

# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

## 01 - (Ufc CE/2008/1ªFase)

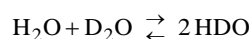
Considerando um reservatório mantido à temperatura constante, tem-se estabelecido o equilíbrio químico  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ . Sendo que as pressões parciais no equilíbrio são  $p_{\text{PCl}_5} = 0,15\text{atm}$ ,  $p_{\text{PCl}_3} = 0,30\text{atm}$  e  $p_{\text{Cl}_2} = 0,10\text{atm}$ . Assinale a alternativa correta para o valor de  $K_p$  (em atm) da reação.

- a) 0,05
- b) 0,10
- c) 0,15
- d) 0,20
- e) 0,25

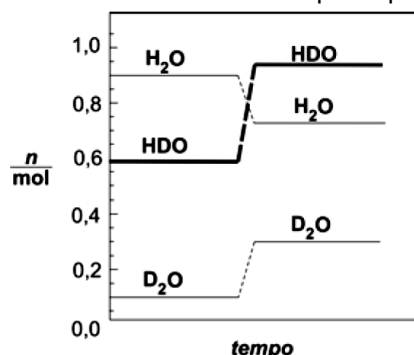
Gab: D

## 02 - (Fuvest SP/2008/1ªFase)

Certas quantidades de água comum ( $\text{H}_2\text{O}$ ) e de água deuterada ( $\text{D}_2\text{O}$ ) – água que contém átomos de deutério em lugar de átomos de hidrogênio – foram misturadas. Ocorreu a troca de átomos de hidrogênio e de deutério, formando-se moléculas de HDO e estabelecendo-se o equilíbrio (estado I)



As quantidades, em mols, de cada composto no estado I estão indicadas pelos patamares, abaixo, no diagrama. Depois de certo tempo, mantendo-se a temperatura constante, acrescentou-se mais água deuterada, de modo que a quantidade de  $\text{D}_2\text{O}$ , no novo estado de equilíbrio (estado II), fosse o triplo daquela antes da adição. As quantidades, em mols, de cada composto envolvido no estado II estão indicadas pelos patamares, abaixo, no diagrama.



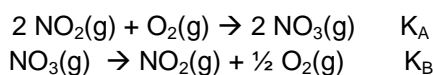
A constante de equilíbrio, nos estados I e II, tem, respectivamente, os valores

- a) 0,080 e 0,25
- b) 4,0 e 4,0
- c) 6,6 e 4,0
- d) 4,0 e 12
- e) 6,6 e 6,6

Gab: B

## 03 - (Ufam AM/2008)

Considere que a reações **A** e **B** abaixo e suas respectivas constante de equilíbrio:



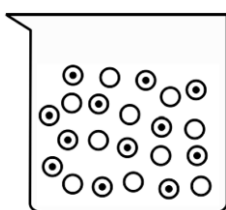
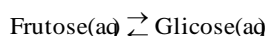
A constante de equilíbrio  $K_B$  será igual a:

- a)  $K^{1/2}$
- b)  $K$
- c)  $K^{-1/2}$
- d)  $K^{-1}$
- e)  $-K$

**Gab:** C

**04 - (Uel PR/2008)**

A figura seguinte representa a quantidade de moléculas de frutose e glicose, em solução aquosa, a 25 °C e em equilíbrio químico, de acordo com a equação:



**Dados:** Volume da solução igual a 3,0 ℓ .

- representação de 1 molécula de frutose
- representação de 1 molécula de glicose

A constante de equilíbrio a 25 °C para a reação é igual a:

- a) 0,40.
- b) 0,83.
- c) 0,28.
- d) 1,20.
- e) 1,00.

**Gab:** D

**05 - (Ufsc SC/2008)**

Em grandes cidades, tais como São Paulo e Rio de Janeiro, a presença de milhões de veículos provoca um dos piores problemas de poluição atmosférica devido à emissão do monóxido de nitrogênio, dentre outros gases. No cilindro de um motor de automóvel de alta compressão, as temperaturas durante a queima do combustível podem ser da ordem de 2.400 K. Essas condições favorecem a combustão do nitrogênio, representada pela equação química abaixo:



Sabe-se que a constante de equilíbrio para a formação de um mol de NO a 300 K é igual a  $10^{-13}$ , enquanto que à temperatura de 2.400 K o valor da constante é  $10^{13}$  vezes maior.

Com base nas informações fornecidas e na equação balanceada, assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

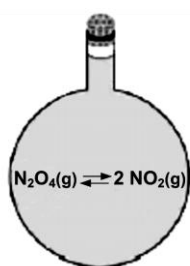
- 01. A alta temperatura atingida pelos gases promove a redução do nitrogênio.
- 02. A formação de monóxido de nitrogênio é um processo exotérmico.

04. Um aumento da temperatura do sistema provocará um deslocamento do equilíbrio para a direita.  
 08. À temperatura de 300 K pode-se afirmar que, no equilíbrio, as concentrações de  $N_2$ ,  $O_2$  e  $NO$  são iguais.  
 16. À temperatura de 2.400 K existe uma concentração menor de  $NO$  no equilíbrio.  
 32. Um aumento na pressão favorece a formação de  $NO$ .  
 64. Um catalisador automotivo eficiente transforma gases tóxicos em não-tóxicos à temperatura de combustão dos gases expelidos.

**Gab:** 68

**06 - (Ueg GO/2007/Janeiro)**

O  $N_2O_4$  é um gás incolor e pode transformar-se no gás castanho  $NO_2$ , de acordo com o equilíbrio apresentado na figura abaixo.



Considere que 4,0 mols do gás incolor e 2,0 mols do gás castanho foram misturados em um recipiente fechado de 1,0 L de capacidade, na temperatura de 227 °C. Admita ainda que nessa temperatura a constante de equilíbrio, em termos das concentrações, vale 4,0. Baseado nas informações do texto e da figura e considerando  $\sqrt{3} = 1,73$ , responda aos itens abaixo:

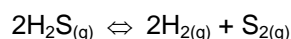
- a) Explique por meio de cálculos se haverá diminuição ou aumento na concentração de  $NO_2$  até que o equilíbrio seja estabelecido.  
 b) Determine as concentrações de  $N_2O_4$  e  $NO_2$  no estado de equilíbrio.

**Gab:**

- a) Haverá aumento, pois o  $Q_p < K_p$ , logo o equilíbrio desloca para a direita.  
 b)  $N_2O_4 = 2,16 \text{ mol.L}^{-1}$ ;  $NO_2 = 2,92 \text{ mol.L}^{-1}$

**07 - (Uem PR/2007/Julho)**

Em um recipiente fechado de volume igual a 1 litro, 34 g de  $H_2S_{(g)}$  sofrem decomposição à temperatura constante, de acordo com a reação abaixo.



Depois de estabelecido o equilíbrio químico, verifica-se a presença de 3,4 g de  $H_2S_{(g)}$ . Considerando essas afirmações, responda o que se pede a seguir:

- a) calcule o grau de equilíbrio;  
 b) calcule o valor da constante de equilíbrio.

**Gab:**

- a) 90%  
 b)  $K_c = 3,645 \text{ mol.L}^{-1}$

**08 - (IME RJ/2007/1ªFase)**

Um vaso fechado de volume  $V$  contém inicialmente dois moles do gás A. Após um determinado tempo, observa-se o equilíbrio químico:  $A \rightleftharpoons 2B$

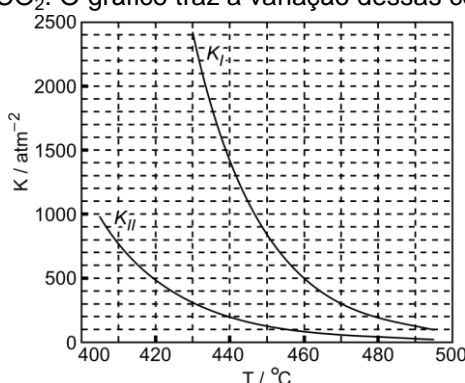
cuja constante de equilíbrio é  $k_p = \frac{p_B^2}{p_A}$  (onde  $p_A$  e  $p_B$  representam as pressões parciais dos componentes A e B). No equilíbrio, o número de moles de A é  $n_1$ . Em seguida, aumenta-se a pressão do vaso admitindo-se dois moles de um gás inerte I. Após novo equilíbrio, o número de moles de A é  $n_2$ . Quanto vale  $n_2/n_1$  se, durante todo o processo, a temperatura fica constante e igual a T (em K) ?

- a) 1
- b) 2
- c) 4
- d)  $2 \frac{RT}{V \cdot k_p}$
- e)  $4 \left( \frac{RT}{V \cdot k_p} \right)^2$

**Gab:** A

**09 - (Fuvest SP/2007/2ª Fase)**

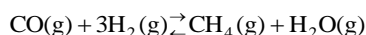
Na produção de hidrogênio por via petroquímica, sobram traços de CO e CO<sub>2</sub> nesse gás, o que impede sua aplicação em hidrogenações catalíticas, uma vez que CO é veneno de catalisador. Usando-se o próprio hidrogênio, essas impurezas são removidas, sendo transformadas em CH<sub>4</sub> e H<sub>2</sub>O. Essas reações ocorrem a temperaturas elevadas, em que reagentes e produtos são gasosos, chegando a um equilíbrio de constante  $K_I$  no caso do CO e a um equilíbrio de constante  $K_{II}$  no caso do CO<sub>2</sub>. O gráfico traz a variação dessas constantes com a temperatura.



- a) Num experimento de laboratório, realizado a 460 °C, as pressões parciais de CO, H<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub> e H<sub>2</sub>O, eram, respectivamente,  $4 \times 10^{-5}$  atm; 2 atm; 0,4 atm; e 0,4 atm. Verifique se o equilíbrio químico foi alcançado. Explique.
- b) As transformações de CO e CO<sub>2</sub> em CH<sub>4</sub> mais H<sub>2</sub>O são exotérmicas ou endotérmicas? Justifique sua resposta.
- c) Em qual das duas transformações, na de CO ou na de CO<sub>2</sub>, o calor despreendido ou absorvido é maior? Explique, em termos do módulo da quantidade de calor (|Q|) envolvida.

**Gab:**

a) O item se refere à reação do CO com H<sub>2</sub> segundo a equação química:



$$K_p = 500 \text{atm}^{-2}$$

$$Q = \frac{[\text{CH}_4\text{(g)}] \cdot [\text{H}_2\text{O(g)}]}{[\text{CO(g)}] \cdot [\text{H}_2\text{(g)}]^3} = \frac{0,4 \cdot 0,4}{4 \cdot 10^{-5} \cdot 2^3} = 500 \text{atm}^{-2}$$

Como o valor do quociente de reação (Q) é igual ao valor de  $K_p$  a 460°C, o sistema encontra-se em equilíbrio nas condições citadas.

- b) Pelo gráfico notamos que quanto maior a temperatura, menor o valor de K e portanto menor a quantidade de produtos (CH<sub>4</sub> e H<sub>2</sub>O). Se o aumento da temperatura desfavorece a formação de produtos, as transformações são exotérmicas.
- c) A maior inclinação da curva no gráfico indica a reação mais exotérmica. Então:  $|Q_I| > |Q_{II}|$ .

**10 - (Unimontes MG/2007/2ªFase)**

Durante um experimento, aqueceu-se, em um recipiente fechado, 0,80 mol de iodeto de hidrogênio (HI) gasoso que se decompôs em gases I<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>. À temperatura de 500°C, o equilíbrio químico foi alcançado, obtendo-se 0,30 mol do gás I<sub>2</sub> no sistema. **Calcule:**

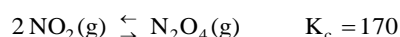
- a) O grau de dissociação percentual ( $\alpha$ ) do HI nas condições descritas.
- b) A constante de equilíbrio (K<sub>c</sub>) nas condições descritas.

**Gab:**

- a) 75%
- b) 2,25

**11 - (Unimontes MG/2007/2ªFase)**

A 298 K, a constante de equilíbrio, K<sub>c</sub>, para a formação do tetraóxido de dinitrogênio, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, é 170, conforme a equação:



Supondo que a concentração de NO<sub>2</sub> seja 0,05 mol/L e a de N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> seja 0,025 mol/L, responda:

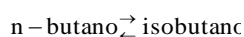
- a) O sistema se encontra em equilíbrio? Justifique.
- b) Se o sistema não se encontra em equilíbrio, em que direção a reação deverá avançar para atingi-lo?

**Gab:**

- a) Não, pois o Q<sub>c</sub> é diferente de K<sub>c</sub>
- b) No sentido dos produtos, aumentando a concentração de N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>.

**12 - (Fepcs DF/2007)**

Um exemplo de equilíbrio químico ocorre com as formas isômeras:



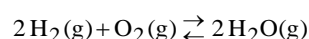
Num sistema em equilíbrio, as concentrações de n-butano e isobutano são, respectivamente, 1,00 mol e 2,00 mol num volume de 1 litro. Quando se adiciona 1,0 mol de isobutano, mantendo-se constante o volume e a temperatura do sistema, as novas concentrações desses isômeros, no equilíbrio, são:

- a) [n-butano] = 1,33M [isobutano] = 2,66 M;
- b) [n-butano] = 1,50 M [isobutano] = 3,00 M;
- c) [n-butano] = 0,34M [isobutano] = 0,68M;
- d) [n-butano] = 2,00 M [isobutano] = 3,50 M;
- e) [n-butano] = 0,78 M [isobutano] = 2,34 M.

**Gab:** A

**13 - (Ufac AC/2007)**

Considere uma reação em equilíbrio como mostrada a seguir:



Se 4 mols de moléculas de O<sub>2</sub> são injetados em um equipamento com capacidade volumétrica de 4 litros contendo 5 mols de moléculas de hidrogênio em condições experimentais que permitam que apenas 60% das moléculas de O<sub>2</sub> reajam, pergunta-se: qual o valor aproximado da constante de equilíbrio (K<sub>c</sub>) para a formação de água?

- a) 700
- b) 4.000

- c) 660
- d) 2.000
- e) 1.440

**Gab:** E

**14 - (FFFCMPA RS/2007)**

Acima de 330°C o cloreto de amônio produz amônia e ácido clorídrico através de uma reação de decomposição, como mostra a equação abaixo:



Considerando que o sistema acima atingiu o equilíbrio, assinale a alternativa incorreta.

- a) Ao se diminuir o volume do sistema acima haverá deslocamento de equilíbrio para a formação de cloreto de amônio.
- b) Inserindo-se amônia no sistema haverá deslocamento de equilíbrio para a formação de cloreto de amônio.
- c) A expressão matemática para a constante de equilíbrio expressa em termos de pressão ( $K_p$ ) é dada por:

$$K_p = \frac{[\text{NH}_3][\text{HCl}]}{[\text{NH}_4\text{Cl}]}$$

- d) Considerando que a pressão da mistura gasosa seja de 2,0 atm num determinado volume e temperatura, o valor numérico de sua constante  $K_p$  será 1,0.
- e) O equilíbrio químico acima é um equilíbrio dinâmico.

