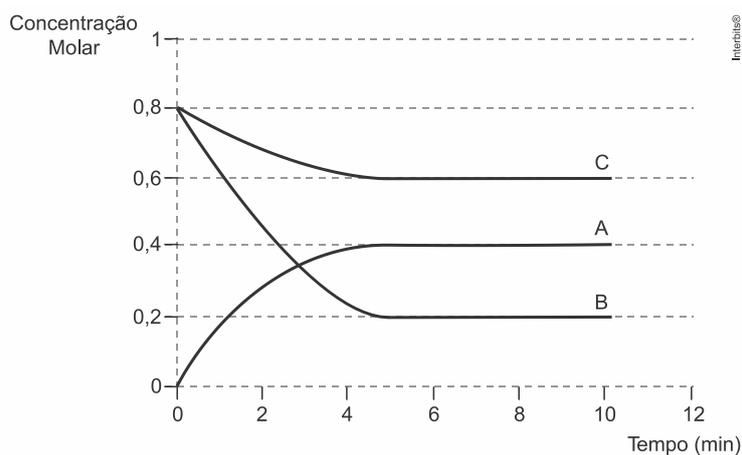
8. (Uespi 2012) Um exemplo do impacto humano sobre o meio ambiente é o efeito da chuva ácida sobre a biodiversidade dos seres vivos. Os principais poluentes são ácidos fortes que provêm das atividades humanas. O nitrogênio e o oxigênio da atmosfera podem reagir para formar NO, mas a reação, mostrada abaixo, endotérmica, é espontânea somente a altas temperaturas, como nos motores de combustão interna dos automóveis e centrais elétricas:



Sabendo que as concentrações de  $\text{N}_2$  e  $\text{O}_2$  no equilíbrio acima, a  $800^\circ\text{C}$ , são iguais a  $0,10 \text{ mol L}^{-1}$  para ambos, calcule a concentração molar de NO no equilíbrio se  $K = 4,0 \times 10^{-20}$  a  $800^\circ\text{C}$ .

- a)  $6,0 \times 10^{-7}$
- b)  $5,0 \times 10^{-8}$
- c)  $4,0 \times 10^{-9}$
- d)  $3,0 \times 10^{-10}$
- e)  $2,0 \times 10^{-11}$

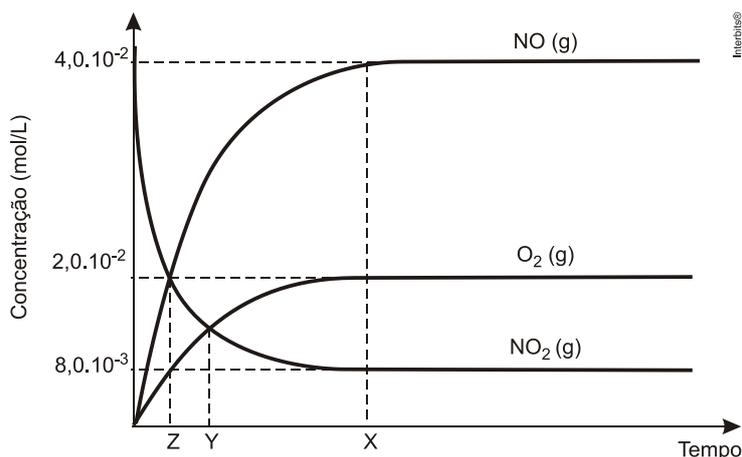
9. (Cefet MG 2015) O gráfico a seguir apresenta as variações das concentrações de três substâncias (A, B e C) durante uma reação química monitorada por 10 minutos.



