

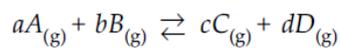


Constante de Equilíbrio

Utilizando a concentração molar dos participantes,

K_c é dada pelo quociente: $K_c = \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagentes}]}$

De sua expressão não participam substâncias sólidas e o seu valor varia com a temperatura.

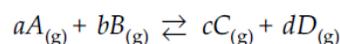


$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Utilizando a pressão parcial dos componentes gasosos no equilíbrio, K_p é dada pelo quociente:

$$K_p = \frac{p_{\text{produtos}}}{p_{\text{reagentes}}}$$

De sua expressão só participam substâncias gasosas e o seu valor também varia com a temperatura.



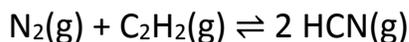
$$K_p = \frac{[pC]^c \cdot [pD]^d}{[pA]^a \cdot [pB]^b}$$

RELAÇÃO ENTRE K_p E K_c

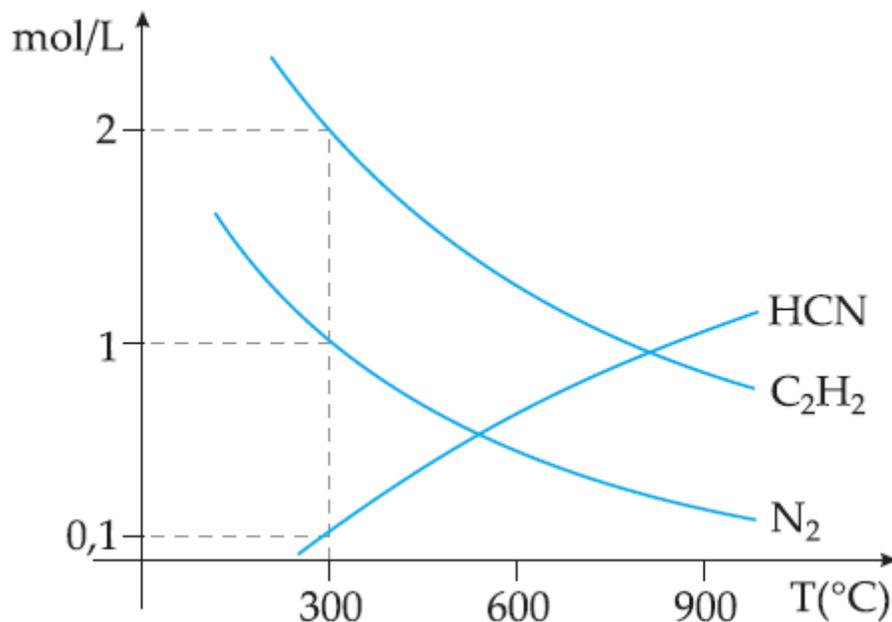
$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

01 (UFRJ-RJ) Um método de produção de cianeto de hidrogênio é a nitrogação do acetileno em fase gasosa, de acordo com a equação:



O diagrama a seguir indica os valores das concentrações (em mol/L) dos compostos N_2 , C_2H_2 e HCN em equilíbrio, várias temperaturas diferentes e mostra que a temperaturas distintas correspondem diferentes condições de equilíbrio.



- a) Determine a constante de reação K_c da equação de formação de HCN , à temperatura de $300\text{ }^\circ\text{C}$.
b) Explique por que a reação de produção de HCN é endotérmica.

02 (UEL-PR) Para o equilíbrio $2 \text{NbCl}_4(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NbCl}_3(\text{g}) + \text{NbCl}_5(\text{g})$, obteve-se, a $1,0 \cdot 10^3$ kelvins, as pressões parciais:

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

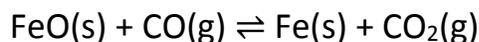
$$\text{NbCl}_3 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

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

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

- a) $1,0 \cdot 10^{-3}$ b) $10 \cdot 10^{-5}$ c) $5,0 \cdot 10^{-3}$ d) $5,0 \cdot 10^{-5}$ e) $5,0 \cdot 10^{-7}$

03 (UEL-PR) A constante K_c do equilíbrio representado por



a $1\ 000\text{ }^\circ\text{C}$ é igual a 0,4.

Logo, a proporção entre o número de moléculas de CO e CO_2 , no equilíbrio, a essa temperatura, é:

- a) 1 de CO para 1 de CO_2
b) 1 de CO para 4 de CO_2
c) 2 de CO para 5 de CO_2
d) 4 de CO para 1 de CO_2
e) 5 de CO para 2 de CO_2

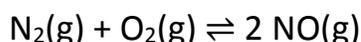
04 (UEL-PR) Para o equilíbrio químico $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$ foram encontrados os seguintes valores para a constante K_c , às temperaturas indicadas:

	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

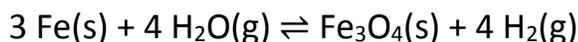
05 (FUVEST-SP) A alta temperatura, N_2 reage com O_2 produzindo NO, que é um poluente atmosférico:



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 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

06 (UEL-PR) Para a reação representada por



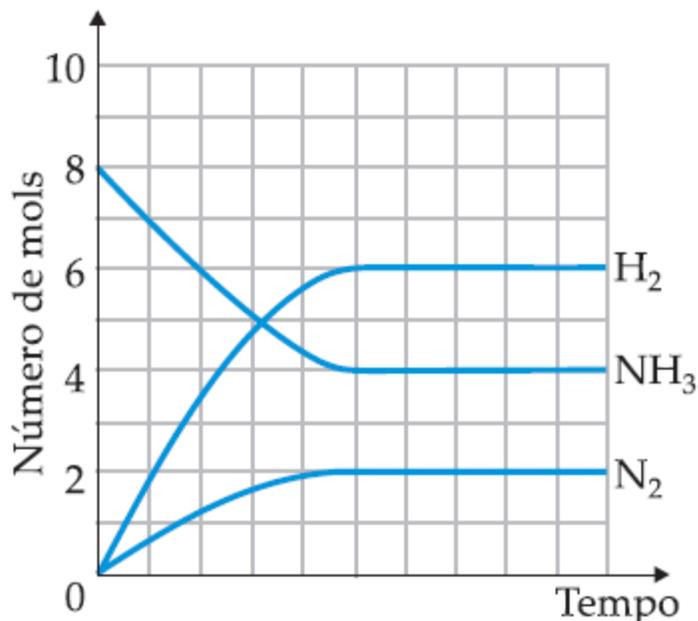
a constante de equilíbrio K_p é expressa pela equação: (Dado: p = pressão parcial)

a) $K_p = p_{H_2}^4$ d) $K_p = \frac{p_{H_2}^4 \cdot p_{Fe_3O_4}}{p_{H_2O}^4 \cdot p_{Fe}^3}$

b) $K_p = p_{H_2O}$ e) $K_p = \frac{p_{H_2}^4}{p_{H_2O}^4}$

c) $K_p = \frac{p_{Fe}}{p_{Fe_3O_4}}$

07 (UNIFOR-CE) 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

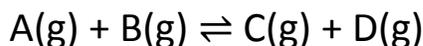
08 (MACKENZIE-SP)