**Gab:** C

**15 - (Ufam AM/2007)**

Sobre a reação genérica  $2A(g) + 2B(g) \rightarrow 3C(g) + 2D(g)$   $K_C = 500$ , sob a temperatura de 300K, são feitas as seguintes afirmações:

- I. No equilíbrio haverá mais produtos que reagentes
- II. No equilíbrio haverá mais reagentes que produtos
- III. A reação inversa tem  $K_C$  igual a 0,002
- IV. O valor de  $K_C$  independe da temperatura do sistema
- V. O valor de  $K_p$  é igual a 12.300,0

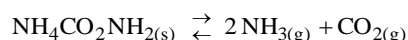
São verdadeiras as afirmações:

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

**Gab:** C

**16 - (Ufv MG/2007)**

Vários compostos contendo a função carbamato são comercializados como inseticida. Um dos compostos mais simples desta classe é o carbamato de amônio. A sua decomposição ocorre de acordo com a equação dada abaixo.



Sendo a pressão total dos gases no equilíbrio, em um sistema fechado, igual a 0,120 atm a 25 °C, é CORRETO afirmar que o valor de  $K_p$  é:

- a)  $1,20 \times 10^{-4}$

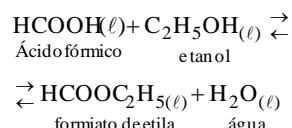
- b)  $1,60 \times 10^{-4}$
- c)  $2,56 \times 10^{-4}$
- d)  $4,80 \times 10^{-4}$
- e)  $6,40 \times 10^{-4}$

**Gab:** C

**17 - (Mackenzie SP/2007)**

Os ésteres são compostos orgânicos comumente utilizados na indústria alimentícia como flavorizantes em refrescos, pastilhas e doces.

A essência de pêssego (formiato de etila) pode ser obtida de acordo com a equação em equilíbrio:



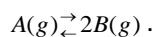
Uma produção piloto de formiato de etila foi realizada em um balão de capacidade 3 litros, e ao atingir o equilíbrio, verificou-se a presença de 0,6 mol de ácido fórmico; 0,6 mol de etanol; 1,2 mol do referido éster e 1,2 mol de água. Com base nesses dados, pode-se afirmar que a constante de equilíbrio (Kc) para essa reação é

- a) 0,40.
- b) 4,00.
- c) 0,25.
- d) 2,50.
- e) 1,33.

**Gab:** B

**18 - (ITA SP/2007)**

Um cilindro de volume V contém as espécies A e B em equilíbrio químico representado pela seguinte equação:



Inicialmente, os números de mols de A e de B são, respectivamente, iguais a  $nA_1$  e  $nB_1$ . Realiza-se, então, uma expansão isotérmica do sistema até que o seu volume duplique (2V) de forma que os números de mols de A e de B passem a ser, respectivamente,  $nA_2$  e  $nB_2$ .

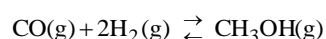
Demonstrando o seu raciocínio, apresente a expressão algébrica que relaciona o número final de mols de B ( $nB_2$ ) unicamente com  $nA_1$ ,  $nA_2$  e  $nB_1$ .

**Gab:**

A expansão isotérmica de um sistema fechado, em equilíbrio, não altera o valor do Kp. No equilíbrio

**19 - (UFRural RJ/2007)**

O metanol pode ser obtido industrialmente pela reação entre o monóxido de carbono e o hidrogênio conforme a equação abaixo :



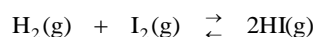
Há uma certa temperatura, em um recipiente de 2L, são introduzidos 4,0 mol de monóxido de carbono e 4,0 mol de hidrogênio. Após um certo tempo, o processo atinge um equilíbrio quando são formados 1 mol de metanol.

Calcule a constante de equilíbrio (Kc) nas condições para a reação acima.

**Gab:** Kc = 1/3 ou 0,33 (mol.L<sup>-1</sup>)<sup>-2</sup>

**20 - (Uem PR/2006/Julho)**

Em um recipiente de 500 mL, encontram-se, em condições de equilíbrio, 10 mol/L de  $H_2(g)$  e 0,01 mol/L de  $I_2(g)$ . Qual é a concentração do  $HI(g)$ , sabendo-se que, nas condições do experimento, a constante de equilíbrio ( $K_c$ ) é  $10^{-3}$ ?

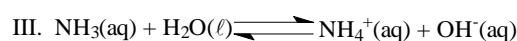
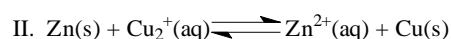
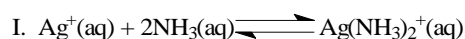


- a) 50 mol/L.
- b) 100 mol/L.
- c) 0,1 mol/L.
- d) 5 mol/L.
- e) 0,01 mol/L.

**Gab:** E

**21 - (Unifor CE/2006/Julho)**

Para cada um dos equilíbrios representados abaixo:



foi escrita a expressão a ser utilizada para o cálculo do valor da respectiva constante de equilíbrio,  $K_{eq}$ :

**Dado:** [ ] = concentração em mol/L

I.  $K_{eq} = \frac{[Ag(NH_3)_2^+]}{[Ag^+][NH_3]^2}$

II.  $K_{eq} = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$

III.  $K_{eq} = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$

Dessas expressões,

- a) somente I é correta.
- b) somente II é correta.
- c) somente III é correta.
- d) somente I e II são corretas.
- e) I, II e III são corretas.

**Gab:** E

**22 - (Unifor CE/2006/Julho)**

Um frasco contendo, inicialmente, 0,75 atm de um composto gasoso A puro é deixado durante algum tempo dentro de um banho de gelo e água (0 °C). Com isto, parte do composto A sofre dissociação produzindo o composto gasoso B de tal modo que  $1A \rightleftharpoons 2B$ . No equilíbrio, a essa temperatura, a pressão parcial de A baixou de 0,25 atm.

Sendo assim, nessa temperatura, o valor da constante de equilíbrio,  $K_p$ , em atm, deve ser

- a) 1,25
- b) 1,00
- c) 0,75

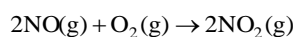


- d) 0,50  
e) 0,25

**Gab: D**

**23 - (Ufmt MT/2006/1ªFase)**

A constante de equilíbrio  $K_e$  da reação:



é igual a  $4,0 \times 10^{13}$ , a  $25^\circ\text{C}$ . Considere a  $[\text{NO}] = [\text{O}_2] = 16 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ .

Com base nos dados acima, é correto afirmar que, a  $25^\circ\text{C}$ , a mistura reacional em equilíbrio terá predominantemente

- a) o produto e a  $[\text{NO}_2]$  será igual a  $1,28 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ .  
b) os reagentes e a  $[\text{NO}_2]$  será igual a  $1,28 \times 10^1 \text{ mol/L}$ .  
c) o produto e a  $[\text{NO}_2]$  será igual a  $1,6 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ .  
d) os reagentes e a  $[\text{NO}_2]$  será igual a  $1,6 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ .  
e) os reagentes e a  $[\text{NO}_2]$  será igual a  $1,6 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ .

**Gab: A**

**24 - (Ufop MG/2006/2ªFase)**

A reação de decomposição do pentacloreto de fósforo,  $\text{PCl}_5$ , é representada pela seguinte equação:



Verifica-se experimentalmente que, à temperatura de  $600 \text{ K}$  e pressão de  $5 \text{ atm}$ , as concentrações de equilíbrio dos gases são:  $0,40 \text{ mol.L}^{-1}$  de  $\text{PCl}_5$ ,  $0,90 \text{ mol.L}^{-1}$  de  $\text{PCl}_3$  e  $0,80 \text{ mol.L}^{-1}$  de  $\text{Cl}_2$ . Sabendo-se que a temperatura do sistema no equilíbrio permanece constante e que  $K_c$  é a constante de equilíbrio, determine:

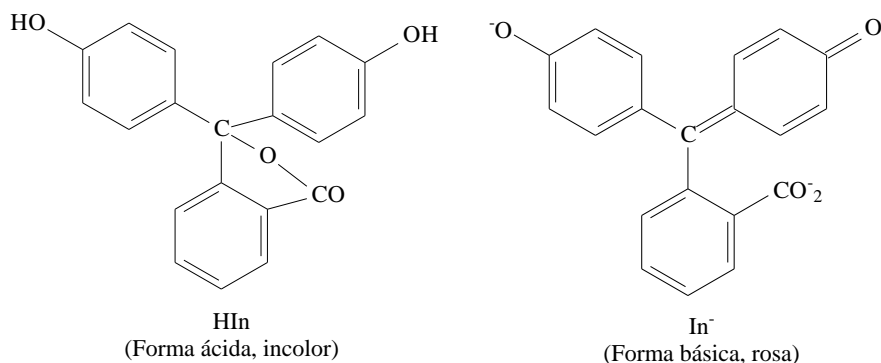
- a) O valor de  $K_c$ .  
b) As novas concentrações, quando o sistema atingir o equilíbrio, após a adição de  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$  de  $\text{PCl}_5$ . Dado:  $\sqrt{12,97} = 3,6$ .  
c) O valor de  $K_c$ , após a adição dos  $0,90 \text{ mol.L}^{-1}$  de  $\text{PCl}_5$ .

**Gab:**

- a)  $K_c = 1,80$   
b)  $[\text{PCl}_3] = 0,95 \text{ molxL}^{-1}$   
 $[\text{PCl}_5] = 0,45 \text{ molxL}^{-1}$   
 $[\text{Cl}_2] = 0,85 \text{ molxL}^{-1}$   
c)  $K_c = 1,80$ ,  $K_c$  não altera com a variação da concentração

**25 - (Unesp SP/2006/Biológicas)**

Um indicador ácido-base é um ácido fraco que tem uma cor na sua forma ácida  $\text{HIn}$  (onde  $\text{In}$  significa indicador) e outra na sua forma base conjugada  $\text{In}^-$ . Na figura, representa-se essas duas formas para o indicador fenolftaleína.



Quando a concentração de HIn é muito maior do que a de In<sup>-</sup>, a solução tem a cor da forma ácida do indicador; no caso contrário, a solução terá a cor da forma básica do indicador.

- Escreva a constante de equilíbrio para a fenolftaleína num equilíbrio de transferência de prótons com a molécula de água.
- Qual deve ser o ponto final de uma titulação ácido-base em relação às concentrações das formas HIn e In<sup>-</sup> do indicador.

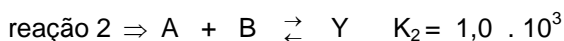
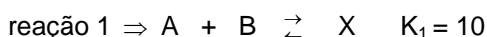
**Gab:**

a) 
$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+][In^-]}{[HIn]}$$

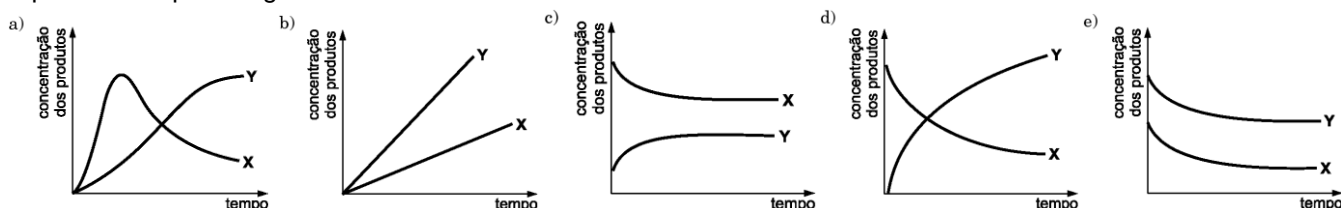
b) No ponto final, quando  $[HIn] = [In^-]$ , ocorrerá a mudança de cor do indicador, ou seja,  $pH = pK_{Indicador}$ .

**26 - (Fatec SP/2006)**

Considere um sistema fechado que contém inicialmente apenas os reagentes A e B. Essas substâncias podem reagir entre si formando dois produtos diferentes:



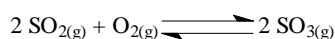
A rapidez da reação 1 é muito maior que a rapidez da reação 2. Entretanto, observa-se que a constante de equilíbrio para a reação 2 é muito maior que para a reação 1. Assim, se observarmos a variação nas quantidades de X e Y dentro do recipiente e esperarmos tempo suficiente para que o sistema atinja o equilíbrio, essa variação poderá ser representada por um gráfico como:



**Gab: A**

**27 - (Fepcs DF/2006)**

Uma das etapas do processo industrial utilizado para a fabricação do ácido sulfúrico é a conversão de SO<sub>2</sub> em SO<sub>3</sub> segundo a reação:



Em um conversor de 100 L foram postos inicialmente 80 mols de cada um dos reagentes. Ao atingir o equilíbrio, foi constatada a presença de 60 mols de SO<sub>3</sub>. O valor da constante de equilíbrio (K<sub>c</sub>) será igual a:

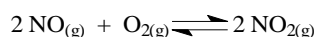
- a) 52;
- b) 6;
- c) 0,055;
- d) 36;
- e) 18.

**Gab:** E

**28 - (Udesc SC/2006)**

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 no equilíbrio:

$$[\text{NO}] = 1,0 \text{ mol/L}; [\text{O}_2] = 1,5 \text{ mol/L}; [\text{NO}_2] = 0,1 \text{ mol/L}$$



- a) 1,5 mol/L
- b) 0,0066 mol/L
- c) 0,066 mol/L
- d) 0,66 mol/L
- e) 6,66 mol/L

**Gab:** B

**29 - (Unimontes MG/2006)**

Em um frasco de 250 mL a vácuo e a 25°C, foi colocada uma quantidade de carbamato de amônio, NH<sub>4</sub>(NH<sub>2</sub>CO<sub>2</sub>). Após o estabelecimento do equilíbrio, constatou-se que havia 4,0x10<sup>-4</sup> mol de CO<sub>2</sub> no recipiente. A partir desses dados, o valor aproximado da constante de equilíbrio (K<sub>c</sub>) para a decomposição do carbamato, representada pela equação



- a) 1,6 x 10<sup>-8</sup>.
- b) 3,2 x 10<sup>-3</sup>.
- c) 3,9 x 10<sup>-9</sup>.
- d) 6,2 x 10<sup>-11</sup>.

