



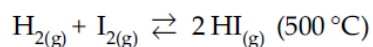
## Exercícios de Equilíbrio

### EXERCÍCIO RESOLVIDO

Um mol de hidrogênio e um mol de iodo são misturados, a 500 °C. As substâncias reagem e, após certo tempo, chega-se a um equilíbrio em que se constata a presença de 0,22 mol de hidrogênio residual. Qual a constante de equilíbrio ( $K_c$ ), nessas condições?

#### Resolução

A equação química do equilíbrio é:



Para calcular as concentrações molares em equilíbrio, montamos a seguinte tabela:

	$\text{H}_2$	+	$\text{I}_2$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{HI}$
Nº inicial de mols	1 mol		1 mol		zero
Nº de mols que reage e é produzido	0,78 mol		0,78 mol		1,56 mol
Nº de mols no equilíbrio	0,22 mol		0,22 mol		1,56 mol
Concentrações molares no equilíbrio	$\left(\frac{0,22}{V}\right) \frac{\text{mol}}{\text{L}}$		$\left(\frac{0,22}{V}\right) \frac{\text{mol}}{\text{L}}$		$\left(\frac{1,56}{V}\right) \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

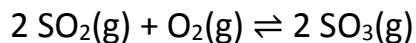
Aplicando-se a expressão de  $K_c$ , temos:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} \rightarrow K_c = \frac{\left(\frac{1,56}{V}\right)^2}{\left(\frac{0,22}{V}\right) \cdot \left(\frac{0,22}{V}\right)}$$

$$K_c = \frac{\frac{(1,56)^2}{V^2}}{\frac{(0,22)^2}{V^2}} = \frac{(1,56)^2}{(0,22)^2} \Rightarrow K_c \cong 50$$

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

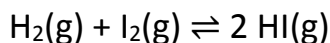
**01 (PUC-RS)** Um equilíbrio envolvido na formação da chuva ácida está representado pela equação:



Em um recipiente de um litro, foram misturados 6 mols de dióxido de enxofre e 5 mols de oxigênio. Depois de algum tempo, o sistema atingiu o equilíbrio; o número de mols de trióxido de enxofre medido foi de 4. O valor aproximado da constante de equilíbrio é

- a) 0,53                      b) 0,66                      c) 0,75                      d) 1,33                      e) 2,33

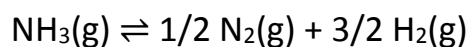
**02 (FUVEST-SP)** Um recipiente fechado de 1 litro, contendo inicialmente, à temperatura ambiente, 1 mol de  $\text{I}_2$  e 1 mol de  $\text{H}_2$ , é aquecido a 300 °C. Com isto, estabelece-se o equilíbrio:



cuja constante é igual a  $1,0 \cdot 10^2$ . Qual a concentração, em mol/L, de cada uma das espécies  $\text{H}_2(\text{g})$ ,  $\text{I}_2(\text{g})$  e  $\text{HI}(\text{g})$  nessas condições?

- a) 0, 0, 2  
b) 1, 1, 10  
c) 1/6, 1/6, 5/3  
d) 1/6, 1/6, 5/6  
e) 1/11, 1/11, 10/11

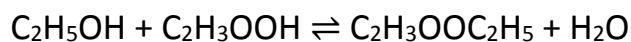
**03 (UFMG-MG)** Quando um mol de amônia é aquecido num sistema fechado, a uma determinada temperatura, 50% do composto se dissocia, estabelecendo-se o equilíbrio:



A soma das quantidades de matéria, em mol, das substâncias presentes na mistura em equilíbrio é:

- a) 3,0                      b) 2,5                      c) 2,0                      d) 1,5                      e) 1,0

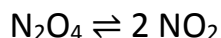
**04 (UNIALFENAS-MG)** O valor da constante de equilíbrio, em concentração, da reação de esterificação entre 1 mol de etanol e 1 mol de ácido acético, na temperatura T, é igual a 4. Dada a reação em equilíbrio:



o número de mols do éster obtido no equilíbrio, na temperatura T, é aproximadamente

- a) 3/4                      b) 2/3                      c) 1/3                      d) 1/4                      e) 1/2

05 (FUVEST-SP)  $\text{N}_2\text{O}_4$  e  $\text{NO}_2$ , gases poluentes do ar, encontram-se em equilíbrio, como indicado:

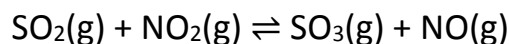


Em uma experiência, nas condições ambientes, introduziu-se 1,50 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4$ , em um reator de 2,0 litros.

Estabelecido o equilíbrio, a concentração de  $\text{NO}_2$  foi de 0,060 mol/L. Qual o valor da constante  $K_c$ , em termos de concentração desse equilíbrio?

- a)  $2,4 \cdot 10^{-3}$       b)  $4,8 \cdot 10^{-3}$       c)  $5,0 \cdot 10^{-3}$       d)  $5,2 \cdot 10^{-3}$       e)  $8,3 \cdot 10^{-2}$

06 (UFMG-MG) A reação entre os gases  $\text{SO}_2$  e  $\text{NO}_2$ , a uma dada temperatura, atinge o equilíbrio descrito pela equação



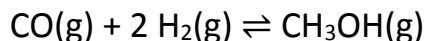
As concentrações iniciais e de equilíbrio, em mol/L, estão representadas neste quadro:

Concentração	$[\text{SO}_2]$	$[\text{NO}_2]$	$[\text{SO}_3]$	$[\text{NO}]$
Inicial	a	b	—	—
Equilíbrio	x	y	z	z

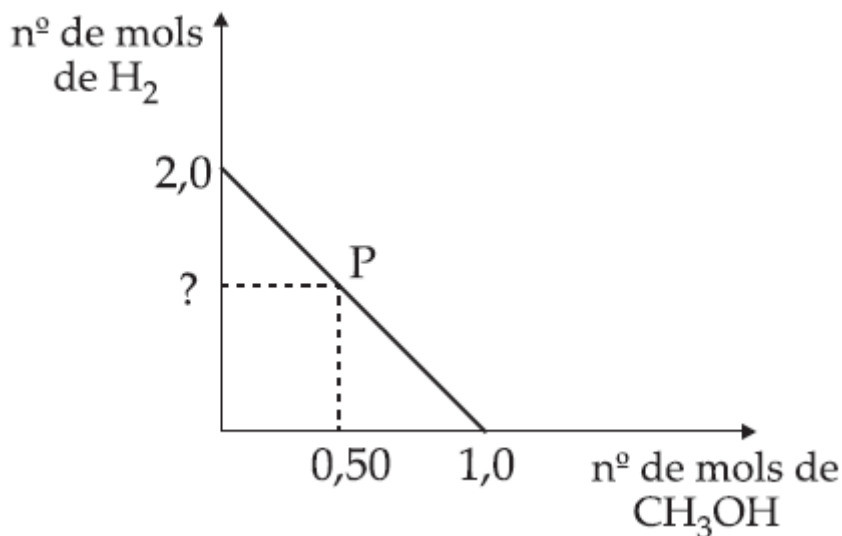
A alternativa que indica, corretamente, a relação de concentração no equilíbrio é:

- a)  $x = z$       b)  $x = y$       c)  $a - x = z$       d)  $a + y = 2z$       e)  $b - y = 2z$

07 (UFRJ-RJ) Uma das reações para produção industrial do metanol é dada por:



No gráfico a seguir, a reta representa a variação do número de mols de hidrogênio em função do número de mols de metanol, para diversas condições da reação.



O ponto P representa uma situação de equilíbrio a uma dada temperatura.

Calcule a constante de equilíbrio ( $K_c$ ), neste ponto, quando no início da reação estão presentes 2,0 mols de  $\text{H}_2$  e 2,0 mols de  $\text{CO}$  num volume de 1,0 litro.

**08 (UEPB-PB)** 3,0 mols de  $H_2$  e 3,0 mols de  $I_2$  são colocados em um recipiente fechado de V(litros) e atingem o equilíbrio gasoso a  $500^\circ C$ , com constante de equilíbrio igual a 49. A concentração em mol/L de HI neste equilíbrio é aproximadamente:

- a) 1,2                      b) 2,3                      c) 3,5                      d) 4,7                      e) 5,6

**09 (FUVEST-SP)** A reação reversível  $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$ , em fase gasosa, admite os seguintes valores para a constante de equilíbrio K:

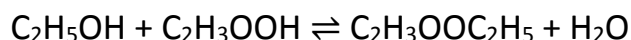
t °C	225	425	625	825	995
K	0,007	0,109	0,455	1,08	1,76

Partindo-se de uma mistura equimolar de CO e  $H_2O$ :

- a) quais os compostos predominantes no equilíbrio, a  $225^\circ C$ ?  
b) em qual das temperaturas acima mencionadas as concentrações dos reagentes e dos produtos, no equilíbrio, são aproximadamente iguais?