		Sistema				
		I	II	III	IV	V
Concentrações (mol/L)	AB	0,90	2,9	1,2	1,0	2,4
	CD	0,60	0,54	0,3	0,4	1,2

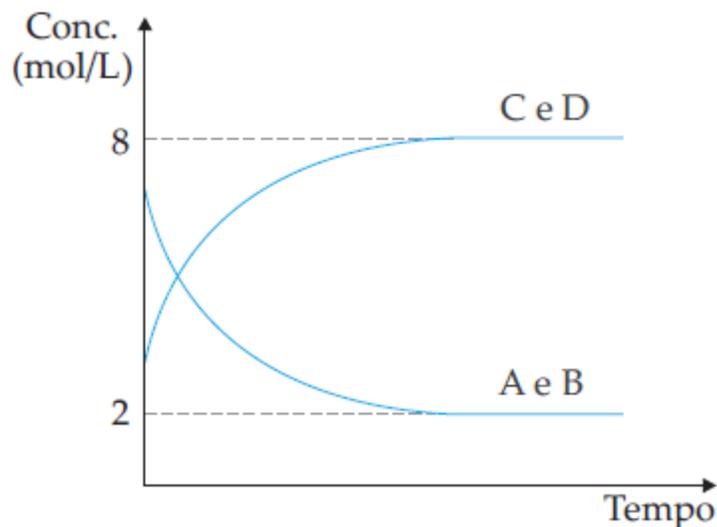
Para a reação $\text{AB}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CD}(\text{g})$, a constante de equilíbrio é igual a 0,4 a 100°C. Na tabela acima, constam as concentrações AB e CD, em cinco sistemas diferentes, todos a 100°C. Dentre eles, o único que se encontra em equilíbrio é o sistema:

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

09 (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

10 (UNIRIO-RJ) Os óxidos de nitrogênio desempenham um papel chave na formação de smog fotoquímico. A queima de combustíveis à alta temperatura é a principal fonte de óxidos de nitrogênio. Quantidades detectáveis de óxido nítrico são produzidas pela reação em equilíbrio:



Supondo o sistema em equilíbrio e que, numa determinada temperatura, as pressões parciais dos gases em equilíbrio são iguais a: $p_{NO} = 0,1 \text{ atm}$; $p_{N_2} = 0,2 \text{ atm}$; $p_{O_2} = 0,01 \text{ atm}$, indique o valor correto da constante de equilíbrio (K_p).

- a) 0,2 b) 4 c) 5 d) 40 e) 50

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

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

12 (UNITAU-SP) Dada a reação: $X_2 + 3 Y_2 \rightleftharpoons 2 XY_3$, verificou-se no equilíbrio, a 1.000°C , que as concentrações em mol/L são: $[X_2] = 0,20$; $[Y_2] = 0,20$; $[XY_3] = 0,60$

O valor da constante de equilíbrio (K_c) da reação química é de:

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

13 (UNB-DF) O pentacloreto de fósforo é um reagente muito importante em Química Orgânica. Ele é preparado em fase gasosa através da reação:

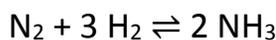


Um frasco de 3,00 L contém as seguintes quantidades de equilíbrio, a 200°C: 0,120 mol de PCl_5 ; 0,600 mol de PCl_3 e 0,0120 mol de Cl_2 . Calcule o valor da constante de equilíbrio, em $(\text{mol/L})^{-1}$, a essa temperatura.

14 (UFMG) Assinale a alternativa em que as constantes de equilíbrio (K_c) e (K_p) assumem o mesmo valor (sistema fechado a $T = \text{cte}$).

- a) $3 H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$
- b) $2 H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 H_2O(g)$
- c) $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2 HCl(g)$
- d) $2 NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$

15 (UFPA-PA) Sabendo-se que $K_c = 69$ para a reação



a 500°C e que a análise de um recipiente de 7 L mostrou que a 500°C se encontravam presentes, no estado de equilíbrio, 3,71 mols de hidrogênio e 4,55 mols de amônia, então o número de mols de nitrogênio presentes no recipiente é:

- a) 0,144
- b) 0,288
- c) 0,414
- d) 0,510
- e) 0,653

16 (CESESP-PE) Para a reação $3 H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$, as pressões parciais de H_2 e N_2 no equilíbrio são, respectivamente, 0,400 e 0,800 atm. A pressão total do sistema é 2,80 atm. Qual é o valor de K_p quando as pressões são dadas em atmosferas?

- a) 1,00
- b) 3,13
- c) 5,00
- d) 50,0
- e) 153,0

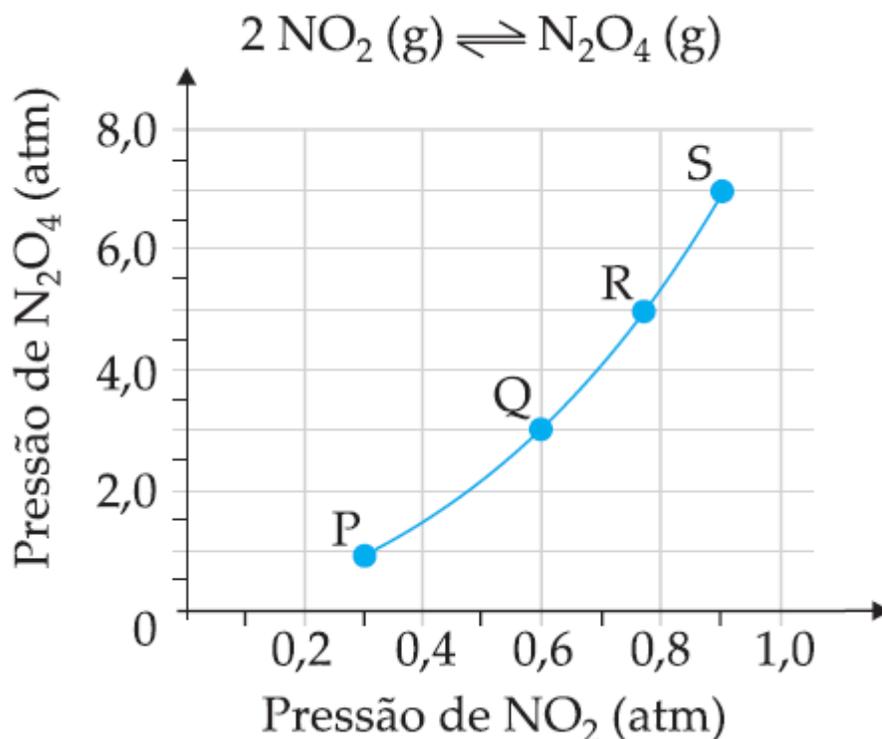
17 (FCC-BA) A respeito da reação $A + B \rightleftharpoons C + 2 D$, foram levantados os seguintes dados:

Experimento	Concentração (mols · litro ⁻¹)			
	A	B	C	D
I	0,50	4,00	1,00	1,00
II	4,00	2,00	1,00	2,00
III	4,00	3,00	2,00	2,00
IV	9,00	2,00	1,00	3,00
V	16,00	8,00	4,00	4,00

Dos cinco experimentos realizados, quatro já atingiram o equilíbrio. Em qual dos experimentos o equilíbrio ainda não foi atingido?