**Gab:** A

**30 - (Uni-Rio RJ/2006)**

Um dos graves problemas ambientais que enfrenta a sociedade é, sem dúvida, a poluição causada por poluentes oriundos da queima de combustíveis fósseis, originando assim precipitação de chuvas ácidas. Um dos equilíbrios envolvidos na formação deste tipo de poluição pode ser representado pela equação:



Considerando, hipoteticamente, uma situação atmosférica onde estão presentes em equilíbrio: 3 mols/L de SO<sub>2</sub>, 4 mols/L de O<sub>2</sub> e 4 mols/L de SO<sub>3</sub>, o valor da constante de equilíbrio seria:

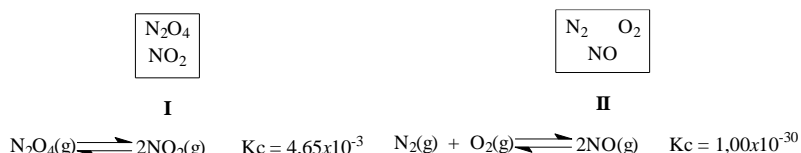
- a) 9/4

- b) 2/3
- c) 1/2
- d) 4/9
- e) 1,0

**Gab: D**

**31 - (Unimontes MG/2006)**

Dois sistemas, I e II, representados pelas equações abaixo, encontram-se em equilíbrio a 25°C e em recipientes de mesmo volume.



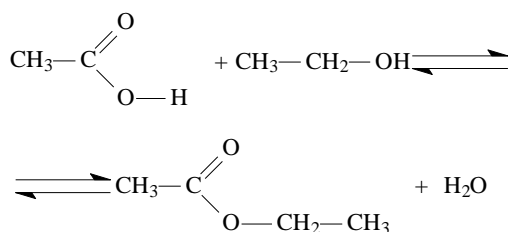
Segundo as características de um sistema em equilíbrio, o maior valor da constante de equilíbrio do sistema I em relação ao II implica que

- a) a reação direta, em I, tem maior rendimento.
- b)  $[\text{N}_2]$  é menor que  $[\text{N}_2\text{O}_4]$ .
- c) a reação direta, em II, é favorecida.
- d)  $[\text{NO}]$  é maior que  $[\text{NO}_2]$ .

**Gab: A**

**32 - (Puc SP/2006)**

A reação de esterificação entre o ácido acético e o etanol formando o acetato de etila é um interessante exemplo de sistema em equilíbrio.



Considerando-se que a 100 °C, a constante de formação do éster é igual a 4, as concentrações iniciais de ácido acético e de etanol que levam à obtenção do acetato de etila na concentração de 1 mol.L<sup>-1</sup> são

- a)  $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{INICIAL}} = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$   
 $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}]_{\text{INICIAL}} = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$
- b)  $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{INICIAL}} = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$   
 $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}]_{\text{INICIAL}} = 5,0 \text{ mol.L}^{-1}$
- c)  $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{INICIAL}} = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$   
 $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}]_{\text{INICIAL}} = 10,0 \text{ mol.L}^{-1}$
- d)  $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{INICIAL}} = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$   
 $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}]_{\text{INICIAL}} = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$
- e)  $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{INICIAL}} = 1,5 \text{ mol.L}^{-1}$   
 $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}]_{\text{INICIAL}} = 1,5 \text{ mol.L}^{-1}$

**Gab:** E

**33 - (Ufpi PI/2006)**

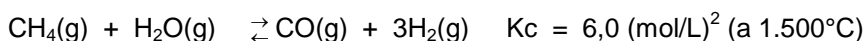
Considerando as reações químicas representadas abaixo com suas respectivas constantes de equilíbrio a 25 °C, assinale a equação química cuja formação de produto é mais favorecida:

- a)  $3/2\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{O}_3(\text{g})$  ( $K=2,5 \times 10^{-29}$ )
- b)  $\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$  ( $K=6,0 \times 10^{-34}$ )
- c)  $1/8\text{S}_8(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g})$  ( $K=4,2 \times 10^{52}$ )
- d)  $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  ( $K=3,2 \times 10^{81}$ )
- e)  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$  ( $K=3,5 \times 10^8$ )

**Gab:** D

**34 - (Ufrn RN/2006)**

O hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) é considerado um combustível limpo devido a sua reação de combustão ser menos poluente, pois o único produto obtido é a água. No entanto, existem desvantagens no uso desse combustível. Uma delas está relacionada ao enorme volume do recipiente para o seu armazenamento. Outro problema é que o  $\text{H}_2$  é uma fonte secundária de energia, devendo ser obtido a partir de uma fonte primária. O método mais usado para sua obtenção é a reação reversível do gás natural:



- a) A 1.500°C, uma mistura em equilíbrio desses gases possui as seguintes concentrações (em mol/L):

$$\begin{aligned}[\text{H}_2\text{O}] &= 0,10; \\ [\text{CO}] &= 0,40 \\ [\text{H}_2] &= 1,0.\end{aligned}$$

Com base nessas informações, determine a concentração de equilíbrio do  $\text{CH}_4$  nessa mistura.

- b) A combustão de 1 mol de etanol, que ocupa um volume de 58,3mL, libera 1.400kJ, e a combustão de 1 mol de  $\text{H}_2$  libera 280kJ.

Considerando essas informações, calcule o volume de  $\text{H}_2$  (a uma pressão de 82atm e  $T=27^\circ\text{C}$ ) necessário para produzir a mesma quantidade de energia liberada por um mol de etanol. A partir desse valor obtido, explique se é viável ou não o uso de  $\text{H}_2$  como combustível veicular.

**Gab:**

- a) 2/3 mol

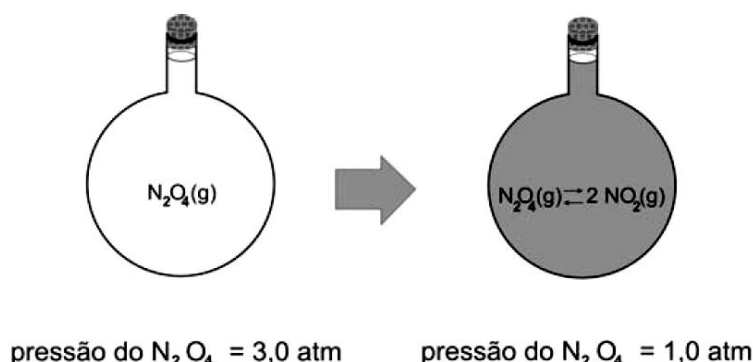
b)  $V = 1,5\text{L}$ . Possivelmente, sim. O único problema é que o reservatório deverá ser resistente a uma alta pressão ou ter um volume muito grande (aproximadamente 25,73 vezes maior).

**35 - (Ufba BA/2006)**

Um dos grandes progressos da história da Química foi a compreensão de que as reações químicas nem sempre se completam, isto é, nem sempre apresentam rendimento 100%. Os químicos observaram que, em muitos casos, mesmo após tempo suficientemente prolongado para que a reação se processe, ainda restam reagentes no sistema. Um sistema em que há apenas reagentes pode convergir para uma situação em que reagentes e produtos coexistam

com concentrações invariáveis ao longo do tempo, desde que sejam mantidas as mesmas condições.

( PERUZZO; CANTO, 2002, p. 209).



A constante de equilíbrio desempenha papel importante na compreensão do conceito de equilíbrio químico, em razão de informar a composição, as concentrações de reagentes e de produtos de um sistema, bem como o sentido que o equilíbrio favorece.

Considere uma amostra de  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  a 3,0 atm deixada inicialmente em repouso, em um recipiente fechado de 1,0L, que atinge o equilíbrio representado pela equação



quando a pressão parcial desse gás é 1,0 atm, a determinada temperatura.

A partir da ilustração, das considerações do texto e com base nessas informações, determine a pressão parcial de  $\text{NO}_2(\text{g})$ , o valor da constante de equilíbrio,  $K_p$ , e expresse, em números inteiros aproximados, a porcentagem de  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  que reagiu, justificando o sentido da reação favorecido pelo equilíbrio.

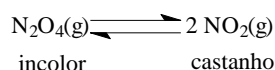
**Gab:**

- Pressão parcial do  $\text{NO}_2(\text{g})$  igual a 4,0atm
- Valor da Constante de equilíbrio,  $K_p$ , é igual a 16,0atm
- Porcentagem de  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  que reagiu é  $\cong 67\%$
- O sentido da reação favorecido pelo equilíbrio.

O equilíbrio químico favorece os produtos em razão do valor de  $K_p$  ser maior que a unidade.

**36 - (Ucg GO/2005/Janeiro)**

Para responder ao item considere os seguintes valores da constante  $K_c$  em diferentes temperaturas para o sistema em equilíbrio:



Temperatura (°C)	$K_c$
0	$3,8 \times 10^{-4}$
50	$2,0 \times 10^{-2}$
100	$3,6 \times 10^{-1}$

( ) Observando as informações dadas, verifica-se que a formação do  $\text{NO}_2$  é um processo exotérmico.

**Gab:** F

**37 - (Fuvest SP/2005/1ªFase)**

O Brasil produz, anualmente, cerca de  $6 \times 10^6$  toneladas de ácido sulfúrico pelo processo de contacto. 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

$\frac{x_{\text{SO}_3}^2}{x_{\text{SO}_2}^2 x_{\text{O}_2}}$  seja igual a  $6,0 \times 10^4$ , o valor de  $P$  deve ser:

$x$  = 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

**Gab:** A

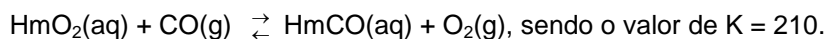
**38 - (Uff RJ/2005/1ªFase)**

Recomenda-se aos fumantes que abandonem o vício, já que, dentre os vários produtos formados pela queima do fumo está o monóxido de carbono. Esse composto não reage com a água, pois se trata de um óxido neutro; porém, reage com a hemoglobina que existe no sangue, impedindo-a de transportar o oxigênio para as várias partes do organismo.

De acordo com a OMS, em ambientes fechados, o monóxido de carbono à concentração de 10% é fatal em dois minutos.

"Época", 09/06/2003 (adaptado)

O equilíbrio se estabelece com base na reação



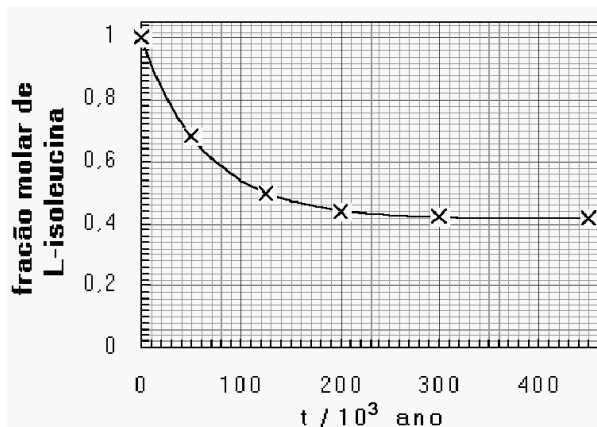
Estima-se que os pulmões de um fumante estejam expostos a uma concentração de CO igual a  $2,2 \times 10^{-6}$  mol/L e de O<sub>2</sub> igual a  $8,8 \times 10^{-3}$  mol/L. Nesse caso, a razão entre a concentração de hemoglobina ligada ao monóxido de carbono [HmCO] e a concentração de hemoglobina ligada ao oxigênio [HmO<sub>2</sub>] está contida na opção:

- a)  $5,25 \times 10^{-2}$
- b)  $4,00 \times 10^3$
- c)  $4,00 \times 10^{-3}$
- d)  $2,50 \times 10^{-2}$
- e)  $5,75 \times 10^{-2}$

**Gab:** A

**39 - (Fuvest SP/2005/2ªFase)**

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.



- a) 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.
- b) Complete sua tabela com os valores da fração molar de D-isoleucina formada nos tempos indicados. Explique.
- c) Calcule a constante do equilíbrio da isomerização L-isoleucina  $\rightleftharpoons$  D-isoleucina
- d) 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?

**Gab:**

Respostas para as questões (a) e(b)

Fração molar x tempo

Tempo (10 <sup>3</sup> anos)	0	50	120	200	300	450
L-isoleucina	1,00	0,68	0,50	0,44	0,42	0,42
D-isoleucina	0,00	0,32	0,50	0,56	0,58	0,58

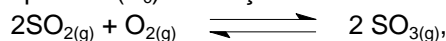
c)

$$K_C = \frac{[D - isoleucina]_{eq}}{[L - isoleucina]_{eq}} \cong \frac{\frac{(0,58/n)}{V}}{\frac{(0,42/n)}{V}} \cong 1,38$$

d) 120 . 10<sup>3</sup> anos

**40 - (Ufms MS/2005/Exatas)**

Um sistema em equilíbrio, a 1000 K, é constituído por 3,80x10<sup>-3</sup> mol.L<sup>-1</sup> de SO<sub>2</sub>, 4,30x10<sup>-3</sup> mol.L<sup>-1</sup> de O<sub>2</sub> e 4,20x10<sup>-3</sup> mol.L<sup>-1</sup> de SO<sub>3</sub>. Calcule a constante de equilíbrio (K<sub>c</sub>) da reação:

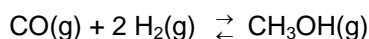


na temperatura dada. Para efeito de resposta, expresse o resultado com três algarismos significativos.

**Gab:** 284

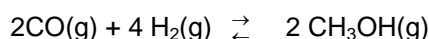
**41 - (Ufes ES/2005)**

A constante de equilíbrio K<sub>c</sub> 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

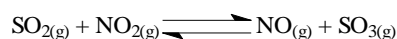
**Gab:** E

**42 - (Uel PR/2005)**

Leia o texto a seguir.

Os raios que ocorrem na atmosfera e a queima de combustíveis derivados do petróleo contendo hidrocarbonetos e compostos de enxofre (mercaptanas) contribuem para a produção de várias substâncias, dentre as quais pode-se destacar:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{SO}_2$  e até mesmo, em pequenas quantidades,  $\text{NO}_2$  e  $\text{SO}_3$ . Algumas destas emissões são, em parte, responsáveis pelo aumento do efeito estufa e pela formação da chuva ácida.

Em um recipiente, uma mistura de gases em equilíbrio, à temperatura  $T$  constante, contém 0,200 mol/L de  $\text{SO}_2$ ; 0,100 mol/L de  $\text{NO}_2$ ; 0,400 mol/L de  $\text{NO}$  e 0,200 mol/L de  $\text{SO}_3$ , de acordo com a reação a seguir.