A equação química que representa estequiometricamente essa reação, é

- a)  $2\text{A} + \text{B} \rightarrow 3\text{C}$
- b)  $2\text{A} \rightarrow 3\text{C} + \text{B}$
- c)  $2\text{B} \rightarrow 2\text{C} + \text{A}$
- d)  $3\text{B} + \text{C} \rightarrow 2\text{A}$
- e)  $6\text{C} + 4\text{A} \rightarrow 2\text{B}$

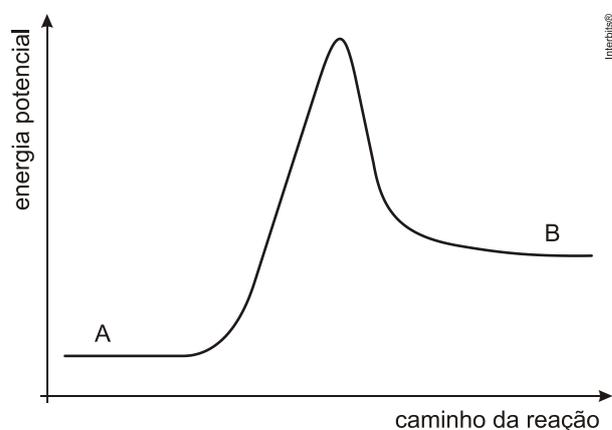
10. (Uesc 2011)



O gráfico representa a variação da concentração de reagente e de produtos, durante a reação química representada pela equação química  $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ , que ocorre no interior de um recipiente fechado, onde foi colocado inicialmente  $\text{NO}_2(\text{g})$ , e após ter sido atingido o equilíbrio químico. A partir da análise desse gráfico, é correto afirmar:

- A concentração inicial de  $\text{NO}$  é  $4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- A constante de equilíbrio,  $K_{\text{eq}}$ , é igual a  $2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- A concentração de  $\text{NO}_2(\text{g})$ , no estado de equilíbrio químico, é a metade da concentração de  $\text{NO}(\text{g})$ .
- O equilíbrio químico é inicialmente estabelecido no tempo  $X$ , representado no gráfico.
- A constante de equilíbrio,  $K_{\text{eq}}$ , possui valores iguais quando o sistema atinge o tempo representado por  $Z$  e por  $Y$ , no diagrama.

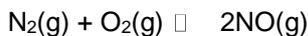
11. (Cefet MG 2014) Observe os dados referentes à reação reversível entre os compostos A e B.



No equilíbrio, a conversão de A em B, comparada à reação inversa

- possui velocidade maior.
- é acelerada pelo uso do catalisador.
- envolve menor variação de entalpia.
- apresenta maior energia de ativação.
- é favorecida pelo aumento da pressão.

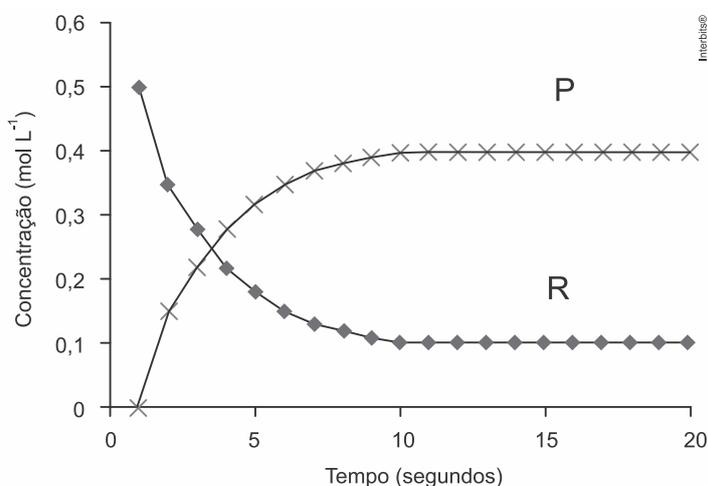
12. (Fuvest 1994) A altas temperaturas,  $N_2$  reage com  $O_2$  produzindo NO, um poluente atmosférico:



À temperatura de 2000 kelvins, a constante do equilíbrio acima é igual a  $4,0 \times 10^{-4}$ . Nesta temperatura, se as concentrações de equilíbrio de  $N_2$  e  $O_2$  forem, respectivamente,  $4,0 \times 10^{-3}$  e  $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ , qual será a de NO?

- $1,6 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$ .
- $4,0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$ .
- $1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ .
- $4,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ .
- $1,6 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ .

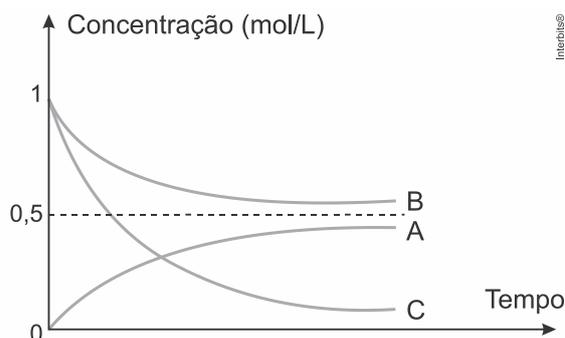
13. (Pucrj 2016) O gráfico abaixo mostra o caminho da reação de conversão de um reagente (R) em um produto (P), tendo r e p como coeficientes estequiométricos. A cinética da reação é de primeira ordem.



A partir das informações do gráfico é certo que

- a reação é completa.
- o valor da constante de equilíbrio é 4.
- o equilíbrio reacional é alcançado somente a partir de 15 s.
- a velocidade da reação é maior em 10 s do que em 5 s.
- a reação tem os coeficientes r e p iguais a 2 e 1, respectivamente.

14. (Pucsp 2017) Durante uma transformação química as concentrações das substâncias participantes foram determinadas ao longo do tempo. O gráfico a seguir resume os dados obtidos ao longo do experimento.



A respeito do experimento, foram feitas algumas afirmações:

- I. A e B são reagentes e C é o produto da reação estudada.
- II. A reação química estudada é corretamente representada pela equação:  $B + 2 C \rightarrow A$
- III. Não houve consumo completo dos reagentes, sendo atingido o equilíbrio químico.
- IV. A constante de equilíbrio dessa reação, no sentido da formação de A, nas condições do experimento é menor do que 1.

Estão corretas apenas as afirmações:

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

15. (Pucrj 2008) Reações químicas dependem de energia e colisões eficazes que ocorrem entre as moléculas dos reagentes. Em sistema fechado, é de se esperar que o mesmo ocorra entre as moléculas dos produtos em menor ou maior grau até que se atinja o chamado "equilíbrio químico".

O valor da constante de equilíbrio em função das concentrações das espécies no equilíbrio, em quantidade de matéria, é um dado importante para se avaliar a extensão (rendimento) da reação quando as concentrações não se alteram mais.

Considere a tabela com as quantidades de reagentes e produtos no início e no equilíbrio, na temperatura de  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ , para a seguinte reação:



| reagentes/produtos       | no início                 | no equilíbrio             |
|--------------------------|---------------------------|---------------------------|
| $[\text{N}_2\text{O}_4]$ | $0,050\text{ mol L}^{-1}$ | $0,030\text{ mol L}^{-1}$ |
| $[\text{NO}_2]$          | $0,050\text{ mol L}^{-1}$ | $0,090\text{ mol L}^{-1}$ |

A constante de equilíbrio tem o seguinte valor:

- a) 0,13
- b) 0,27
- c) 0,50
- d) 1,8
- e) 3,0

16. (Fatec 2012) Para que uma transformação química esteja em estado de equilíbrio dinâmico, é necessário, entre outros fatores, que

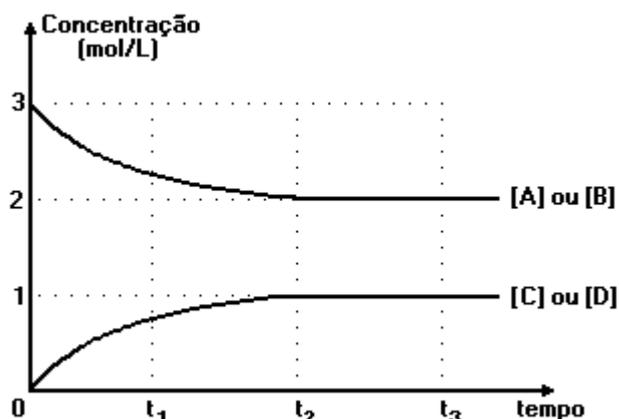
- a) os reagentes e produtos sejam incolores.
- b) os reagentes e produtos estejam em estados físicos diferentes.

- c) haja liberação de calor do sistema para o ambiente.  
 d) haja coexistência de reagentes e produtos no sistema.  
 e) as concentrações dos produtos aumentem com o tempo.

