

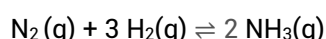
## Equilíbrio químico: Kc e Kp

### Resumo

#### Equilíbrio químico

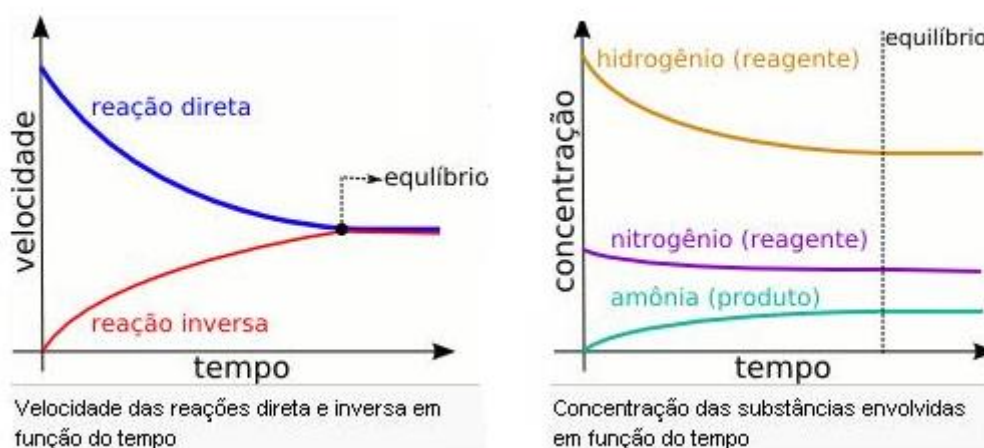
Existem reações onde os reagentes e os produtos estão em constante reação em processos opostos, tais reações chamamos de reações reversíveis, que quando com a mesma velocidade de reação em ambos os sentidos atingem o equilíbrio químico.

Exemplo:



A reação representada acima de produção da amônia(NH<sub>3</sub>) é uma reação reversível, onde a todo momento temos H<sub>2</sub> e N<sub>2</sub> reagindo para formar NH<sub>3</sub>, mas também temos a amônia(NH<sub>3</sub>) se decompondo e voltando a se tornar H<sub>2</sub> e N<sub>2</sub>. Quando estas velocidades de reação em ambos os sentidos se igualam, dizemos que alcançamos o equilíbrio químico.

- Gráfico de equilíbrio químico:

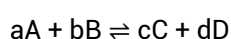


#### PSIU!!

No momento em que as velocidades ou concentração se tornam constantes atingimos o equilíbrio químico da reação.

#### Expressão para Equilíbrio Químico e a constante Kc

Em 1886, químicos noruegueses descobriram existir uma relação entre a concentração dos reagentes e dos produtos em equilíbrio químico, excluindo os reagentes e produtos no estado físico sólido. Essa relação foi chamada de Lei de Ação das massas, onde para uma reação reversível genérica:



Temos que a relação entre as concentrações será:

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Onde **K<sub>c</sub>** é a nossa constante de equilíbrio.

### PSIU!!

Quanto maior o valor de **K<sub>c</sub>**, maior a tendência de ocorrer a reação no sentido de formação dos produtos.

Quanto menor o valor de **K<sub>c</sub>**, maior a tendência de ocorrer a reação no sentido de formação dos reagentes.

### PSIU 2!!

Em soluções aquosas, a concentração da água deve ser considerada constante, e não aparecerá na expressão do **K<sub>c</sub>**.

### Expressão para Equilíbrio Químico e a constante **K<sub>p</sub>**

Com relação aos gases participantes do equilíbrio, podemos gerar uma relação entre reagentes e produtos através de suas pressões parciais, já que essas pressões são proporcionais às suas molaridades.

Exemplo:

Para a reação:  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

Temos que a relação entre as pressões parciais será:

$$K_p = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

Onde **K<sub>p</sub>** é a nossa constante de equilíbrio em relação à pressão parcial.

### PSIU!!

Para cálculo de **K<sub>p</sub>** não apareceram na expressão substâncias nos estados físicos sólidos e líquidos, apenas substâncias no estado físico gasoso.