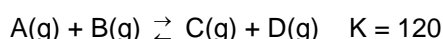
Adicionar, no recipiente, mais 0,300 mol/L de  $\text{NO}_2$  mantendo a mesma temperatura, as novas concentrações em equilíbrio, em mol/L, serão:

- a)  $[\text{SO}_2]=0,112$ ;  $[\text{NO}_2]=0,312$ ;  $[\text{NO}]=0,488$  e  $[\text{SO}_3]=0,288$
- b)  $[\text{SO}_2]=0,150$ ;  $[\text{NO}_2]=0,090$ ;  $[\text{NO}]=0,302$  e  $[\text{SO}_3]=0,240$
- c)  $[\text{SO}_2]=0,180$ ;  $[\text{NO}_2]=0,070$ ;  $[\text{NO}]=0,308$  e  $[\text{SO}_3]=0,208$
- d)  $[\text{SO}_2]=0,200$ ;  $[\text{NO}_2]=0,100$ ;  $[\text{NO}]=0,508$  e  $[\text{SO}_3]=0,208$
- e)  $[\text{SO}_2]=0,203$ ;  $[\text{NO}_2]=0,090$ ;  $[\text{NO}]=0,402$  e  $[\text{SO}_3]=0,281$

**Gab:** A

**43 - (Ufam AM/2005)**

A reação química genérica, abaixo representada, possui constante de equilíbrio igual a 120, a  $25^\circ\text{C}$ . É correto afirmar que:

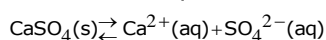


- a) Em  $50^\circ\text{C}$  a constante de equilíbrio terá valor igual a 240
- b) No equilíbrio haverá maior quantidade de reagentes que de produtos
- c) No equilíbrio, as quantidades de reagentes e produtos serão iguais
- d) No equilíbrio haverá maior quantidade de produtos que de reagentes
- e) Se o valor da constante baixar para 60 a velocidade de reação cairá pela metade

**Gab:** D

**44 - (Puc MG/2005)**

Considere o equilíbrio:



A constante desse equilíbrio é:

- a)  $K = [\text{Ca}]^2[\text{SO}_4]^2$

- b)  $K=[Ca^{2+}][SO_4^{2-}]$   
 c)  $K=4[Ca][SO_4]$   
 d)  $K=4[Ca^{2+}][SO_4^{2-}]$

**Gab: B**

**45 - (Puc MG/2005)**

A constante de equilíbrio  $K = \frac{[C]^2[D]^3}{[A]}$  corresponde à reação:

- a)  $A(aq) + B(aq) \rightleftharpoons 2C(aq) + 3D(aq)$   
 b)  $A(aq) + B(s) \rightleftharpoons 3C(s) + 2D(aq)$   
 c)  $A(aq) + B(s) \rightleftharpoons 2C(aq) + 3D(aq)$   
 d)  $A(s) + B(aq) \rightleftharpoons 3C(s) + 2D(s)$

**Gab: C**

**46 - (Unifor CE/2004/Janeiro)**

A 100°C, monóxido de carbono (CO) reage com cloro (Cl<sub>2</sub>) formando fosgeno (COCl<sub>2</sub>), substância altamente tóxica, utilizada como "arma de guerra".



É assim que, misturando-se, a 100°C, volumes iguais de CO e Cl<sub>2</sub> (medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura) deve-se obter uma mistura gasosa contendo

- a) pouco CO e muito Cl<sub>2</sub> e COCl<sub>2</sub>  
 b) pouco Cl<sub>2</sub> e muito CO e COCl<sub>2</sub>  
 c) pouco COCl<sub>2</sub> e CO e muito Cl<sub>2</sub>  
 d) praticamente, somente COCl<sub>2</sub>  
 e) praticamente, somente CO e Cl<sub>2</sub>

**Gab: D**

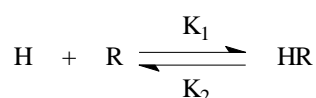
**47 - (Ucg GO/2004/Janeiro)**

As proposições, a seguir, tratam de conteúdos variados. Leia-as atentamente para assinalá-las.

01. Para cada 100 mL de um meio de cultura destinado ao cultivo de bactérias do gênero *Mycoplasma*, tem-se a adição de 2,0 mL de solução de glicose a 50% (m/v) e 0,25 mL de solução de acetato de tálio a 10% (m/v). Portanto, a quantidade de glicose adicionada é de 1,0 g e a de acetato de tálio é de 0,25 g.

02. Com relação à proposição anterior, tem-se que o tálio adicionado ao meio sob a forma de acetato é um metal do grupo de transição interna, cujo símbolo é Tl e número atômico 81.

03. A reação entre um hormônio (H) e seu receptor (R), formando o complexo HR, é reversível e pode ser representada pela equação abaixo. Sobre esse sistema, pode-se dizer que K<sub>1</sub> representa a constante de formação e K<sub>2</sub>, a constante de dissociação do complexo.



04. Sobre a equação anterior, a expressão que representa a constante de dissociação (K<sub>d</sub>) do complexo HR é:

$$K_d = \frac{[HR]}{[H] \cdot [R]}$$

05. Com relação ao equilíbrio, ainda na proposição 03, a determinação de K<sub>d</sub> em fragmentos de alguns tecidos é útil para se prever a resposta do paciente ao tratamento hormonal de certos tipos de tumores. Isso é possível porque,

observando-se a equação, após atingido o equilíbrio, para cada mol de complexo HR formado, um mol se dissocia em H e R.

06. Ainda, considerando-se o equilíbrio da mesma proposição, tem-se que valores de  $K_d$  variando entre  $1,0 \cdot 10^{-10}$  e  $2,0 \cdot 10^{-9}$  indicam que a reação é favorável à dissociação do complexo HR.

**Gab:** F–F–V–F–V–F

**48 - (Uepg PR/2004/Janeiro)**

São misturados 2 mols de  $H_2(g)$  com 3 mols de  $Cl_2(g)$  num recipiente fechado de V litros de capacidade, a uma determinada temperatura. Sabendo que 80% do  $H_2(g)$  reagiu na formação do  $HCl(g)$  e que a equação desse equilíbrio é  $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2HCl(g)$ , assinale o que for correto.

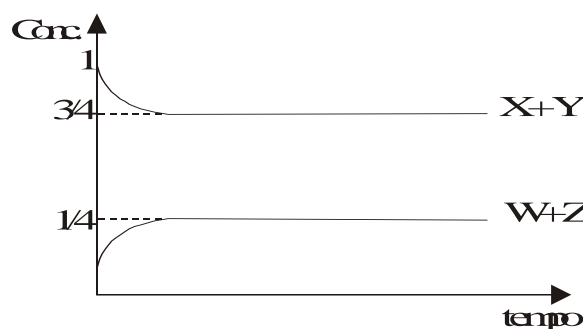
- 01. Resta no equilíbrio 0,4 mol desse gás.
- 02. Participa da reação 1,6 mol de  $Cl_2(g)$ , restando 1,4 mol no equilíbrio.
- 04. No equilíbrio existem 3,2 mols de  $HCl(g)$ .
- 08. A constante de equilíbrio pode ser representada por  $K_c = \frac{[HCl]^2}{[H_2][Cl_2]}$
- 16. O valor da constante de equilíbrio,  $K_c$ , considerando um volume V, é igual a 18,3.

**Gab:** 31

**49 - (Ueg GO/2004/Julho)**

Quando um sistema atinge o equilíbrio, reagentes e produtos estão presentes no sistema. No entanto, a equação química que representa a reação não informa quanto de cada substância está presente no equilíbrio. Essa informação pode ser obtida através do cálculo da constante de equilíbrio da reação.

A reação  $X + Y \rightleftharpoons W + Z$ , em equilíbrio, apresenta o seguinte diagrama de concentração para reagentes e produtos numa determinada temperatura:



A constante desse equilíbrio, a essa temperatura, é:

- a)  $4^2$
- b)  $3 \cdot 2^2$
- c)  $3^2$
- d)  $2^2/4^3$
- e)  $1/3^2$

**Gab:** E

**50 - (Unifor CE/2004/Julho)**

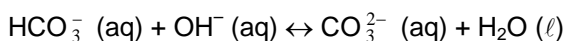
Considere as informações abaixo.

Produto iônico da água =  $1 \times 10^{-14}$

Na água, 1ª constante de ionização do ácido carbônico =  $4 \times 10^{-7}$

Na água, 2ª constante de ionização do ácido carbônico =  $6 \times 10^{-11}$

Com base nos dados apresentados pode-se calcular o valor da constante do equilíbrio



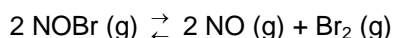
Seu valor é igual a:

- a)  $1 \times 10^{-3}$
- b)  $6 \times 10^{-3}$
- c) 6
- d)  $1 \times 10^3$
- e)  $6 \times 10^3$

**Gab:** E

**51 - (Unifor CE/2004/Julho)**

Considere, em fase gasosa, o equilíbrio de decomposição do brometo de nitrosila, NO Br



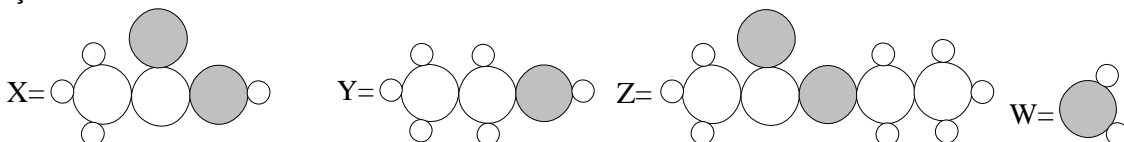
À temperatura de 100 °C, a constante desse equilíbrio  $K_p$  é igual a 0,40 atm. Dependendo da quantidade inicial de NOBr pode existir uma situação em que, no equilíbrio, as pressões parciais de NOBr (g) e NO (g) sejam iguais. Neste caso, a pressão parcial de  $\text{Br}_2$  (g) será:

- a) 0,40 atm
- b) 0,80 atm
- c) 1,0 atm
- d) 4,0 atm
- e) 40 atm

**Gab:** A

**52 - (Fuvest SP/2004/1ªFase)**

A reação de esterificação do ácido etanóico com etanol apresenta constante de equilíbrio igual a 4, à temperatura ambiente. Abaixo estão indicadas cinco situações, dentre as quais apenas uma é compatível com a reação, considerando-se que a composição final é a de equilíbrio. Qual alternativa representa, nessa temperatura, a reação de esterificação citada?



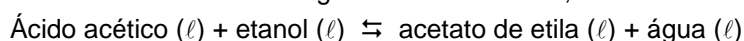
- Hidrogênio
- Carbono
- Oxigênio

	Composição inicial em mol				Composição final em mol			
	X	Y	Z	W	X	Y	Z	W
a.	6	6	0	0	2	2	4	4
b.	6	5	0	0	4	3	2	2
c.	4	5	0	0	2	3	2	2
d.	3	3	1	0	1	1	3	2
e.	0	0	6	6	3	3	3	3

**Gab:** A

**53 - (Unifesp SP/2004/2ª Fase)**

Ácido acético e etanol reagem reversivelmente, dando acetato de etila e água.



A 100 °C, a constante de equilíbrio vale 4.

- a) Calcule a quantidade, em mol, de ácido acético que deve existir no equilíbrio, a 100 °C, para uma mistura inicial contendo 2 mol de acetato de etila e 2 mol de água.
- b) Partindo-se de 1,0 mol de etanol, para que 90% dele se transformem em acetato de etila, a 100° C, calcule a quantidade de ácido acético, em mol, que deve existir no equilíbrio. Justifique sua resposta com cálculos.

**Gab:**

- a) 0,67mol  
b) 2,025mol

**54 - (Uespi PI/2004)**

Se 1 mol de H<sub>2</sub> e 1 mol de I<sub>2</sub> em recipiente de 1L, atingirem a condição de equilíbrio a 500° C, a concentração de HI no equilíbrio será:

(Dado: (K<sub>c</sub> = 64))

- a) 1,60  
b) 1,80  
c) 3,60  
d) 2,54  
e) 0,80

**Gab:** A

**55 - (Upe PE/2004)**

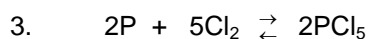
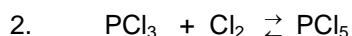
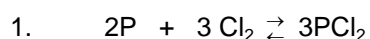
Admita 1L de um sistema contendo “A<sub>2</sub>”, “B<sub>2</sub>” e “AB” em equilíbrio ( $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$ ) a uma dada temperatura. Neste sistema, há 0,10 mol de A<sub>2</sub>, 0,10 mol de B<sub>2</sub> e 0,80 mol de AB. Adicionando-se 0,40 mol de AB ao sistema, a concentração de AB, após o equilíbrio ser restabelecido à mesma temperatura, é:

- a) 0,80 mol/L.  
b) 0,04 mol/L.  
c) 0,12 mol/L.  
d) 1,12 mols/L.  
e) 0,16 mol/L.

**Gab:** D

**56 - (Unicap PE/2004)**

Considere as três reações abaixo em fase gasosa:



00.  $K_3 = P^2(PCl_5)/P^2(P) \cdot P^5(Cl_2)$

01.  $K_3 = K_1 \cdot K_2^2$

02.  $K_3 = K_1 \cdot K_2$

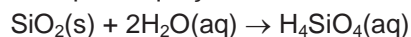
03.  $K_1 = P^2(PCl_3)/P^2(P) \cdot P^3(Cl_2)$

04.  $K_3 = P^2(P) \cdot P^5(Cl_2)/P^2(PCl_5)$

**Gab:** VFFFV

**57 - (Unicamp SP/2004)**

Cerca de 90% da crosta e do manto terrestres são formados por minerais silicáticos. Entender muitos processos geoquímicos significa conhecer bem o comportamento dessas rochas em todos os ambientes. Um caso particular desse comportamento na crosta é a solubilização da sílica ( $\text{SiO}_2$ ) por água a alta temperatura e pressão. Esse processo de dissolução pode ser representado pela equação:



Em determinado pH a  $300^\circ\text{C}$  e 500 atmosferas, a constante de equilíbrio para essa dissolução, considerando a água como solvente, é de 0,012.

- Escreva a expressão da constante de equilíbrio para esse processo de dissolução.
- Determine a concentração em  $\text{g L}^{-1}$  de  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  aquoso quando se estabelece o equilíbrio de dissolução nas condições descritas.

**Gab:**

- $K = [\text{H}_4\text{SiO}_4]$ .
- 1,152g/L.

**58 - (Unifor CE/2003/Janeiro)**

Considere as reações que ocorrem quando  $\text{H}_2$  gasoso é posto em contato com os halogênios  $\text{F}_2$  e  $\text{I}_2$  gasosos. Com flúor, a reação é explosiva e completa a temperatura ambiente. Com iodo, a reação é lenta, acontece somente a altas temperaturas e é incompleta.

Sendo assim, pode-se afirmar que:

- a reação de flúor com hidrogênio deve ser muito rápida;
- a reação de iodo com hidrogênio deve atingir o equilíbrio com sobra de reagentes;
- volumes iguais de iodo e hidrogênio ao reagirem formam um volume de produto que é menor do que a soma dos volumes reagentes consumidos (volumes gasosos medidos nas mesmas condições de P e T).