17. (Ufmg 1994) Na fase gasosa ocorre a reação descrita pela equação



O gráfico representa a variação das concentrações das espécies em função do tempo.



Considerando essas informações, todas as alternativas estão corretas, EXCETO

- a) A velocidade da reação direta em  $t_1$  é menor que em  $t_2$ .  
 b) As concentrações das espécies em  $t_3$  são as mesmas em  $t_2$ .  
 c) No equilíbrio a reação está deslocada no sentido da formação dos reagentes.  
 d) O sistema atinge o equilíbrio em  $t_2$ .  
 e) O valor da constante de equilíbrio,  $K_c$ , é 0,25.

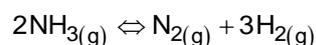
18. (Unitau 1995) Dada a reação:  $X_2 + 3Y_2 \rightleftharpoons 2XY_3$ , verificou-se no equilíbrio, a  $1000^\circ\text{C}$ , que as concentrações em moles/litro são:

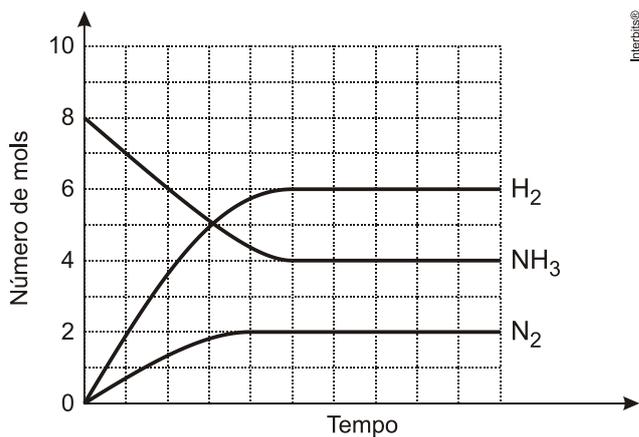
$$[X_2] = 0,20, [Y_2] = 0,20, [XY_3] = 0,60$$

O valor da constante de equilíbrio da reação química é de

- a) 2,5.  
 b) 25.  
 c) 175.  
 d) 225.  
 e) 325.

19. (Fatec 2008) O gráfico mostra a variação das concentrações de  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2$  e  $\text{N}_2$ , durante a reação de decomposição de 8 mols de amônia, num balão de 2 L a uma temperatura de  $480^\circ\text{C}$ , em função do tempo. A equação da reação é:





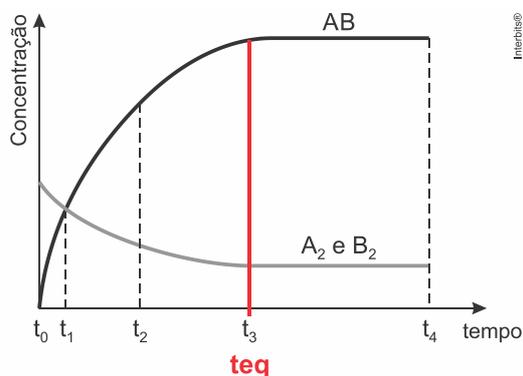
A análise dos dados mencionados nos permite concluir que o valor numérico da constante de equilíbrio,  $K_C$ , dessa reação é aproximadamente:

- 0,07
- 2,3.
- 3,7.
- 6,8.
- 27.

**Gabarito:**

**Resposta da questão 1:**

[D]



O tempo de equilíbrio irá acontecer com as concentrações dos reagentes e produtos se tornarem constantes, ou seja, a partir de  $t_3$ .

**Resposta da questão 2:**

[B]

A expressão da constante de equilíbrio é:  $K = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]^2}$

Logo:  $[\text{H}_2] = \sqrt{\frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}] \cdot K}}$

Substituindo os valores dados, teremos:  $[\text{H}_2] = \sqrt{\frac{0,145}{1 \cdot 14,5}} = 0,1 \text{ mol/L}$

**Resposta da questão 3:**

[A]



Padrão: equação direita

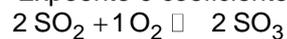
$$K_e = \frac{[\text{AB}_{2(g)}]^1}{[\text{A}_{(g)}]^1 \times [\text{B}_{(g)}]^2}$$