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

18 (FUVEST-SP) No gráfico, estão os valores das pressões parciais de NO_2 e N_2O_4 para diferentes misturas desses dois gases, quando, a determinada temperatura, é atingido o equilíbrio. Com os dados desse gráfico, pode-se calcular o valor da constante (K_p) do equilíbrio atingido, naquela temperatura. Seu valor numérico é próximo de:



- a) 1 b) 2 c) 4 d) 8 e) 16

19 Considerando a reação $\text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_5(\text{g})$, 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:

$$[\text{PCl}_3(\text{g})] = 0,20 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,25 \text{ mol/L}$$

$$[\text{PCl}_5(\text{g})] = 0,50 \text{ mol/L}$$

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.

20 (CESGRANRIO-RJ) Assinale, entre as opções abaixo, a razão relativa $\frac{K_p}{K_c}$ à reação:



- a) 1
 b) 2
 c) RT
 d) $(RT)^2$
 e) $(RT)^3$

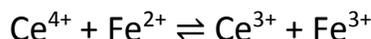
21 (FUVEST-SP) O equilíbrio de dissociação do H₂S gasoso é representado pela equação:



Em um recipiente de 2,0 dm³, estão em equilíbrio 1,0 mol de H₂S, 0,20 mol de H₂ e 0,80 mol de S₂. Qual o valor da constante de equilíbrio K_c?

- a) 0,016 b) 0,032 c) 0,080 d) 12,5 e) 62,5

22 (UFV-MG) Considere a seguinte equação de oxirredução:



A constante de equilíbrio desta reação é igual a 2,0.10¹¹.

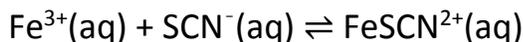
- a) Escreva a expressão que representa a constante de equilíbrio.
b) Calcule a concentração de íons Ce⁴⁺ que existe em equilíbrio em uma solução cuja concentração de Ce³⁺ é 0,1 mol/L, de Fe³⁺ é 0,1 mol/L e de Fe²⁺ é 0,1 mol/L.

23 (VUNESP-SP) Bicarbonato de sódio é usado como fermento químico porque se decompõe termicamente, formando gás carbônico. De acordo com a reação representada pela equação química:

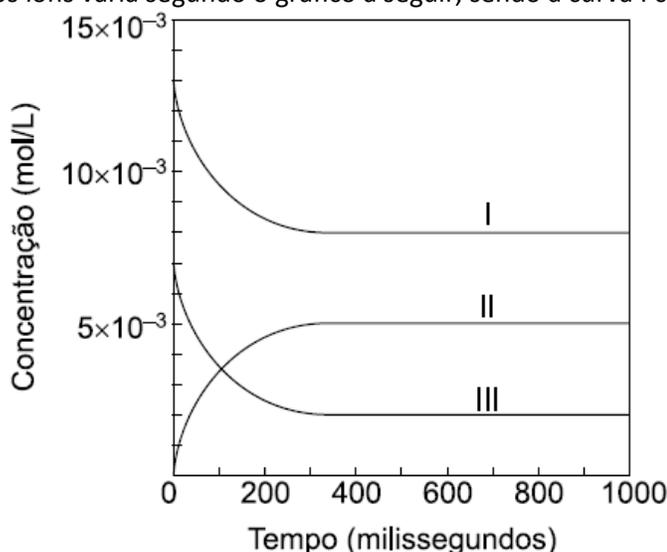


- a) Escreva a expressão matemática para a constante de equilíbrio expressa em termos de concentração (K_c).
b) A constante de equilíbrio, expressa em termos de pressões parciais (K_p), é igual a 0,25 à temperatura de 125°C, quando as pressões são medidas em atmosferas. Calcule as pressões parciais de CO₂ e H₂O, quando o equilíbrio for estabelecido nessa temperatura.

24 A reação de íons de ferro (III) com íons tiocianatos pode ser representada pela equação:

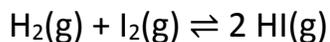


Nesta reação, a concentração dos íons varia segundo o gráfico a seguir, sendo a curva I correspondente ao íon Fe³⁺(aq).

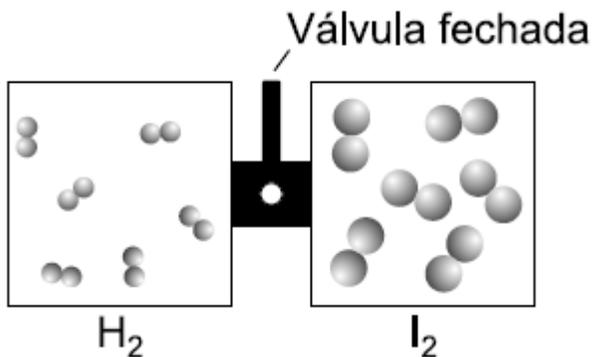


- a) A partir de que instante podemos afirmar que o sistema entrou em equilíbrio? Explique.
b) Calcule a constante de equilíbrio para a reação de formação do FeSCN²⁺(aq).

25 (UFMG-MG) Quantidades equimolares de H_2 e I_2 , em fase gasosa, a temperatura elevada, foram colocadas em recipientes separados, mas unidos por uma válvula que controla o fluxo dos gases. Após a abertura da válvula, esses gases se misturaram e reagiram de acordo com a equação:

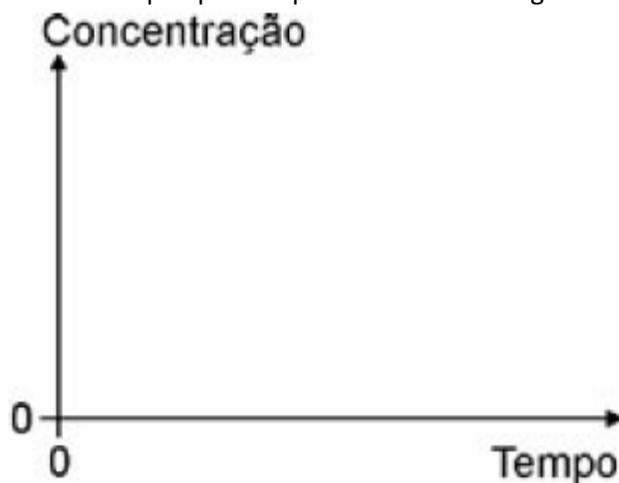


A figura abaixo ilustra a situação inicial das substâncias H_2 e I_2 .

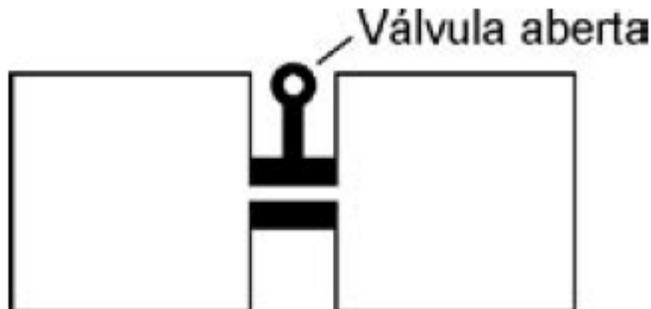


Cada átomo de hidrogênio foi representado por e cada átomo de iodo, por .

