

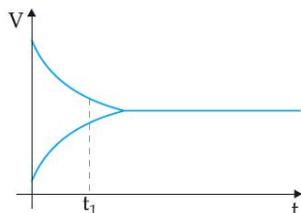
**SALA DE CIÊNCIAS**

**Disciplina: Química**

**Prof. Yandrio Martins**

**Assunto: Introdução ao equilíbrio químico**

01. (UFRGS-RS) O gráfico a seguir representa a evolução de um sistema em que uma reação reversível ocorre até atingir o equilíbrio.



Sobre o ponto  $t_1$ , neste gráfico, pode-se afirmar que indica:

- uma situação anterior ao equilíbrio, pois as velocidades das reações direta e inversa são iguais.
- um instante no qual o sistema já alcançou equilíbrio.
- uma situação na qual as concentrações de reagentes e produtos são necessariamente iguais.
- uma situação anterior ao equilíbrio, pois a velocidade da reação direta está diminuindo e a velocidade da reação inversa está aumentando.
- um instante no qual o produto das concentrações dos reagentes é igual ao produto das concentrações dos produtos.

02. (UFRGS-RS) Uma reação química atinge o equilíbrio químico quando:

- ocorre simultaneamente nos sentidos direto e inverso.
- as velocidades das reações direta e inversa são iguais.
- os reagentes são totalmente consumidos.
- a temperatura do sistema é igual à do ambiente.
- a razão entre as concentrações de reagentes e produtos é unitária.

03. (CEFET-PR) Com relação ao equilíbrio químico, afirma-se:

I. O equilíbrio químico só pode ser atingido em sistema fechado (onde não há troca de matéria com o meio ambiente).

II. Num equilíbrio químico, as propriedades macroscópicas do sistema (concentração, densidade, massa e cor) permanecem constantes.

III. Num equilíbrio químico, as propriedades microscópicas do sistema (colisões entre as moléculas, formação de complexos ativados e transformações de umas substâncias em outras) permanecem em evolução, pois o equilíbrio é dinâmico.

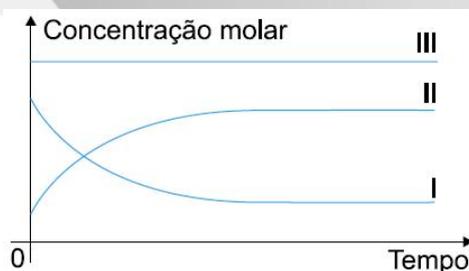
É (são) correta(s) a(s) afirmação(ões):

- Somente I e II.
- Somente I e III.
- Somente II e III.
- Somente I.
- I, II e III.

04. (VUNESP-SP) Estudou-se a cinética da reação:



realizada a partir de enxofre e oxigênio em um sistema fechado. Assim, as curvas I, II e III do gráfico abaixo representam as variações das concentrações dos componentes com o tempo, desde o momento da mistura até o sistema atingir o equilíbrio.



As variações das concentrações de S, de  $O_2$  e de  $SO_2$  são representadas, respectivamente, pelas curvas:

- I, II e III
- II, III e I
- III, I e II
- I, III e II

e) III, II e I

05. (UEL-PR) Para que se possa determinar a constante de um equilíbrio químico, é necessário que:

- as espécies químicas envolvidas no equilíbrio estejam em solução aquosa.
- o sistema químico em que ocorre o equilíbrio esteja à temperatura constante.
- as concentrações das espécies químicas envolvidas no equilíbrio sejam iguais.
- todas as espécies químicas participantes do equilíbrio tenham a mesma pressão parcial.
- haja troca de matéria do sistema, no qual ocorre o equilíbrio com o ambiente.

06. (PUC-RS) Dada a expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração de produtos e reagentes a equação química que pode ser representada por essa expressão é:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2}$$

- $2 \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)}$
- $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$
- $\text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)}$
- $2 \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{(g)}$
- $\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$

07. (Mackenzie 2018) Considerando-se o equilíbrio químico equacionado por  $\text{A}_{(g)} + 2 \text{B}_{(g)} \rightleftharpoons \text{AB}_{2(g)}$ , 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

- $\frac{[\text{AB}_2]}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]^2}$
- $\frac{[\text{A}] \cdot [\text{B}]^2}{[\text{AB}_2]}$
- $\frac{[\text{AB}_2]}{[\text{A}] + [\text{B}]^2}$
- $\frac{[\text{A}] + [\text{B}]^2}{[\text{AB}_2]}$
- $\frac{[\text{AB}_2]^2}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]^2}$