**10 (PUC-MG)** Um mol de  $H_2$  e um mol de  $Br_2$  são colocados em um recipiente de 10 L de capacidade, a  $575^\circ C$ . Atingindo-se o equilíbrio, a análise do sistema mostrou que 0,20 mol de HBr está presente. Calcule o valor Kc, a  $575^\circ C$ , para a reação:  $H_2(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2 HBr(g)$

**11 (UNIFENAS-MG)** O valor da constante de equilíbrio, em concentração, da reação de esterificação entre 1 mol de etanol e 1 mol de ácido acético, na temperatura T, é igual a 4. Dada a reação em equilíbrio:



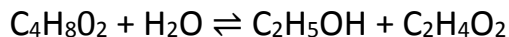
o número de mols do éster obtido no equilíbrio, na temperatura T, é aproximadamente:

- a) 3/4                      b) 2/3                      c) 1/3                      d) 1/4                      e) 1/2

**12 (UECE-CE)** A 620 K, o valor de Kc para  $CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$  é 324. Números iguais de mols de CO e  $H_2O$  são adicionados a um recipiente, a 620 K. Depois de estabelecido o equilíbrio,  $[CO_2]$  é igual a 9,0 M. A concentração de CO no equilíbrio é:

- a) 0,5 M                      b) 8,5 M                      c) 9,0 M                      d) 9,5 M

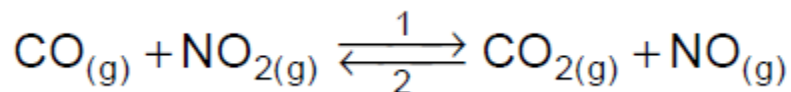
**13 (PUC-RS)** O acetato de etila é um éster muito usado como solvente de vernizes. Em um recipiente de um litro, foram misturados um mol de acetato de etila e um mol de água. Os compostos reagiram produzindo etanol e ácido, de acordo com a equação:



Depois de algum tempo, o sistema atingiu o equilíbrio; o número de mols de éster medido foi de 0,66. O valor, aproximado, da constante de equilíbrio é:

- a) 0,26                      b) 1,00                      c) 1,50                      d) 2,60                      e) 3,77

**14 (CEFET-PR)** Dois mols de  $\text{CO(g)}$  reagem com dois mols de  $\text{NO}_2(\text{g})$ , conforme a equação:



Quando se estabelece o equilíbrio, verifica-se que  $\frac{3}{4}$  de cada um dos reagentes foi transformado em  $\text{CO}_2(\text{g})$  e  $\text{NO}(\text{g})$ . A constante de equilíbrio para a reação é:

- a) 0,11
- b) 0,56
- c) 1,77
- d) 9,00
- e) 10,50

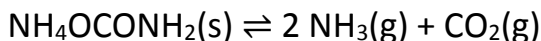
**15 (ITA-SP)** Num recipiente de volume constante igual a  $1,00 \text{ dm}^3$ , inicialmente evacuado, foi introduzido  $1,00 \text{ mol}$  de pentacloreto de fósforo gasoso e puro. O recipiente foi mantido a  $227^\circ\text{C}$  e, no equilíbrio final, foi verificada a existência de  $33,4 \text{ g}$  de gás cloro. Qual das opções a seguir contém o valor aproximado da constante ( $K_c$ ) do equilíbrio estabelecido dentro do cilindro e representado pela seguinte equação química?



Dado:  $\text{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$

- a) 0,179
- b) 0,22
- c) 0,42
- d) 2,38
- e) 4,52

**16 (FUVEST-SP)** O carbamato de amônio sólido,  $\text{NH}_4\text{OCONH}_2$ , se decompõe facilmente, formando os gases  $\text{NH}_3$  e  $\text{CO}_2$ . Em recipiente fechado, estabelece-se o equilíbrio:

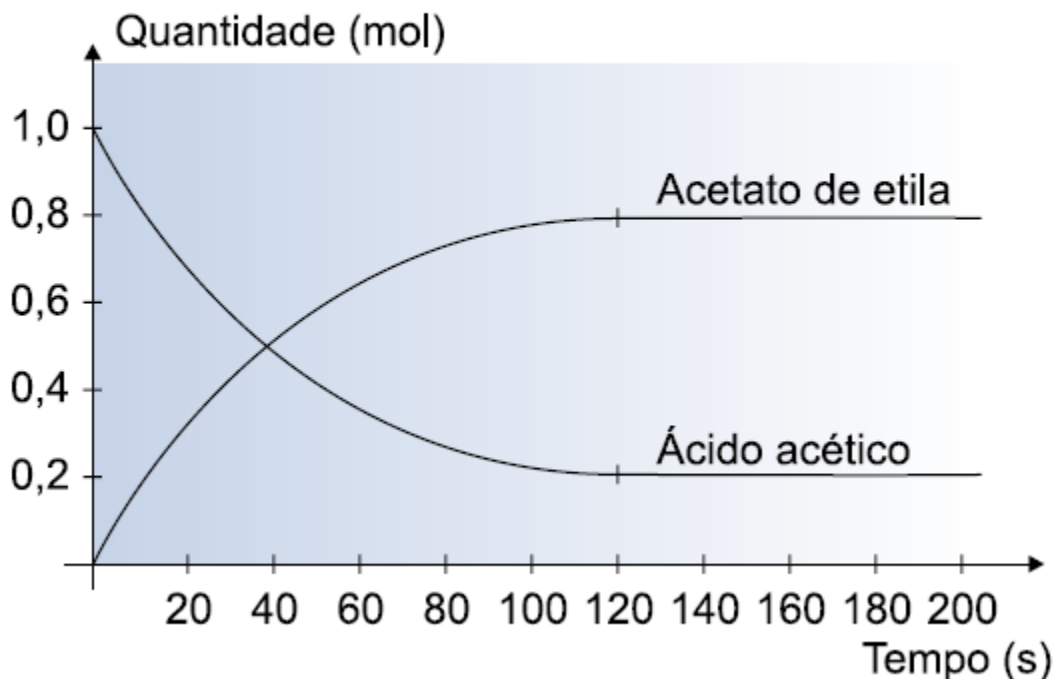
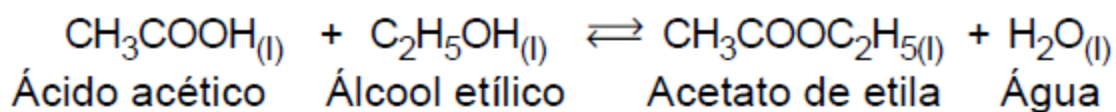


A  $20^\circ\text{C}$ , a constante desse equilíbrio, em termos de concentração mol/L, é igual a  $4 \cdot 10^{-9}$ .

- a) Um recipiente de  $2 \text{ L}$ , evacuado, contendo inicialmente apenas carbamato de amônio na quantidade de  $4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  foi mantido a  $20^\circ\text{C}$  até não se observar mais variação de pressão. Nessas condições, resta algum sólido dentro do recipiente? Justifique com cálculos.
- b) Para a decomposição do carbamato de amônio em sistema fechado, faça um gráfico da concentração de  $\text{NH}_3$  em função do tempo, mostrando a situação de equilíbrio.

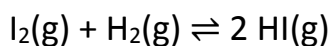
17 (UFG-GO) A cinética da reação de consumo de 1 mol de ácido acético e formação de 1 mol de acetato de etila em função do tempo está representada no gráfico a seguir.

A reação que representa esse equilíbrio é dada por:

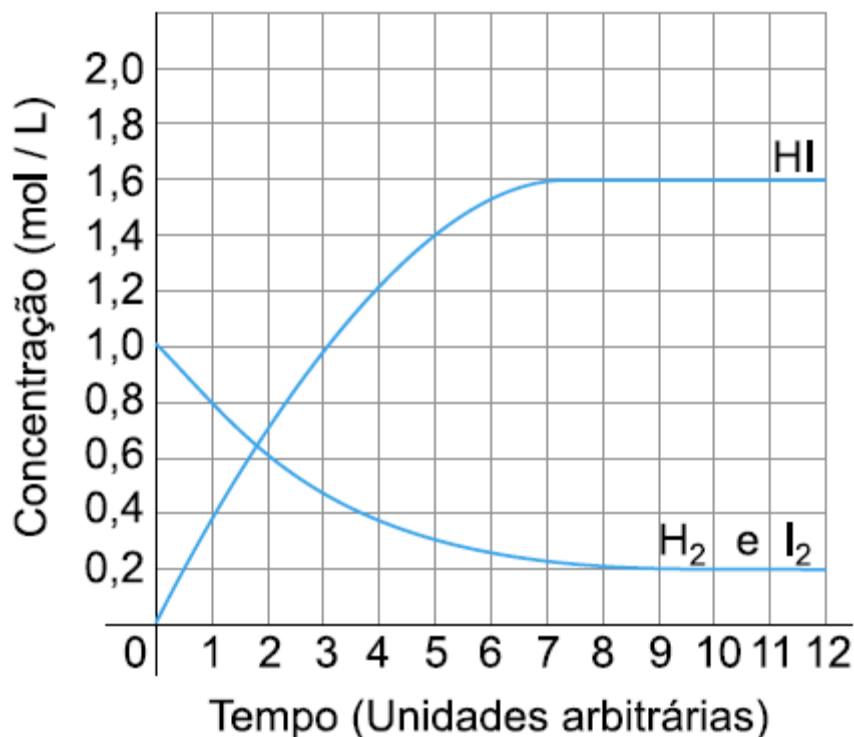


- Quantos mols de ácido acético restam e quantos de acetato de etila se formaram em 120 s de reação?
- Após quanto tempo de reação a quantidade de produtos passa a ser maior que a de reagentes?
- Quantos mols de acetato de etila são obtidos no equilíbrio?

18 (UFV-MG) Ao se misturar vapor de iodo (um gás violeta) com gás hidrogênio (incolor), ocorre uma reação química que resulta na formação do gás iodeto de hidrogênio (incolor).



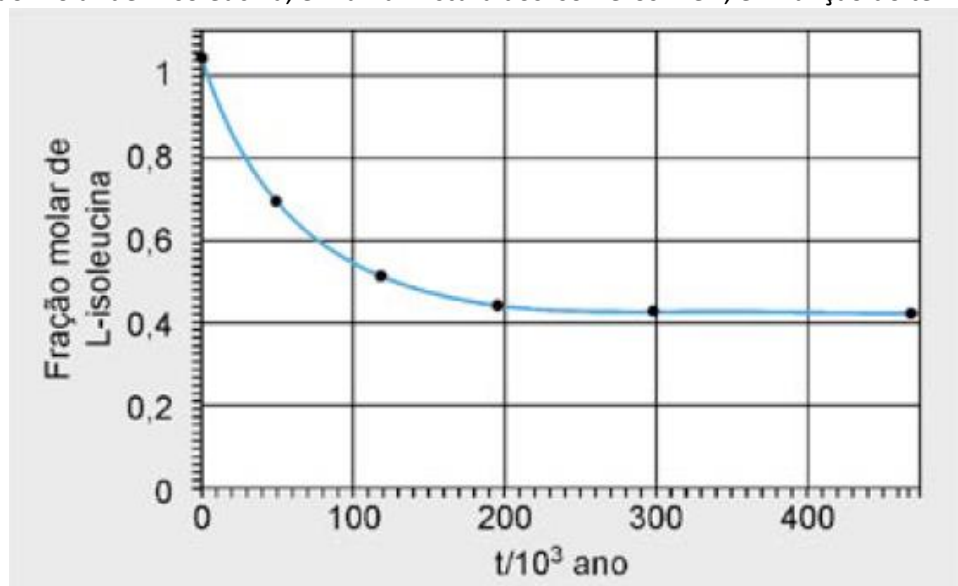
O gráfico a seguir mostra a variação das concentrações de reagentes e produtos durante um experimento em que foram utilizados 1,0 mol de  $\text{I}_2$  e 1,0 mol de  $\text{H}_2$ , a  $400^\circ\text{C}$ , em um frasco de 1,0 L.



