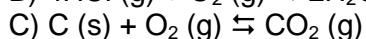
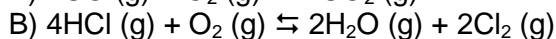
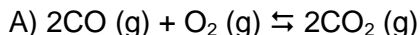


Unidade 4 - Exercicios de autoavaliación

1.- Escribir a ecuación da constante de equilibrio para cada unha das seguintes reaccións:



2.- A 25 ° C, nun recipiente de 1 L, atópanse en equilibrio 8 g de osíxeno, 8 g de dióxido de xofre e 40 g de trióxido de xofre. Calcular K_C e K_P para a reacción $2\text{SO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_3\text{(g)}$.

3.- Se nun recipiente de 2 L de capacidade, a 200° C, facemos reaccionar 0,5 moles de hidróxeno con 0,5 moles de iodo, ao alcanzarse o equilibrio fórmanse 0,78 moles de ioduro de hidróxeno. Calcular K_C e K_P a esa temperatura, para a reacción: $\text{H}_2 \text{ (g)} + \text{I}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2\text{HI (g)}$

4.- Sabendo que a 600 K para a reacción $\text{NH}_3\text{(g)} \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{N}_2\text{(g)} + \frac{3}{2} \text{H}_2\text{(g)}$, K_C vale 0,395, calcula a concentración de cada substancia, no equilibrio existente no interior dun matraz de 1 L, no que se inxectaron 2,65 g de NH_3 á temperatura indicada.

5.- A 2000° C e a unha presión de 1 atm o dióxido de carbono disóciase nun 1,80% en monóxido de carbono e osíxeno. Calcular K_P para o equilibrio $2\text{CO}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{O}_2\text{(g)} + 2\text{CO(g)}$.

6.- Nun matraz de 5 litros, 1,45 moles de PCl_5 están en equilibrio con 0,55 moles de PCl_3 e 0,55 moles de Cl_2 . Cantos moles haberá no novo equilibrio se engadimos 1 mol de Cl_2 ao matraz?

7.- Considere o sistema en equilibrio $2\text{NO (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 \text{ (g)}$ $\Delta H = -41$ kcal Razoe cal será o efecto de: a) Engadir osíxeno; b) Aumenta-la temperatura; c) Aumenta-la presión.

8.- Supondo que a reacción $\text{A(g)} + 3\text{B(g)} \rightleftharpoons 2\text{C(g)}$, exotérmica, estivese en equilibrio, indicar razoadamente tres procedementos para que o equilibrio se desprace á dereita.

9.- Se nun matraz de dous litros quentamos certa cantidade de bicarbonato sódico (s) a 110° C, a presión de equilibrio é 1,25 atm. Calcular k_p e o peso de bicarbonato descomposto en anhídrido carbónico (g) e hidróxido sódico (s).

Respostas

Exercicio 1:

$$A) K_C = \frac{[CO_2]^2}{[CO]^2 \cdot [O_2]}; \quad B) K_C = \frac{[H_2O]^2 \cdot [Cl_2]^2}{[HCl]^4 \cdot [O_2]}; \quad C) K_C = \frac{[CO_2]}{[O_2]}$$

Exercicio 2:

Comezaremos calculando a concentración de cada substancia, tendo en conta que $[X] = n \text{ (mol)} / V \text{ (L)} = [m \text{ (g)} / M_{\text{mol}}] / V \text{ (L)}$

$$[SO_2] = [8 / (32 + 16 \cdot 2)] / 1 = 0,125 \text{ mol/l}$$

$$[O_2] = [8 / (16 \cdot 2)] / 1 = 0,25 \text{ mol/l}$$

$$[SO_3] = [40 / (32 + 16 \cdot 3)] / 1 = 0,5 \text{ mol/l}$$

Como son os valores das concentracións no equilibrio, para calcular K_C

$$\text{basta substituír na súa expresión: } K_C = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]} = \frac{0,5^2}{0,125^2 \cdot 0,25} = 64 \text{ (mol/l)}^{-1}$$

K_P calcularémola a partir da expresión que a relaciona con K_C , sabendo que $\Delta n = 2 - (2+1) = -1$:

$$K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_P = 64 \cdot (0,082 \cdot 298)^{-1} = 64 / 24,4 = 2,6 \text{ atm}^{-1}$$

Exercicio 3:

Comezaremos por encher a táboa:

	H_2	I_2	IH
[Inicial]	0,5/2= 0,25	0,5/2= 0,25	0
[Reacciona]	0,39/2= 0,195	0,39/2= 0,195	0,39
[Final]	0,25-0,195= 0,055	0,25-0,195= 0,055	0,78/2= 0,39

Substituíndo na expresión de K_C :
 $K_C = [HI]^2 / ([H_2] \cdot [I_2]) = 0,39^2 / 0,055^2 = 50$

K_P calcularémola a partir da expresión que a relaciona con

K_C , $K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$ sabendo que $\Delta n = 2 - (1+1) = 0$, e ao ser $(RT)^0 = 1$, $K_P = K_C = 50$.