08. (UEL-PR) Para o equilíbrio



obteve-se, a  $1,0 \cdot 10^3$  kelvins, as pressões parciais:

$$\text{NbCl}_4 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$$

$$\text{NbCl}_3 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

$$\text{NbCl}_5 = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ atm}$$

Com esses dados calcula-se o valor da constante,  $K_p$ , do equilíbrio acima. Seu valor numérico é:

- $1,0 \cdot 10^{-3}$
- $10 \cdot 10^{-5}$
- $5,0 \cdot 10^{-3}$
- $5,0 \cdot 10^{-5}$
- $5,0 \cdot 10^{-7}$

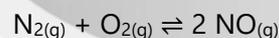
09. (UEL-PR) Para o equilíbrio químico  $\text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{(g)}$  foram encontrados os seguintes valores para a constante  $K_c$ , às temperaturas indicadas:

	Temperatura (K)	$K_c (10^{-4})$
I	1 800	1,21
II	2 000	4,08
III	2 100	6,86
IV	2 200	11,0
V	2 300	16,9

Há maior concentração molar do  $\text{NO}_{(g)}$  em

- I
- II
- III
- IV
- V

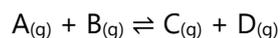
10. (FUVEST-SP) A alta temperatura,  $\text{N}_2$  reage com  $\text{O}_2$  produzindo  $\text{NO}$ , que é um poluente atmosférico:



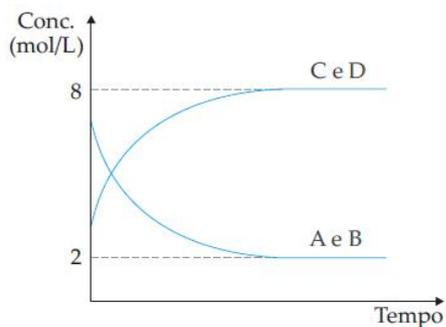
À temperatura de 2000 kelvins, a constante do equilíbrio acima é igual a  $4,0 \cdot 10^{-4}$ . Nesta temperatura, se as concentrações de equilíbrio de  $\text{N}_2$  e  $\text{O}_2$  forem, respectivamente,  $4,0 \cdot 10^{-3}$  e  $1,0 \cdot 10^{-3}$  mol/L, qual será a de  $\text{NO}$ ?

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

11. (UFV-MG) Considere uma reação hipotética:



O gráfico da variação da concentração dos reagentes e produtos, em função do tempo, a uma dada temperatura, é mostrado abaixo.



A constante de equilíbrio para a reação é:

- a) 4
- b) 1/16
- c) 1/4
- d) 6
- e) 16

12. Considerando a reação  $PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons PCl_{5(g)}$ , a constante de equilíbrio em termos de concentração ( $K_c$ ), vale 1,8 à temperatura  $T$ . Em um recipiente, à temperatura  $T$ , temos uma mistura dos três gases com as seguintes concentrações:

$$[PCl_{3(g)}] = 0,20 \text{ mol/L}$$

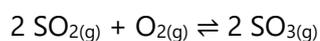
$$[Cl_2] = 0,25 \text{ mol/L}$$

$$[PCl_{5(g)}] = 0,50 \text{ mol/L}$$

Podemos concluir que:

- a) o sistema se encontra em equilíbrio.
- b) a concentração de  $PCl_5$  irá diminuir.
- c) a concentração de  $PCl_3$  irá diminuir.
- d) o sistema se encontra em equilíbrio, mas a concentração de  $Cl_2$  irá diminuir.
- e) a constante de equilíbrio  $K_c$  muda de 1,8 para 10, mantendo-se à temperatura constante.