Em relação a este experimento, assinale a afirmativa correta.

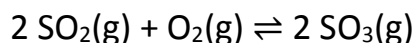
- a) Ao final do experimento, o sistema gasoso contido no recipiente se apresenta incolor.
- b) Ao final do experimento, a concentração de HI é  $2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- c) Ao final do experimento, as concentrações de  $\text{H}_2$  e  $\text{I}_2$  são iguais a zero.
- d) A constante de equilíbrio desta reação, a  $400^\circ\text{C}$ , é 64.
- e) A reação atinge o estado de equilíbrio no tempo 2.

**19 (FUVEST-SP)** A L-isoleucina é um aminoácido que, em milhares de anos, se transforma no seu isômero, a D-isoleucina. Assim, quando um animal morre e aminoácidos deixam de ser incorporados, o quociente entre as quantidades, em mol, de D-isoleucina e de L-isoleucina, que é igual a zero no momento da morte, aumenta gradativamente até atingir o valor da constante de equilíbrio. A determinação desses aminoácidos, num fóssil, permite datá-lo. O gráfico traz a fração molar de L-isoleucina, em uma mistura dos isômeros D e L, em função do tempo.

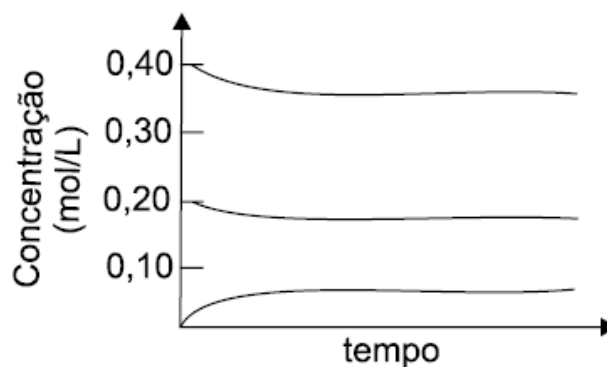


- Leia no gráfico as frações molares de L-isoleucina indicadas com uma cruz e construa uma tabela com esses valores e com os tempos correspondentes.
- Complete sua tabela com os valores da fração molar de D-isoleucina formada nos tempos indicados. Explique.
- Calcule a constante do equilíbrio da isomerização L-isoleucina D-isoleucina
- Qual é a idade de um osso fóssil em que o quociente entre as quantidades de D-isoleucina e L-isoleucina é igual a 1?

**20 (FUVEST-SP)** Em uma experiência, aqueceu-se, a uma determinada temperatura, uma mistura de 0,40 mol de dióxido de enxofre e 0,20 mol de oxigênio, contidos em um recipiente de 1 L e na presença de um catalisador. A equação química, representando a reação reversível que ocorre entre esses dois reagentes gasosos, é:



As concentrações dos reagentes e do produto foram determinadas em vários tempos, após o início da reação, obtendo-se o gráfico:



Em uma nova experiência, 0,40 mol de trióxido de enxofre, contido em um recipiente de 1L, foi aquecido à mesma temperatura da experiência anterior e na presença do mesmo catalisador. Acompanhando-se a reação ao longo do tempo, deve-se ter, ao atingir o equilíbrio, uma concentração de  $\text{SO}_3$  de aproximadamente:

- 0,05 mol/L
- 0,18 mol/L
- 0,20 mol/L
- 0,35 mol/L
- 0,40 mol/L



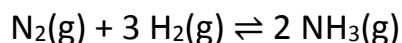
**21 (UFPE-PE)** A constante de equilíbrio a 298 K para a reação  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ , é igual a 1,0. Num recipiente fechado, a 298 K, foi preparada uma mistura dos gases  $\text{N}_2\text{O}_4$  e  $\text{NO}_2$  com pressões parciais iniciais de 2,0 e 1,0 bar, respectivamente. Com relação a esta mistura reacional a 298 K, pode-se afirmar que:

- ( ) está em equilíbrio.
- ( ) no equilíbrio, a pressão parcial do gás  $\text{N}_2\text{O}_4$  será maior que sua pressão parcial inicial.
- ( ) no equilíbrio, a pressão parcial do gás  $\text{NO}_2$  será maior que sua pressão parcial inicial.
- ( ) no equilíbrio, as pressões parciais do  $\text{N}_2\text{O}_4$  e  $\text{NO}_2$  serão as mesmas que as iniciais.
- ( ) no equilíbrio, a velocidade da reação direta será igual à velocidade da reação inversa.

**22 (PUCCamp-SP)** Uma mistura equimolar de nitrogênio ( $\text{N}_2$ ) e oxigênio ( $\text{O}_2$ ) aquecida a 2.000°C reage numa extensão de 1% (em mol) para formar óxido nítrico  $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g})$ . Nessa temperatura, o valor da constante desse equilíbrio é, aproximadamente:

- a)  $4 \cdot 10^{-4}$
- b)  $4 \cdot 10^{-2}$
- c) 4
- d)  $4 \cdot 10^2$
- e)  $4 \cdot 10^4$

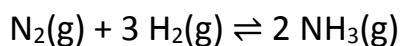
**23 (UFRGS-RS)** Num vaso de reação a 45°C e 10 atm, foram colocados 1,0 mol de  $\text{N}_2$  e 3,0 mols de  $\text{H}_2$ . O equilíbrio que se estabeleceu pode ser representado pela equação abaixo:



Qual a composição da mistura no estado de equilíbrio, se nessa condição é obtido 0,08 mol de  $\text{NH}_3$ ?

	$\text{N}_2$	$\text{H}_2$	$\text{NH}_3$
a)	1,0 mol	3,0 mols	0,08 mol
b)	0,96 mol	2,92 mols	0,16 mol
c)	0,84 mol	2,84 mols	0,16 mol
d)	0,84 mol	2,92 mols	0,08 mol
e)	0,96 mol	2,88 mols	0,08 mol

**24 (UFV-MG)** Amônia pode ser preparada pela reação entre nitrogênio e hidrogênio gasosos, sob alta pressão, segundo a equação abaixo:

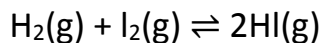


A tabela abaixo mostra a variação da concentração dos reagentes e produtos no decorrer de um experimento realizado em sistema fechado, a temperatura e pressão constantes.

Intervalo de tempo	[N <sub>2</sub> ] mol/L	[H <sub>2</sub> ] mol/L	[NH <sub>3</sub> ] mol/L
0	10	10	0
1	X	4	4
2	7	1	Y
3	7	1	Y

- a) Os valores de X e Y no quadro acima são: X = \_\_\_\_\_ mol/L Y = \_\_\_\_\_ mol/L  
b) Escreva a expressão da constante de equilíbrio para esta reação, em termos das concentrações de cada componente.  
K<sub>c</sub> = \_\_\_\_\_  
c) O valor da constante de equilíbrio para esta reação, nas condições do experimento, é \_\_\_\_\_.

**25 (UFPE-PE)** O valor da constante de equilíbrio para a reação n-butano  $\rightleftharpoons$  isobutano é 2,5. 140 mols de n-butano são injetados num botijão de 20 litros. Quando o equilíbrio for atingido, quantos mols de n-butano restarão?

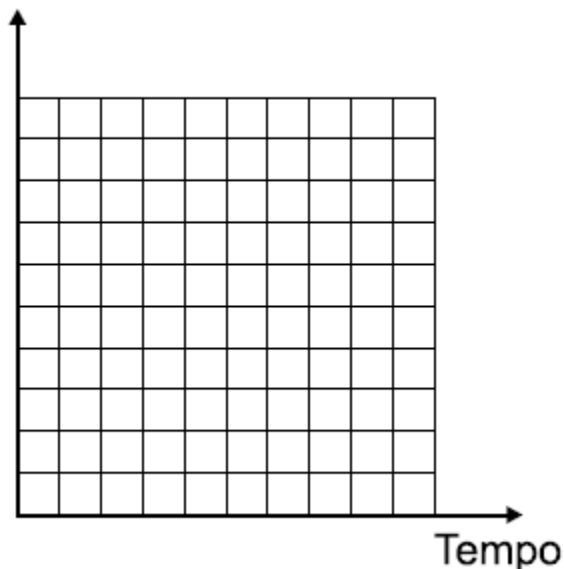


Incolor Violeta    Incolor

tem, a 370°C, constante  $K_c$  igual a 64. Para estudar esse equilíbrio, foram feitas duas experiências independentes, 1 e 2:

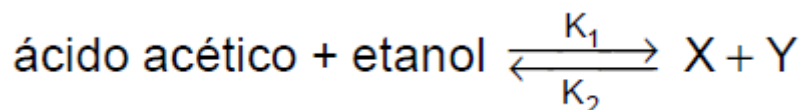
1. 0,10 mol de cada gás,  $\text{H}_2$  e  $\text{I}_2$ , foram colocados em um recipiente adequado de 1 L, mantido a 370°C até atingir o equilíbrio (a intensidade da cor não muda mais).
2. 0,20 mol do gás HI foi colocado em um recipiente de 1 L, idêntico ao utilizado em A, mantido a 370°C até atingir o equilíbrio (a intensidade da cor não muda mais).

- a) Atingido o equilíbrio em A e em B, é possível distinguir os recipientes pela intensidade da coloração violeta? Justifique.
- b) Para a experiência A, calcule a concentração de cada gás no equilíbrio. Mostre, em um gráfico de concentração (no quadriculado abaixo), como variam, em função do tempo, as concentrações desses gases até que o equilíbrio seja atingido. Identifique as curvas no gráfico.