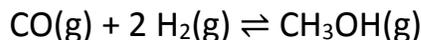
a) Construa um gráfico qualitativo mostrando as variações das concentrações de H_2 , I_2 e HI , desde o instante inicial, quando a válvula foi aberta, até um certo tempo após o equilíbrio ter sido atingido.



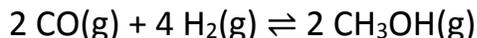
b) Complete a figura abaixo ilustrando a situação do sistema após o estado de equilíbrio ter sido atingido, estando aberta a válvula. Use o mesmo número de átomos representados na primeira figura desta questão.



26 (UFES-ES) A constante de equilíbrio K_C é igual a 10,50 para a seguinte reação, a 227°C:



O valor de K_C para a reação abaixo, na mesma temperatura, é:

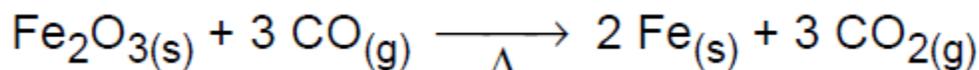


- a) 3,25
- b) 5,25
- c) 10,50
- d) 21,00
- e) 110,25

27 (UFRGS-RS) Se a constante de equilíbrio para a reação: $2 \text{SO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3\text{(g)}$ é igual a K , a constante de equilíbrio para a reação $\text{SO}_3\text{(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_2\text{(g)} + 1/2 \text{O}_2\text{(g)}$ será igual a:

- a) K
- b) $-K$
- c) $\frac{1}{\sqrt{K}}$
- d) \sqrt{K}
- e) $\frac{1}{K}$

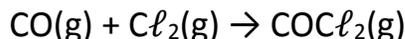
28 (UFU-MG) O ferro é um dos metais mais empregados em nossa civilização para a produção de inúmeros materiais. Esse metal pode ser obtido a partir do minério hematita (Fe_2O_3), nos altos fornos siderúrgicos, envolvendo a seguinte reação principal:



Se essa reação for realizada em um sistema fechado, com temperatura constante de 1.000°C, e o estado de equilíbrio for atingido de acordo com as seguintes quantidades dos componentes: 4,7 mols de $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$; 5,4 mols de CO(g) ; 2,6 mols de Fe metálico e 4,0 mols de CO_2 , a constante de equilíbrio da reação supracitada será de, aproximadamente:

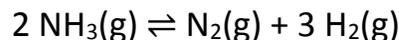
- a) 0,7
- b) 0,6
- c) 0,4
- d) 1,4

29 (UFLA-MG) O gás fosgênio (COCl_2) foi utilizado como arma química na Primeira Guerra Mundial; em seguida, na Etiópia, durante o seu conflito com a Itália. Esse gás foi abandonado como arma em razão de sua baixa toxicidade e por apresentar odor característico. O fosgênio pode ser obtido pela reação



- a) Represente a expressão da constante de equilíbrio da reação e a sua unidade.
- b) Represente o gráfico da concentração de CO(g) e COCl_2 em função do tempo, considerando que a concentração do reagente é maior que a concentração do produto no equilíbrio.
- c) A expressão da constante de equilíbrio para uma reação hipotética é $K(\text{eq}) = \frac{[\text{B}][\text{C}]}{[\text{A}]^2}$. Calcule a constante de equilíbrio. (As concentrações no equilíbrio são: $[\text{A}] = 0,1$, $[\text{B}] = 0,2$ e $[\text{C}] = 0,8$)

30 (UFSM-RS) O valor da constante de equilíbrio para reação em mol/L



Quando temos no equilíbrio 3 mols/L de NH_3 2 mols/L de N_2 e 3 mols/L de H_2 , é:

- a) 6
- b) 3
- c) 2
- d) 0,303
- e) 0,104

31 (FUVEST-SP) O Brasil produz, anualmente, cerca de $6 \cdot 10^6$ toneladas de ácido sulfúrico pelo processo de contato. Em uma das etapas do processo há, em fase gasosa, o equilíbrio:



que se estabelece à pressão total de P_{atm} e temperatura constante.

Nessa temperatura, para que o valor da relação $\frac{X_{\text{SO}_3}^2}{X_{\text{SO}_2}^2 \cdot X_{\text{O}_2}}$ seja igual a $6,0 \cdot 10^4$, o valor de P deve ser:

Dados: x = fração em quantidade de matéria (fração molar) de cada constituinte na mistura gasosa; K_p = constante de equilíbrio

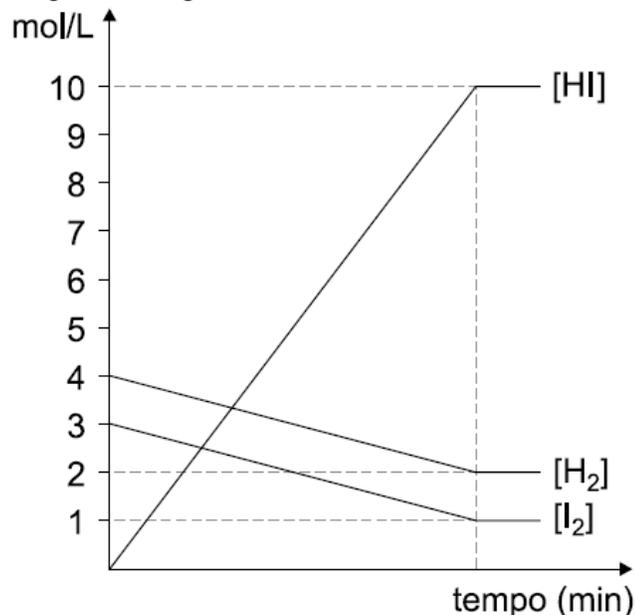
- a) 1,5
- b) 3,0
- c) 15
- d) 30
- e) 50

32 (UFSCar-SP) O óxido nítrico, NO, é um importante intermediário na fabricação do ácido nítrico pelo processo Ostwald. É produzido na atmosfera por fenômenos naturais, como relâmpagos, sendo também liberado em decorrência de atividades humanas, tornando-se um dos responsáveis pela formação da chuva ácida. A reação de formação de NO é representada pela equação:



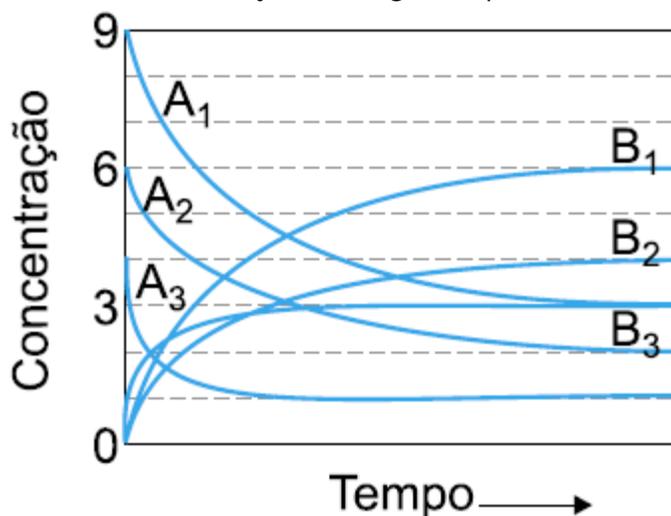
- a) Neste sistema em equilíbrio a 25°C , num recipiente de 10 L, existem 0,10 mol de N_2 e 0,02 mol de O_2 . Se a constante de equilíbrio K_c a 25°C é igual a $4,5 \cdot 10^{-31}$, qual será a concentração em mol/L de NO no equilíbrio, nesta temperatura?
- b) O que se verifica com o equilíbrio e a constante de equilíbrio, quando a temperatura do sistema é aumentada? Justifique.

