

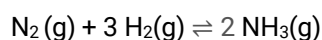
Equilíbrio químico: Kc e Kp

Resumo

Equilíbrio químico

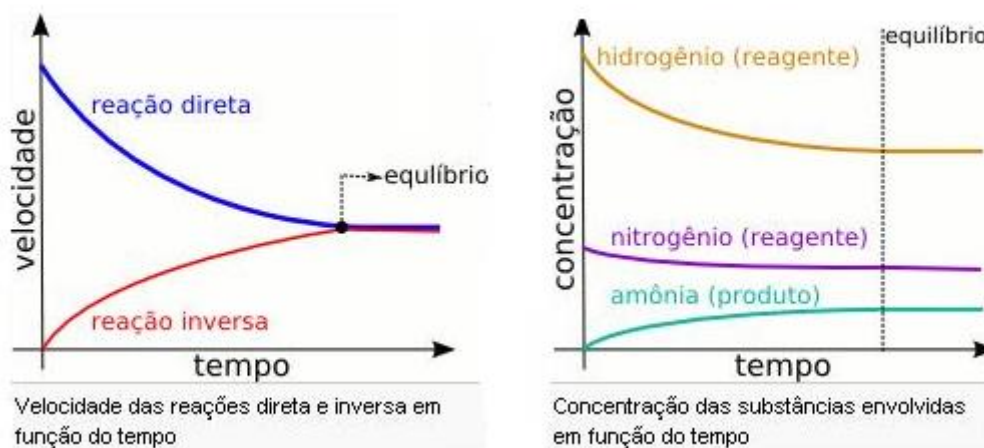
Existem reações onde os reagentes e os produtos estão em constante reação em processos opostos, tais reações chamamos de reações reversíveis, que quando com a mesma velocidade de reação em ambos os sentidos atingem o equilíbrio químico.

Exemplo:



A reação representada acima de produção da amônia(NH₃) é uma reação reversível, onde a todo momento temos H₂ e N₂ reagindo para formar NH₃, mas também temos a amônia(NH₃) se decompondo e voltando a se tornar H₂ e N₂. Quando estas velocidades de reação em ambos os sentidos se igualam, dizemos que alcançamos o equilíbrio químico.

- Gráfico de equilíbrio químico:

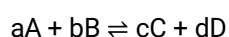


PSIU!!

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_c** é a nossa constante de equilíbrio.

PSIU!!

Quanto maior o valor de K_c , maior a tendência de ocorrer a reação no sentido de formação dos produtos.

Quanto menor o valor de K_c , 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_c .

Expressão para Equilíbrio Químico e a constante K_p

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 as 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_p** é a nossa constante de equilíbrio em relação a pressão parcial.

PSIU!!

Para cálculo de K_p não apareceram na expressão substâncias no estados físicos sólidos e líquidos, apenas substâncias no estado físico gasoso.

Relação entre K_p e K_c

É possível chegar a uma relação entre K_c e K_p através da equação:

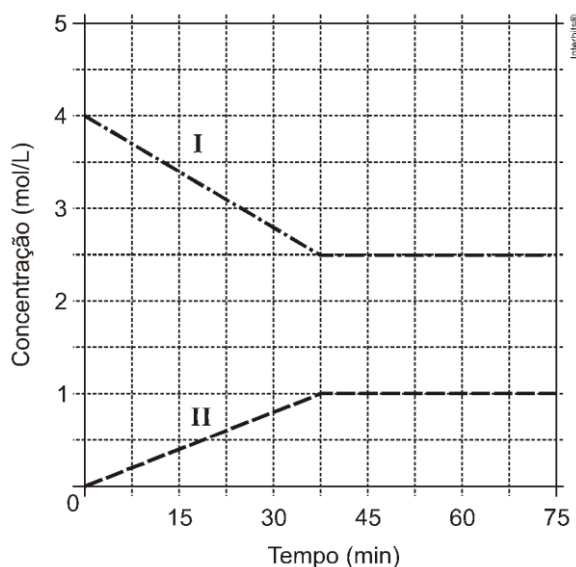
$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \text{ ou } K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$$

Exercícios

- 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

 - $1,80 \cdot 10^{-4}$
 - $3,00 \cdot 10^{-2}$
 - $6,00 \cdot 10^{-1}$
 - $3,60 \cdot 10^1$
 - $1,44 \cdot 10^4$

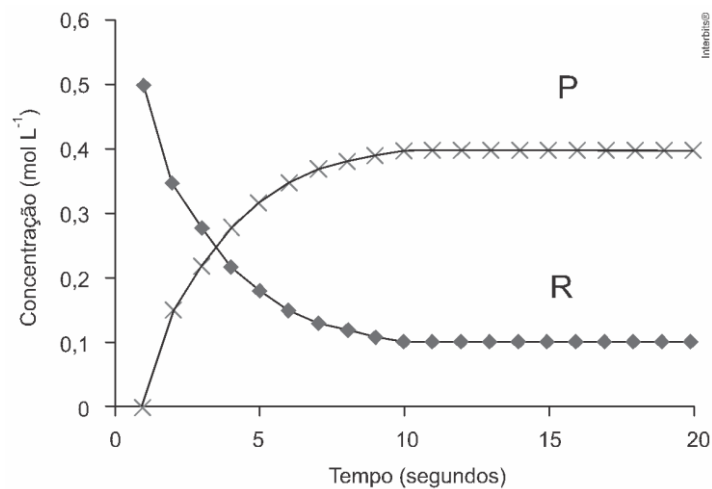
- O gráfico mostra a variação da concentração molar, em função do tempo e a uma dada temperatura, para um determinado processo reversível representado pela equação genérica $3A_{2(g)} \rightleftharpoons 2A_{3(g)}$.