**Resposta da questão 4:**

[E]

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2 \text{ (produtos)}}{[\text{SO}_2]^2 \times [\text{O}_2]^1 \text{ (reagentes)}}$$

"Expoente é coeficiente". Então:



**Resposta da questão 5:**

[C]

$$K_e = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = \frac{1 \times 0,2}{2} = 0,1$$

**Resposta da questão 6:**

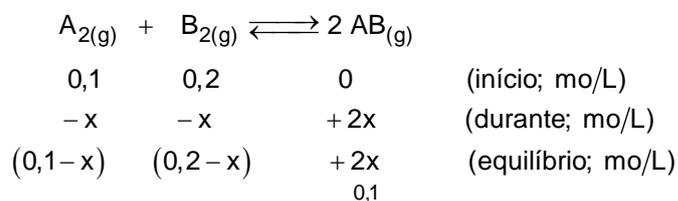
[B]

$$n_{\text{A}_{2(\text{g})}} = 1 \text{ mol}; n_{\text{B}_{2(\text{g})}} = 2 \text{ mol}$$

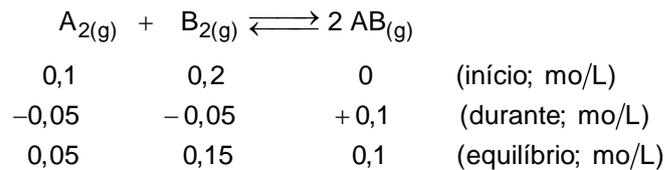
$$V = 10 \text{ L}$$

$$[\text{A}_{2(\text{g})}] = \frac{n_{\text{A}_{2(\text{g})}}}{V} = \frac{1}{10} = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$[\text{B}_{2(\text{g})}] = \frac{n_{\text{B}_{2(\text{g})}}}{V} = \frac{2}{10} = 0,2 \text{ mol/L}$$



$$2x = 0,1 \Rightarrow x = 0,05$$



$$K_C = \frac{[\text{AB}_{(\text{g})}]^2}{[\text{A}_{2(\text{g})}] \times [\text{B}_{2(\text{g})}]}$$

$$K_C = \frac{(0,1)^2}{(0,05) \times (0,15)} = 1,3333333$$

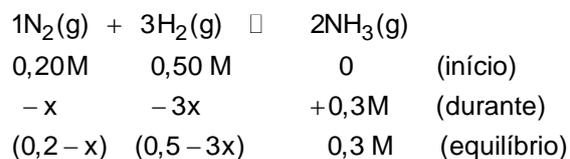
$$K_C \approx 1,33$$

**Resposta da questão 7:**

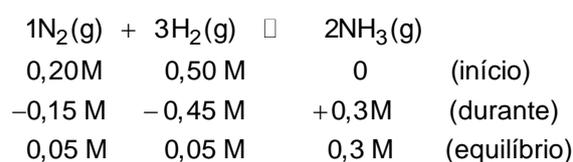
[E]

$$[\text{N}_2] = \frac{2}{10} = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NH}_3] = \frac{5}{10} = 0,5 \text{ mol/L}$$



Então :



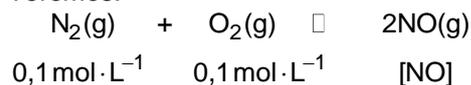
$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

$$K = \frac{(0,3)^2}{(0,05)(0,05)^3} = 14.400 = 1,44 \times 10^4$$

#### Resposta da questão 8:

[E]

Teremos:



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2]^1 \times [\text{O}_2]^1}$$

$$4,0 \times 10^{-20} = \frac{[\text{NO}]^2}{0,1 \times 0,1} \Rightarrow [\text{NO}] = \sqrt{4,0 \times 10^{-20} \times 10^{-1} \times 10^{-1}}$$

$$[\text{NO}] = 2,0 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

#### Resposta da questão 9:

[D]

