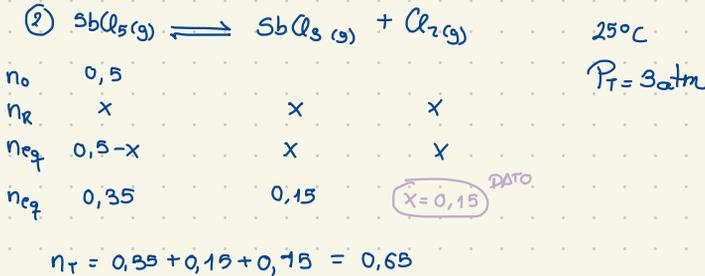


1

4.1.1. A expresión que relaciona K_p e K_c é, $K_p = K_c(RT)^{\Delta n_{\text{gasosos}}}$. Tendo en conta neste caso que $\Delta n_{\text{gasosos}} = (2+2)-(4+1) = -1$, polo que $K_p = K_c(RT)^{-1}$. Polo tanto, a afirmación é falsa.

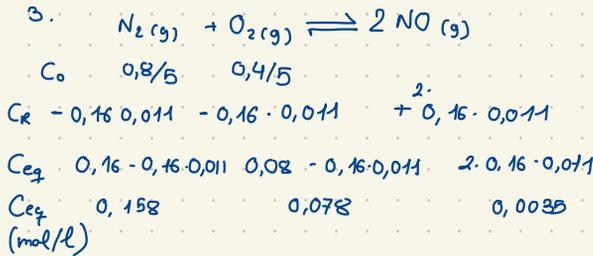
4.1.2. Segundo o principio de Le Chatelier sabemos que cando nun sistema en equilibrio se produce unha modificación das variables que o determinan (concentración, presión, temperatura) o sistema desprázase no sentido de contrarrestar dito cambio. Se incrementamos a temperatura, dado que a reacción é exotérmica ($\Delta H^\circ < 0$), o sistema desprazarase cara o sentido en que se absorba calor, neste caso cara a esquerda, cara os reactivos, polo que tenderá a reducirse a cantidade de cloro no equilibrio. Polo tanto, a afirmación é falsa.



LEY DALTON PRESIONES PARCIALES $P_A = X_A \cdot P_T \Rightarrow P_{\text{SbCl}_3} = \frac{0,35}{0,65} \cdot 3 = 1,6 \text{ atm}$

$K_p = \frac{P_{\text{SbCl}_3} P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{SbCl}_5}} = \frac{0,7 \cdot 0,7}{1,6} = 0,3$ $P_{\text{SbCl}_3} = \frac{0,15}{0,65} \cdot 3 = 0,7 \text{ atm} = P_{\text{Cl}_2}$

$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \Rightarrow 0,3 = K_c (0,082 \cdot 298)^1 \Rightarrow K_c = 0,012$
 $\Delta n = 2 - 1 = 1$



$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]} = \frac{0,0035^2}{0,158 \cdot 0,078} = 0,001$

b) $K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \Rightarrow 2 - (1+1) = 0 \Rightarrow (RT)^0 = 1 \Rightarrow K_p = K_c$

Segundo o principio de Le Chatelier sabemos que, cando nun sistema en equilibrio se produce unha modificación das variables que o determinan (concentración, presión, temperatura), o sistema desprázase no sentido de contrarrestar dito cambio. Neste caso o aumento da presión non inflúe no sistema en equilibrio, e non se desprazará en ningún sentido, xa que a variación de número de moles gasosos é cero.



n_0 2 2

C_0 1 1

e_0 1-x 1-x x x

$$K_c = 5 = \frac{x^2}{(1-x)(1-x)}$$

$$5(1-x)(1-x) - x^2 = 0$$

$[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = 0,69 \text{ mol/l}$

$x = 0,69$

$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,31 \text{ mol/l}$

O valor de K_p pódese calcular a partir do valor de K_c segundo a seguinte expresión, $K_p = K_c(RT)^{\Delta n_{\text{gasosos}}}$. Tendo en conta neste caso que $\Delta n_{\text{gasosos}} = (1+1) - (1+1) = 0$, polo que $K_p = K_c = 5$.

Segundo o principio de Le Chatelier sabemos que cando nun sistema en equilibrio se produce unha modificación das variables que o determinan (concentración, presión, temperatura) o sistema se despraza no sentido de contrarrestar dito cambio. Polo tanto, ó introducir máis CO sen variar a temperatura nin o volume, estamos a aumentar a concentración deste reactivo, polo que o sistema evolucionará cara a dereita (\rightarrow), cara a formación de produtos, para contrarrestar dita modificación.

