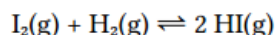


EQUILIBRIO QUIMICO – NOVO

1. A 670 K, un recipiente de 2 dm³ contén unha mestura gasosa en equilibrio de 0,003 moles de hidróxeno, 0,003 moles de iodo e 0,024 moles de ioduro de hidróxeno, segundo a reacción:
 $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$. Nestas condicións, calcula:
a) O valor de K_c e K_p .
b) A presión total no recipiente e as presións parciais dos gases na mestura. (P.A.U. Set. 10)
- Rta.:** a) $K_p = K_c = 64$; b) $p_t = 83,5 \text{ kPa}$; $p(\text{H}_2) = p(\text{I}_2) = 8,4 \text{ kPa}$; $p(\text{HI}) = 66,8 \text{ kPa}$
2. Nun recipiente de 10,0 dm³ introdúcese 0,61 moles de CO₂ e 0,39 moles de H₂ quentando ata 1250 °C. Unha vez alcanzado o equilibrio segundo a reacción: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ analízase a mestura de gases, atopándose 0,35 moles de CO₂.
a) Calcula os moles dos demais gases no equilibrio.
b) Calcula o valor de K_c a esa temperatura. (P.A.U. Xuño 08)
- Rta.:** a) $n_e(\text{CO}_2) = 0,35 \text{ mol}$; $n_e(\text{H}_2) = 0,13 \text{ mol}$; $n_e(\text{CO}) = n_e(\text{H}_2\text{O}) = 0,26 \text{ mol}$; b) $K_c = 1,5$
3. Nun recipiente de 5 dm³ introdúcese 1,0 mol de SO₂ e 1,0 mol de O₂ e quéntase a 727 °C, producíndose a seguinte reacción: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$. Unha vez alcanzado o equilibrio, analízase a mestura atopando que hai 0,15 moles de SO₂. Calcula:
a) Os gramos de SO₃ que se forman.
b) O valor da constante de equilibrio K_c . (P.A.U. Set. 08)
- Rta.:** a) $m(\text{SO}_3) = 68 \text{ g}$; b) $K_c = 280$
4. Nun recipiente de 2,0 dm³ introdúcese 0,043 moles de NOCl(g) e 0,010 moles de Cl₂(g). Péchase, quéntase ata unha temperatura de 30 °C e déixase que alcance o equilibrio: $\text{NOCl}(\text{g}) \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$. Calcula:
a) O valor de K_c sabendo que no equilibrio atópanse 0,031 moles de NOCl(g).
b) A presión total e as presións parciais de cada gas no equilibrio.
Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ (P.A.U. Xuño 15)
- Rta.:** a) $K_c = 0,035$; b) $p = 74 \text{ kPa}$; $p(\text{NOCl}) = 39 \text{ kPa}$; $p(\text{Cl}_2) = 20 \text{ kPa}$; $p(\text{NO}) = 15 \text{ kPa}$
5. O CO₂ reacciona co H₂S a altas temperaturas segundo: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COS}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Introdúcese 4,4 g de CO₂ nun recipiente de 2,55 dm³ a 337 °C, e unha cantidade suficiente de H₂S para que, unha vez alcanzado o equilibrio, a presión total sexa de 10 atm (1013,1 kPa). Se na mestura en equilibrio hai 0,01 moles de auga, calcula:
a) O número de moles de cada unha das especies no equilibrio.
b) O valor de K_c e K_p a esa temperatura.
Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ (P.A.U. Xuño 12)
- Rta.:** a) $n_e(\text{CO}_2) = 0,090 \text{ mol}$; $n_e(\text{H}_2\text{S}) = 0,399 \text{ mol}$; $n_e(\text{COS}) = 0,0100 \text{ mol}$; b) $K_p = K_c = 2,8\cdot 10^{-3}$

1. **Solución:**

A ecuación química é:



A constante de equilibrio en función das concentracións é:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]_c^2}{[\text{I}_2]_c [\text{H}_2]_c} = \frac{\left(\frac{0,024}{2,00}\right)^2}{\left(\frac{0,00300}{2,00}\right) \cdot \left(\frac{0,00300}{2,00}\right)} = 64,0 \quad (\text{concentracións en mol/dm}^3)$$

Se consideramos comportamento ideal para os gases, podemos escribir:

$$K_p = \frac{p_c(\text{HI})^2}{p_c(\text{H}_2) \cdot p_c(\text{I}_2)} = \frac{([\text{HI}]_c \cdot R \cdot T)^2}{[\text{H}_2]_c \cdot R \cdot T \cdot [\text{I}_2]_c \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{HI}]_c^2}{[\text{H}_2]_c \cdot [\text{I}_2]_c} = K_c = 64,0 \quad (\text{presións en atm})$$

b) A presión parcial de cada un dos gases, suposto comportamento ideal, é a que exercería se se atopase só no recipiente. A presión total será a suma destas presións parciais (Lei de Dalton)

$$p(\text{HI}) = \frac{n(\text{HI}) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{0,024 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 670 \text{ K}}{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 6,68 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 66,8 \text{ kPa}$$

$$p(\text{I}_2) = \frac{n(\text{I}_2) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{0,00300 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 670 \text{ K}}{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 8,35 \cdot 10^3 \text{ Pa} = 8,35 \text{ kPa}$$

$$p(\text{H}_2) = p(\text{I}_2) = 8,35 \text{ kPa}$$

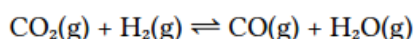
$$p_t = p(\text{H}_2) + p(\text{I}_2) + p(\text{HI}) = 8,35 + 8,35 + 66,8 = 83,5 \text{ kPa}$$