A partir da análise do gráfico, verifica-se que o equilíbrio químico é atingido a partir de, aproximadamente 5 minutos. Sendo assim se pode obter as concentrações no equilíbrio:

$$|\Delta[B]_{\text{gasta (reagente)}}| = |0,2 - 0,8| = 0,6 \text{ mol/L}$$

$$|\Delta[C]_{\text{gasta (reagente)}}| = |0,6 - 0,8| = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$|\Delta[A]_{\text{forma (produto)}}| = |0,4 - 0,0| = 0,4 \text{ mol/L}$$

Então:

$$0,6 : 0,2 : 0,4$$

Dividindo por 0,2, vem:

$$\frac{0,6}{0,2} : \frac{0,2}{0,2} : \frac{0,4}{0,2}$$

$$3 : 1 : 2$$

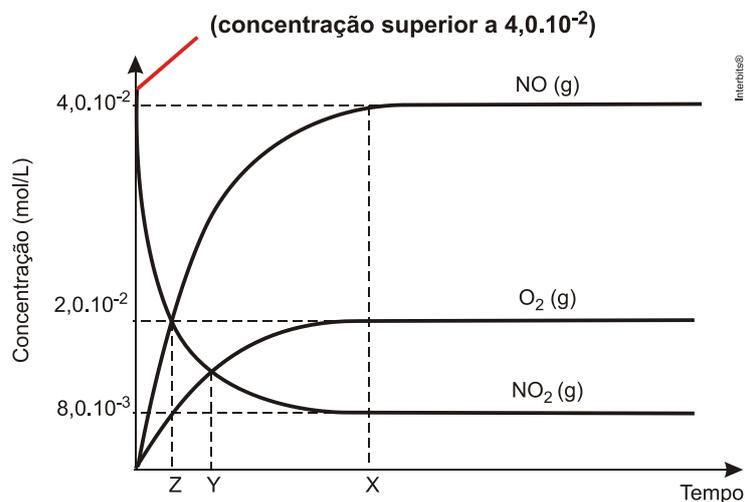


### Resposta da questão 10:

[D]

Análise das alternativas:

a) Incorreta: de acordo com o gráfico, a concentração inicial de  $\text{NO}_2$  é superior a  $4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ :



b) Incorreta: a constante de equilíbrio,  $K_{eq}$ , é igual a  $5,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ :

$$K_{eq} = \frac{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2} \Rightarrow K_{eq} = \frac{(4,0 \times 10^{-2})^2 \times (2,0 \times 10^{-2})}{(8,0 \times 10^{-3})^2}$$

$$K_{eq} = 5,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) Incorreta: a concentração de  $\text{NO}_2(\text{g})$ , no estado de equilíbrio químico, é  $\frac{1}{5}$  da concentração de  $\text{NO}(\text{g})$ :

$$[\text{NO}_2]_{\text{Equilíbrio}} = 8,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{NO}]_{\text{Equilíbrio}} = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\frac{[\text{NO}_2]_{\text{Equilíbrio}}}{[\text{NO}]_{\text{Equilíbrio}}} = \frac{8,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}{4,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}} = \frac{1}{5}$$

$$[\text{NO}_2]_{\text{Equilíbrio}} = \frac{1}{5} [\text{NO}]_{\text{Equilíbrio}}$$

- d) Correta: o equilíbrio químico é inicialmente estabelecido no tempo X, representado no gráfico.  
 e) Incorreta: nos tempos representados por Z e por Y no diagrama, temos quocientes de equilíbrio, o equilíbrio não foi atingido.

**Resposta da questão 11:**

[D]

- [A] **Incorreta.** Por apresentar maior  $E_{\text{at}}$  sua velocidade é menor;  
 [B] **Incorreta.** Pois o catalisador aumenta a velocidade em ambos os sentidos;  
 [C] **Incorreta.** O  $\Delta H$  é o mesmo para as reações direta e inversa, mudando apenas o sinal.  
 [D] **Correta.** A  $E_{\text{at}} A > E_{\text{at}} B$ .  
 [E] **Incorreta.** Nesse caso, a proporção estequiométrica da reação é 1:1, sendo assim, o aumento da pressão não influencia no equilíbrio.

**Resposta da questão 12:**

[D]

**Resposta da questão 13:**

[B]

[A] Incorreta. No equilíbrio ainda existe 0,1 mol de produto.

[B] Correta.