**27 (UFRN-RN)** Um estudante, ao entrar no laboratório de Química de sua escola, depara-se com dois frascos de reagentes sobre a bancada. No rótulo de um, estava escrito: Ácido acético ( $C_2H_4O_2$ ); no do outro, Etanol ( $C_2H_6O$ ). Ele também percebeu que, no quadro do laboratório, estavam escritas as informações seguintes:

1. Reação:



2. Volume total da solução: 1,0 litro

3. Constante de Equilíbrio:  $K_c = K_1/K_2 = 3$

4. Dados:

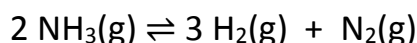
	Reagentes		Produtos	
	Ácido Acético	Etanol	X	Y
Inicial	2 mol	3 mol	0	0
Equilíbrio	$2 - x$	$3 - 3x$	x	x

Com base na interpretação das informações disponíveis, atenda às seguintes solicitações:

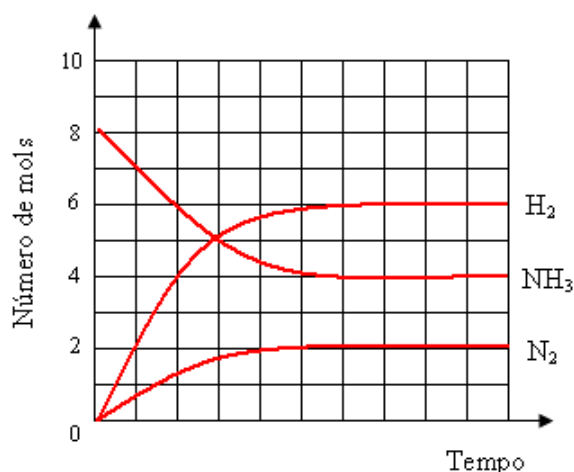
- escreva e balanceie a reação química que se processa usando-se as fórmulas estruturais planos;
- calcule quantos mols de cada componente existem na mistura em equilíbrio.

**28** Um mol de hidrogênio e 1 mol de iodo são misturados a  $500^\circ\text{C}$ . As substâncias reagem e, após certo tempo, chega-se a um equilíbrio, onde constata a presença de 0,22 mol de hidrogênio residual. Qual é a constante de equilíbrio ( $K_c$ ), nessas condições?

**29 (UNIFOR-CE)** São colocados 8,0 mols de amônia num recipiente fechado de 5,0 litros de capacidade. Acima de  $450^\circ\text{C}$ , estabelece-se, após algum tempo, o equilíbrio:



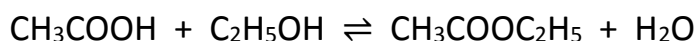
Sabendo que a variação do número de mols dos participantes está registrada no gráfico, podemos afirmar que, nestas condições, a constante de equilíbrio,  $K_c$ , é igual a:



- 27,00
- 5,40
- 1,08
- 2,16

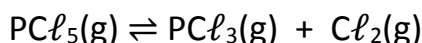
30 Na esterificação de 1 mol de ácido acético com 1 mol de álcool etílico, a 25°C, o equilíbrio é atingido com  $K_c = 4$ . Quais são as quantidades em mols das substâncias presentes no equilíbrio?

31 (IME-RJ) A reação dada pela equação abaixo:



tem constante de equilíbrio ( $K_c$ ) igual a 4,00 à temperatura de 100°C. Calcule as concentrações de equilíbrio em moles por litro de cada componente, partindo da condição inicial de 120,0 g de ácido acético e de 92,0 g de etanol (massas atômicas: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u).

32 (VUNESP-SP) Considere o equilíbrio a 25°C:



Conhecendo-se as concentrações iniciais:  $[\text{PCl}_5]_i = 0,100 \text{ mol/L}$ ;  $[\text{Cl}_2]_i = 0,020 \text{ mol/L}$ ;  $[\text{PCl}_3]_i = 0$  e a constante de equilíbrio ( $K_c = 0,030 \text{ mol/L}$ ) para a decomposição do  $\text{PCl}_5$  à mesma temperatura, a concentração de  $\text{PCl}_5$  no equilíbrio é igual a:

a) 0,035      b) 0,050      c) 0,065      d) 0,120      e) 0,230

33 Aqueceram-se 2 mols de  $\text{PCl}_5$  em um recipiente fechado, com capacidade de 2 L. Atingindo o equilíbrio, o  $\text{PCl}_5$  estava 40% dissociado em  $\text{PCl}_3$  e  $\text{Cl}_2$ . Calcule a constante de equilíbrio.

34 Um mol de HI gasoso, a determinada temperatura, está 20% dissociado em hidrogênio e iodo. Qual é o valor da constante de equilíbrio dessa reação?

35 (UFPI-PI) Um método proposto para coletar energia solar consiste na utilização desta energia para aquecer a 800 °C trióxido de enxofre –  $\text{SO}_3$  – ocasionalmente a reação:



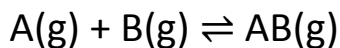
Os compostos  $\text{SO}_2$  (g) e  $\text{O}_2$  (g), assim produzidos, são introduzidos em um trocador de calor de volume corresponde a 1,0 L e se recombina produzindo  $\text{SO}_3$  e liberando calor. Se 5,0 mols de  $\text{SO}_3$  sofrem 60% de dissociação nesta temperatura marque o valor correto de  $K_c$ :

a) 1,1      b) 1,5      c) 3,4      d) 6,7      e) 9,0

36 Em um recipiente fechado mantido a temperatura constante foram introduzidos monóxidos de carbono e vapor de água em quantidades tais que suas pressões parciais eram iguais e valiam 0,856 atm cada uma. Após certo tempo, estabeleceu-se o equilíbrio  $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ . Medindo-se então a pressão parcial de  $\text{CO}$ , obteve-se 0,580 atm. Qual o valor da constante de equilíbrio  $K_p$ ?

**37 (FAAP-SP)** Em um recipiente indeformável de 10 L são colocados 46 g de  $\text{N}_2\text{O}_4$  (g). O sistema é aquecido até 27 °C, ocorrendo a reação representada pela equação  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ . Sabendo que, a temperatura, o grau de dissociação do  $\text{N}_2\text{O}_4$  (g) é igual a 20%, calcule a pressão parcial de  $\text{N}_2\text{O}_4$  (g) no sistema (massas atômicas: N = 14; O = 16).

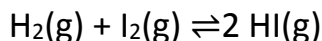
**38 (UNICAP-PE)** Suponha a síntese a seguir:



Se as pressões iniciais de A (g) e B (g) forem, respectivamente, 3 atm e 2 atm, a pressão total, no equilíbrio, será 4,2 atm. Nas condições indicadas, aponte as alternativas corretas:

- ( ) A reação não pode atingir o equilíbrio;
- ( ) A pressão de A (g), no equilíbrio, será 2,2 atm;
- ( ) A pressão de AB (g), no equilíbrio será 2,2 atm.
- ( ) O grau de dissociação será 40% em relação a B.
- ( ) A pressão de B (g), no equilíbrio, será 0,8 atm.

**39 (UNIVALI-SC)** Considere a mistura gasosa em equilíbrio, a 450°C.

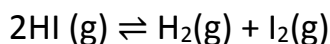


	$\text{H}_2$	$\text{I}_2$	HI
Concentração no equilíbrio (mol/L)	0,01	0,01	0,07
Concentração de $\text{H}_2$ foi dobrada (mol/L)	0,01 + 0,01		
Concentração no novo estado de equilíbrio	0,017	0,007	0,076

O valor da constante de equilíbrio, em termos de concentração molar, na temperatura em que foi realizado o experimento é, aproximadamente:

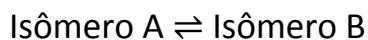
- a) 0,014      b) 14      c) 7      d) 4,9      e) 49

**40 (UNICAMP-SP)** A constante de equilíbrio (K), a 100°C, para o sistema gasoso representado abaixo, é menor que 1 ( $K < 1$ ).



- a) Escreva a expressão da constante de equilíbrio em função das pressões parciais dos gases envolvidos.
- b) Em um recipiente previamente evacuado, a 100°C, são misturados 1,0 mol de cada um dos três gases acima. Após algum tempo, o sistema atinge o equilíbrio. Como se alterou (aumentou, diminuiu ou permaneceu constante) a concentração de cada um dos três gases em relação à concentração inicial?

**41 (FUVEST-SP)** O íon complexo  $[\text{Cr}(\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2)_2(\text{OH})_2]^+$  pode existir na forma de dois isômeros geométricos, A e B, que estão em equilíbrio:

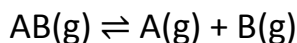


Numa experiência realizada à temperatura constante, em que se partiu do isômero A puro, foram obtidos os seguintes dados de concentração desse isômero em função do tempo, em segundos:

Tempo	0	100	200	500	1000	2000	2500	3000
$[\text{A}]/10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$	11,6	11,3	11,0	10,5	10,2	10,0	10,0	10,0
$[\text{B}]/10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$								

- a) Obtenha os dados da concentração do isômero B e construa uma tabela desses dados para todos os tempos indicados.  
b) Qual o valor da constante desse equilíbrio? Justifique.

**42** Um equilíbrio químico, gasoso, é identificado pela equação de decomposição de AB:

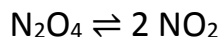


Verificou-se, em dada temperatura, que iniciando o processo com pressão do sistema a 5 atm, o equilíbrio foi alcançado quando a pressão estabilizou em 6 atm.

