

Equilibrio químico en fase gas

◇ PROBLEMAS

● Con datos do equilibrio

1. Introdúcese nun reactor 0,5 moles de $\text{SbCl}_5(\text{g})$ a $25\text{ }^\circ\text{C}$, e tras alcanzar o seguinte equilibrio:
 $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, obtéñense 0,15 moles de $\text{Cl}_2(\text{g})$, sendo a presión total de 3 atm. Calcula:
 a) A presión parcial de cada gas no equilibrio.
 b) O valor de K_p e K_c .

(A.B.A.U. extr. 24)

Rta.: a) $p(\text{SbCl}_5)_e = 1,62\text{ atm}$; $p(\text{SbCl}_3)_e = p(\text{Cl}_2)_e = 0,692\text{ atm}$; b) $K_p = 0,297$; $K_c = 0,0121$.

Datos

Cantidade inicial de PCl_5

Temperatura

Cantidade de Cl_2 no equilibrio

Presión total no equilibrio

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$n_0(\text{SbCl}_5) = 0,500\text{ mol}$

$t = 25\text{ }^\circ\text{C} = 298\text{ K}$

$n_e(\text{Cl}_2) = 0,150\text{ mol}$

$p = 3,00\text{ atm}$

$R = 0,0820\text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Incógnitas

Presións parciais de cada especie no equilibrio

Constantes de equilibrio

$p(\text{SbCl}_5), p(\text{SbCl}_3), p(\text{Cl}_2)$

K_c, K_p

Outros símbolos

Cantidade da substancia A no equilibrio

$n_e(\text{A})$

Ecuacións

Fracción molar da substancia A

Lei de Dalton: presión parcial da substancia A

Constantes do equilibrio: $a\text{ A} + b\text{ B} \rightleftharpoons c\text{ C} + d\text{ D}$

$x(\text{A}) = n(\text{A}) / n_t$

$p(\text{A}) = x(\text{A}) \cdot p_t$

$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$

Solución:

a) Constrúese unha táboa, baixo a ecuación de disociación, na que se chama x á cantidade de SbCl_5 que se disocia, e complétase atendendo á estequiometría da reacción. Escríbense as cantidades no equilibrio en función de x , restando as cantidades que reaccionaron das cantidades iniciais dos reactivos, e sumándoas ás dos produtos:

		SbCl_5	\rightleftharpoons	SbCl_3	Cl_2	
Cantidade inicial	n_0	0,500		0	0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	x	\rightarrow		x	mol
Cantidade no equilibrio	n_e				0,150	mol

Dedúcese que a cantidade de gas cloro que hai no equilibrio é a que se formou: $x = 0,150\text{ mol}$ disociados. Cálculanse as cantidades dos outros gases no equilibrio:

$$n_e(\text{SbCl}_5) = 0,500 - x = 0,500 - 0,150 = 0,350\text{ mol SbCl}_5$$

$$n_e(\text{Cl}_2) = n_e(\text{SbCl}_3) = x = 0,150\text{ mol}$$

Calcúlase a cantidade total de gas no equilibrio sumando:

$$n_{e,t} = 0,350 + 0,150 + 0,150 = 0,650 \text{ mol}$$

Para calcular as presións parciais no equilibrio, calcúlanse primeiro as fraccións molares:

$$x(\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{Cl}_2)}{n_t} = \frac{0,150 \text{ [mol Cl}_2\text{]}}{0,650 \text{ [mol total]}} = 0,231$$

$$x_e(\text{SbCl}_3) = x_e(\text{Cl}_2) = 0,231$$

$$x_e(\text{SbCl}_5) = 1 - x_e(\text{Cl}_2) - x_e(\text{SbCl}_3) = 1 - 0,231 - 0,231 = 0,538$$

Calcúlase as presións parciais no equilibrio, aplicando a lei de Dalton:

$$p(\text{SbCl}_5)_e = 0,538 \cdot 3,00 \text{ [atm]} = 1,62 \text{ atm}$$

$$p(\text{SbCl}_3)_e = p(\text{Cl}_2)_e = 0,231 \cdot 3,00 \text{ [atm]} = 0,692 \text{ atm}$$

b) Calcúlase a constante de equilibrio en función das presións:

$$K_p = \frac{p_e(\text{SbCl}_3) \cdot p_e(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{SbCl}_5)} = \frac{0,692 \cdot 0,692}{1,62} = 0,297 \text{ (presións en atm)}$$

Dedúcese a relación entre K_p e K_c , supoñendo comportamento ideal para os gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e(\text{SbCl}_3) \cdot p_e(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{SbCl}_5)} = \frac{[\text{SbCl}_3]_e \cdot R \cdot T [\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T}{[\text{SbCl}_5]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{SbCl}_3]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{SbCl}_5]_e} \cdot R \cdot T = K_c \cdot R \cdot T$$

Calcúlase a constante de equilibrio en función das concentracións:

$$K_c = \frac{K_p}{R \cdot T} = \frac{0,297}{0,082 \cdot 298} = 0,012 \text{ (concentracións en mol/dm}^3\text{)}$$

2. Nun matraz de 5 dm³ introdúcense 0,80 moles de N₂ e 0,40 moles de O₂ e quéntase a 2200 K, establecéndose o seguinte equilibrio: N₂(g) + O₂(g) ⇌ 2 NO(g). Tendo en conta que nesas condicións reacciona o 1,1 % do N₂ inicial:

a) Calcula o valor da constante K_c .

b) Calcula a constante K_p e discute razoadamente que sucederá no equilibrio se se aumenta a presión do sistema.