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{P}]}{[\text{R}]} = \frac{0,4}{0,1} = 4$$

[C] Incorreta. O equilíbrio reacional é alcançado a partir de 10min.

[D] Incorreta. A velocidade da reação depende da concentração do produto, em 5min. e em 10min. Assim, teremos aproximadamente:

$$\text{veloc}_{5\text{min}} = \frac{0,35 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{5 \text{ min}} = 0,07 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

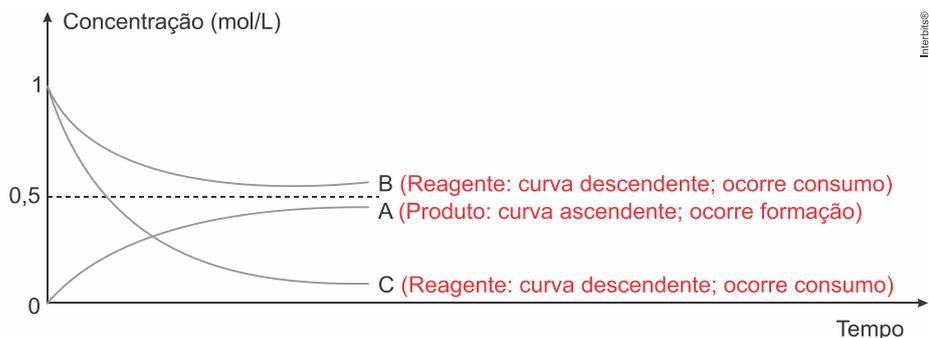
$$\text{veloc}_{10\text{min}} = \frac{0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{10 \text{ min}} = 0,04 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

[E] Incorreta. Pela análise do gráfico, nota-se que a formação de produto consome uma quantidade igual ao consumo de reagente, sendo assim, a proporção estequiométrica será de 1:1.

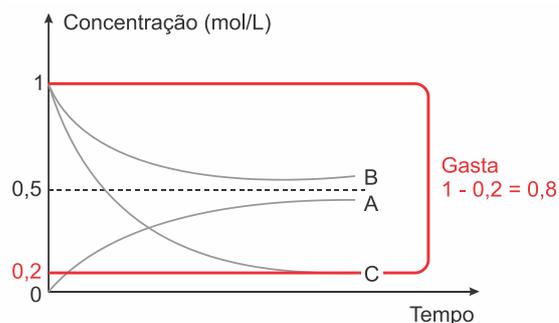
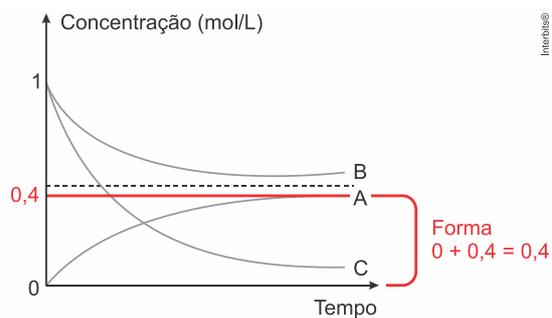
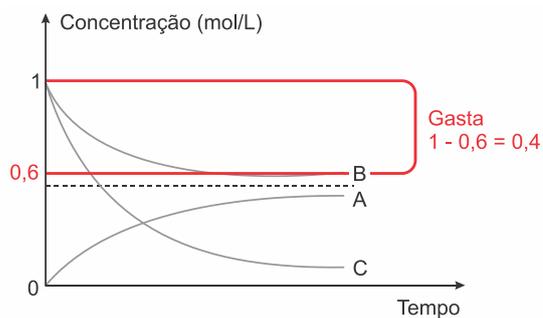
**Resposta da questão 14:**

[B]

[I] Incorreta. B e C são reagentes e A é o produto da reação estudada.