2. **Solución:**

a) Se quedan 0,35 mol dos 0,61 mol que había inicialmente, é que reaccionaron:

$$n_r(\text{CO}_2) = 0,61 - 0,35 = 0,26 \text{ mol CO}_2 \text{ que reaccionaron}$$

Da estequiometría da reacción:



reaccionaron 0,26 mol de H₂ e formáronse os mesmos de CO e H₂O.

Representamos nun cadro as cantidades (moles) de cada gas en cada fase:

Cantidad		CO ₂	H ₂	⇌	H ₂ O	CO	
inicial	n ₀	0,61	0,39		0,0	0,0	mol
que reacciona ou se forma	n _r	0,26	0,26		0,26	0,26	mol
no equilibrio	n _e	0,35	0,13		0,26	0,26	mol

No equilibrio haberá:

$$n_e(\text{CO}_2) = 0,35 \text{ mol}; n_e(\text{H}_2) = 0,13 \text{ mol}; n_e(\text{CO}) = n_e(\text{H}_2\text{O}) = 0,26 \text{ mol}$$

b) A expresión da constante de equilibrio en función das concentracións é:

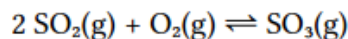
$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_c \cdot [\text{CO}]_c}{[\text{H}_2]_c \cdot [\text{CO}_2]_c} = \frac{\frac{0,26 \text{ mol H}_2\text{O}}{10 \text{ dm}^3} \cdot \frac{0,26 \text{ mol CO}}{10 \text{ dm}^3}}{\frac{0,35 \text{ mol CO}_2}{10 \text{ dm}^3} \cdot \frac{0,13 \text{ mol CO}_2}{10 \text{ dm}^3}} = 1,5$$

3. **Solución:**

a) Se quedan 0,15 mol do 1,00 mol que había inicialmente, é que reaccionaron:

$$n_r(\text{SO}_2) = 1,00 - 0,15 = 0,85 \text{ mol SO}_2 \text{ que reaccionaron}$$

Da estequiometría da reacción:



reaccionaron $0,85 / 2 = 0,43$ mol de O_2 e formáronse 0,85 mol SO_3

Representamos nun cadro as cantidades (moles) de cada gas en cada fase:

Cantidade		2 SO ₂	O ₂	⇌	2 SO ₃	
inicial	n_0	1,00	1,00		0,00	mol
que reacciona ou se forma	n_r	0,85	0,43	→	0,85	mol
no equilibrio	n_e	0,15	0,57		0,85	mol

No equilibrio haberá:

$$n_e(\text{SO}_2) = 0,15 \text{ mol}; n_e(\text{O}_2) = 0,57 \text{ mol}; n_e(\text{SO}_3) = 0,85 \text{ mol}$$

e a masa de SO_3 será:

$$m_e(\text{SO}_3) = 0,85 \text{ mol} \cdot 80 \text{ g/mol} = 68 \text{ g SO}_3 \text{ no equilibrio}$$

b) A expresión da constante de equilibrio en función das concentracións é:

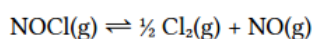
$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]_e^2}{[\text{O}_2]_e \cdot [\text{SO}_2]_e^2} = \frac{\left(\frac{0,85 \text{ mol SO}_3}{5,0 \text{ dm}^3}\right)^2}{\frac{0,57 \text{ mol O}_2}{5,0 \text{ dm}^3} \left(\frac{0,15 \text{ mol SO}_2}{5,0 \text{ dm}^3}\right)^2} = 280$$

4. **Solución:**

a) Calcúlase a cantidade de NOCl que reaccionou

$$n_r = n_e - n_0 = 0,0310 - 0,0430 = -0,0120 \text{ mol NOCl}$$

e constrúese unha táboa para calcular as cantidades de produtos e reactivos no equilibrio a partir da estequiometría da reacción



		NOCl	⇌	$\frac{1}{2} \text{Cl}_2$	NO	
Cantidade inicial	n_0	0,0430		0,0100	0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	0,0120	→	$0,0120 / 2 = 0,00600$	0,0120	mol
Cantidade no equilibrio	n_e	0,0310		0,0160	0,0120	mol