### Relação entre **K<sub>p</sub>** e **K<sub>c</sub>**

É possível chegar a uma relação entre **K<sub>c</sub>** e **K<sub>p</sub>** através da equação:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \text{ ou } K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$$

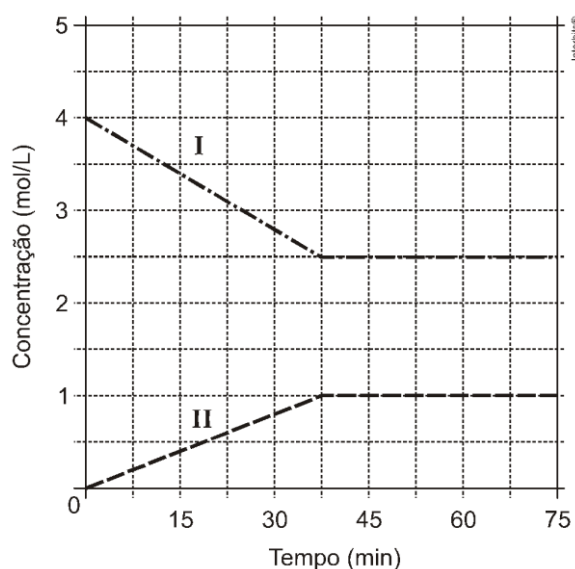
---

Quer ver este material pelo Dex? Clique [aqui](#)

---

## Exercícios

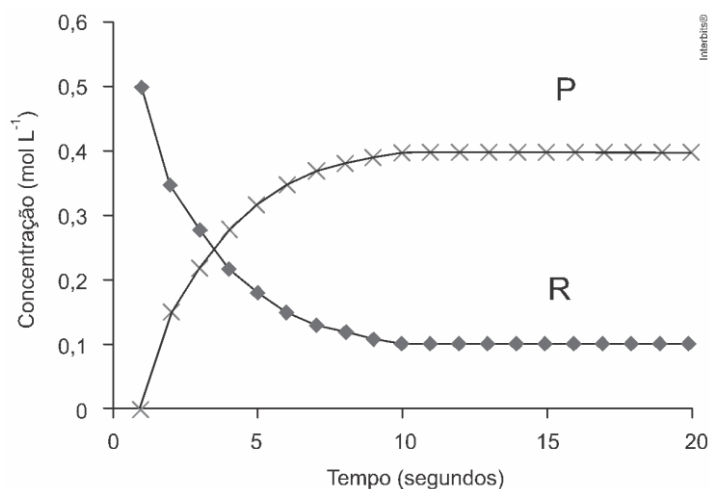
1. Sob condições adequadas de temperatura e pressão, ocorre a formação do gás amônia. Assim, em um recipiente de capacidade igual a 10 L, foram colocados 5 mol de gás hidrogênio junto com 2 mol de gás nitrogênio. Ao ser atingido o equilíbrio químico, verificou-se que a concentração do gás amônia produzido 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)  $1,44 \cdot 10^4$
2. O gráfico mostra a variação da concentração molar, em função do tempo e a uma dada temperatura, para um determinado processo reversível representado pela equação genérica  $3A_{2(g)} \rightleftharpoons 2A_{3(g)}$ .



Dessa forma, segundo o gráfico, é incorreto afirmar que

- a) o sistema entrou em equilíbrio entre 30 e 45 minutos.
- b) a curva I representa a variação da concentração molar da substância  $A_{2(g)}$ .
- c) esse processo tem valor de  $K_c = 0,064$ .
- d) até atingir o equilíbrio, a velocidade média de consumo do reagente é de  $0,04 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ .
- e) até atingir o equilíbrio, a velocidade média de formação do produto é de  $0,08 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ .

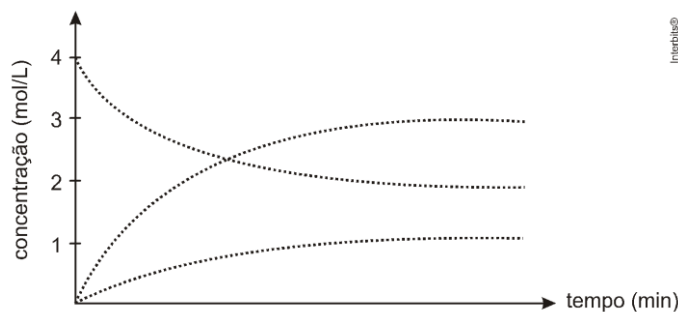
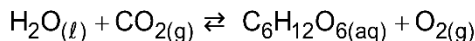
3. O gráfico abaixo mostra o caminho da reação de conversão de um reagente (R) em um produto (P), tendo r e p como coeficientes estequiométricos. A cinética da reação é de primeira ordem.