5,

En primeiro lugar calculamos os moles iniciais de CS_2 e H_2 que se introducen no reactor:

$$n_{\text{CS}_2} = 15,3 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol CS}_2}{76 \text{ g}} = 0,20 \text{ moles CS}_2$$

$$n_{\text{H}_2} = 0,82 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g}} = 0,41 \text{ moles H}_2$$

Tendo en conta que o volume do reactor é de 5L:

	$\text{CS}_2(\text{g})$	+ $4\text{H}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2\text{H}_2\text{S}(\text{g})$	+ $\text{CH}_4(\text{g})$
[inicial]	$\frac{0,20 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,04\text{M}$	$\frac{0,41 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,08\text{M}$		-	-
[reacciona]	-x M	-4x M		2x M	x M
[equilibrio]	(0,04-x) M	(0,08-4x) M		2x M	x M

Sabemos que no equilibrio a concentración de $[\text{CH}_4] = x = 0,01 \text{ mol/L}$

Polo tanto, as concentracións das outras especies no equilibrio serán:

$$[\text{CS}_2] = 0,04 - 0,01 = 0,03 \text{ mol/L} \quad [\text{H}_2] = 0,08 - 4 \cdot 0,01 = 0,04 \text{ mol/L} \quad [\text{H}_2\text{S}] = 2 \cdot 0,01 = 0,02 \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{S}]^2 \cdot [\text{CH}_4]}{[\text{CS}_2] \cdot [\text{H}_2]^4} = \frac{(0,02)^2 \cdot (0,01)}{(0,03) \cdot (0,04)^4} = 52,08$$

Segundo o principio de Le Chatelier sabemos que cando nun sistema en equilibrio se produce unha modificación das variables que o determinan (concentración, presión, temperatura) o sistema desprázase no sentido de contrarrestar dito cambio. Se engadimos máis CS_2 mantendo o volume e temperatura constantes, estamos a aumentar a concentración deste reactivo, entón o sistema desprázase cara á dereita (\rightarrow), cara a formación de produtos, consumindo parte do CS_2 engadido ó reaccionar co H_2 , e producindo como consecuencia máis H_2S e CH_4 .

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

6

Calculamos os moles iniciais de CO_2 que se introducen:

$$n_{\text{O}(\text{CO}_2)} = \frac{4,4 \text{ g CO}_2}{44 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol CO}_2$$

Chamando "x" os moles de CO_2 que reaccionan, e $n_{\text{O}(\text{H}_2\text{S})}$ a cantidade descoñecida de H_2S inicial:

	$\text{CO}_2(\text{g})$	+ $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{COS}(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Moles iniciais	0,1	$n_{\text{O}(\text{H}_2\text{S})}$		-	-
Moles reaccionan	-x	-x		x	x
Moles no equilibrio	0,1-x	$n_{\text{O}(\text{H}_2\text{S})}-x$		x	x

Sabemos que na mestura final hai 0,01 moles de auga, de modo que podemos dicir que $x = 0,01$ moles:

	$\text{CO}_2(\text{g})$	+ $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{COS}(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Moles no equilibrio	0,09	$n_{\text{O}(\text{H}_2\text{S})}-0,01$		0,01	0,01

Calculamos os moles totais que hai no equilibrio: $P_1 \cdot V = n_1 \cdot R \cdot T$

$$n_1 = \frac{P_1 \cdot V}{R \cdot T} = \frac{10 \text{ atm} \times 2 \text{ L}}{0,082 (\text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) \times (337+273) \text{ K}} = 0,4 \text{ moles}$$

Polo tanto, sumando os moles totais no equilibrio:

$$n_1 = 0,09 + (n_{\text{O}(\text{H}_2\text{S})}-0,01) + 0,01 + 0,01 = 0,1 + n_{\text{O}(\text{H}_2\text{S})} = 0,4 \text{ moles} \Rightarrow n_{\text{O}(\text{H}_2\text{S})} = 0,3 \text{ moles}$$

Agora coñecemos os moles de todas as especies no equilibrio, e sabendo que o volume é de 2 L, as concentracións no equilibrio serán:

$$[\text{CO}_2] = \frac{0,09 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,045 \text{ M}; \quad [\text{H}_2\text{S}] = \frac{0,3 \text{ mol} - 0,01}{2 \text{ L}} = 0,145 \text{ M}; \quad [\text{COS}] = \frac{0,01 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,005 \text{ M}; \quad [\text{H}_2\text{O}] = \frac{0,01 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,005 \text{ M}$$

Sabendo as concentracións molares podemos calcular K_c

$$K_c = \frac{[\text{COS}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2\text{S}]} = \frac{0,005 \cdot 0,005}{0,045 \cdot 0,15} = 3,7 \cdot 10^{-3}$$

A relación entre K_p e K_c ven dada pola expresión $K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n_{\text{gasosos}}}$; como $\Delta n_{\text{gasosos}} = 1+1-1-1 = 0$

$$K_p = K_c; \quad K_c = 3,7 \cdot 10^{-3}$$

7



5L

$$C_0 \quad 0,4/5 = 0,08$$

0,4

$$\begin{array}{ccc} 0,08 - x & x & x \\ \hookrightarrow 0,08 \cdot 0,365 & 0,08 \cdot 0,365 & 0,08 \cdot 0,365 \end{array}$$