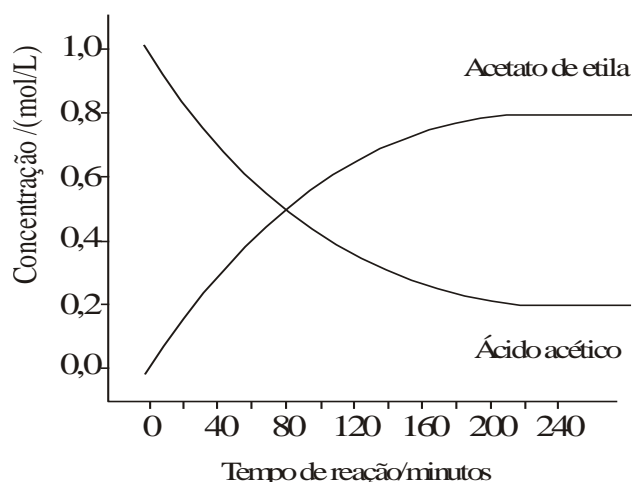
É correto afirmar, SOMENTE:

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

**Gab:** D

**59 - (Uem PR/2003/Janeiro)**

Dada a reação, em que o etanol está em excesso,  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \xrightleftharpoons{\text{H}^+} \text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$  e o gráfico de consumo do ácido acético e formação dos produtos em função do tempo, assinale o que for correto.



- 01. No tempo zero, haverá apenas os reagentes ácido acético e etanol, e o H<sup>+</sup> (como catalisador).
- 02. Aos 150 minutos de reação, foram consumidos 0,3 mols de ácido acético e foram produzidos 0,7 mols de acetato de etila.
- 04. Após 80 minutos de reação, a quantidade de produtos formada passa a ser maior do que a quantidade de reagentes presentes.
- 08. Após 220 minutos de reação, considera-se estar em equilíbrio o sistema, tendo sido produzidos 0,8 mols de acetato de etila e restando ainda 0,2 mols de ácido acético.
- 16. Após 220 minutos de reação, todo o ácido acético já terá sido consumido e haverá a formação de 1,0 mol de acetato de etila.
- 32. Aos 80 minutos de reação, o número de mols de ácido acético e de acetato de etila será igual.

**Gab:** 45

**60 - (Unifor CE/2003/Julho)**

Considere o equilíbrio representado por:  $2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 2 \text{SO}_2(\text{g})$

$$\Delta H = -5 \times 10^2 \text{kJ/mol de SO}_2(\text{g}) ; K_p \text{ a } 25 \text{ }^\circ\text{C} = 1 \times 10^4$$

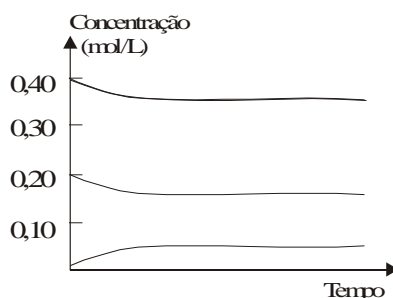
Se as pressões parciais de O<sub>2</sub> (g), H<sub>2</sub>O(g) e SO<sub>2</sub>(g) nesse equilíbrio forem respectivamente iguais a 1 atm, 10 atm e 10 atm a pressão parcial de H<sub>2</sub>S(g) será igual a:

- a) 1 atm
- b) 5 atm
- c) 10 atm
- d) 50 atm
- e) 100 atm

**Gab:** A

**61 - (Fuvest SP/2003/1ªFase)**

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 1L e na presença de um catalisador. A equação química, representando a reação reversível que ocorre entre esses dois reagentes gasosos, é :  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{g})$  . 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 SO<sub>3</sub> de aproximadamente:

- a) 0,05 mol/L
- b) 0,18 mol/L
- c) 0,20 mol/L
- d) 0,35 mol/L
- e) 0,40 mol/L

**Gab:** A

**62 - (Unifesp SP/2003/1ªFase)**

A reação



é utilizada tanto para a obtenção de ésteres assim como de ácidos carboxílicos. É uma reação de equilíbrio, cujo valor da constante apresenta valores baixos e próximos da unidade.

Três experiências independentes, I, II e III, foram feitas, nas quais foram utilizadas as quantidades iniciais, em mol, mostradas na tabela.

Experiência	n <sub>éster</sub>	n <sub>água</sub>	n <sub>ácido</sub>	n <sub>álcool</sub>
I	1,0	1,0	—	—
II	—	—	1,0	1,0
III	2,0	1,0	—	—

Atingido o equilíbrio nas três experiências, qual das relações entre as quantidades de ácido é válida? (Não há necessidade de efetuar cálculos para encontrar a alternativa correta.)

- a) n<sub>I</sub> = n<sub>II</sub> = n<sub>III</sub>.
- b) n<sub>I</sub> = n<sub>II</sub> < n<sub>III</sub>.
- c) n<sub>I</sub> = n<sub>II</sub> > n<sub>III</sub>.
- d) n<sub>I</sub> < n<sub>II</sub> < n<sub>III</sub>.
- e) n<sub>I</sub> > n<sub>II</sub> = n<sub>III</sub>.

**Gab:** B

**63 - (Ufms MS/2003/Exatas)**

Supõe-se que a 2000°C a reação H<sub>2</sub>(g) + CO<sub>2</sub>(g) → H<sub>2</sub>O(g) + CO(g) apresenta K<sub>C</sub> = 4,00. Injetando-se 1,00 mol de cada componente ( H<sub>2</sub> , CO<sub>2</sub> , H<sub>2</sub>O, CO ), simultaneamente, num recipiente de 10,0 litros, e deixando-os entrar em equilíbrio à temperatura acima, é correto afirmar que, no equilíbrio,

- 01. as concentrações dos componentes são iguais a 0,10 mol/L.
- 02. as concentrações dos produtos são menores que as concentrações dos reagentes.
- 04. em relação às concentrações iniciais, as concentrações dos reagentes diminuiram na mesma proporção em que as dos produtos aumentaram, respectivamente.

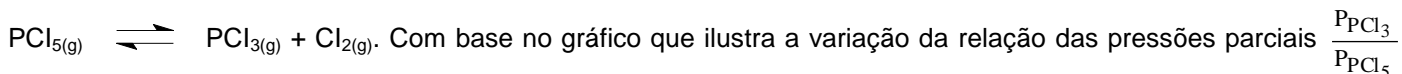


08. as concentrações de  $H_2(g)$  e de  $CO_2(g)$  são aproximadamente iguais a  $6,67 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ .  
 16. as concentrações de  $H_2O(g)$  e de  $CO(g)$  são aproximadamente iguais a  $1,33 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ .

**Gab:** F–F–V–V –F

**64 - (Fepcs DF/2003)**

Em um recipiente fechado é introduzida uma determinada quantidade de  $PCl_{5(g)}$ , que se decompõe segundo a reação



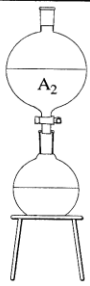
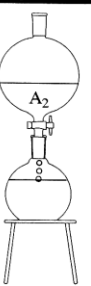
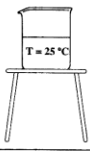
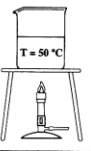


no sistema em função do tempo, e sabendo-se que, nessas condições, o valor da constante de equilíbrio  $K_p$  é igual a 9 atm, o valor da pressão total dentro do sistema na condição de equilíbrio, em atm, é igual a:

- a) 16
- b) 14
- c) 12
- d) 8
- e) 4

**Gab:** A

**65 - (Fepcs DF/2003)**

A tabela abaixo ilustra três tipos distintos de reações genéricas e as alterações associadas impostas aos sistemas para mudança de condição de estado I para condição de estado II.

Reação Genérica	Condição de Estado I	Alteração	Condição de Estado II
$2A_{2(g)} + B_{2(g)} \rightleftharpoons 2A_2B_{(l)}$		Quantidade de substância	
$X_{(g)} + Y_{2(g)} \rightleftharpoons XY_{2(g)} \quad \Delta H < 0$		Temperatura	
$W_{2(g)} + T_{2(g)} \rightleftharpoons 2WT_{(g)}$		Volume do recipiente	

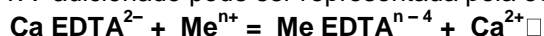
A respeito da interpretação dos dados apresentados e com base no Princípio de Lê Chatelier, é INCORRETO afirmar que a alteração da(o):

- a) quantidade de substância ocasionou aumento da massa de  $A_2B$  formada.
- b) quantidade de substância ocasionou diminuição da concentração de  $B_2$ .
- c) temperatura impôs o aumento no valor da constante de equilíbrio  $K_c$ .
- d) temperatura provocou a redução da quantidade de  $XY_2$ .
- e) volume do recipiente não alterou o equilíbrio da reação.

**Gab:** C

**66 - (Unicamp SP/2003)**

Íons como  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  e  $\text{Fe}^{2+}$ , presentes em certos alimentos, como por exemplo maionese, podem causar a sua deterioração através da formação de peróxidos. Para evitar este problema, em alguns alimentos industrializados pode ser adicionada uma substância que complexa (reage com) estes íons, impedindo a sua ação. Esta substância, genericamente conhecida como “EDTA”, é adicionada na forma de seu sal de sódio e cálcio. A reação que ocorre entre os íons “indesejáveis” e o “EDTA” adicionado pode ser representada pela equação:



Os valores dos logaritmos das constantes de equilíbrio para as reações de complexação desses íons com EDTA são:

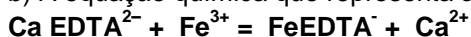
Me	log $K_{eq}$
$\text{Fe}^{2+}$	14,4
$\text{Cu}^{2+}$	18,8
$\text{Fe}^{3+}$	25,1

- a) Qual dos íons  $\text{Me}^{n+}$  será removido com mais eficiência? Justifique.  
 b) Escreva a equação química que representa a reação entre  $\text{Ca EDTA}^{2-}$  o íon escolhido no item a da questão.

**Gab:**

a) O íon removido com maior eficiência é o  $\text{Fe}^{3+}$ , pois possui maior constante de complexação ( $K_{eq}$ ) com o EDTA (valor dado em tabela:  $\log K_{eq} = 25,1$ )

b) A equação química que representa a reação é:



**67 - (Fuvest SP/2002/1ªFase)**

Considere os equilíbrios abaixo e o efeito térmico da reação da esquerda para a direita, bem como a espécie predominante nos equilíbrios A e B, à temperatura de 175 °C.

	equilíbrio	efeito térmico	espécie predominante
a.	$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$	exotérmica	$\text{NH}_3(\text{g})$
b.	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$	endotérmica	$\text{NO}_2(\text{g})$
c.	$\text{MgCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{MgO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$	endotérmica	

O equilíbrio A foi estabelecido misturando-se, inicialmente, quantidades estequiométricas de  $\text{N}_2(\text{g})$  e  $\text{H}_2(\text{g})$ . Os equilíbrios B e C foram estabelecidos a partir de, respectivamente,  $\text{N}_2\text{O}_4$  e  $\text{MgCO}_3$  puros.

A tabela abaixo traz os valores numéricos das constantes desses três equilíbrios, em função da temperatura, não necessariamente na mesma ordem em que os equilíbrios foram apresentados. As constantes referem-se a pressões parciais em atm.

T (°C)	K <sub>1</sub>	K <sub>2</sub>	K <sub>3</sub>
0	50	110	30
15	30	20	21
30	30	120	60

Logo, as constantes  $K_1$ ,  $K_2$  e  $K_3$  devem corresponder, respectivamente, a  $K_1$   $K_2$   $K_3$

	$K_1$	$K_2$	$K_3$
a	B	C	A
b	A	C	B
b	C	B	A
d	B	A	C
e	C	A	B

**Gab:** A

**68 - (Unifesp SP/2002/2ªFase)**

A constante de equilíbrio para a reação na fase gasosa  $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$  vale 25, a 600 K. Foi feita uma mistura contendo 1,0 mol de CO, 1,0 mol de H<sub>2</sub>O, 2,0 mol de CO<sub>2</sub> e 2,0 mol de H<sub>2</sub> em um frasco de 1,0 L, a 600 K. Quais as concentrações de CO (g) e CO<sub>2</sub> (g), em mol/L, quando for atingido o equilíbrio ?

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

**Gab:** D

**69 - (Ufla MG/2002/2ª Fase)**

Reagiram-se hidrogênio (H<sub>2</sub>) e bromo (Br<sub>2</sub>) para a obtenção de brometo de hidrogênio (HBr), sob determinadas condições. Após o estabelecimento do equilíbrio, as concentrações dos componentes foram:

$$[\text{H}_2] = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{Br}_2] = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{HBr}] = 40 \text{ mol L}^{-1}$$

Num outro experimento, reagiram-se nitrogênio (N<sub>2</sub>) e hidrogênio (H<sub>2</sub>), que foram usados para a obtenção de amônia (NH<sub>3</sub>), sob as mesmas condições acima. Com o equilíbrio estabelecido, as concentrações obtidas foram:

$$[\text{N}_2] = 10 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2] = 10 \text{ mol L}^{-1}$$

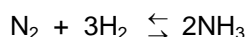
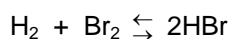
$$[\text{NH}_3] = 1 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

Baseando-se nesses resultados, pede-se:

- a) a equação balanceada para cada reação química acima.
- b) a constante de equilíbrio para cada reação acima.
- c) a reação favorecida na obtenção dos produtos indicados, nas condições utilizadas, justificando sua resposta.

**Gab:**

a)



b)  $K_c = 8,0 \cdot 10^{11}$  ;  $K_c = 1,0 \cdot 10^{-12}$

c)  $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{HBr}$ , favorecida no sentido direto da reação;  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$  favorecida no sentido inverso da reação.

**70 - (Ufms MS/2002/Conh. Gerais)**

Um dos mais importantes usos da amônia é como reagente na primeira etapa da rota sintética para produção de ácido nítrico. Essa primeira etapa, não balanceada, ocorre de acordo com a equação  $\text{NH}_3\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{NO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}$ .

A expressão para a constante de equilíbrio dessa reação é :

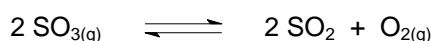
- a)  $K_{eq} = ([\text{NH}_3][\text{O}_2]) / ([\text{NO}][\text{H}_2\text{O}])$ .
- b)  $K_{eq} = ([\text{NO}]^2[\text{H}_2\text{O}]^3) / ([\text{NH}_3]^2[\text{O}_2]^5)$ .
- c)  $K_{eq} = ([\text{NO}]^4) / ([\text{NH}_3]^4[\text{O}_2]^5)$ .
- d)  $K_{eq} = ([\text{NO}]^4[\text{H}_2\text{O}]^6) / ([\text{NH}_3]^4[\text{O}_2]^5)$ .
- e)  $K_{eq} = ([\text{NH}_3]^4[\text{O}_2]^5) / ([\text{NO}]^4[\text{H}_2\text{O}]^6)$ .

**Gab:** D

**71 - (Uel PR/2002)**

O dióxido de enxofre ( $\text{SO}_2$ ) é um gás incolor, tóxico e de odor irritante. Ele provém de fontes naturais como vulcões e de fontes artificiais, através da queima de combustíveis derivados do petróleo. A sua oxidação produz o  $\text{SO}_3$ . Esses dois gases apresentam caráter ácido e, reagindo com a água, provocam a chuva ácida, que pode causar um grande impacto ambiental.