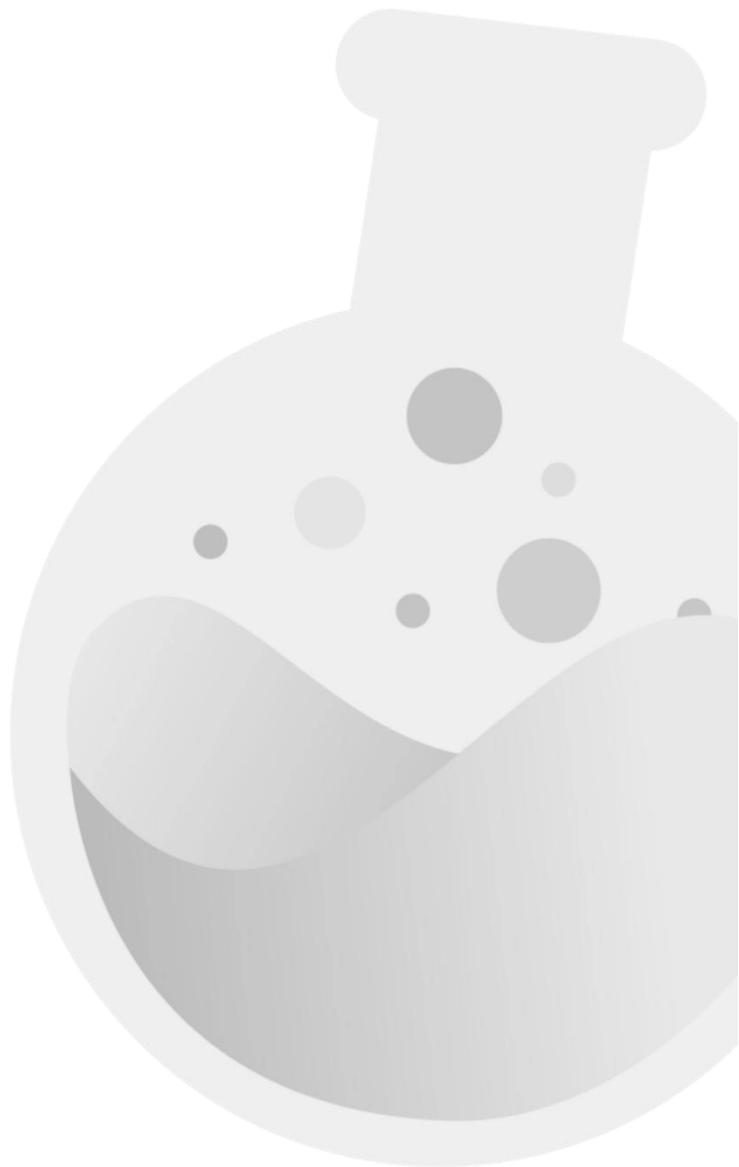
13. (U.Caxias do Sul-RS) Em um recipiente fechado sob pressão de 6 atm, é mantido o sistema gasoso:



Constituído por 0,40 mols de dióxido de enxofre, 1,60 mols de oxigênio e 2,00 mols de trióxido de

enxofre. O valor da constante de equilíbrio do sistema, em termos de pressões parciais, é aproximadamente:

- a) 8,4
- b) 9,4
- c) 10,4
- d) 11,4
- e) 12,4



**GABARITO**

01. [D]

- A) as velocidades só se igualam quando estão em equilíbrio  
 B) O T1 é um pouco antes do equilíbrio acontecer (linha contínua)  
 C) As concentrações só igualam quando estão no equilíbrio  
 D) Correta!, pois, antes do equilíbrio há possibilidade das velocidades direta e inversa serem diferentes.  
 E) As concentrações só se igualam quando estão em equilíbrio

02. [B]

O que marca o equilíbrio químico é a igualdade das velocidades diretas e inversas

03. [E]

- I- Correta! Em um sistema aberto não é propício em acontecer um equilíbrio, justamente, pelas alterações externas e para fins estudantis é considerado o sistema fechado.  
 II- Correta! São constantes as propriedades macroscópicas e microscópicas no equilíbrio químico.  
 III- Correta! São constantes as propriedades macroscópicas e microscópicas no equilíbrio químico.

04. [C]

No estado de equilíbrio a concentração molar dos reagentes diminui devido ao seu consumo, a concentração molar dos produtos aumenta devido a sua formação e a concentração molar do sólido permanece constante.  
 A respeito da concentração molar de sólidos ( e de líquidos também) permanecer constante se deve em a distribuição dos átomos que formam a estrutura do composto, quando eles reagem também diminuem de volume numa mesma proporção.

05. [B]

A constante de equilíbrio modifica somente em função da temperatura

06. [A]

Constante de equilíbrio é calculado da seguinte forma: concentração molar dos produtos pela concentração molar dos reagentes, desde que reagentes e produtos sejam gases ou estejam em solução aquosa.

07. [A]

Considerando a equação do equilíbrio químico, com todos os elementos (reagentes e produtos) no estado gasoso:

$A(g) + 2 B(g) \rightleftharpoons AB_2(g)$ ; Sendo  $AB_2$  o produto e A e B os reagentes.