 $\alpha = 0,365$

$$[\text{Cl}_2] = [\text{SO}_2] = 0,029 \text{ M}$$

$$[\text{SO}_2 \text{Cl}_2] = 0,051 \text{ M}$$

$$P V = n R T \quad P_{\text{Cl}_2} = [\text{Cl}_2] R T = 0,029 \cdot 0,082 \cdot (673) = 1,60 = P_{\text{SO}_2}$$

$$P_{\text{SO}_2 \text{Cl}_2} = 0,051 \cdot 0,082 \cdot (673) = 2,81 \text{ atm}$$

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2][\text{SO}_2]}{[\text{SO}_2 \text{Cl}_2]} = \frac{0,029 \cdot 0,029}{0,051} = 0,016$$

$$K_p = K_c (R T)^{\Delta n} = 0,016 \cdot (0,082 \cdot 273)^1 = 0,38$$



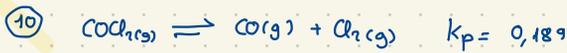
no $0,0015$ $0,0015$
 C_0 $3,0 \cdot 10^{-4}$ $3,0 \cdot 10^{-4}$

C_{eq} $\underbrace{3,0 \cdot 10^{-4} - x}_{4,7 \cdot 10^{-5} M}$ $3,0 \cdot 10^{-4} - x$ $2x$ $5,8 \cdot 10^{-4}$ $K_c = \frac{[IBr]^2}{[I_2][Br_2]}$ $120 = \frac{(2x)^2}{(3,0 \cdot 10^{-4} - x)^2}$
 $x = 2,54 \cdot 10^{-4} M$

b) $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$ $\Delta n = 0$ $K_p = K_c$

$PV = nRT$ $P_{I_2} = P_{Br_2} = \frac{nRT}{V} = 1,63 \cdot 10^3 \text{ atm}$

$P_{IBr} = 1,75 \cdot 10^2 \text{ atm}$



no $0,04$

neg $0,04 - x$

$227^\circ C$
 $2L$

$PV = nRT$

$n_{COCl_2} = \frac{0,82 \cdot 2}{0,082 \cdot 500} = 0,04 \text{ mol}$

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \Rightarrow 0,189 = K_c (0,082 \cdot 500)$ $K_c = 0,00461$

$K_c = \frac{[CO][Cl_2]}{[COCl_2]} = \frac{\frac{x}{2} \cdot \frac{x}{2}}{\frac{0,04 - x}{2}} = 0,00461$

$\frac{x^2}{2} = 0,00461(0,04 - x)$

$x = 0,0151 \text{ mol}$

$[CO] = [Cl_2] = \frac{0,0151}{2} = 7,55 \cdot 10^{-3} M$

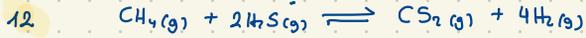
6) $P_{COCl_2} = 0,0124 \cdot 0,082 \cdot 500 = 0,510 \text{ atm}$

$[COCl_2] = 0,0125 M$

$P_{CO} = P_{Cl_2} = 7,55 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 500 = 0,310 \text{ atm}$

11

3.1. Tendo en conta o principio de Le Chatelier: cando nun sistema en equilibrio se produce unha modificación das variables que o determinan (concentración, presión, temperatura), o sistema se despraza no sentido de contrarrestar dito cambio. Polo tanto, ao aumentar a cantidade dun reactivo (H_2) o equilibrio desprazarase no sentido en que o consuma, é dicir, cara á formación de produtos (cara a dereita).



no

2 1

neg

2-x 1-2x x 4x

neg

1,8 0,6 0,2 0,8

$$n_T = 2-x + 1-2x + x + 4x$$

$$n_T = 2-0,2 + 1-0,4 + 0,2 + 4 \cdot 0,2$$

$$PV = nRT \quad = 3,4 \text{ moles}$$

$$0,85 \cdot V = 3,4 \cdot 0,082 \cdot (727 + 273)$$

$$V = 328 L$$

$$K_c = \frac{[CS_2][H_2]^4}{[CH_4][H_2S]^2} = \frac{\frac{0,2}{328} \cdot \frac{(0,8)^4}{328^4}}{\frac{1,8}{328} \cdot \frac{(0,6)^2}{328^2}} = 1,18 \cdot 10^{-6}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 1,18 \cdot 10^{-6} (0,082 \cdot 1000)^2 = 7,9 \cdot 10^{-3}$$

$$P_{H_2 \text{ eq}} = 0,2 \text{ atm}$$

$$P_T \text{ eq} = 0,85 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = X_{H_2} \cdot P_T$$

$$0,2 = \frac{4x}{3+2x} \cdot 0,85$$

$$x = 0,2 \text{ moles}$$