Considere a equação abaixo, que representa uma reação no estado de equilíbrio, cuja constante vale  $4,8 \times 10^{-3}$  a uma determinada temperatura.



Considere ainda que num dado instante, e mantendo-se a temperatura constante, são encontradas as concentrações a seguir.

$$[\text{SO}_3] = 0,50 \text{ mol L}^{-1}, [\text{SO}_2] = 0,15 \text{ mol L}^{-1} \text{ e } [\text{O}_2] = 0,025 \text{ mol L}^{-1}$$

Com base nessas informações, e sobre as concentrações dos respectivos gases, é correto afirmar:

- A reação procede no sentido da esquerda para a direita de maneira a aumentar  $[\text{SO}_2]$ , aumentar  $[\text{O}_2]$  e diminuir  $[\text{SO}_3]$  até atingir o equilíbrio.
- Não ocorre variação da concentração porque a reação já atingiu o equilíbrio.
- A reação procede no sentido da direita para a esquerda de maneira a aumentar  $[\text{SO}_2]$ , diminuir  $[\text{O}_2]$  e aumentar  $[\text{SO}_3]$  até atingir o equilíbrio.
- A reação procede no sentido da esquerda para a direita de maneira a diminuir  $[\text{SO}_2]$ , diminuir  $[\text{O}_2]$  e aumentar  $[\text{SO}_3]$  até atingir o equilíbrio.
- A reação procede no sentido da direita para a esquerda de maneira a aumentar a concentração de  $\text{SO}_3$  até atingir o equilíbrio.

**Gab:** A

**72 - (Uepb PB/2002)**

Geralmente, as reações químicas são **reversíveis**, isto é, ocorrem simultaneamente no sentido reagente  $\rightarrow$  produto e no sentido produto  $\rightarrow$  reagente. Suponha que 0,40 mol de uma substância A é aquecida num tubo fechado a uma dada temperatura. Estabelecido o equilíbrio, verifica-se que há 0,30 mol de uma substância C no sistema. Qual o grau de dissociação de A nas condições da experiência? Reação:  $2A \rightleftharpoons B + 3C$

- 20%
- 50%
- 30%
- 40%
- 10%

**Gab:** B

**73 - (ITA SP/2002)**

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.

- 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°C e pressão total dos gases dentro do balão igual a 0,10 atm, determine o grau de dissociação do N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>(g). Mostre os cálculos realizados.

**Resolução**

a)

<del>N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> ⇌ 2NO<sub>2</sub></del>		
<del>inicial</del>	<del>P</del>	<del>O</del>
<del>1,2</del>	<del>0</del>	<del>0</del>
<del>equilíbrio</del>	<del>0,8</del>	<del>0,4</del>

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

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

Logo

$$P_{N_2O_4} = \frac{0,8}{1,2} \text{ atm} = \frac{2}{3} \text{ atm}$$

$$P_{NO_2} = \frac{0,4}{1,2} \text{ atm} = \frac{1}{3} \text{ atm}$$

$$k_p = \frac{(P_{NO_2})}{P_{N_2O_4}} = \frac{1}{6} \text{ atm}$$

= atm = atm

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

<del>N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> ⇌ 2NO<sub>2</sub></del>		
<del>inicial</del>	<del>P</del>	<del>O</del>
<del>1,2</del>	<del>0</del>	<del>0</del>
<del>equilíbrio</del>	<del>p - \alpha p</del>	<del>2\alpha p</del>

$$P_{N_2O_4} + P_{NO_2} = 0,10 \text{ atm}$$

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

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

$$k_p = \frac{(P_{NO_2})^2}{P_{N_2O_4}}$$

como  $\frac{1}{6} = \frac{(2\alpha p)^2}{p - \alpha p} \Rightarrow 24\alpha^2 p = 1 - \alpha$

$$24\alpha^2 \frac{0,10}{1 + \alpha} = 1 - \alpha \Rightarrow 2,4\alpha^2 = 1 - \alpha^2$$

$$\alpha = 0,54$$

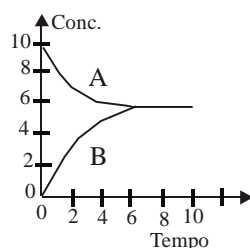
$\alpha = 54\%$

**74 - (Fuvest SP/2001/1ª Fase)**

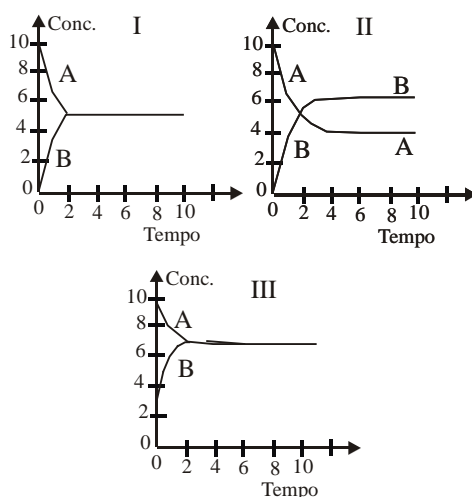
No equilíbrio A ⇌ B, a transformação de A em B é endotérmica. Esse equilíbrio foi estudado, realizando-se três experimentos.

Experimento	Condições
X	a 20°C, sem catalisador
Y	a 100°C, sem catalisador
Z	a 20°C, com catalisador

O gráfico abaixo mostra corretamente as concentrações de A e de B, em função do tempo, para o experimento X.



Examine os gráficos abaixo.



Aqueles que mostram corretamente as concentrações de A e de B, em função do tempo, nos experimentos Y e Z são, respectivamente,

- a) I e II.
- b) I e III.
- c) II e I.
- d) II e III.
- e) III e I.

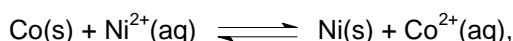
**Gab: C**

Na ausência de catalisador e em alta temperatura (100°C) haverá o deslocamento do equilíbrio no sentido direto (Princípio de Le Chatelier). Isso está evidente no gráfico II, que mostra um aumento da concentração de B e proporcional diminuição da concentração de A.

Na presença do catalisador e em baixa temperatura (20°C) o equilíbrio será atingido mais rapidamente, porém, sem que haja variação da concentração dos participantes do sistema. O gráfico que representa essa situação é o I.

**75 - (Fuvest SP/2001/2ªFase)**

A constante do equilíbrio



em termos de concentrações em mol/L, a 25 °C, é igual a 10.

- a) Escreva a expressão matemática dessa constante de equilíbrio.

A 25 °C, monta-se uma pilha na qual um dos eletrodos é uma barra de cobalto mergulhada numa solução de sulfato de cobalto, e o outro eletrodo é uma barra de níquel mergulhada numa solução de sulfato de níquel. As soluções estão ligadas por meio de uma ponte salina e o circuito é fechado por um voltímetro.

- b) Qual é o pólo positivo da pilha quando as soluções de  $\text{Co}^{2+}(\text{aq})$  e  $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$  têm, ambas, concentração igual a 1,0 mol/L?
- c) Qual será a relação entre as concentrações de  $\text{Co}^{2+}(\text{aq})$  e  $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$  quando esta pilha deixar de funcionar? Justifique as respostas aos itens b e c, utilizando argumentos de constante de equilíbrio.

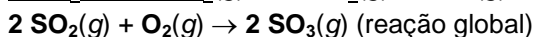
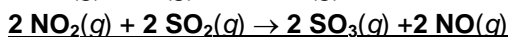
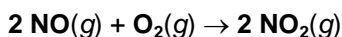
**Gab:**

a) 
$$K_c = \frac{[\text{Co}^{2+}(\text{aq})]}{[\text{Ni}^{2+}(\text{aq})]}$$

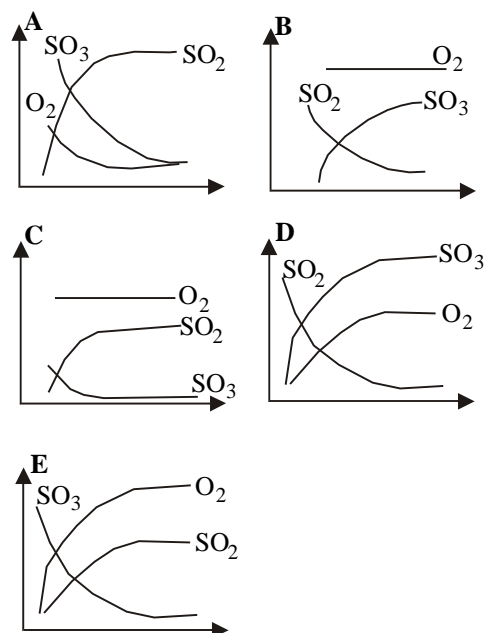
- b) Quando a concentração dos íons for 1,0 mol/L, ocorre a oxidação do  $\text{Co}(\text{s})$  e a redução do  $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ . No equilíbrio ( $K_c = 10$ ), a pilha deixa de funcionar. Por convenção, o pólo positivo de uma pilha é onde ocorre a redução. Enquanto o valor da constante se aproxima de 10, predomina a formação de produtos da reação direta, ou seja, está ocorrendo a redução dos íons  $\text{Ni}^{2+}$ , caracterizando esse eletrodo como pólo positivo.
- c) A relação será 10 ou seja, o próprio valor da constante de equilíbrio.

**76 - (Ufpe PE/2001)**

A produção de trióxido de enxofre durante a combustão de carvão em usinas termoeletricas (sistema aberto ao ar) causa problemas ambientais relacionados com a chuva ácida. Esta reação para a produção de trióxido de enxofre, na presença de óxido de nitrogênio é descrita pelo mecanismo a seguir:



Qual dos gráficos abaixo melhor representa a concentração molar (eixo das ordenadas) das principais espécies envolvidas na produção de trióxido de enxofre em função do tempo (eixo das abscissas)?



**Gab: B**

Justificativa

Correta, pois como o sistema é aberto, a concentração de  $O_2$  é aproximadamente constante em função do tempo. Como  $SO_2$  está sendo consumido, enquanto  $SO_3$  está sendo produzido, suas concentrações devem diminuir e aumentar, respectivamente, em função do tempo.

**77 - (Puc SP/2001)**

Os gases  $CO_2$ ,  $H_2$  reagem entre si formando  $CO$  e  $H_2O$  segundo o equilíbrio:  $CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$

Foram realizados dois experimentos envolvendo esses gases em um recipiente fechado e, após atingido o equilíbrio, determinou-se a concentração de cada gás. A tabela abaixo resume os dados experimentais.

	(°C)	$[CO_2]$	$[H_2]$	$[CO]$	$[H_2O]$
Experimento-I	400	0,1	0,1	0,02	0,04
Experimento-II	600	0,1	0,1	0,05	0,08

A análise desses dados permite afirmar que

- a) a reação entre  $CO_2$  e  $H_2$  é um processo endotérmico.
- b) a reação entre  $CO_2$  e  $H_2$  apresenta  $K_c$  igual a 12,5 a 400 °C.
- c) a reação entre  $CO_2$  e  $H_2$  apresenta  $K_c$  igual a 2,5 a 600 °C.
- d) o  $K_c$  da reação entre  $CO_2$  e  $H_2$  independe da temperatura.
- e) o  $K_c$  da reação entre  $CO_2$  e  $H_2$  depende do catalisador utilizado no sistema.

**Gab:** A

A expressão da constante de equilíbrio é:

$$K_c = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]}$$

Cálculo do valor de  $K_c$

$$K_C^{400^\circ C} = \frac{0,02 \cdot 0,04}{0,1 \cdot 0,1} = 0,08$$

$$K_C^{800^\circ C} = \frac{0,05 \cdot 0,08}{0,1 \cdot 0,1} = 0,04$$

O aumento do valor de  $K_c$  com a temperatura indica que a reação direta foi favorecida. Pelo Princípio de Le Chatelier, essa reação é endotérmica.

**78 - (Ucg GO/2000/Julho)**

01. ( ) A energia produzida pelas pilhas secas comuns ou pilhas de Lê-clanché, resulta das seguintes reações:

- a)  $Zn(s) \rightarrow Zn^{+}(aq) + 2 e^{-}$
- b)  $2 NH_4^{+}(aq) + 2 e^{-} \rightarrow 2 NH_3(g) + H_2(g)$

embora a reação seja a mesma, nem todas as pilhas comuns fornecerão o mesmo potencial, uma vez que o potencial produzido é diretamente proporcional à massa dos reagentes oxidantes e redutores.

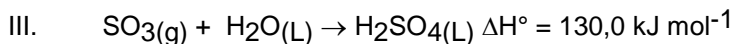
02. ( ) A decomposição do ozônio pode ser representada pela equação:  $O_{3(g)} \rightleftharpoons O_{(g)} + O_{2(g)}$

A 25°C, o valor da constante de equilíbrio para essa reação é  $6,6 \cdot 10^{-3}$ . O valor menor que 1,0 da constante de equilíbrio nos permite concluir que a reação de decomposição do ozônio é favorável à formação dos produtos.

03. ( ) Na produção industrial do ácido sulfúrico, existem três reações fundamentais:

- I.  $1/8 S_8(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g) \quad \Delta H^\circ = -296,8 \text{ kJ mol}^{-1}$
- II.  $SO_2(g) + 1/2 O_2(g) \rightarrow SO_3(g) \quad \Delta H^\circ = -98,9 \text{ kJ mol}^{-1}$

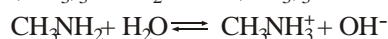
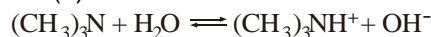




Nos Estados Unidos, em 1994, foram produzidas 40 milhões de toneladas de ácido sulfúrico. Portanto, verifica-se que foram produzidos nesse processo,  $2,14 \times 10^{14}$  kJ.

04. ( ) A ressonância é um fenômeno só observado em moléculas orgânicas e caracteriza-se pelo fato de que, ao contrário de uma ligação covalente comum, mais de dois átomos compartilham os elétrons de uma ligação.

05. ( ) A trimetilamina e a metilamina, em solução aquosa, sofrem as seguintes reações:



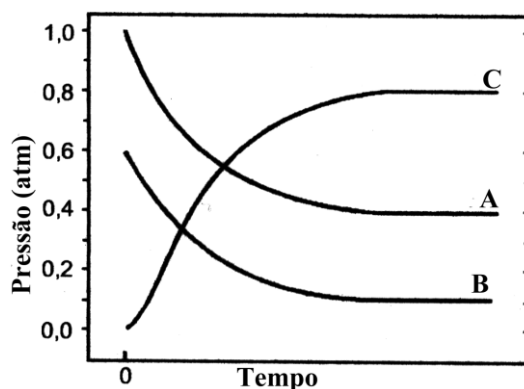
Sendo o  $\text{pK}_b$  da primeira reação igual a 4,13 e o da segunda reação 3,30, podemos afirmar que a trimetilamina é uma base mais forte do que a metilamina.