33 (UFF-RJ) Em um recipiente de um litro, adicionam-se 4 mols de H_2 e 3 mols de I_2 . A temperatura é de $27^\circ C$. O equilíbrio é atingido, como mostra o gráfico a seguir:



Calcule a constante de equilíbrio (K_c) para essa reação.

34 (FUVEST-SP) A transformação de um composto A em um composto B, até se atingir o equilíbrio ($A \rightleftharpoons B$), foi estudada em três experimentos. De um experimento para o outro, variou-se a concentração inicial do reagente A ou a temperatura ou ambas. Registraram-se as concentrações de reagente e produto em função do tempo.



Com esses dados, afirma-se:

- I. Os experimentos 1 e 2 foram realizados à mesma temperatura, pois as constantes de equilíbrio correspondentes são iguais.
- II. O experimento 3 foi realizado numa temperatura mais elevada que o experimento 1, pois no experimento 3 o equilíbrio foi atingido em um tempo menor.
- III. A reação é endotérmica no sentido da formação do produto B.

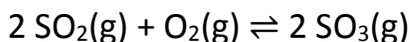
Dessas afirmações:

- a) todas são corretas.
- b) apenas I e III são corretas.
- c) apenas II e III são corretas.
- d) apenas I é correta.
- e) apenas II é correta.

35 (UECE-CE) A 1.200°C, $K_c = 8$ para a reação $\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$. Calcule K_c para: $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

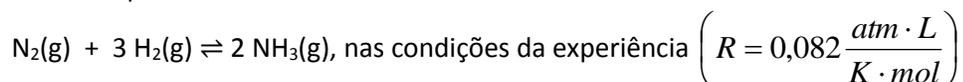
36 (UFPE-PE) Considere o sistema em equilíbrio $2 \text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$; $K_c = 0,02$. Qual a constante de equilíbrio da reação inversa nas mesmas condições?

37 (FEI-SP) Calcule a constante de equilíbrio em termos de concentração, para a reação representada pela equação química abaixo, sabendo que nas condições de temperatura e pressão em que se encontra o sistema existem as seguintes concentrações dos compostos presentes no equilíbrio: $[\text{SO}_3] = 0,1 \text{ mol/L}$; $[\text{O}_2] = 1,5 \text{ mol/L}$; $[\text{SO}_2] = 1,0 \text{ mol/L}$.



38 (FAAP-SP) Em um recipiente de 500 mL, encontra-se, em condições de equilíbrio, 0,48 g de NO_2 e 2 g de N_2O_4 . Calcule a constante de equilíbrio, em termos de concentração, para a reação $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ (massas atômicas: N = 14; O = 16).

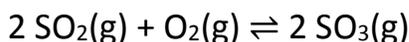
39 Em um recipiente de 10 L estão em equilíbrio, a 727 °C e sob pressão total de 224 atm, 3,74 L de N_2 , 5,89 L de H_2 e 0,37 L de NH_3 . Calcule o K_c do equilíbrio.



40 No equilíbrio $2 \text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$, encontramos as seguintes concentrações: 10 mol/L de H_2 e 0,01 mol/L de I_2 . Qual é a concentração em mol/L do HI, sabendo que, nas condições de experiência K_c vale 10^{-3} ?

41 Em um recipiente de 2,0 L foram colocados, a 448°C, $1,0 \cdot 10^{-2}$ mol de I_2 e $2,0 \cdot 10^{-2}$ mol de HI. Considerando que, naquela temperatura, a constante de equilíbrio da reação $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ é $K_c = 50,5$, perguntamos se as quantidades mencionadas estão em equilíbrio. Caso contrário, em que sentido (para a esquerda ou para a direita) a reação deve ocorrer, preferencialmente, até atingir o equilíbrio?

42 (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

43 (PUC-SP) No equilíbrio químico $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$, verifica-se que $K_c = 2,4 \cdot 10^{-3} (\text{mol/L})^{-2}$ a 727°C. Qual o valor de K_p , nas mesmas condições físicas?

44 Calcule K_p (constante de equilíbrio em termos de pressão parcial) para a reação $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$, em fase gasosa, sabendo que em um recipiente de 20 L de capacidade mantido a 1.727°C , estão em equilíbrio 0,855 mol de CO, 0,855 mol de H_2O , 1,145 mol de CO_2 e 0,145 mol de H_2 .

45 No equilíbrio $2 \text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2(\text{g})$, K_c vale $2,24 \cdot 10^{22}$, a 727°C . Qual o valor de K_p , na mesma temperatura?

46 (MACKENZIE-SP) $2 \text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Relativamente à equação acima a constante de equilíbrio (K_p) é igual a 0,36, quando as pressões são medidas em atmosferas e a uma certa temperatura T . Ao se estabelecer o equilíbrio, a pressão parcial do CO_2 nessa temperatura é:

- a) 0,36 atm b) 0,12 atm c) 0,60 atm d) 0,18 atm e) 0,09 atm

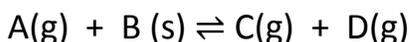
47 (FCC-SP) À temperatura de 600 K, o cloreto de amônia (NH_4Cl) decompõe-se em amônia e cloreto de hidrogênio, de acordo com a equação:



Qual o valor numérico constante (K_p) desse equilíbrio, sabendo que nessa temperatura a pressão da mistura gasosa é de 1,0 atm?

- a) 2,0 b) 1,0 c) 0,50 d) 0,25 e) 0,125

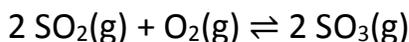
48 (UFF-RJ) A K_c para a reação:



A 127°C é igual a 49 mol/L. O valor de K_p nessas condições é:

- a) $1,6 \cdot 10^{-3}$ atm b) $1,6 \cdot 10^3$ atm c) 4,9 atm d) 16 atm e) 49 atm

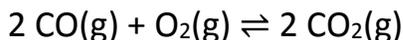
49 (FAAP-SP) Um recipiente fechado contém o sistema gasoso representado pela equação:



sob pressão de 6,0 atm e constituído por 0,4 mol de dióxido de enxofre, $\text{SO}_2(\text{g})$, 1,6 mol de oxigênio, $\text{O}_2(\text{g})$ e 2,0 mol de trióxido de enxofre, $\text{SO}_3(\text{g})$.

Determine o valor da constante de equilíbrio do sistema em termos de pressões parciais.