Diante das informações, conclui-se que o grau de dissociação do processo é:

- a) 10%      b) 40%      c) 50%      d) 20%      e) 80%

**43 (ENG. SANTOS-SP)** 18,4 g de  $\text{N}_2\text{O}_4$  são aquecidos a uma temperatura T, num tubo fechado de capacidade igual a 2 litros. Estabelecido o equilíbrio, verifica-se que o  $\text{N}_2\text{O}_4$  está 75% dissociado em  $\text{NO}_2$ , segundo a equação:



Em consequência, a constante de equilíbrio, na referida temperatura, terá valor: (Dados: massas atômicas: N = 14 u; O = 16 u)

- a)  $5,0 \cdot 10^{-1}$   
b)  $6,0 \cdot 10^{-1}$   
c)  $7,0 \cdot 10^{-1}$   
d)  $8,0 \cdot 10^{-1}$   
e)  $9,0 \cdot 10^{-1}$

**44 (PUC-SP)** Num recipiente fechado estão contidos 495 g de  $\text{COCl}_2$  à temperatura de  $27^\circ\text{C}$ , apresentando uma pressão de 1,23 atm. O sistema é aquecido até  $327^\circ\text{C}$ , quando ocorre a reação:

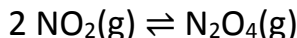


Atingido o equilíbrio, verifica-se a existência de 30% (em quantidade de matéria) de CO na mistura gasosa formada. Calcule a constante de equilíbrio da reação acima, em termos de concentrações na temperatura em que se encontra o sistema. Dados: C = 12 u; O = 16 u; Cl = 35,5 u; R =  $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

**45 (MAUÁ-SP)** Em um recipiente vazio, cuja capacidade é 4,00 litros, são introduzidos 20,85 g de  $\text{PCl}_5$ . Aquecido a  $127^\circ\text{C}$ , verifica-se que, estabelecido o equilíbrio  $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ , a pressão atingida pelo sistema resulta igual a 1,23 atm. Admitindo que o comportamento do sistema seja o de um gás perfeito, calcule o grau de dissociação térmica do  $\text{PCl}_5$ , no equilíbrio referido.

Dado:  $P = 31 \text{ u}$ ;  $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/K mol}$

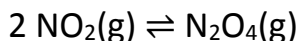
**46 (SANTOS-SP)** Quando é alcançado o equilíbrio:



a pressão é 2 atm e há 50% de  $\text{NO}_2$  em volume. O valor da constante de equilíbrio em pressões parciais ( $K_p$ ) deve ser:

- a) 0,2
- b) 0,25
- c) 1
- d) 0,5
- e) 0,75

**47 (PUC-SP)** Ao ser atingido o equilíbrio gasoso:



verificou-se que a massa molecular aparente da mistura era 82,8 u.

- a) Determine sua composição percentual em volume.
  - b) Determine o valor da constante de equilíbrio em pressões parciais, sabendo ser a pressão total, no equilíbrio, 2 atm.
- Dados:  $\text{N} = 14 \text{ u}$ ;  $\text{O} = 16 \text{ u}$

**48 (ITA)** Em um balão fechado e sob temperatura de  $27^\circ\text{C}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  está em equilíbrio com  $\text{NO}_2(\text{g})$ .

A pressão total exercida pelos gases dentro do balão é igual a 1,0 atm e, nestas condições,  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  encontra-se 20% dissociado.

- a) Determine o valor da constante de equilíbrio para a reação de dissociação do  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ . Mostre os cálculos realizados.
- b) Para a temperatura de  $27^\circ\text{C}$  e pressão total dos gases dentro do balão igual a 0,10 atm, determine o grau de dissociação do  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ . Mostre os cálculos realizados.

**49 (FEI-SP)** Em um recipiente de volume V ocorre a seguinte reação de equilíbrio em fase gasosa:  $1\text{A} + 1\text{B} \rightleftharpoons 2\text{C}$ . No início são colocados 6,5 mols de cada reagente e após atingido o equilíbrio, restaram 1,5 mols de cada reagente. A constante de equilíbrio ( $K_c$ ) é igual a:

- a) 45 V
- b) 22,2 V
- c) 44,4  $\text{V}^2$
- d) 44,4
- e) 22,2 V

**50 (MAUÁ-SP)** A pressão de um sistema gasoso constituído por  $\text{CO}_2$ ,  $\text{O}_2$  e  $\text{CO}$ , em equilíbrio, é de 2 atm, a dada temperatura. Tendo em conta que no sistema em questão existem 30% de  $\text{CO}_2$  e 20% de  $\text{O}_2$ , em volume, calcule:

- a) a pressão parcial do  $\text{CO}$ .
- b) a constante de equilíbrio do sistema considerado, em termos de pressão para a formação do  $\text{CO}_2$ .



# GABARITO

## 01- Alternativa D

	$2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3$		
Início	6 mols/L	5 mols/L	0
Reagem	4 mols/L	2 mols/L	4 mols/L
Equilíbrio	2 mols/L	3 mols/L	4 mols/L

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{(4)^2}{(2)^2 \cdot (3)} = 1,33$$

## 02- Alternativa C

	$\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2 \text{HI}$		
Início	1 mol/L	1 mol/L	0
Reage	$x$	$x$	—
Forma	—	—	$2x$
Equilíbrio	$1 - x$	$1 - x$	$2x$

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} \rightarrow 10^2 = \frac{(2X)^2}{(1-X) \cdot (1-X)} \rightarrow 10 = \frac{2X}{1-X} \rightarrow X = \frac{5}{6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 1 - X = 1 - \frac{5}{6} = \frac{1}{6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{HI}] = 2X = 2 \cdot \frac{5}{6} = \frac{5}{3} \text{ mol.L}^{-1}$$

## 03- Alternativa D

	$\text{NH}_3 \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{N}_2 + \frac{3}{2} \text{H}_2$		
Início	1 mol	0	0
Reage	0,5 mol	0,25 mol	0,75 mol
Equilíbrio	0,5 mol	0,25 mol	0,75 mol

## 04- Alternativa C

	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{C}_2\text{H}_3\text{OOH} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_3\text{OOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$			
Início	1 mol	1 mol	0	0
Reage	$x$ mol	$x$ mol	$x$ mol	$x$ mol
Equilíbrio	$(1-x)$ mol	$(1-x)$ mol	$x$ mol	$x$ mol

$$K_c = \frac{[\text{C}_2\text{H}_3\text{OOC}_2\text{H}_5] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}] \cdot [\text{C}_2\text{H}_3\text{OOH}]}$$

$$K_c = \frac{x \cdot x}{(1-x) \cdot (1-x)} \Rightarrow 4 = \frac{x^2}{(1-x)^2} \Rightarrow \sqrt{4} = \sqrt{\frac{x^2}{(1-x)^2}} \Rightarrow 2 = \frac{x}{1-x} \Rightarrow x = 1/3 \text{ mol}$$

## 05- Alternativa C

	$\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$	
Início	0,750 mol/L	0
Reage	0,03 mol/L	0,060 mol/L
Equilíbrio	0,72 mol/L	0,060 mol/L

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{inicial}} = \frac{1,50}{2} = 0,75 \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(0,06)^2}{(0,72)} = 5 \cdot 10^{-3}$$

## 06- Alternativa C

	$\text{SO}_2 + \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_3 + \text{NO}$			
Início	a	b	0	0
Reage	z	z	z	z
Equilíbrio	$x = a - z$	$y = b - z$	z	z

## 07-

	$\text{CO}_{(g)} + 2 \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$			
$n_i$	②	②		0
$n_{\text{cons/form}}$	-0,50	-1,0		+0,50
$n_{\text{eq.}}$	1,5	1,0		①0,50

Com  $V=1\text{L}$ 

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}]^2} = \frac{0,50}{1,5 \cdot (1,0)^2} = \frac{1}{3} \cong 0,33.$$

## 08- Alternativa D

	$\text{H}_2$	+	$\text{I}_2$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{HI}$
Início	3mols		3mols		0
Reage/Forma	X		X		2X
Equilíbrio	3-X		3-X		2X

Calculando o valor de X:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} \rightarrow 49 = \frac{(2X)^2}{(3-X) \cdot (3-X)} \rightarrow 7 = \frac{2X}{3-X} \rightarrow X = \frac{21}{9}$$

$$\text{Calculando a concentração molar de HI: } [\text{HI}] = 2 \cdot X = 2 \cdot \frac{21}{9} = 4,7 \text{ mol.L}^{-1}$$

09-

- a) Como a 225°C o valor de  $K_c$  é muito pequeno, neste caso a concentração dos reagentes são inversamente proporcionais ao  $K_c$  e neste caso predomina a concentração de  $\text{CO(g)}$  e  $\text{H}_2\text{O(g)}$ .  
 b) A 825°C as concentrações dos reagentes e produtos são aproximadamente iguais onde o valor do  $K_c$  é aproximadamente igual a 1.

10-

	$\text{H}_2$	+	$\text{Br}_2$	$\rightleftharpoons$	2 HBr
Início	1mol		1mol		0
Reage/Forma	0,10mol		0,10mol		0,20mol
Equilíbrio	0,90mol		0,90mol		0,20mol

Calculando o valor de  $K_c$  para a reação:

$$K_c = \frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{Br}_2]} = \frac{\left(\frac{0,20}{10}\right)^2}{\left(\frac{0,90}{10}\right) \cdot \left(\frac{0,90}{10}\right)} = 0,050$$

11- Alternativa B

	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	+	$\text{C}_2\text{H}_3\text{OOH}$	$\rightleftharpoons$	$\text{C}_2\text{H}_3\text{OOC}_2\text{H}_5$	+	$\text{H}_2\text{O}$
Início	1mol		1mol		0		0
Reage/Forma	X		X		X		X
Equilíbrio	1-X		1-X		X		X

Calculando o valor de  $K_c$  para a reação:

$$K_c = \frac{[\text{C}_2\text{H}_3\text{OOC}_2\text{H}_5] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}] \cdot [\text{C}_2\text{H}_3\text{OOH}]} \rightarrow 4 = \frac{(X) \cdot (X)}{(1-X) \cdot (1-X)} \rightarrow 2 = \frac{X}{1-X} \rightarrow X = \frac{2}{3}$$

Calculando do número de mols de  $\text{C}_2\text{H}_3\text{OOC}_2\text{H}_5$ :  $X = \frac{2}{3} \text{ mol}$

12- Alternativa A

	CO	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{CO}_2$	+	$\text{H}_2$
Início	X		X		0		0
Reage/Forma	9M		9M		9M		9M
Equilíbrio	X-9		X-9		9M		9M

Calculando a  $[\text{CO}_2]$ :

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} \rightarrow 324 = \frac{(9) \cdot (9)}{(X-9) \cdot (X-9)} \rightarrow 18 = \frac{9}{X-9} \rightarrow X = 9,5$$

Calculando a concentração molar de CO no equilíbrio:  $[\text{CO}] = X - 9,0 = 9,5 - 9,0 = 0,5\text{M}$

13- Alternativa E

	$\text{C}_2\text{H}_3\text{OOC}_2\text{H}_5$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	+	$\text{C}_2\text{H}_3\text{OOH}$
Início	1M		1M		0		0
Reage/Forma	0,66M		0,66M		0,66M		0,66M
Equilíbrio	0,34M		0,34M		0,66M		0,66M