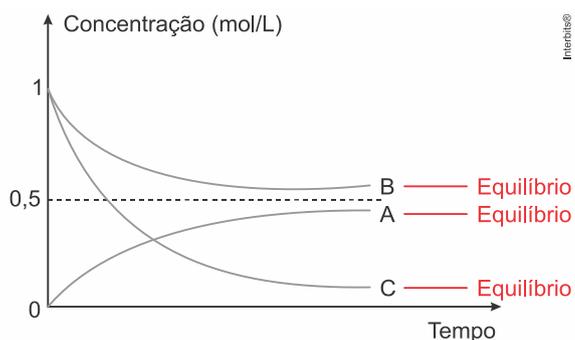


[II] Correta. A reação química estudada é corretamente representada pela equação:  
 $B + 2C \rightarrow A$

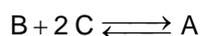
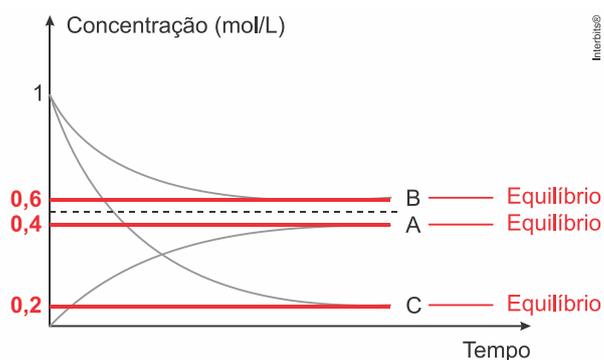


B : C : A  
 0,4 : 0,8 : 0,4 (proporção)  
 1 : 2 : 1 (proporção)  
 Conclusão:  $0,4B + 0,8C \rightarrow 0,4A$  ou  $1B + 2C \rightarrow 1A$ .

[III] Correta. Não houve consumo completo dos reagentes, sendo atingido o equilíbrio químico.



[IV] Incorreta. A constante de equilíbrio dessa reação, no sentido da formação de A, nas condições do experimento é maior do que 1.



$$K_{\text{equilíbrio}} = \frac{[A]}{[B][C]^2}$$

$$K_{\text{equilíbrio}} = \frac{0,4}{0,6 \times (0,2)^2} = 16,66666 \approx 16,67$$

$$K_{\text{equilíbrio}} > 1.$$

**Resposta da questão 15:**

[B]

Cálculo da constante de equilíbrio:



$$K_{\text{eq}} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

$$K_{\text{eq}} = \frac{(0,090)^2}{(0,030)} = 0,27 \text{ mol.L}^{-1}$$

**Resposta da questão 16:**

[D]

Num equilíbrio dinâmico as concentrações dos reagentes e dos produtos são constantes, pois a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa.

**Resposta da questão 17:**

[A]

**Resposta da questão 18:**

[D]

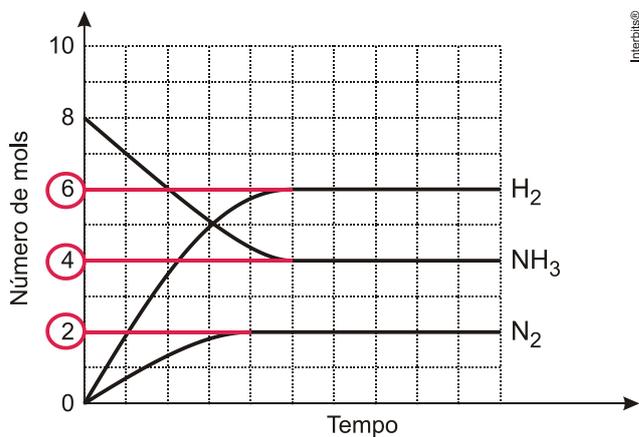
**Resposta da questão 19:**

[D]

De acordo com a equação fornecida ( $2\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$ ), teremos a seguinte representação da constante de equilíbrio:

$$K_C = \frac{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2}$$

Através do gráfico dado podemos obter a quantidade, em mols, dos compostos químicos:



Dividindo pelo volume, encontraremos a concentração molar de cada substância:

$$[\text{H}_2] = 6 \text{ mol}/2 \text{ L} = 3 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NH}_3] = 4 \text{ mol}/2 \text{ L} = 2 \text{ mol/L}$$

$$[\text{N}_2] = 2 \text{ mol}/2 \text{ L} = 1 \text{ mol/L}$$

Substituindo na equação da constante de equilíbrio, teremos:

$$K_C = \frac{[1][3]^3}{[2]^2} = 6,75 = 6,8.$$