06. ( ) As duas aminas do item anterior são bases de Lewis, porque seus átomos de nitrogênio possuem um par de elétrons livres disponíveis para estabelecer ligação coordenada com um reagente nucleofílico.

**Gab:** 01-F 02-F 03-V 04-F 05-F 06-F

**79 - (ITA SP/2000)**

As espécies químicas A e B reagem segundo a reação representada pela seguinte equação química:  $2\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 4\text{C}$ . Numa temperatura fixa, as espécies são colocadas para reagir em um recipiente com volume constante. A figura abaixo mostra como a concentração das espécies químicas A, B e C varia com o tempo.



A partir da análise dessa figura, assinale a opção que apresenta o valor **CORRETO** da constante de equilíbrio,  $K_p$ , para esta reação.

- a)  $0,38 \cdot 10^{-2}$
- b) 0,25
- c) 4,0
- d)  $1,3 \cdot 10^2$
- e)  $2,6 \cdot 10^2$

**GAB:** SEM

**RESOLUÇÃO**

A constante de equilíbrio em termos de pressões parciais pode ser calculada pela equação:

$$K_p = \frac{P_C^4}{P_A^2 P_B}$$

Assim temos no equilíbrio:

$$P_A = 0,4 \text{ atm.}$$

$$P_B = 0,1 \text{ atm.}$$

$$P_C = 0,8 \text{ atm.}$$

Logo, substituindo os valores na expressão matemática de  $K_p$  teríamos:

$$K_p = \frac{(0,8)^4}{(0,4)^2(0,1)} \rightarrow K_p = 25,6$$

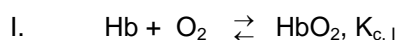
Então não temos alternativa correta.

**Obs.:** As variações das pressões parciais e conseqüentemente, das concentrações das substâncias estabelecidas no gráfico não têm compatibilidade estequiométrica com a equação química fornecida no enunciado do TESTE.

### 80 - (ITA SP/2000)

O transporte de oxigênio ( $O_2$ ) no organismo de vertebrados, via fluxo sangüíneo, é feito pela interação entre hemoglobina (Hb) e oxigênio. O monóxido de carbono (CO) em concentrações não tão elevadas (700ppm) substitui o oxigênio na molécula de hemoglobina.

As interações entre  $O_2$  e CO com a molécula de hemoglobina podem ser representadas, respectivamente, pelas seguintes equações químicas:



são as constantes de equilíbrio para as respectivas interações químicas. A formação de HbCO é desfavorecida pela presença de azul de metileno (AM). Esta substância tem maior tendência de reagir com o CO do que este com a hemoglobina. A reação do CO com AM pode ser representada pela equação química: III –  $AM + CO \rightleftharpoons AMCO, K_{c,III}$ .

Com base nestas informações, para uma mesma temperatura, é **CORRETO** afirmar que

- $K_{c,I} < K_{c,II} < K_{c,III}$
- $K_{c,I} < K_{c,III} < K_{c,II}$
- $K_{c,II} < K_{c,III} < K_{c,I}$
- $K_{c,II} < K_{c,I} < K_{c,III}$
- $K_{c,III} < K_{c,I} < K_{c,II}$

GAB: **A**

### RESOLUÇÃO

Podemos dizer que a constante de equilíbrio de complexação é sempre diretamente proporcional à afinidade química entre os reagentes. Por outro lado, podemos retirar do texto suporte (enunciado) os seguintes dados:

- O monóxido de carbono em concentrações não tão elevadas substitui o oxigênio na molécula de hemoglobina, logo, o  $K_{c,II}$  é maior que o  $K_{c,I}$ , pois a interação química é maior.

- A formação de HbCO é desfavorecida pela presença do azul de metileno, logo, podemos dizer que o azul de metileno tem maior afinidade química, ou seja, o  $K_{c,III}$  é maior que o  $K_{c,II}$ . Assim temos:

$$K_{c,III} > K_{c,II} > K_{c,I}$$

### 81 - (Ufba BA/2000)

Dados

Experiência	[PCl <sub>5</sub> ]	[PCl <sub>3</sub> ]	[Cl <sub>2</sub> ]
1	0,0023	0,23	0,055
2	0,0101	0,15	0,37
3	0,999	3,66	1,50

(Fonte: BRADY & HUMISTON, p. 511.)

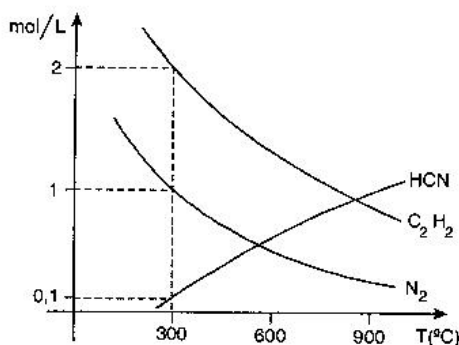
A tabela acima mostra as concentrações, em mol/L, do sistema em equilíbrio representado pela equação  $\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$ , que foram obtidas, experimentalmente, a 297K.

Calcule, com três algarismos significativos, o valor aproximado de K<sub>p</sub> para essa reação. Expresse o resultado indicando 50% do valor de K<sub>p</sub>.

**Gab:** 67

**82 - (Ufrj RJ/2000)**

Um método de produção de cianeto de hidrogênio é a nitrogação do acetileno em fase gasosa, de acordo com a equação:  $\text{N}_2(g) + \text{C}_2\text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{HCN}(g)$ . O diagrama a seguir indica os valores das concentrações (em mol / L) dos compostos N<sub>2</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> e HCN em equilíbrio, a várias temperaturas diferentes e mostra que a temperaturas distintas correspondem diferentes condições de equilíbrio.



- a) Determine a constante de reação K<sub>c</sub> da equação de formação de HCN, à temperatura de 300 °C.
- b) Explique por que a reação de produção de HCN é endotérmica.

**Gab:**

- a) K<sub>c</sub> = 0,005
- b) Porque um aumento de temperatura leva a um aumento da concentração de HCN no equilíbrio.

**83 - (Ufop MG/1999/2ªFase)**

Amônia pode ser preparada pela reação entre nitrogênio e hidrogênio gasosos, sob alta pressão, segundo a equação abaixo:  $\text{N}_2(g) + 3\text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(g)$ . 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.

Δt	[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.

$K_c =$

c) O valor da constante de equilíbrio para esta reação, nas condições do experimento, é \_\_\_\_\_

**Gab:**

a) X = 8; Y = 6

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

c)  $K_c = 5,142(\text{mol/L})^{-2}$

**84 - (Uepb PB/1999)**

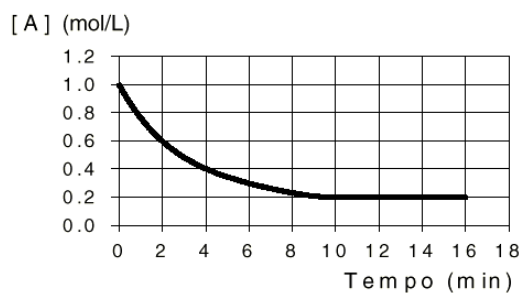
6,8 gramas de amônia são aquecidos em um recipiente fechado a uma dada temperatura. Quando o sistema atinge o equilíbrio, verifica-se a formação de 0,6 grama de hidrogênio. Qual é o grau de dissociação do  $NH_3$  nas condições da experiência? Dados: N = 14 e H = 1.

- a) 50%
- b) 40%
- c) 30%
- d) 20%
- e) 10%

**Gab:** A

**85 - (Ufrj RJ/1999)**

Em um recipiente de um litro foi adicionado um mol de uma substância gasosa **A**, que imediatamente passou a sofrer uma reação de decomposição. As concentrações molares de **A** foram medidas em diversos momentos e verificou-se que, a partir do décimo minuto, a sua concentração se tornava constante, conforme os dados registrados no gráfico a seguir:



A decomposição de **A** ocorre segundo a equação:  $2A(g) \rightleftharpoons B(g) + C(g)$

- a) Determine a velocidade média de decomposição de A durante os primeiros quatro minutos.
- b) Calcule a constante de equilíbrio  $K_c$ .

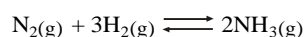
**Gab:**

a) 0,15 mol/L

b)  $K_c = 4,0$

**86 - (Ufg GO/1998/2ªFase)**

O processo Haber da síntese da amônia pode ser representado pela equação a seguir:



- a) Escreva a equação da constante de equilíbrio e forneça sua unidade.  
 b) Compare e explique os rendimentos da reação a 25°C e a 450°C, dadas as constantes de equilíbrio nessas temperaturas:

Temperatura (°C)	Constante de Equilíbrio
25	$7,6 \times 10^2$
450	$6,5 \times 10^{-3}$

**Gab:**

a)

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

b) O rendimento da reação a 25°C é maior que à temperatura de 450°C

**87 - (ITA SP/1997)**

A constante de equilíbrio da reação:  $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{Cl}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HOCl}(\text{g})$  a 25°C, é  $K_c = K_p = 0,0900$ . Recipientes fechados, numerados de I até IV, e mantidos na temperatura de 25°C, contêm somente as três espécies químicas gasosas envolvidas na reação acima. Imediatamente após cada recipiente ter sido fechado, as pressões e/ou as quantidades de cada uma destas substâncias, em cada um dos recipientes, são:

- I. 5 mmHg de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ; 400 mmHg de  $\text{Cl}_2\text{O}(\text{g})$  e 10 mmHg de  $\text{HOCl}(\text{g})$
- II. 10 mmHg de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ; 200 mmHg de  $\text{Cl}_2\text{O}(\text{g})$  e 10 mmHg de  $\text{HOCl}(\text{g})$
- III. 1,0 mol de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ; 0,080 mols de  $\text{Cl}_2\text{O}(\text{g})$  e 0,0080 mmHg de  $\text{HOCl}(\text{g})$
- IV. 0,50 mol de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ; 0,0010 mols de  $\text{Cl}_2\text{O}(\text{g})$  e 0,20 mmHg de  $\text{HOCl}(\text{g})$

É **CORRETO** afirmar que:

- a) Todos os recipientes contêm misturas gasosas em equilíbrio químico.
- b) Todos os recipientes não contêm misturas gasosas em equilíbrio químico e, em todos eles, o avanço da reação se dá no sentido da esquerda para a direita.
- c) A mistura gasosa do recipiente III não está em equilíbrio químico e a reação avança no sentido da esquerda para a direita.
- d) A mistura gasosa do recipiente IV não está em equilíbrio químico e a reação avança no sentido da esquerda para a direita.
- e) As misturas gasosas dos recipientes I e II não estão em equilíbrio químico e as reações avançam no sentido da direita para a esquerda.

**Gab:** E

**RESOLUÇÃO**

- I-  $K_p = 0,05$
- II-  $K_p = 0,05$
- III-  $K_c = 8 \cdot 10^{-4}$
- IV-  $K_c = 0,8$

**88 - (Unificado RJ/1997)**

Os gases provenientes da eletrólise da água do mar foram recolhidos em um recipiente fechado de capacidade igual a 5 litros. A mistura recolhida apresentava 7,5 moles de hidrogênio e 5 moles de cloro, que reagiram de acordo com a

seguinte equação:  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HCl}(\text{g})$ . Sendo assim, a constante de equilíbrio, em termos de concentração molar ( $K_c$ ) a uma dada temperatura em que 5 moles de  $\text{HCl}(\text{g})$  foram obtidos, será:

- a) 1,0
- b) 2,0
- c) 2,5
- d) 4,0
- e) 5,0

**Gab: B**

**89 - (ITA SP/1997)**

Um recipiente aberto contém água em equilíbrio com o ar atmosférico e está na temperatura ambiente. Com um tubo, passa-se a borbulhar através dessa água uma mistura de  $\text{N}_2(\text{g})$  e  $\text{O}_2(\text{g})$ , em que a fração molar de ambos componentes é 0,50. Se for atingido o regime estacionário, decorrente deste borbulhamento, pode-se garantir que:

- a) A constante de equilíbrio,  $K_c$ , da reação abaixo ficará a 1:  $\text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{aq})$
- b) A concentração de  $\text{O}_2(\text{aq})$  diminuirá.
- c) A concentração de  $\text{N}_2(\text{aq})$  aumentará.
- d) A pressão de vapor da água aumentará.
- e) A concentração de  $\text{CO}_2(\text{aq})$  diminuirá.

**Gab: E**

**RESOLUÇÃO**

**Mistura de  $\text{N}_2(\text{g})$  +  $\text{O}_2(\text{g})$  borbulhada**

$$\left\{ \begin{array}{l} 50 \% \text{ vol. } \text{N}_{2(\text{g})} \\ 50 \% \text{ vol. } \text{O}_{2(\text{g})} \end{array} \right.$$
  

$$\text{Ar} \left\{ \begin{array}{l} 78 \% \text{ vol. } \text{N}_{2(\text{g})} \\ 21 \% \text{ vol. } \text{O}_{2(\text{g})} \\ 1 \% \text{ de outros gases} \end{array} \right.$$

Como a mistura borbulhada é mais rica em  $\text{O}_2(\text{g})$  e menos rica em  $\text{N}_2(\text{g})$  em relação ao Ar:

$[\text{O}_2(\text{g})]$  aumenta → **logo b está errada**

$[\text{N}_2(\text{g})]$  diminui → **logo c está errada**

$[\text{N}_2(\text{g})] \neq [\text{N}_2(\text{aq})] \rightarrow K_c \neq 1 \rightarrow$  **logo a está errada**

a pressão de vapor da água não irá aumentar, logo, alternativa **d também está errada**

Com o borbulhamento da mistura de  $\text{N}_2(\text{g})$  +  $\text{O}_2(\text{g})$  o  $\text{CO}_2(\text{g})$  será expulso da solução. Logo, o  $[\text{CO}_2]$  diminui. Assim a alternativa **e está certa**.

**90 - (Puc RJ/1997)**

A constante de equilíbrio  $K_c$  para a seguinte reação:  $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ , a  $690^\circ\text{C}$  é 1,6. Partindo-se apenas de  $\text{CO}_2(\text{g})$  e  $\text{H}_2(\text{g})$ , quais serão as concentrações de  $\text{CO}(\text{g})$  e  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  no equilíbrio, quando as concentrações dos reagentes, também no equilíbrio, forem 3,4 M para o  $\text{CO}_2(\text{g})$  e 1,3 M para o  $\text{H}_2(\text{g})$ .