Calculando o valor de  $K_c$  para a reação:

$$K_c = \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}] \cdot [\text{C}_2\text{H}_3\text{OOH}]}{[\text{C}_2\text{H}_3\text{OOC}_2\text{H}_5] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{(0,66) \cdot (0,66)}{(0,34) \cdot (0,34)} = 3,77$$

#### 14- Alternativa D

	CO	+	NO <sub>2</sub>	⇌	CO <sub>2</sub>	+	NO
Início	2mol		2mol		0		0
Reage/Forma	2.(3/4)mol		2.(3/4)mol		2.(3/4)mol		2.(3/4)mol
Equilíbrio	1/2mol		1/2mol		3/2mol		3/2mol

Calculando o valor de K<sub>c</sub> para a reação:

$$K_c = \frac{[CO_2].[NO]}{[CO].[NO_2]} = \frac{(1,5).(1,5)}{(0,5).(0,5)} = 9,0$$

#### 15- Alternativa C

Calculando o número de mol de Cl<sub>2</sub> no equilíbrio:  $n = \frac{m}{M} = \frac{33,4}{71} = 0,47 \text{ mol}$

Para um volume de 1dm<sup>3</sup> temos:  $[Cl_2] = \frac{n}{V} = \frac{0,47 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 0,47 \text{ M}$

	PCl <sub>5</sub>	⇌	PCl <sub>3</sub>	+	Cl <sub>2</sub>
Início	1M		0		0
Reage/Forma	0,47M		0,47M		0,47M
Equilíbrio	0,53M		0,47M		0,47M

Calculando o valor de K<sub>c</sub> para a reação:

$$K_c = \frac{[PCl_3].[Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{(0,47).(0,47)}{(0,53)} = 0,42$$

#### 16-

a)

	NH <sub>4</sub> OCONH <sub>2</sub> (s)	⇌	2 NH <sub>3</sub> (g)	+	CO <sub>2</sub> (g)
Início	4.10 <sup>-3</sup> mol		0		0
Reage/Forma	X		2X		X
Equilíbrio	4.10 <sup>-3</sup> - X		X		X

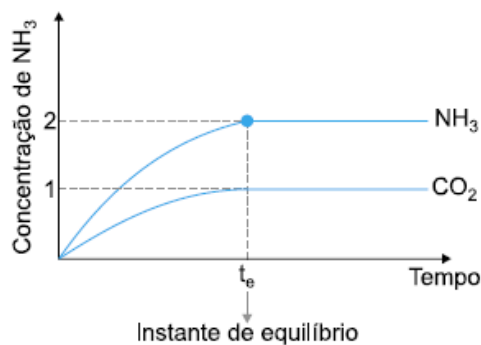
Calculando o valor de X:

$$K_c = [NH_3]^2.[CO_2] \rightarrow 4.10^{-9} = \left(\frac{2X}{2L}\right)^2 \cdot \left(\frac{X}{2L}\right) \rightarrow X = 2.10^{-3} \text{ mol}$$

Sim, em todo equilíbrio químico nenhuma substância envolvida se acaba:

$$n_{\text{carbamato (sólido)}} = 4 \cdot 10^{-3} - \underbrace{(2 \cdot 10^{-3})}_X = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

b)



17-

	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	+	C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> OOH	⇌	C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> OOC <sub>2</sub> H <sub>5</sub>	+	H <sub>2</sub> O
Início	1mol		1mol		0		0
Reage/Forma	0,8mol		0,8mol		0,8mol		0,8mol
Equilíbrio	0,2mol		0,8mol		0,8mol		0,8mol

a) Ácido acético  $\cong$  0,2 mol; acetato de etila  $\cong$  0,8 mol

b) Após 40 s

c) Aproximadamente 0,8 mol.

18- Alternativa D

	H <sub>2</sub>	+	I <sub>2</sub>	⇌	2 HI
Início	1mol		1mol		0
Reage/Forma	0,8mol		0,8mol		1,6mol
Equilíbrio	0,2mol		0,2mol		1,6mol

Calculando o valor de K<sub>c</sub> para a reação:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{\left(\frac{1,6}{1}\right)^2}{\left(\frac{0,2}{1}\right) \cdot \left(\frac{0,2}{1}\right)} = 64$$

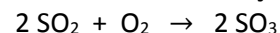
19-

a) e b)

Fração molar de L - isoleucina	1	0,68	0,50	0,44	0,42	0,42
Tempo (t/103 anos)	0	50	130	200	300	450
Fração molar de D-isoleucina	0	0,32	0,50	0,56	0,58	0,58

c) K<sub>c</sub> = 1,38d) 130 · 10<sup>3</sup> anos

20- Alternativa A

Considerando-se reação completa, partindo-se de 0,40 mol de SO<sub>2</sub> e 0,20 mol de O<sub>2</sub>, obtém-se 0,40 mol de SO<sub>3</sub>:

0,4mol 0,2mol 0,4mol

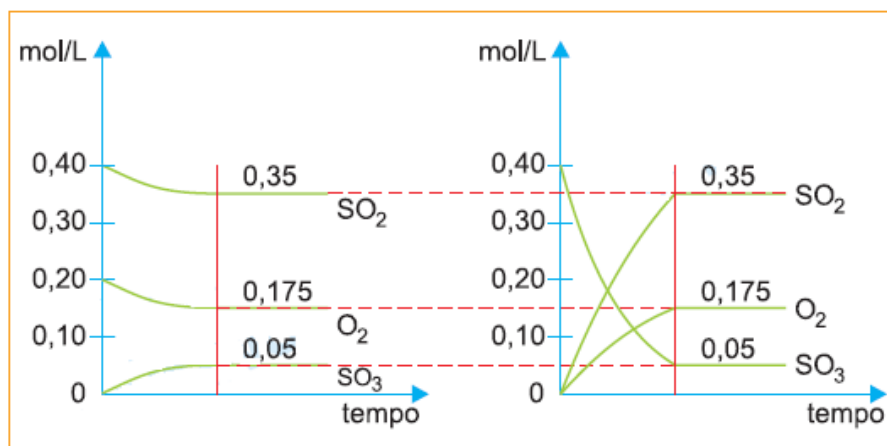
Partindo-se de 0,40 mol de SO<sub>3</sub>, em reação completa, também obtemos 0,40 mol de SO<sub>2</sub> e 0,20 mol de O<sub>2</sub>:

0,4mol 0,4mol 0,2mol

Logo, partindo-se de 0,40 mol de SO<sub>2</sub> e 0,20 mol de O<sub>2</sub> ou 0,40 mol de SO<sub>3</sub>, nos equilíbrios, teremos as mesmas concentrações:

	2 SO <sub>2</sub>	+	O <sub>2</sub>	⇌	2 SO <sub>3</sub>
Início	0,4mol		0,2mol		0
Reage/Forma	0,05mol		0,025mol		0,05mol
Equilíbrio	0,35mol		0,175mol		0,05mol

	2 SO <sub>3</sub>	⇌	2 SO <sub>2</sub>	+	O <sub>2</sub>
Início	0,4mol		0		0
Reage/Forma	0,35mol		0,35mol		0,175mol
Equilíbrio	0,05mol		0,35mol		0,175mol



21-

(F) está em equilíbrio.

(F) no equilíbrio, a pressão parcial do gás  $\text{N}_2\text{O}_4$  será maior que sua pressão parcial inicial.

(V) no equilíbrio, a pressão parcial do gás  $\text{NO}_2$  será maior que sua pressão parcial inicial.

(F) no equilíbrio, as pressões parciais do  $\text{N}_2\text{O}_4$  e  $\text{NO}_2$  serão as mesmas que as iniciais.

(V) no equilíbrio, a velocidade da reação direta será igual à velocidade da reação inversa.

	$\text{N}_2\text{O}_4$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{NO}_2$
Início	2bar		1bar
Reage/Forma	X		2X
Equilíbrio	2-X		1+2X

22- Alternativa A

	$\text{N}_2(\text{g})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{NO}(\text{g})$
Início	1M		1M		0
Reage/Forma	0,01M		0,01M		0,02M
Equilíbrio	0,99M		0,99M		0,02M

Calculando o valor de  $K_c$  para a reação:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]} = \frac{(0,02)^2}{(1,0) \cdot (1,0)} = 4 \cdot 10^{-4}$$

23- Alternativa E

	$\text{N}_2$	+	$3 \text{H}_2$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{NH}_3$
Início	1mol		3mol		0
Reage/Forma	0,04mol		0,12mol		0,08mol
Equilíbrio	0,96mol		2,88mol		0,08mol

24-

Para o intervalo de tempo 1:

	$\text{N}_2$	+	$3 \text{H}_2$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{NH}_3$
Início	10M		10M		0
Reage/Forma	2M		6M		4M
Equilíbrio	8M		4M		4M

Para o intervalo de tempo 2 e 3:

	N <sub>2</sub>	+	3 H <sub>2</sub>	⇌	2 NH <sub>3</sub>
Início	10M		10M		0
Reage/Forma	3M		9M		6M
Equilíbrio	7M		1M		6M

a) x = 8 mol/L; y = 6 mol/L

$$b) K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$$

$$c) K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = \frac{(6)^2}{(7) \cdot (1)^3} = 5,14$$

25-

	n-butano	⇌	Isobutano
Início	140mols		0
Reage/Forma	X		X
Equilíbrio	140-X		X

$$K_c = \frac{[\text{isobutano}]}{[\text{n-butano}]} \rightarrow 2,5 = \frac{\left(\frac{X}{20}\right)}{\left(\frac{140-X}{20}\right)} \rightarrow 2,5 \cdot (140 - X) = X \rightarrow X = 100 \text{ mols}$$

Com isso temos: n-butano = 140 - X = 140 - 100 = 40 mols

26-

a)

	H <sub>2</sub> + I <sub>2</sub> ⇌ 2HI		
Início	0,10 mol/L	0,10 mol/L	0
Reage	x	x	—
Forma	—	—	2x
Equilíbrio	0,10 - x	0,10 - x	2x