Calcúlase a constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e^{1/2}}{[\text{NOCl}]_e} = \frac{\frac{0,012}{2} \cdot \sqrt{\frac{0,016}{2}}}{\frac{0,031}{2}} = 0,034 \text{ } \epsilon \text{ (concentracións en mol/dm}^3\text{)}$$

b) Cálculanse as presións parciais de cada gas a partir das cantidades no equilibrio. Supoñendo comportamento ideal para os gases:

$$p(\text{NOCl}) = \frac{n(\text{NOCl}) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,031 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 3,91 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 39,1 \text{ kPa}$$

$$p(\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{Cl}_2) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,016 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 2,02 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 20,2 \text{ kPa}$$

$$p(\text{NO}) = \frac{n(\text{NO}) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,012 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 1,51 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 15,1 \text{ kPa}$$

Cálculase la presión total pola lei de Dalton:

$$p = p(\text{NOCl}) + p(\text{Cl}_2) + p(\text{NO}) = 39,1 \text{ [kPa]} + 20,2 \text{ [kPa]} + 15,1 \text{ [kPa]} = 74,4 \text{ kPa}$$

5.

Solucion:

a) A cantidade inicial de CO_2 é:

$$n_0(\text{CO}_2) = 4,40 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} = 0,100 \text{ mol CO}_2$$

Unha vez alcanzado o equilibrio, a cantidade total de gas (suposto comportamento ideal) é:

$$n_{\text{et}} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,013 \cdot 10^6 \text{ Pa} \cdot 2,55 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 610 \text{ K}} = 0,509 \text{ mol total}$$

Da ecuación química



dedúcese que a cantidade total de gas non varia co progreso da reacción.

(Unha forma de velo é supoñer que inicialmente hai n_1 moles de $\text{CO}_2(\text{g})$ e n_2 moles de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$. Chamando x á cantidade de $\text{CO}_2(\text{g})$ que reacciona ata que se alcanza o equilibrio,

Cantidade		CO_2	H_2S	\rightleftharpoons	COS	H_2O	
inicial	n_0	n_1	n_2		0,00	0,00	mol
que reacciona ou se forma	n_r	x	x	\rightarrow	x	x	mol
no equilibrio	n_e	$n_1 - x$	$n_2 - x$		x	x	mol

cálculase que a cantidade final de gas é:

$$n_{\text{te}} = (n_1 - x) + (n_2 - x) + x + x = n_1 + n_2$$

igual que a que había inicialmente).

Por tanto a cantidade de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ que había inicialmente era:

$$n_0(\text{H}_2\text{S}) = 0,509 \text{ [mol total]} - 0,100 \text{ [mol CO}_2] = 0,409 \text{ mol H}_2\text{S}$$

Representado nun cadro as cantidades (moles) de cada gas en cada fase:

Cantidade		CO_2	H_2S	\rightleftharpoons	COS	H_2O	
inicial	n_0	0,100	0,409		0,00	0,00	mol
que reacciona ou se forma	n_r	x	x	\rightarrow	x	x	mol
no equilibrio	n_e					0,0100	mol

dedúcese que se formaron 0,0100 mol de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

$$x = 0,0100 \text{ mol}$$

As cantidades de todos os gases no equilibrio son:

$$n_e(\text{CO}_2) = 0,100 \text{ [mol iniciais]} - 0,0100 \text{ [mol que reaccionan]} = 0,090 \text{ mol CO}_2 \text{ no equilibrio}$$

$$n_e(\text{H}_2\text{S}) = 0,409 \text{ [mol iniciais]} - 0,0100 \text{ [mol que reaccionan]} = 0,399 \text{ mol H}_2\text{S no equilibrio}$$

$$n_e(\text{COS}) = 0,0100 \text{ [mol formados]} = 0,0100 \text{ mol COS no equilibrio}$$

b) A expresión da constante de equilibrio en función das concentracións é:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_e \cdot [\text{COS}]_e}{[\text{H}_2\text{S}]_e \cdot [\text{CO}_2]_e} = \frac{\frac{0,010 \text{ mol H}_2\text{O}}{2,55 \text{ dm}^3} \cdot \frac{0,010 \text{ mol COS}}{2,55 \text{ dm}^3}}{\frac{0,399 \text{ mol H}_2\text{S}}{2,55 \text{ dm}^3} \cdot \frac{0,090 \text{ mol CO}_2}{2,55 \text{ dm}^3}} = 2,8 \cdot 10^{-3}$$

Como un dos factores (0,090 mol CO₂) ten só dúas cifras significativas, a constante só pode ter dúas cifras significativas.

A relación entre K_p e K_c para esta reacción é

$$K_p = \frac{p_c(\text{H}_2\text{O}) \cdot p_c(\text{COS})}{p_c(\text{H}_2\text{S}) \cdot p_c(\text{CO}_2)} = \frac{\frac{n_c(\text{H}_2\text{O}) \cdot R \cdot T}{V} \cdot \frac{n_c(\text{COS}) \cdot R \cdot T}{V}}{\frac{n_c(\text{H}_2\text{S}) \cdot R \cdot T}{V} \cdot \frac{n_c(\text{CO}_2) \cdot R \cdot T}{V}} = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_e \cdot [\text{COS}]_e}{[\text{H}_2\text{S}]_e \cdot [\text{CO}_2]_e} = K_c$$

Polo que

$$K_p = K_c = 2,8 \cdot 10^{-3}$$