Exercicio 4:

Comezaremos calculando a concentración inicial do NH_3 :

$$[NH_3] = n \text{ (mol)} / V \text{ (L)} = [m \text{ (g)} / M_{\text{mol}}] / V \text{ (L)} = (2,65 / 14 + 3) / 1 = 0,156 \text{ mol/l}$$

Cubriremos agora a táboa:

	NH_3	N_2	H_2
[Inicial]	0,156	0	0
[Reacciona]	X	1/2 X	3/2 X
[Final]	0,156-X	1/2 X	3/2 X

Substituíndo na expresión de K_C :

$$K_C = \frac{[N_2]^{1/2} \cdot [H_2]^{3/2}}{[NH_3]} \Rightarrow 0,395 = \frac{(X/2)^{1/2} \cdot (3X/2)^{3/2}}{0,156 - X}$$

$$0,395(0,156 - X) = \sqrt{\frac{X}{2}} \cdot \sqrt{\frac{(3X)^3}{2^3}} \Rightarrow$$

$$0,06162 - 0,395X = \sqrt{\frac{X \cdot 27X^3}{2 \cdot 8}} \Rightarrow 4(0,06162 - 0,395X) = 5,196X^2 \Rightarrow 5,196X^2 + 1,58X - 0,24648 = 0$$

$$X = \frac{-1,58 \pm \sqrt{1,58^2 - 4 \cdot 5,196(-0,24648)}}{2 \cdot 5,196} = \frac{-1,58 \pm 2,76}{10,392} = 0,114 \text{ mol/l} \quad (\text{a solución negativa non é correcta})$$

Polo tanto, as concentracións no equilibrio serán:

$$[\text{NH}_3] = 0,156 - 0,114 = 0,042 \text{ mol/l}$$

$$[\text{N}_2] = \frac{1}{2} \cdot 0,114 = 0,057 \text{ mol/l}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{3}{2} \cdot 0,114 = 0,171 \text{ mol/l}$$

Exercicio 5:

Temos como datos $P_T = 1 \text{ atm}$ e $\alpha = 1,80\% = 0,018$, logo deberemos relacionar o grao de disociación coa C_0 :

	CO₂	O₂	CO
[Inicial]	C_0	0	0
[Reacciona]	$2X = C_0 \cdot \alpha$	$X = C_0 \cdot \alpha / 2$	$2X = C_0 \cdot \alpha$
[Final]	$C_0 - C_0 \cdot \alpha = C_0(1 - \alpha)$	$C_0 \cdot \alpha / 2$	$C_0 \cdot \alpha$

Como vemos na táboa $\alpha = 2X/C_0$, polo que $2X = C_0 \cdot \alpha$ e $X = C_0 \cdot \alpha / 2$

O número de moles totais (por litro) no equilibrio

$$\text{será: } C_T = C_0(1 - \alpha) + C_0 \cdot \alpha / 2 + C_0 \cdot \alpha = C_0(1 - \alpha + \alpha / 2 + \alpha) = C_0(1 + \alpha / 2)$$

Polo tanto, as fraccións molares de cada gas serán ($X_i = C_i / C_T$):

$$X_{\text{CO}_2} = C_0(1 - \alpha) / C_0(1 + \alpha / 2) = (1 - \alpha) / (1 + \alpha / 2) = (1 - 0,018) / (1 + 0,009) = 0,973$$

$$X_{\text{O}_2} = (C_0 \cdot \alpha / 2) / C_0(1 + \alpha / 2) = (\alpha / 2) / (1 + \alpha / 2) = 0,009 / (1 + 0,009) = 0,00892$$

$$X_{\text{CO}} = C_0 \cdot \alpha / C_0(1 + \alpha / 2) = \alpha / (1 + \alpha / 2) = 0,018 / (1 + 0,009) = 0,0178$$