A partir das informações do gráfico é certo que

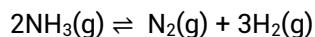
- a reação é completa.
  - o valor da constante de equilíbrio é 4
  - o equilíbrio reacional é alcançado somente a partir de 15s
  - a velocidade da reação é maior em 10s do que em 5s
  - a reação tem os coeficientes r e p iguais a 2 e 1, respectivamente.
4. O tetróxido de dinitrogênio gasoso, utilizado como propelente de foguetes, dissocia-se em dióxido de nitrogênio, um gás irritante para os pulmões, que diminui a resistência às infecções respiratórias. Considerando que no equilíbrio a 60°C a pressão parcial do tetróxido de dinitrogênio é 1,4atm e a pressão parcial do dióxido de nitrogênio é 1,8atm, a constante de equilíbrio  $K_p$  será, em termos aproximados,
- 1,09 atm
  - 1,67 atm
  - 2,09 atm
  - 2,31 atm
  - 3,07 atm

5. A fotossíntese é um processo bioquímico que converte gás carbônico e água em moléculas de glicose. Diferente do que aparenta, equivale a uma sequência complexa de reações que acontecem nos cloroplastos. Considere que esse fenômeno ocorra em uma única etapa, representada pela equação química, não-balanceada, e pela curva da variação das concentrações em função do tempo, mostradas abaixo.



Nessa situação, a constante de equilíbrio ( $K_c$ ) para a reação é, aproximadamente, igual a

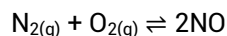
- a) 0,1.
  - b) 1,5.
  - c) 11.
  - d) 15.
  - e) 4
6. A constante de equilíbrio  $K_p$  para a reação  $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{g})}$  é igual a 0,1. Numa mistura em equilíbrio, a pressão parcial do  $\text{NO}_2$  é igual a 0,7 atm. A pressão parcial do  $\text{N}_2\text{O}_4$  é em atm.
- a) 0,5
  - b) 0,7
  - c) 1,5
  - d) 2,5
  - e) 4,9
7. A constante de equilíbrio é  $K_c = 1,7$  para a reação abaixo a uma temperatura T.



Sabendo-se que o equilíbrio é estabelecido nessa temperatura T quando as concentrações de  $\text{NH}_{3(\text{g})}$ ,  $\text{N}_{2(\text{g})}$  e  $\text{H}_{2(\text{g})}$  são respectivamente, 2, X e 1 mol/L, assinale entre as opções abaixo, o valor de X:

- a) 0,4.
- b) 1,0.
- c) 3,0.
- d) 3,8.
- e) 6,8.

8. A altas temperaturas,  $\text{N}_2$  reage com  $\text{O}_2$  produzindo  $\text{NO}$ , 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  $\text{NO}$ ?

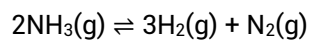
- a)  $1,6 \cdot 10^{-9}$  mol/L
  - b)  $4,0 \cdot 10^{-9}$  mol/L
  - c)  $1,0 \cdot 10^{-5}$  mol/L
  - d)  $4,0 \cdot 10^{-5}$  mol/L
  - e)  $1,6 \cdot 10^{-4}$  mol/L
9. Para o equilíbrio químico  $\text{N}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$  foram encontrados 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            |

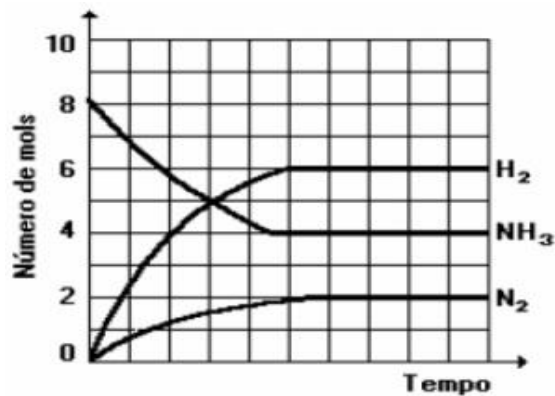
Há maior concentração molar do  $\text{NO}(\text{g})$  em