	2HI ⇌ H <sub>2</sub> + I <sub>2</sub>		
Início	0,20 mol/L	0	0
Reage	2x	—	—
Forma	—	x	x
Equilíbrio	0,20 - 2x	x	x

$$K_c = \frac{(2x)^2}{(0,1-x) \cdot (0,1-x)}$$

$$64 = \frac{(2x)^2}{(0,1-x)^2} \quad x = 0,08 \text{ mol/L}$$

$$[I_2] = 0,10 - 0,08 = 0,02 \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{x \cdot x}{(0,20 - 2x)^2}$$

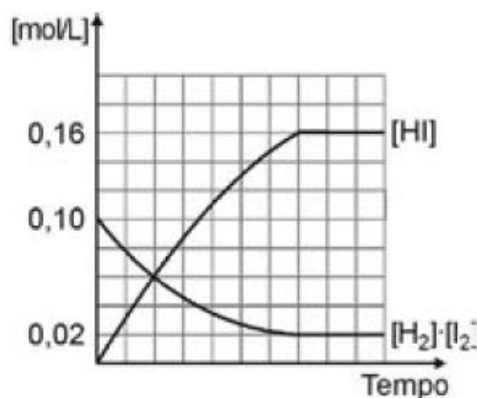
$$\frac{1}{64} = \frac{x^2}{(0,20 - 2x)^2}$$

$$x = 0,02 \text{ mol/L}$$

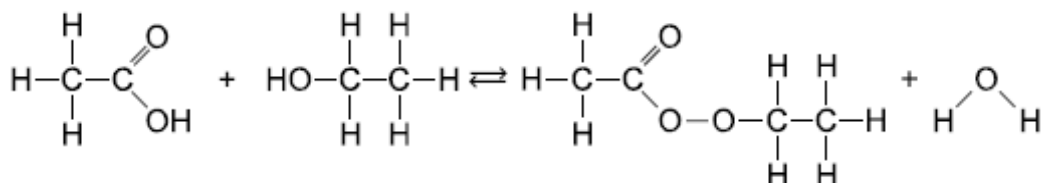
A concentração de iodo no equilíbrio será a mesma nos dois recipientes.

b) [H<sub>2</sub>] = [I<sub>2</sub>] = 0,02 mol/L

[HI] = 0,16 mol/L



27-  
a)



b) **Consideração 1**

Número de mols de cada constituinte no equilíbrio:

ácido acético = 0,5 mol; etanol = 1,5 mol, acetato de etila = 1,5 mol

**Consideração 2**

Número de mols de cada constituinte no equilíbrio:

ácido acético = 1,114 mol; etanol = 2,114 mol; acetato de etila = 0,886 mol

28-

	H <sub>2</sub>	+	I <sub>2</sub>	⇌	2 HI
Início	1mol		1mol		0
Reage/Forma	0,78mol		0,78mol		1,56mol
Equilíbrio	0,22mol		0,22mol		1,56mol

Calculando o valor de K<sub>c</sub> para a reação:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{1,56}{V}\right)^2}{\left(\frac{0,22}{V}\right) \cdot \left(\frac{0,22}{V}\right)} = 50,3$$

29- Alternativa C

	2 NH <sub>3</sub>	⇌	N <sub>2</sub>	+	3 H <sub>2</sub>
Início	8mols		0		0
Reage/Forma	4mols		2mols		6mols
Equilíbrio	4mols		2mols		6mols

Calculando o valor de K<sub>c</sub> para a reação:

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



30-

	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	+	C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> OOH	⇌	C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> OOC <sub>2</sub> H <sub>5</sub>	+	H <sub>2</sub> O
Início	1mol		1mol		0		0
Reage/Forma	X		X		X		X
Equilíbrio	1 - X		1 - X		X		X

$$K_c = \frac{[C_2H_3OOC_2H_5] \cdot [H_2O]}{[C_2H_5OH] \cdot [C_2H_3OOH]} \rightarrow 4 = \frac{\left(\frac{X}{V}\right) \cdot \left(\frac{X}{V}\right)}{\left(\frac{1-X}{V}\right) \cdot \left(\frac{1-X}{V}\right)} \rightarrow 4 = \frac{\left(\frac{X}{V}\right)^2}{\left(\frac{1-X}{V}\right)^2} \rightarrow 2 = \frac{\left(\frac{X}{V}\right)}{\left(\frac{1-X}{V}\right)} \rightarrow 2 = \frac{(X)}{(1-X)} \rightarrow X = \frac{2}{3}$$

Com isso temos no equilíbrio:

$$[C_2H_5OH] = 1 - X = 1 - 2/3 = 1/3 \text{ mol}$$

$$[C_2H_3OOH] = 1 - X = 1 - 2/3 = 1/3 \text{ mol}$$

$$[C_2H_3OOC_2H_5] = X = 2/3 \text{ mol}$$

$$[H_2O] = X = 2/3 \text{ mol}$$

31-

Calculando o número de mols dos reagentes:

$$\rightarrow \text{Para o } CH_3COOH: n = \frac{m}{M} = \frac{120}{60} = 2 \text{ mols}$$

$$\rightarrow \text{Para o } C_2H_5OH: n = \frac{m}{M} = \frac{92}{46} = 2 \text{ mols}$$

	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	+	C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> OOH	⇌	C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> OOC <sub>2</sub> H <sub>5</sub>	+	H <sub>2</sub> O
Início	2mol		2mol		0		0
Reage/Forma	X		X		X		X
Equilíbrio	2 - X		2 - X		X		X

$$K_c = \frac{[C_2H_3OOC_2H_5] \cdot [H_2O]}{[C_2H_5OH] \cdot [C_2H_3OOH]} \rightarrow 4 = \frac{\left(\frac{X}{V}\right) \cdot \left(\frac{X}{V}\right)}{\left(\frac{2-X}{V}\right) \cdot \left(\frac{2-X}{V}\right)} \rightarrow 4 = \frac{\left(\frac{X}{V}\right)^2}{\left(\frac{2-X}{V}\right)^2} \rightarrow 2 = \frac{\left(\frac{X}{V}\right)}{\left(\frac{2-X}{V}\right)} \rightarrow 2 = \frac{(X)}{(2-X)} \rightarrow X = \frac{4}{3}$$

Com isso temos no equilíbrio:

$$[C_2H_5OH] = 2 - X = 2 - 4/3 = 2/3 \text{ mol}$$

$$[C_2H_3OOH] = 2 - X = 2 - 4/3 = 2/3 \text{ mol}$$

$$[C_2H_3OOC_2H_5] = X = 4/3 \text{ mol}$$

$$[H_2O] = X = 4/3 \text{ mol}$$

32- Alternativa C

	PCl <sub>5</sub>	⇌	PCl <sub>3</sub>	+	Cl <sub>2</sub>
Início	0,1M		0		0,02M
Reage/Forma	X		X		X
Equilíbrio	0,1-X		X		0,02+X

Calculando o valor de X:

$$K_c = \frac{[PCl_3] \cdot [Cl_2]}{[PCl_5]} \rightarrow 0,03 = \frac{X \cdot (0,02+X)}{(0,1-X)} \rightarrow 0,03 \cdot (0,1-X) = 0,02X + X^2 \rightarrow X^2 + 0,05X - 0,003 = 0$$

$$X = \frac{-b + \sqrt{b^2 - 4 \cdot a \cdot c}}{2 \cdot a} = \frac{-0,05 + \sqrt{(0,05)^2 - 4 \cdot (-0,003)}}{2} = \frac{-0,05 + 0,12}{2} = 0,035 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Com isso temos: } [PCl_5]_{\text{equilíbrio}} = 0,1 - X = 0,1 - 0,035 = 0,065 \text{ mol.L}^{-1}$$

33-

	$\text{PCl}_5$	$\rightleftharpoons$	$\text{PCl}_3$	+	$\text{Cl}_2$
Início	2mols		0		0
Reage/Forma	0,8mol		0,8mol		0,8mol
Equilíbrio	1,2mol		0,8mol		0,8mol

Calculando o valor de  $K_c$  para a reação:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{0,8}{2}\right) \cdot \left(\frac{0,8}{2}\right)}{\left(\frac{1,2}{2}\right)} = 0,27$$

34-

	$2 \text{HI}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_2$	+	$\text{I}_2$
Início	1mol		0		0
Reage/Forma	0,2mol		0,1mol		0,1mol
Equilíbrio	0,8mol		0,1mol		0,1mol

Calculando o valor de  $K_c$  para a reação:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{\left(\frac{0,1}{V}\right) \cdot \left(\frac{0,1}{V}\right)}{\left(\frac{0,8}{V}\right)^2} = \frac{1}{64} = 1,6 \cdot 10^{-2}$$

35- Alternativa C

	$2 \text{SO}_3$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{SO}_2$	+	$\text{O}_2$
Início	5mols		0		0
Reage/Forma	3mols		3mols		1,5mols
Equilíbrio	2mols		3mols		1,5mols

Calculando o valor de  $K_c$  para a reação:

$$K_c = \frac{[3,0]^2 \cdot [1,5]}{[2,0]^2} = 3,375$$

36-

	$\text{CO(g)}$	+	$\text{H}_2\text{O(g)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{CO}_2\text{(g)}$	+	$\text{H}_2\text{(g)}$
Início	0,856atm		0,856atm		0		0
Reage/Forma	0,276atm		0,276atm		0,276atm		0,276atm
Equilíbrio	0,580atm		0,580atm		0,276atm		0,276atm

Calculando o valor da constante de equilíbrio  $K_p$ :

$$K_p = \frac{(p\text{CO}_2) \cdot (p\text{H}_2)}{(p\text{CO}) \cdot (p\text{H}_2\text{O})} = \frac{(0,276) \cdot (0,276)}{(0,580) \cdot (0,580)} = 0,226$$

37-

Calculando o número de mols de  $N_2O_4$ :  $n = \frac{m}{M} = \frac{46}{92} = 0,5 \text{ mol}$

Calculando a concentração molar de  $N_2O_4$ :  $[N_2O_4] = \frac{n}{V} = \frac{0,5 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$

	$N_2O_4$	$\rightleftharpoons$	$2 NO_2$
Início	0,05M		0
Reage/Forma	0,01M		0,02M
Equilíbrio	0,04M		0,02M

Calculando a pressão parcial do  $N_2O_4$  no sistema:

$$P_{N_2O_4} \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P_{N_2O_4} = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T \rightarrow P_{N_2O_4} = [N_2O_4] \cdot R \cdot T \rightarrow P_{N_2O_4} = 0,04 \cdot 0,082 \cdot 300 \rightarrow P_{N_2O_4} = 0,984 \text{ atm}$$

38-

	$A(g)$	+	$B(g)$	$\rightleftharpoons$	$AB(g)$
Início	3atm		2atm		0
Reage/Forma	X		X		X
Equilíbrio	3 - X		2 - X		X

Calculando o valor de X:  $P_T = P_A + P_B + P_{AB} \rightarrow 4,2 = 3 - X + 2 - X + X \rightarrow 4,2 = 5 - X \rightarrow X = 0,8 \text{ atm}$

Com isso temos:

	$A(g)$	+	$B(g)$	$\rightleftharpoons$	$AB(g)$
Início	3atm		2atm		0
Reage/Forma	0,8atm		0,8atm		0,8atm
Equilíbrio	2,2atm		1,2atm		0,8atm

(F) A reação não pode atingir o equilíbrio;

(V) A pressão de A (g), no equilíbrio, será 2,2 atm;

(F) A pressão de AB (g), no equilíbrio será 2,2 atm.