Como a $P_T = 1 \text{ atm}$ e $P_i = P_T \cdot X_i$, as presións parciais, numericamente, serán iguais ás fraccións molares, polo que substituíndo na expresión de K_P :

$$K_P = \frac{P_{\text{O}_2} \cdot P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}^2} = \frac{0,00892 \cdot 0,0178^2}{0,973^2} = 3,0 \cdot 10^{-6} \text{ atm}$$

Exercicio 6:

O primeiro que teremos que facer é calcular a constante de equilibrio. O equilibrio é: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ e a súa constante vale:

$$K_C = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{(0,55/5) \cdot (0,55/5)}{1,45/5} = 0,042$$

Para calcular as concentracións no novo equilibrio, despois de engadir un mol de cloro, utilizaremos a táboa habitual, TENDO EN CONTA QUE AGORA TEÑEN QUE DESAPARECER PRODUTOS PARA DAR REACTIVOS:

	PCl₅	PCl₃	Cl₂
[Inicial]	$1,45/5 = 0,29$	$0,55/5 = 0,11$	$(0,55+1)/5 = 0,31$
[Reacciona]	X	X	X
[Final]	$0,29 + X$	$0,11 - X$	$0,31 - X$

Ao substituír na expresión da constante de equilibrio, poderemos calcular as

concentracións do novo equilibrio:

$$K_c = \frac{[PCl_3] \cdot [Cl_2]}{[PCl_5]} \Rightarrow \frac{(0,11 - X) \cdot (0,31 - X)}{0,29 + X} = 0,042 \Rightarrow 0,042(0,29 + X) = 0,034 - 0,42X + X^2$$

$X^2 - 0,462X + 0,0218 = 0 \Rightarrow X = 0,053 \text{ mol/L}$ (a outra solución, $0,41 \text{ mol/L}$, non é válida, porque desaparecería máis cantidade da que había inicialmente).

Polo tanto, no equilibrio haberá: $5(0,29 + 0,053) = 1,71$ moles de PCl_5 ,
 $5(0,11 - 0,053) = 0,29$ mol de PCl_3 e $5(0,31 - 0,053) = 1,29$ mol de Cl_2 .

Exercicio 7:

a) Se engadimos osíxeno, o sistema terá que consumilo desprazándose á dereita.

b) Se aumentamos a temperatura, o sistema terá que consumir enerxía, polo que se desprazará á esquerda xa que é un proceso exotérmico $(2NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g) + 41 \text{ kcal})$

c) Se aumentamos a presión o sistema terá que diminuír o volume, polo que se desprazará á dereita, xa que así desaparecen 3 moles de gas para dar só 1.

Exercicio 8:

Se engadimos un reactivo (A ou B), o sistema terá que consumilo desprazándose á dereita. Se diminuímos a concentración dun produto (C), o sistema terá que produci-lo desprazándose á dereita.

Se aumentamos a temperatura, o sistema terá que consumir enerxía, polo que se desprazará á esquerda xa que é un proceso exotérmico $(A(g) + 3B(g) \rightleftharpoons 2C(g) + Q)$, logo para que se desprace á dereita deberemos baixar a temperatura.

Se aumentamos a presión o sistema terá que diminuír o volume, polo que se desprazará á dereita, xa que así desaparecen 4 moles de gas para dar só 2.

Resumindo: teremos que engadir máis reactivos (ou retirar produtos), diminuír a temperatura ou aumentar a presión para que o equilibrio se desprace á dereita.

Exercicio 9:

O equilibrio é: $NaHCO_3(s) \rightleftharpoons CO_2(g) + NaOH(s)$

$K_p = P_{CO_2} = 1,25 \text{ atm}$, pois é o único gas presente e a el se debe toda a presión.

Como o CO_2 enche o matraz de 2 L nas condicións indicadas, podemos calcular cantos moles se obtiveron: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = P \cdot V / (R \cdot T) \Rightarrow n = 1,25 \cdot 2 / (0,082 \cdot 383) \Rightarrow n = 0,0796$ moles de CO_2 .

Cada mol de CO_2 ven da descomposición de 1 mol de bicarbonato, polo que tiveron que descompoñerse 0,0796 moles de bicarbonato sódico.

$n = m / M_{mol} \Rightarrow m = n \cdot M_{mol} \Rightarrow m = 0,0796 \cdot (23 + 1 + 12 + 48) = 6,69 \text{ g}$ de bicarbonato sódico.