50 (PUC-MG) Para a reação:



as pressões parciais de $\text{CO}(\text{g})$ e $\text{O}_2(\text{g})$ no equilíbrio são, respectivamente, 0,2 atm e 0,4 atm. A pressão total do sistema é de 1,4 atm. O valor de K_P para a reação é:

- a) 56,2 b) 40,0 c) 35,6 d) 28,4 e) 25,6

GABARITO

01-

$$a) K_c = \frac{[\text{HCN}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{C}_2\text{H}_2]} = \frac{(0,1)^2}{(1) \cdot (2)} = 0,005$$

b) A reação é endotérmica porque um aumento de temperatura leva a um aumento na concentração de HCN no equilíbrio.

02- Alternativa C

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

03- Alternativa E

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]} \rightarrow 0,4 = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]} \rightarrow \frac{4}{10} = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]} \rightarrow \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]} = \frac{2}{5} \rightarrow \frac{[\text{CO}]}{[\text{CO}_2]} = \frac{5}{2}$$

04- Alternativa E

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

05- Alternativa D

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

06- Alternativa E

Estado sólido não participa da expressão K_p .

07- Alternativa C

$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{\left(\frac{6}{5}\right)^3 \cdot \left(\frac{2}{5}\right)}{\left(\frac{4}{5}\right)^2} = 1,08$$

08- Alternativa A

Expressão da constante do equilíbrio: $K_c = \frac{[\text{CD}]^2}{[\text{AB}]}$

Calculando a constante do equilíbrio em cada sistema:

- Sistema I: $K_c = \frac{(0,6)^2}{(0,9)} = 0,4$ (equilíbrio químico)

- Sistema II: $K_c = \frac{(0,54)^2}{(2,9)} = 0,1$

- Sistema III: $K_c = \frac{(0,3)^2}{(1,2)} = 0,075$

- Sistema IV: $K_c = \frac{(0,4)^2}{(1,0)} = 0,16$

- Sistema V: $K_c = \frac{(1,2)^2}{(2,4)} = 0,6$

09- Alternativa E

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

10- Alternativa C

$$K_p = \frac{(pNO)^2}{(pN_2).(pO_2)} = \frac{(0,1)^2}{(0,2).(0,01)} = 5$$

11- Alternativa B

Constante do equilíbrio modifica somente em função da temperatura.

12- Alternativa D

$$K_c = \frac{[XY_3]^2}{[X_2].[Y_2]^3} = \frac{(0,6)^2}{(0,2).(0,2)^3} = 225$$

13-

$$K_c = \frac{[PCl_5]}{[PCl_3].[Cl_2]} = \frac{\left(\frac{0,12}{3}\right)}{\left(\frac{0,6}{3}\right).\left(\frac{0,012}{3}\right)} = 50$$

14- Alternativa C

Como: $K_p = K_c.(R.T)^{\Delta n}$, K_p e K_c assumem o mesmo valor quando $\Delta n = 0$, o que ocorre na alternativa C

15- Alternativa B

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3.[N_2]} \rightarrow 69 = \frac{\left(\frac{4,55}{7}\right)^2}{\left(\frac{3,71}{7}\right)^3.\left(\frac{X}{7}\right)} \rightarrow X=0,288$$

16- Alternativa D

Cálculo da pressão parcial do NH_3 : $P_T = p_{H_2} + p_{N_2} + p_{NH_3} \rightarrow 2,8 = 0,4 + 0,8 + p_{NH_3} \rightarrow p_{NH_3} = 1,6 \text{ atm}$

Cálculo do K_p :

$$K_p = \frac{(pNH_3)^2}{(pH_2)^3.(pN_2)} = \frac{(1,6)^2}{(0,4)^3.(0,8)} = 50$$

17- Alternativa C

Expressão da constante do equilíbrio: $K_c = \frac{[C].[D]^2}{[A].[B]}$

Calculando a constante do equilíbrio em cada sistema:

- Sistema I: $K_c = \frac{(1).(1)^2}{(0,5).(4)} = 0,5$ (equilíbrio químico)

- Sistema II: $K_c = \frac{(1).(2)^2}{(4).(2)} = 0,5$ (equilíbrio químico)

- Sistema III: $K_C = \frac{(2).(2)^2}{(4).(3)} = 0,67$ (não está no equilíbrio químico)

- Sistema IV: $K_C = \frac{(1).(3)^2}{(9).(2)} = 0,5$ (equilíbrio químico)

- Sistema V: $K_C = \frac{(4).(4)^2}{(16).(8)} = 0,5$ (equilíbrio químico)

18- Alternativa D

Calculando K_p no ponto Q temos:

$$K_p = \frac{(pN_2O_4)}{(pNO_2)^2} = \frac{(3,0)}{(0,6)^2} = 8,33$$

19- Alternativa B

Calculando o valor do cociente de equilíbrio (Q_c):

$$Q_c = \frac{[PCl_5]}{[PCl_3].[Cl_2]} = \frac{(0,5)}{(0,2).(0,25)} = 10$$

Para atingirmos o equilíbrio é necessário simultaneamente: $\downarrow [PCl_5]$ e $\uparrow [PCl_3]$ $\uparrow [Cl_2]$ até que o valor do Q_c atinja o valor 1,8 e o equilíbrio se estabeleça.

20- Alternativa D

Sabendo que: $P.V=n.RT \rightarrow P=n/V.RT$, onde $[]=n/V \rightarrow P=[].RT$

$$\frac{K_p}{K_c} = \frac{(pCO_2).(pH_2O)}{[CO_2].[H_2O]} = \frac{([CO_2].RT).([H_2O].RT)}{[CO_2].[H_2O]} = (RT)^2$$

21- Alternativa A

$$K_c = \frac{[H_2]^2.[S_2]}{[H_2S]^2} = \frac{\left(\frac{0,2}{2}\right)^2 \cdot \left(\frac{0,8}{2}\right)}{\left(\frac{1}{2}\right)} = 0,016$$

22-

a) $K_c = \frac{[Ce^{3+}].[Fe^{3+}]}{[Ce^{4+}].[Fe^{2+}]}$

b) $K_c = \frac{[Ce^{3+}].[Fe^{3+}]}{[Ce^{4+}].[Fe^{2+}]} \rightarrow 2.10^{11} = \frac{(0,1).(0,1)}{[Ce^{4+}].(0,1)} \rightarrow [Ce^{4+}] = 5.10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$

23-

a) $K_c = [CO_2].[H_2O]$

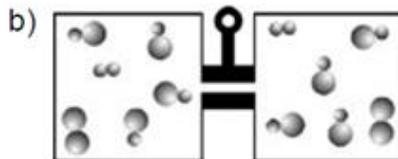
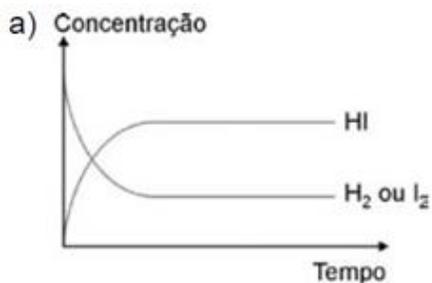
b) $K_p = (pCO_2).(pH_2O) \rightarrow 0,25 = X^2 \rightarrow X = pCO_2 = pH_2O = 0,5 \text{ atm}$