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

10. São colocados 8,0 mols de amônia num recipiente fechado de 5,0 litros de capacidade. Acima de 450°C, estabelece-se, após algum tempo, o equilíbrio:



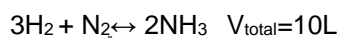
Sabendo que a variação do número de mols dos participantes está registrada no gráfico, podemos afirmar que, nestas condições, a constante de equilíbrio,  $K_c$ , é igual a:



- a) 27,00
- b) 5,40
- c) 1,08
- d) 2,16
- e) 5,79

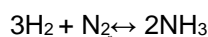
## Gabarito

## 1. E



5mol 2mol

$$M_{\text{H}_2}=5/10=0,5\text{M} \quad M_{\text{N}_2}=2/10=0,2\text{M}$$



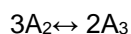
0,5M 0,2M --- --> INÍCIO

0,45M 0,15M 0,3M ----> REAGIU/FORMOU

0,05M 0,05M 0,3M ----> EQUILÍBRIO

$$K_c = [\text{NH}_3]^2 / [\text{H}_2]^3 [\text{N}_2] \rightarrow K_c = (0,3)^2 / (0,05)^3 (0,05) = 14400 = 1,44 \times 10^4$$

## 2. E



$$K_c = [\text{A}_3]^2 / [\text{A}_2]^3 \rightarrow K_c = 1^2 / (2,5)^3 = 0,064$$

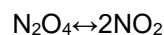
$$\text{Vel} = \frac{[\text{A}_3]}{\text{tempo}} \rightarrow \text{Vel} = 1,5/35 = 0,04 (\text{mol/L})/\text{min}$$

$$\text{Vel} = \frac{[\text{A}_2]}{\text{tempo}} \rightarrow \text{Vel} = 1/35 = 0,028 (\text{mol/L})/\text{min}$$

## 3. B

$$K_c = 0,4/0,1 = 4$$

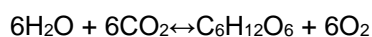
## 4. D



P=1,4atm P=1,8atm

$$K_p = (\text{PRODUTO}) / (\text{REAGENTE}) \rightarrow (1,8)^2 / 1,4 = 2,31\text{atm}$$

## 5. C

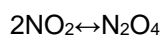


$$K_c = [\text{glicose}] [\text{O}_2]^6 / [\text{CO}_2]^6$$

\*\*Água e Sólidos não entram nos cálculos de Kc.

$$K_c = 1 \times 3^6 / 2^6 = 11,4$$

## 6. E



$$K_p = (\text{NO}_2)^2 / (\text{N}_2\text{O}_4) \rightarrow 0,1 = (0,7)^2 / (\text{N}_2\text{O}_4)$$

$$(\text{N}_2\text{O}_4) = 4,9\text{atm}$$



7. E

$$K_c = \frac{[H_2]^3 [N_2]}{[NH_3]^2} \rightarrow 1,7 = \frac{1^3 \times X}{2^2}$$

$$X = 6,8M$$

8. D

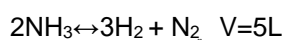
$$K_c = \frac{[NO]^2}{[O_2] [N_2]} \rightarrow 4 \times 10^{-4} = \frac{[NO]^2}{(4 \times 10^{-3})(10^{-3})} \rightarrow [NO] = 4 \times 10^{-5}M$$

9. E

$$\uparrow K_c = \uparrow \frac{[NO]^2}{[O_2] [N_2]}$$

Na mesma proporção que a [NO] aumenta, o  $K_c$  também aumenta, são diretamente proporcionais.

10. C



4mol    6mol    2mol

0,8M    1,2M    0,4M

$$K_c = \frac{[H_2]^3 [N_2]}{[NH_3]^2} \rightarrow K_c = \frac{(1,2)^3 \times 0,4}{(0,8)^2} \rightarrow K_c = 1,08$$