Número de mols:

$1A(g) + 2 B(g) \rightleftharpoons 1AB_2(g)$

A  $\rightarrow$  1 mol

B  $\rightarrow$  2mol

$AB_2 \rightarrow$  1mol

A Expressão que aponta a constante de equilíbrio deve associar a concentração dos produtos com o numerador da razão e a dos reagentes com o denominador. A relação entre os reagentes se dá por uma multiplicação entre eles (existindo mais de um reagente), o mesmo vale para os produtos. O índice que cada elemento carrega é equivalente a proporção estequiométrica (número de mols no equilíbrio).

Logo:

Constante de Equilíbrio =  $\frac{\text{Concentração dos Produtos}^{(N^\circ \text{ de mols})}}{\text{Concentração dos Reagentes}^{(N^\circ \text{ de mols})}}$

Constante de Equilíbrio =  $\frac{\text{Concentração do Produto}^{(n^\circ \text{ de mols do produto})}}{\text{Concentração do Reagente1}^{(N^\circ \text{ de mols do reagente 1})} \cdot \text{Concentração do Reagente2}^{(N^\circ \text{ de mols do reagente 2})}}$

Constante de Equilíbrio =  $\frac{[AB_2]^1}{[A]^1 \cdot [B]^2}$

Constante de Equilíbrio =  $[AB_2]$

-----  
[A].[B]<sup>2</sup>

08. [C]

$$K_p = \frac{(p\text{NbCl}_5) \cdot (p\text{NbCl}_3)}{(p\text{NbCl}_4)^2} = \frac{(10^{-4}) \cdot (5 \cdot 10^{-3})}{(10^{-2})^2} = 5 \cdot 10^{-3}$$

09. [E]

Quanto maior o valor de  $K_c$ , maior a concentração de produtos e menor a de reagentes, no equilíbrio

10. [D]

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]} \rightarrow 4 \cdot 10^{-4} = \frac{[\text{NO}]^2}{(4 \cdot 10^{-3})(1 \cdot 10^{-3})} \rightarrow [\text{NO}]^2 = 16 \cdot 10^{-10} \rightarrow [\text{NO}] = 4 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

11. [E]

$$K_c = \frac{[\text{C}][\text{D}]}{[\text{A}][\text{B}]} = \frac{(8)(8)}{(2)(2)} = 16$$

12. [B]

A concentração de  $\text{PCl}_5$  irá diminuir.

Quando a reação está em equilíbrio, o  $K_c$  é igual a 1,8. Assim, para sabermos se a reação nas concentrações apresentadas está em equilíbrio, basta calcularmos novamente o  $K_c$ , como segue:

$$K_c = [\text{PCl}_5] \div [\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]$$

$$K_c = (0,50) \div (0,20)(0,25)$$

$$K_c = 0,50 \div 0,05 = 10$$

Como o  $K_c$  calculado é diferente do  $K_c$  real, temos que a reação em questão não está em equilíbrio.

Como toda reação fora do equilíbrio tende a voltar para o equilíbrio, o  $K_c$  ao longo do tempo irá diminuir e para isso a concentração  $\text{PCl}_5$  também.

13. [C]

a pressão e o volume são proporcionais.

Temos um total de 4 mols, sendo 10% de  $\text{SO}_2$  (0,4 mols), 40% de  $\text{O}_2$  (1,6 mols) e 50% de  $\text{SO}_3$  (2 mols).

Como a pressão total é 6 atm, temos que a

pressão parcial para cada gás é:

$$[P \text{ SO}_2] = 10\% \text{ de } 6 \text{ atm} = 0,1 \cdot 6 = 0,6 \text{ atm}$$

$$[P \text{ O}_2] = 40\% \text{ de } 6 \text{ atm} = 0,4 \cdot 6 = 2,4 \text{ atm}$$

$$[P \text{ SO}_3] = 50\% \text{ de } 6 \text{ atm} = 0,5 \cdot 6 = 3 \text{ atm}$$

$$K_P = [\text{PSO}_3]^2 / [\text{PSO}_2]^2 \cdot [\text{PO}_2]$$

$$K_P = 3^2 / (0,6)^2 \cdot 2,4$$

$$K_P = 9 / 0,36 \cdot 2,4$$

$$K_P = 10,4 \text{ (aproximadamente)}$$