24-

a) $t = 400$ milissegundos \rightarrow no equilíbrio as concentrações das espécies presentes não mais se alteram.

b) $K_c = \frac{[FeSCN^{2+}]}{[Fe^{3+}].[SCN^-]} = \frac{(5.10^{-3})}{(8.10^{-3}).(2.10^{-3})} = 321,5$

25-



26- Alternativa E

Para a reação $\text{CO(g)} + 2 \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH(g)}$ temos:

$$K_C = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]^2}$$

Para a reação $2 \text{CO(g)} + 4 \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{CH}_3\text{OH(g)}$ temos:

$$K_C = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]^2}{[\text{CO}]^2 \cdot [\text{H}_2]^4} \rightarrow (K_C)^2 = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]^2}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]^2}$$

27- Alternativa C

Para a reação $2 \text{SO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3\text{(g)}$ temos:

$$K_C = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} \rightarrow \sqrt{K_C} = \frac{[\text{SO}_3]}{[\text{SO}_2] \cdot [\text{O}_2]^{\frac{1}{2}}}$$

Para a reação $\text{SO}_3\text{(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_2\text{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2\text{(g)}$ temos:

$$K_C = \frac{[\text{SO}_2] \cdot [\text{O}_2]^{\frac{1}{2}}}{[\text{SO}_3]} \rightarrow K_C = \frac{1}{\sqrt{K_C}} = \frac{[\text{SO}_2] \cdot [\text{O}_2]^{\frac{1}{2}}}{[\text{SO}_3]}$$

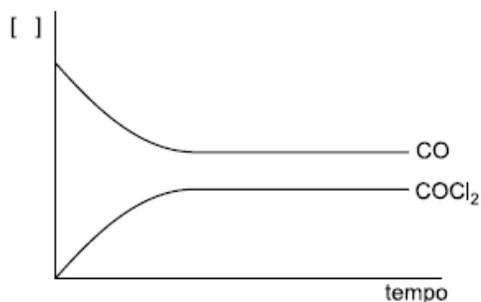
28- Alternativa C

$$K_C = \frac{[\text{CO}_2]^3}{[\text{CO}]^3} = \frac{\left(\frac{4,0}{V}\right)^3}{\left(\frac{5,4}{V}\right)^3} = 0,4$$

29-

a) $K_C = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}$

b)



c) $K_C = \frac{[\text{B}] \cdot [\text{C}]}{[\text{A}]^2} = \frac{(0,2) \cdot (0,8)}{(0,1)^2} = 16$

30- Alternativa A

$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{(3)^3 \cdot (2)}{(3)^2} = 6$$

31- Alternativa A

$$K_p = \frac{(p\text{SO}_3)^2}{(p\text{SO}_2)^2 \cdot (p\text{O}_2)}, \text{ onde: } p_{\text{gás}} = X_{\text{gás}} \cdot P_T \rightarrow K_p = \frac{(X_{\text{SO}_3}^2 \cdot P_T)^2}{(X_{\text{SO}_2}^2 \cdot P_T)^2 \cdot (X_{\text{O}_2} \cdot P_T)} = \frac{X_{\text{SO}_3}^2 \cdot P_T^2}{X_{\text{SO}_2}^2 \cdot P_T^2 \cdot X_{\text{O}_2} \cdot P_T} = \frac{X_{\text{SO}_3}^2}{X_{\text{SO}_2}^2 \cdot X_{\text{O}_2}} \cdot \frac{1}{P_T}$$

$$K_p = \frac{X_{\text{SO}_3}^2}{X_{\text{SO}_2}^2 \cdot X_{\text{O}_2}} \cdot \frac{1}{P_T} \rightarrow 4 \cdot 10^4 = 6 \cdot 10^4 \cdot \frac{1}{P_T} \rightarrow P_T = \frac{6 \cdot 10^4}{4 \cdot 10^4} \rightarrow P_T = 1,5 \text{ atm}$$

32-

$$\text{a) } K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]} \rightarrow 4,5 \cdot 10^{-31} = \frac{[\text{NO}]^2}{\left(\frac{0,1}{10}\right) \cdot \left(\frac{0,02}{10}\right)} \rightarrow [\text{NO}]^2 = 9 \cdot 10^{-36} \rightarrow [\text{NO}] = 3 \cdot 10^{-18} \text{ mol.L}^{-1}$$

b) O aumento da temperatura deslocará o equilíbrio para a direita, o valor da constante aumentará com a formação de NO.

33-

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{(10)^2}{(2) \cdot (1)} = 50$$

34- Alternativa A

I. (V) Os experimentos 1 e 2 foram realizados à mesma temperatura, pois as constantes de equilíbrio correspondentes são iguais.

II. (V) O experimento 3 foi realizado numa temperatura mais elevada que o experimento 1, pois no experimento 3 o equilíbrio foi atingido em um tempo menor.

III. (V) A reação é endotérmica no sentido da formação do produto B.

$$\text{Experimento 1 } K_c = \frac{[\text{B}_1]}{[\text{A}_1]} = \frac{6}{3} = 2$$

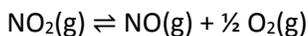
$$\text{Experimento 2 } K_c = \frac{[\text{B}_2]}{[\text{A}_2]} = \frac{4}{2} = 2$$

$$\text{Experimento 3 } K_c = \frac{[\text{B}_3]}{[\text{A}_3]} = \frac{3}{1} = 3$$

35-



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

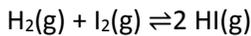


$$K_c = 8 = \frac{[\text{NO}] \cdot [\text{O}_2]^{\frac{1}{2}}}{[\text{NO}_2]}$$

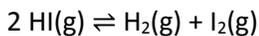
Elevando o 1° e o 2° membro ao quadrado temos:

$$K_c = 8^2 = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2} \rightarrow 64 = K_c$$

36-



$$K_C = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

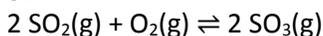


$$K_C = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} \rightarrow \frac{2}{100} = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$$

Invertendo a equação temos:

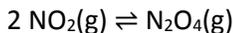
$$\frac{100}{2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} \rightarrow 50 = K_C$$

37-



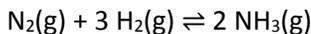
$$K_C = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{(0,1)^2}{(1,0)^2 \cdot (1,5)} = 6,7 \cdot 10^{-3}$$

38-



$$K_C = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{\left(\frac{2}{92 \cdot 0,5}\right)}{\left(\frac{0,48}{46 \cdot 0,5}\right)^2} = \frac{\frac{2}{46}}{\frac{0,48 \cdot 0,48}{23 \cdot 23}} = \frac{2}{46} \cdot \frac{23}{0,48} \cdot \frac{23}{0,48} = 100$$

39-



Calculando o número de mols da mistura gasosa: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow 224 \cdot 10 = n \cdot 0,082 \cdot 1000 \rightarrow n = 27,32 \text{ mols}$