(V) O grau de dissociação será 40% em relação a B.

(F) A pressão de B (g), no equilíbrio, será 0,8 atm.

39- Alternativa E

	$H_2$	$I_2$	HI
Concentração no equilíbrio (mol/L)	0,01	0,01	0,07
Concentração de $H_2$ foi dobrada (mol/L)	0,01 + 0,01		
Concentração no novo estado de equilíbrio	0,017	0,007	0,076

Calculando o valor de  $K_c$  para a reação:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{(0,076)^2}{(0,017) \cdot (0,007)} = 48,5$$

40-

$$a) K_p = \frac{(pH_2) \cdot (pI_2)}{(pHI)^2}$$

b) Para  $K_c < 1$ , temos  $\uparrow[HI]$  e  $\downarrow[H_2]$   $\downarrow[I_2]$ , e desta forma ficamos com:

	2 HI	$\rightleftharpoons$	H <sub>2</sub>	+	I <sub>2</sub>
Início	1mol		1mol		1mol
Reage/Forma	X		X		X
Equilíbrio	1+X		1-X		1-X

41-

a)

Tempo	0	100	200	500	1000	2000	2500	3000
[A]/10 <sup>-3</sup> mol L <sup>-1</sup>	11,6	11,3	11,0	10,5	10,2	10,0	10,0	10,0
[B]/10 <sup>-3</sup> mol L <sup>-1</sup>	0	0,3	0,6	1,1	1,4	1,6	1,6	1,6

b)  $K_c = 0,16$

42- Alternativa D

	AB	$\rightleftharpoons$	A	+	B	
Início	5 atm		—		—	$6 = 5 - \alpha 5 + \alpha 5 + \alpha 5$
Reage e forma	$\alpha 5$		$\alpha 5$		$\alpha 5$	$1 = \alpha 5$
Equilíbrio	$5 - \alpha 5$		$\alpha 5$		$\alpha 5$	$\alpha = 0,2 = 20\%$

43- Alternativa E

Cálculo da quantidade em mol de N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>:

92 g ——— 1 mol

18,4 g ——— x  $\therefore x = 0,2$  mol

	N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$\rightleftharpoons$	2NO <sub>2</sub>	
Início	0,2 mol		—	$K_c = \frac{(0,15)^2}{0,025}$
Reage e forma	0,15 mol		0,30 mol	$K_c = 9,0 \cdot 10^{-1}$
Equilíbrio	0,05 mol		0,30 mol	

44-

Cálculo da quantidade em mol de COCl<sub>2</sub>

COCl<sub>2</sub>:  $\bar{M} = 99$  g/mol

99 g ——— 1 mol

495 g ——— x  $\therefore x = 5$  mol

Cálculo do volume do recipiente

$$PV = nRT \Rightarrow 1,23 \cdot V = 5 \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow V = 100 \text{ L}$$

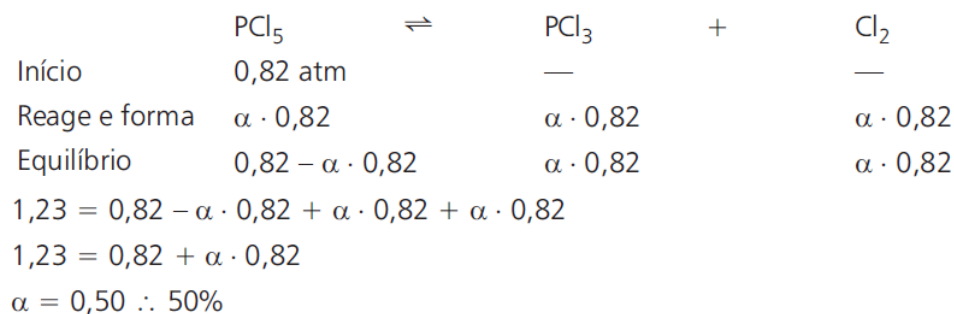
	COCl <sub>2</sub>	$\rightleftharpoons$	CO	+	Cl <sub>2</sub>	
Início	5 mol		—		—	Total: $5 - x + x + x = 5 + x$
Reage e forma	x		x		x	x ——— 30%
Equilíbrio	$5 - x$		x		x	$5 + x$ ——— 100%
						$150 + 30x = 100x$
						$150 = 70x \therefore x = 2,14$

$$K_c = \frac{\frac{2,14}{100} \cdot \frac{2,14}{100}}{\frac{2,86}{100}} \Rightarrow K_c = 0,016$$

45-

Cálculo da pressão inicial

$$PV = nRT \therefore PV = \frac{m}{M} RT \therefore P \cdot 4 = \frac{20,85}{208,5} \cdot 0,082 \cdot 400 \therefore P = 0,82 \text{ atm}$$



46- Alternativa C

50% de  $\text{NO}_2$  em volume = 50% de  $\text{NO}_2$  em mol (mesma P e T)

$$x_{\text{NO}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_T} = \frac{50}{100} \therefore x_{\text{NO}_2} = 0,5 \quad x = \text{fração em mol}$$

$$x_{\text{NO}_2} + x_{\text{N}_2\text{O}_4} = 1 \therefore x_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,5$$

$$2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 \quad K_p = \frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}{p_{\text{NO}_2}^2} \quad p = x \cdot P$$

$$K_p = \frac{0,5 \cdot 2}{0,5 \cdot 2} \therefore K_p = 1$$

47-

a.  $\text{NO}_2$   $\text{N}_2\text{O}_4$   
 $x\%$   $100 - x\%$

$$82,8 = \frac{46 \cdot x + (100 - x) 92}{100}$$

$x = 20$  NO<sub>2</sub>: 20%  
N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>: 80%

b. 2 atm

$$K_p = \frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}{p_{\text{NO}_2}^2} \quad K_p = \frac{1,6}{0,4}$$

$K_p = 10$  20% NO<sub>2</sub>: 0,4 atm  
80% N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>: 1,6 atm

48-  
a.

	$\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2\text{NO}_2 (\text{g})$
Início	p		0
Reage e forma	0,2 p		0,4 p
Equilíbrio	0,8 p		0,4 p

Como a pressão total no equilíbrio é igual a 1,0 atm, temos  $0,8 p + 0,4 p = 1$

$$p = \frac{1}{1,2} \text{ atm}$$

Logo

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{0,8}{1,2} \text{ atm} = \frac{2}{3} \text{ atm}$$

$$p_{\text{NO}_2} = \frac{0,4}{1,2} \text{ atm} = \frac{1}{3} \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}_2})^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{\left(\frac{1}{3}\right)^2}{\frac{2}{3}} = \frac{1}{6}$$

b. Admitindo a nova pressão total no equilíbrio igual a 0,10 atm, temos:

	$\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2\text{NO}_2 (\text{g})$
Início	p		0
Reage e forma	$\alpha p$		$2\alpha p$
Equilíbrio	$p - \alpha p$		$2\alpha p$

$$\text{Equilíbrio: } p_{\text{N}_2\text{O}_4} + p_{\text{NO}_2} = 0,10 \text{ atm}$$

$$p - \alpha p + 2\alpha p = 0,10$$

$$p(1 + \alpha) = 0,10$$

$$p = \frac{0,10}{1 + \alpha}$$

$$\text{Como } K_p = \frac{(p_{\text{NO}_2})^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

$$\frac{1}{6} = \frac{(2\alpha p)^2}{p - \alpha p}$$

$$24 \alpha^2 p = 1 - \alpha$$

Substituindo:

$$24 \alpha^2 \frac{0,10}{1 + \alpha} = 1 - \alpha$$

$$2,4 \alpha^2 = (1 + \alpha)(1 - \alpha)$$

$$2,4 \alpha^2 = 1 - \alpha^2$$

$$3,4 \alpha^2 = 1 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{1}{3,4}}$$

$$\alpha = 0,54 = 54\%$$

49- Alternativa D

	A	+	B	$\rightleftharpoons$	2C
Início	6,5		6,5		–
Reage e forma	5,0		5,0		10
Equilíbrio	1,5		1,5		10

$$K_c = \frac{[C]^2}{[A][B]} \quad K_c = \frac{\left(\frac{10}{V}\right)^2}{\frac{1,5}{V} \cdot \frac{1,5}{V}} \therefore K_c = 44,4$$

50-

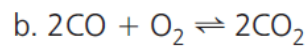
a.  $p_{CO} = x_{CO} \cdot P$

$$x_{CO_2} = 0,30$$

$$x_{O_2} = 0,20$$

$$x_{CO} = 0,50$$

$$p_{CO} = 0,50 \cdot 2 \text{ atm} \quad \therefore \quad p_{CO} = 1 \text{ atm}$$



$$p_{O_2} = 0,20 \cdot 2 = 0,40 \text{ atm}$$

$$p_{CO_2} = 0,30 \cdot 2 = 0,60 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{p_{CO_2}^2}{p_{CO}^2 \cdot p_{O_2}} \Rightarrow K_p = \frac{0,6^2}{1^2 \cdot 0,4} \Rightarrow K_p = 0,9$$