- a)  $\text{CO}(\text{g}) = 3,4 \text{ M}$  e  $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = 1,3 \text{ M}$
- b)  $\text{CO}(\text{g}) = \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = 2,6 \text{ M}$
- c)  $\text{CO}(\text{g}) = \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = 7,0 \text{ M}$
- d)  $\text{CO}(\text{g}) = \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = 3,8 \text{ M}$

e)  $\text{CO(g)} = 1,6 \text{ M}$  e  $\text{H}_2\text{O (g)} = 1,3 \text{ M}$

**Gab: B**

**91 - (Uff RJ/1996/1ªFase)**

O monóxido de nitrogênio (NO), um poluente do ar, é capaz de reagir com o  $\text{O}_2$  e outros oxidantes, na atmosfera, para produzir  $\text{NO}_2$ , fonte de alguns poluentes em áreas urbanas. O  $\text{NO}_2$ , que é um gás marrom, sofre dimerização e origina o gás incolor  $\text{N}_2\text{O}_4$  em determinadas condições reacionais, de acordo com a equação:



Se no equilíbrio a  $[\text{NO}_2]$  é  $0,040 \text{ mol.L}^{-1}$ , então a  $[\text{N}_2\text{O}_4]$  deverá ser:

- a) 0,178
- b) 0,272
- c) 0,408
- d) 0,136
- e) 0,544

**Gab: B**

**92 - (ITA SP/1996)**

Num recipiente de volume constante igual a 1,00 litro, inicialmente evacuado, foi introduzido 1,00 mol de pentacloreto do fósforo gasoso e puro. O recipiente foi mantido a  $250 \text{ }^\circ\text{C}$  e no equilíbrio final foi verificada a existência de 0,47 mols de gás cloro. Qual das opções abaixo contém o valor aproximado da constante ( $K_C$ ) do equilíbrio estabelecido dentro do cilindro e representado pela seguinte equação química:  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ .

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

**Gab: C**

**93 - (ITA SP/1995)**

Dentro de um forno, mantido numa temperatura constante, temos um recipiente contendo 0,50 mols de  $\text{Ag(c)}$ , 0,20 mols de  $\text{Ag}_2\text{O(c)}$  e oxigênio gasoso exercendo uma pressão de 0,20 atm. As três substâncias estão em equilíbrio químico. Caso a quantidade de  $\text{Ag}_2\text{O(c)}$  dentro do recipiente, na mesma temperatura, fosse 0,40 mols, a pressão, em atm., do oxigênio no equilíbrio seria:

- a) 0,10
- b) 0,20
- c) 0,40
- d)  $\sqrt{0,20}$
- e) 0,80

**GAB: A**

RESOLUÇÃO

**Obs.:** Admitindo V e T constantes podemos dizer que a pressão é diretamente proporcional ao número de mols de O<sub>2</sub>.

	$4\text{Ag}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{Ag}_2\text{O}_{(s)}$		
início	0,50mols	0,20mols	0,20mols
reage e forma			
equilíbrio			0,40mols

Como no final existem 0,40 mols de Ag<sub>2</sub>O podemos afirmar que foram produzidos 0,20 mols, logo, podemos calcular o número de mols de O<sub>2</sub> consumido no processo:

$$\begin{array}{l} \text{mol O}_2 \text{-----} 2 \text{ mol Ag}_2\text{O} \\ X \text{-----} 0,2 \text{ mol Ag}_2\text{O} \\ \mathbf{X = 0,10 \text{ mol O}_2 \text{ consumido}} \end{array}$$

Logo, restam 0,10 mol no novo equilíbrio.

**Cálculo da nova pressão:**

$$\begin{array}{l} 0,2 \text{ mol O}_2 \text{-----} 0,20 \text{ atm} \\ 0,1 \text{ mol O}_2 \text{-----} P' \end{array}$$

$P' = 0,10 \text{ ATM}$

**94 - (Uff RJ/1994/2ªFase)**

O metano, presente no gás natural, pode reagir de forma reversível com o vapor d'água, produzindo monóxido de carbono e hidrogênio:  $\text{CH}_{4(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(g)} + 3 \text{H}_{2(g)}$ . Esta mistura de gases pode ser utilizada para sintetizar vários produtos químicos industriais, dependendo apenas de fatores como pressão, temperatura e catalisadores. Calcule a concentração do vapor d'água no equilíbrio, considerando que, a 1500°C, a constante de equilíbrio da reação é  $K_c = 5,67$  e que a mistura, em equilíbrio, dos gases apresenta as seguintes concentrações:

$[\text{CO}] = 0,30 \text{ M}; [\text{H}_2] = 0,80 \text{ M}; [\text{CH}_4] = 0,40 \text{ M}$

**Gab:**  $[\text{H}_2\text{O}] = 0,0714$

**95 - (GF RJ/1994)**

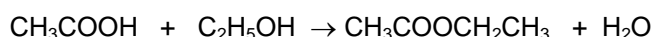
Dada a equação  $2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(g)}$  a expressão da constante de equilíbrio é dada por:

- a)  $K_c = [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2] \cdot [\text{SO}_3]^2$
- b)  $K_c = [\text{SO}_3]^2 / [\text{O}_2] \cdot [\text{SO}_2]^2$
- c)  $K_c = [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2] / [\text{SO}_3]^2$
- d)  $K_c = 1/[\text{SO}_3]^2$
- e)  $K_c = [\text{SO}_3]^2$

**Gab:** B

**96 - (Ufrj RJ/1993)**

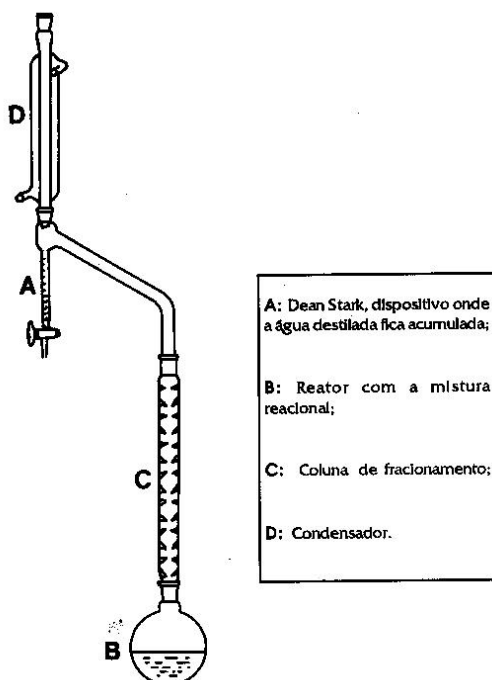
O acetato de etila, usado como essência artificial de frutas e como solvente para vernizes e lacas, entre outras aplicações, é preparado a partir do ácido acético e do etanol. A reação para sua obtenção pode ser representada pela equação:



a) Partindo-se de 3 moles de ácido acético e 3 moles de etanol e realizando-se a reação acima em reator fechado, a 100°C, verifica-se que o equilíbrio é alcançado após reagirem dois moles do ácido. Determine a constante de equilíbrio da reação.



b) A reação de obtenção do acetato de etila pode ser realizada na aparelhagem mostrada a seguir, que permite retirar continuamente a água originada na reação, por meio da destilação azeotrópica.



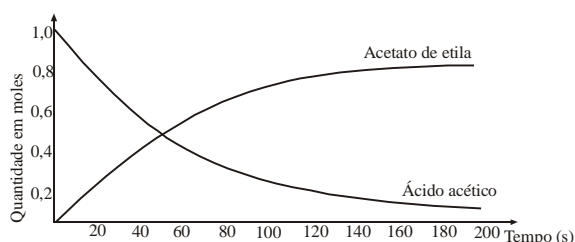
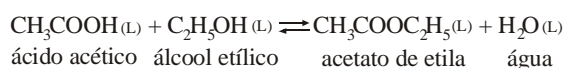
O que ocorrerá com equilíbrio desta reação quando se retirar a água formada?

**Gab:**

- a)  $K_c = 4$
- b) desloca o equilíbrio no sentido de formação dos produtos.

**97 - (Ufg GO/1992/2ªFase)**

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 este equilíbrio é dada por:



Pergunta-se:

- a) quantos mols de ácido acético restam e quantos de acetato de etila se formaram em 120 segundos de reação?
- b) após quanto tempo de reação a quantidade de produtos passa a ser maior que a de reagentes?
- c) quantos mols de acetato de etila são obtidos no equilíbrio?

- a) restam aproximadamente 0,2 mol de ácido acético e se formam aproximadamente 0,8 mol de acetato de etila.
- b) após 50 segundos
- c) aproximadamente 0,8 mol

**98 - (Puc RJ/1991)**

O processo de obtenção industrial do ácido sulfúrico envolve, como uma das etapas, a conversão do dióxido de enxofre em trióxido de enxofre, de acordo com a equação:  $\text{SO}_{2(g)} + 1/2\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{SO}_{3(g)}$

Se na temperatura de 600 °C, a constante de equilíbrio em termos de concentrações molares  $K_c$  é de 70,0 e as concentrações do  $\text{SO}_{2(g)}$  e  $\text{O}_{2(g)}$  são de 0,02 mol/l e 0,01 mol/l, respectivamente, a concentração de  $\text{SO}_{3(g)}$ , em mol/l, será de:

- a) 0,70
- b) 0,60
- c) 0,35
- d) 0,28
- e) 0,14

**Gab:** E

**99 - (ITA SP/1991)**

Dentro de um recipiente fechado, de volume  $V$ , se estabelece o seguinte equilíbrio:  $\text{N}_2(g) + 3\text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(g)$ ;  $K_c$ . As quantidades (mol) de  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$  e  $\text{NH}_3$  no equilíbrio são, respectivamente,  $n_{\text{N}_2}$ ,  $n_{\text{H}_2}$  e  $n_{\text{NH}_3}$ .

Assinale a opção que contém a expressão que representa CORRETAMENTE a constante  $K_c$  para o equilíbrio equacionado acima:

- a-  $n_{\text{NH}_3}^2 / (n_{\text{H}_2}^3 \cdot n_{\text{N}_2})$
- b-  $(n_{\text{NH}_3} \cdot V) / (n_{\text{H}_2} \cdot n_{\text{N}_2})$
- c-  $(n_{\text{NH}_3}^2 \cdot V^2) / (n_{\text{H}_2}^3 \cdot n_{\text{N}_2})$
- d-  $(n_{\text{H}_2}^3 \cdot n_{\text{N}_2}) / (n_{\text{NH}_3}^2 \cdot V^2)$
- e-  $(4 \cdot n_{\text{NH}_3}^2 \cdot V^2) / (27 \cdot n_{\text{H}_2}^3 \cdot n_{\text{N}_2})$

**Gab:** C

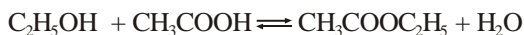
**100 - (ITA SP/1991)**

Num recipiente mantido a pressão e temperatura ambientes, foram introduzidos 1,00 mol de etanol,  $x$  mol de ácido acético, um pouco de um catalisador adequado e um solvente inerte para que o volume final da mistura homogênea líquida fosse 5,0L. Nestas condições se estabelece o equilíbrio correspondente à equação química. A constante deste equilíbrio é 4,0 na temperatura ambiente. Uma vez atingido o equilíbrio, verifica-se que o sistema contém 0,50 mol de acetato de etila.  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{solv}) + \text{CH}_3\text{COOH}(\text{solv}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5(\text{solv}) + \text{H}_2\text{O}(\text{solv})$ . Destas informações podemos concluir que a quantidade  $x$  inicialmente posta de ácido acético é:

- a) 0,25
- b) 0,38
- c) 0,50
- d) 0,63
- e) 0,75

**Gab:** D

**RESOLUÇÃO**



I	1 mol	X	0,0	0,0
R/F	0,5	0,5	0,5	0,5
Eq.	$\frac{0,5}{5}$	$\frac{X-0,5}{5}$	$\frac{0,5}{5}$	$\frac{0,5}{5}$

V=5L

$$K_c = \frac{[CH_3COOC_2H_5].[H_2O]}{[C_2H_5OH].[CH_3COH]} \rightarrow 4 = \frac{[0,5/5].[0,5/5]}{[0,5/5].[x-0,5/5]}$$

$$4 = \frac{0,1 \cdot 0,1}{0,1(2x-0,1)} \rightarrow -0,4+8x = 0,1 \rightarrow 8x = 0,5 \rightarrow x \cong 0,63$$

**101 - (Uel PR/1990)**

- I.  $H_2O_{(g)} \rightarrow H_{2(g)} + O_{2(g)} \quad \Delta H > 0$
- II.  $H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} \quad \Delta H < 0$
- III.  $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)} \quad \Delta H < 0$
- IV.  $2CO_{2(g)} \rightarrow 2CO_{(g)} + O_{2(g)} \quad \Delta H > 0$
- V.  $Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow MgO_{(s)} \quad \Delta H < 0$

Representa um equilíbrio heterogêneo:

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

**GAB:E**

**102 - (Ufpi PI/1990)**

Quando 3,00 mols de  $H_2$  reage com 1,00 mol de  $N_2$  no recipiente de 1,00 litro a  $500^\circ C$  para produzir amônia,  $NH_3$ , no equilíbrio a reação é 90% completa. Encontre a constante de equilíbrio (Kc) para esta reação, a  $500^\circ C$ .

- a)  $1000L^2/mol^2$
- b)  $2000L^2/mol^2$
- c)  $2500L^2/mol^2$
- d)  $800L^2/mol^2$
- e)  $1200L^2/mol^2$

**Gab: E**

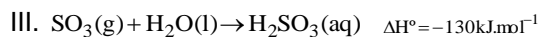
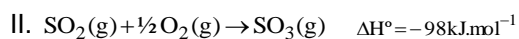
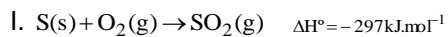
**TEXTO: 1 - Comum à questão: 103**

O Conama (Conselho Nacional do Meio Ambiente) resolveu definir os limites máximos para a emissão de poluentes atmosféricos, como óxidos de nitrogênio, óxidos de enxofre, monóxido de carbono e material particulado. Aprovada a resolução, serão limitadas também as emissões geradas nos processos de combustão externa de óleo combustível, de gás natural, de bagaço de cana-de-açúcar e de derivados da madeira, a partir da fabricação da celulose, da fusão secundária de chumbo, da indústria de alumínio primário, da produção de fertilizantes, de ácido fosfórico, de ácido sulfúrico e de ácido nítrico, e por usinas de pelotização de minério de ferro.

(Disponível em: <<http://noticias.terra.com.br/ciencia/interna>>. Acesso: 3 de janeiro de 2007.)

**103 - (Uesc BA/2007)**

As reações a seguir descrevem, de forma simplificada, o processo atual de obtenção de ácido sulfúrico,



Sobre as reações do processo de produção do ácido sulfúrico, tendo o enxofre sólido como matéria-prima de partida, pode-se afirmar:

01. O processo global ocorre com oxidação do enxofre, cujo Nox passa de 0 para +6.
02. A variação de concentração do enxofre sólido, em I, a uma temperatura fixa, modifica o valor da constante de equilíbrio.
03. A diminuição da pressão do sistema, em II, mantendo-se o valor de temperatura, promove a diminuição da concentração de  $SO_3(g)$ .
04. O aumento de temperatura, em III, aumenta a velocidade de dissolução do trióxido de enxofre em água.
05. A quantidade de matéria de gás produzido em I é igual à soma das quantidades estequiométricas dos reagentes.

**Gab:** 04