Dessa forma, segundo o gráfico, é incorreto afirmar que

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

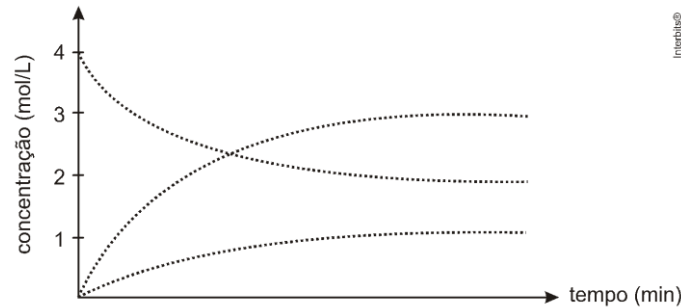
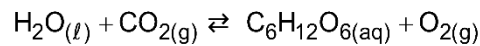
3. O gráfico abaixo mostra o caminho da reação de conversão de um reagente (R) em um produto (P), tendo r e p como coeficientes estequiométricos. A cinética da reação é de primeira ordem.



A partir das informações do gráfico é certo que

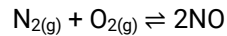
- a reação é completa.
 - o valor da constante de equilíbrio é 4
 - o equilíbrio reacional é alcançado somente a partir de 15s
 - a velocidade da reação é maior em 10s do que em 5s
 - a reação tem os coeficientes r e p iguais a 2 e 1, respectivamente.
4. O tetróxido de dinitrogênio gasoso, utilizado 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 NO_2 é igual a 0,7 atm. A pressão parcial do N_2O_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.
- $$2\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$$
- 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, N_2 reage com O_2 produzindo NO , um poluente atmosférico:



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

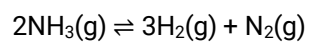
- a) $1,6 \cdot 10^{-9}$ mol/L
- b) $4,0 \cdot 10^{-9}$ mol/L
- c) $1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L
- d) $4,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L
- e) $1,6 \cdot 10^{-4}$ mol/L

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:

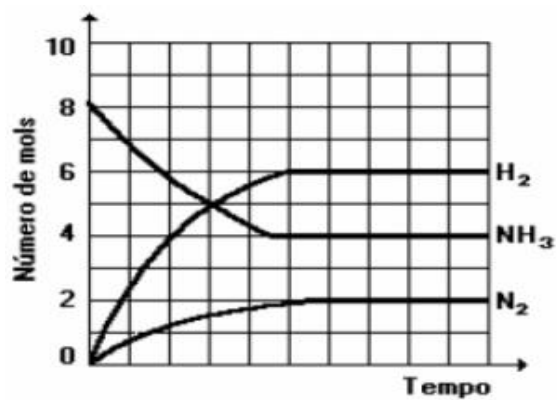
	Temperatura (K)	$K_c (10^{-4})$
I	1.800	1,21
II	2.000	4,08
III	2.100	6,86
IV	2.200	11,0
V	2.300	16,9

Há maior concentração molar do NO(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:



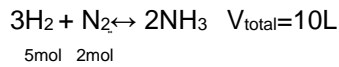
Sabendo que a variação do número de mols dos participantes está registrada no gráfico, podemos afirmar que, nestas condições, a constante de equilíbrio, K_c , é igual a:



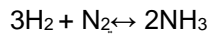
- a) 27,00
- b) 5,40
- c) 1,08
- d) 2,16
- e) 5,79

Gabarito

1. E



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



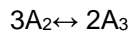
$$0,5\text{M} \quad 0,2\text{M} \quad \dots \quad \text{--->INÍCIO}$$

$$0,45\text{M} \quad 0,15\text{M} \quad 0,3\text{M} \quad \text{--->REAGIU/FORMOU}$$

$$0,05\text{M} \quad 0,05\text{M} \quad 0,3\text{M} \quad \text{--->EQUILÍBRIO}$$

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

2. E



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

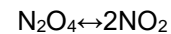
$$\text{Vel} = \frac{[\text{A}_3]}{\text{tempo}} \text{ --> } \text{Vel} = \frac{1,5}{35} = 0,04(\text{mol/L})/\text{min}$$

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

3. B

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

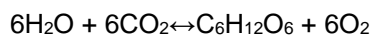
4. D



$$P=1,4\text{atm} \quad P=1,8\text{atm}$$

$$K_p = \frac{(\text{PRODUTO})}{(\text{REAGENTE})} \text{ --> } \frac{(1,8)^2}{1,4} = 2,31\text{atm}$$

5. C

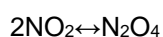


$$K_c = \frac{[\text{glicose}][\text{O}_2]^6}{[\text{CO}_2]^6} \text{ **}$$

**Água e Sólidos não estão nos cálculos de K_c .

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

6. E



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

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

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

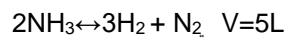
$$K_c = \frac{[NO]^2}{[O_2][N_2]} \rightarrow 4 \times 10^{-4} = \frac{[NO]^2}{(4 \times 10^{-3})(10^{-3})} \rightarrow [NO] = 4 \times 10^{-5}M$$

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

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