Calculando o número de mols de cada componente da mistura gasosa:

$$\rightarrow \text{para o } \text{N}_2: 27,3 \text{ mols mistura gasosa} \cdot \frac{3,74 \text{ L } \text{N}_2}{10 \text{ L mistura gasosa}} = 10,2 \text{ mols } \text{N}_2$$

$$\rightarrow \text{para o } \text{H}_2: 27,3 \text{ mols mistura gasosa} \cdot \frac{5,89 \text{ L } \text{H}_2}{10 \text{ L mistura gasosa}} = 16 \text{ mols } \text{H}_2$$

$$\rightarrow \text{para o } \text{NH}_3: 27,3 \text{ mols mistura gasosa} \cdot \frac{0,37 \text{ L } \text{NH}_3}{10 \text{ L mistura gasosa}} = 1 \text{ mol } \text{NH}_3$$

Calculando a concentração molar de cada componente da mistura gasosa:

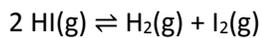
$$\rightarrow \text{para o } \text{N}_2: [\text{N}_2] = \frac{n}{V} = \frac{10,2 \text{ mols}}{10 \text{ L}} = 1,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\rightarrow \text{para o } \text{H}_2: [\text{H}_2] = \frac{n}{V} = \frac{16 \text{ mols}}{10 \text{ L}} = 1,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\rightarrow \text{para o } \text{NH}_3: [\text{NH}_3] = \frac{n}{V} = \frac{1 \text{ mols}}{10 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{Calculando a constante de equilíbrio } (K_C): K_C = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} = \frac{(0,1)^2}{(1,02) \cdot (1,6)^3} = 2,4 \cdot 10^{-3}$$

40-



$$K_C = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} \rightarrow 10^{-3} = \frac{(10) \cdot (10^{-2})}{[\text{HI}]^2} \rightarrow [\text{HI}]^2 = 10^1 \cdot 10^{-2} \cdot 10^{+3} \rightarrow [\text{HI}] = \sqrt{10^2} \rightarrow [\text{HI}] = 10 \text{mol.L}$$

41-

Cálculo das concentrações molares:

$$[\text{I}_2] = \frac{n}{V} = \frac{1 \cdot 10^{-2}}{2} = 0,5 \cdot 10^{-2} \text{mol.L}^{-1}$$

$$[\text{HI}] = \frac{n}{V} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{2} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{mol.L}^{-1}$$

$$K_C = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}, \text{ Para } K_C > 1, \text{ temos } \uparrow[\text{HI}] \text{ e } \downarrow[\text{H}_2] \downarrow[\text{I}_2], \text{ e desta forma ficamos com:}$$

	H ₂	+	I ₂	⇌	2 HI
Início	0		0,5.10 ⁻² M		1,0.10 ⁻² M
Reage/Forma	X		X		2X
Equilíbrio	X		0,5.10 ⁻² -X		1,0.10 ⁻² +2X

42- Alternativa C

Cálculo das pressões parciais:

$$\rightarrow \text{Para o SO}_2: P_{\text{SO}_2} = X_{\text{SO}_2} \cdot P_T = \frac{n_{\text{SO}_2}}{n_T} \cdot P_T = \frac{0,4}{4} \cdot 6 = 0,6 \text{atm}$$

$$\rightarrow \text{Para o O}_2: P_{\text{O}_2} = X_{\text{O}_2} \cdot P_T = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_T} \cdot P_T = \frac{1,6}{4} \cdot 6 = 2,4 \text{atm}$$

$$\rightarrow \text{Para o SO}_3: P_{\text{SO}_3} = X_{\text{SO}_3} \cdot P_T = \frac{n_{\text{SO}_3}}{n_T} \cdot P_T = \frac{2}{4} \cdot 6 = 3,0 \text{atm}$$

$$\text{Cálculo do } K_P: K_P = \frac{(p\text{SO}_3)^2}{(p\text{SO}_2)^2 \cdot (p\text{O}_2)} = \frac{(3,0)^2}{(0,6)^2 \cdot (2,4)} = 10,4$$

43-

$$K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 2,4 \cdot 10^{-3} \cdot (0,082 \cdot 1000)^{2-4} = \frac{2,4 \cdot 10^{-3}}{(82)^2} = 3,6 \cdot 10^{-7}$$

44-

$$\text{Cálculo do } K_C: K_C = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{\left(\frac{1,145}{20}\right) \cdot \left(\frac{0,145}{20}\right)}{\left(\frac{0,855}{20}\right) \cdot \left(\frac{0,855}{20}\right)} = 0,23$$

$$\text{Cálculo do } K_P: K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 0,23 \cdot (0,082 \cdot 2000)^{2-2} = 0,23 \cdot 1 = 0,23$$

45-

$$K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 2,24 \cdot 10^{22} \cdot (0,082 \cdot 1000)^{2-3} = \frac{2,24 \cdot 10^{22}}{82} = 2,73 \cdot 10^{20}$$

46- Alternativa C

$$K_p = (p_{\text{CO}_2}) \cdot (p_{\text{H}_2}) \rightarrow 0,36 = X \cdot X \rightarrow X = \sqrt{0,36} \rightarrow X = p_{\text{CO}_2} = 0,6 \text{ atm}$$

47- Alternativa D

$$\text{Calculando as pressões parciais: } P_T = P_{\text{CO}_2} + P_{\text{H}_2} \rightarrow 1,0 = X + X \rightarrow X = 0,5 \text{ atm}$$

$$K_p = (p_{\text{NH}_3}) \cdot (p_{\text{HCl}}) = 0,5 \cdot 0,5 = 0,25$$

48- Alternativa B

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 49 \cdot (0,082 \cdot 400)^{2-1} = 1,6 \cdot 10^3$$

49-

Cálculo das pressões parciais:

$$\rightarrow \text{Para o SO}_2: P_{\text{SO}_2} = X_{\text{SO}_2} \cdot P_T = \frac{n_{\text{SO}_2}}{n_T} \cdot P_T = \frac{0,4}{4} \cdot 6 = 0,6 \text{ atm}$$

$$\rightarrow \text{Para o O}_2: P_{\text{O}_2} = X_{\text{O}_2} \cdot P_T = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_T} \cdot P_T = \frac{1,6}{4} \cdot 6 = 2,4 \text{ atm}$$

$$\rightarrow \text{Para o SO}_3: P_{\text{SO}_3} = X_{\text{SO}_3} \cdot P_T = \frac{n_{\text{SO}_3}}{n_T} \cdot P_T = \frac{2}{4} \cdot 6 = 3,0 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{(p_{\text{SO}_3})^2}{(p_{\text{SO}_2})^2 \cdot (p_{\text{O}_2})} = \frac{(3,0)^2}{(0,6)^2 \cdot (2,4)} = 10,4$$

50- Alternativa B

$$\text{Calculando a pressão parcial do CO}_2: P_T = P_{\text{CO}_2} + P_{\text{O}_2} + P_{\text{CO}} \rightarrow 1,4 = P_{\text{CO}_2} + 0,4 + 0,2 \rightarrow P_{\text{CO}_2} = 0,8 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{(p_{\text{CO}_2})^2}{(p_{\text{CO}})^2 \cdot (p_{\text{O}_2})} = \frac{(0,8)^2}{(0,2)^2 \cdot (0,4)} = 40$$