(A.B.A.U. ord. 24)

Rta.: a) $K_c = 1,0 \cdot 10^{-3}$; b) $K_p = 1,0 \cdot 10^{-3}$. Nada.

Datos

Gas: volume
temperatura

Cantidade inicial: nitróxeno
osíxeno

Porcentaxe de nitróxeno que reacciona

Constante dos gases ideais

Incógnitas

Constante de equilibrio das concentracións

Constante de equilibrio das presións

Outros símbolos

Concentración dunha especie X

Cantidade da substancia X no equilibrio

Cifras significativas: 3

$$V = 5,00 \text{ dm}^3$$

$$T = 2200 \text{ K}$$

$$n_0(\text{N}_2) = 0,800 \text{ mol}$$

$$n_0(\text{O}_2) = 0,400 \text{ mol}$$

$$\% \text{ reacciona: } 1,10 \% \text{ N}_2$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$K_c$$

$$K_p$$

$$[X]$$

$$n_e(X)$$

Ecuacións

Concentración da substancia X

$$[X] = n(X) / V$$

Ecuación de estado dos gases ideais

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Constantes do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(C) \cdot p_e^d(D)}{p_e^a(A) \cdot p_e^b(B)}$$

Solución:

a) Calcúlase a cantidade de N₂ que reacciona:

$$n = \frac{1,10}{100} \cdot 0,800 = 0,0088 \text{ mol N}_2$$

Constrúese unha táboa baixo a ecuación, na que se escriben as cantidades iniciais e as cantidades que reaccionan e fórmanse, atendendo á estequiometría da reacción. Calcúlanse as cantidades no equilibrio, restando as cantidades que reaccionaron das cantidades iniciais no caso dos reactivos, e sumándoas no caso dos produtos.

		N ₂	O ₂	⇌	2 NO	
Cantidade inicial	n ₀	0,800	0,400		0	mol
Cantidade que reacciona	n _r	0,0088	0,0088	→	0,0176	mol
Cantidade no equilibrio	n _e	0,800 - 0,0088 = 0,791	0,400 - 0,0088 = 0,391		0,0176	mol

a) Calcúlase a constante de equilibrio en función das concentracións, :

$$K_c = \frac{[NO]_e^2}{[N_2]_e \cdot [O_2]_e} = \frac{\left(\frac{0,0176}{5,00}\right)^2}{\left(\frac{0,791}{5,00}\right) \cdot \left(\frac{0,391}{5,00}\right)} = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ (concentracións en mol/dm}^3\text{)}$$

b) Dedúcese a relación entre K_p e K_c, supoñendo comportamento ideal para os gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e^2(NO)}{p_e(N_2) \cdot p_e(O_2)} = \frac{[NO]_e^2 \cdot (R \cdot T)^2}{[N_2]_e \cdot R \cdot T \cdot [O_2]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[NO]_e^2}{[N_2]_e [O_2]_e} = K_c$$

Polo tanto:

$$K_p = K_c = 1,0 \cdot 10^{-3}$$

Segundo o principio de Le Chatelier, se un sistema en equilibrio é sometido a un cambio, o sistema tende a axustarse para minimizar o efecto desta perturbación. Se se aumenta a presión, o sistema non varía, posto que a presión é a mesma en calquera fase da reacción. A presión en calquera estado de equilibrio é a mesma que a presión inicial, porque a cantidade total de gas non varía.

3. Nun reactor de 5 dm³ introdúcense 15,3 g de CS₂ e 0,82 g de H₂. Ao elevar a temperatura ata 300 °C alcázase o seguinte equilibrio: CS₂(g) + 4 H₂(g) ⇌ 2 H₂S(g) + CH₄(g), onde a concentración de metano no equilibrio é de 0,01 mol/dm³.

- a) Calcula as concentracións molares das especies CS₂(g), H₂(g) e H₂S(g) no equilibrio.
- b) Determina o valor de K_c e discute razoadamente que lle sucederá ó sistema en equilibrio se engadimos máis cantidade de CS₂(g) mantendo o volume e a temperatura constantes.

Dato: R = 0,082 atm·dm³·K⁻¹·mol⁻¹ = 8,31 J·K⁻¹·mol⁻¹. (A.B.A.U. ord. 23)

Rta.: a) [CS₂] = 0,0302; [H₂] = 0,0413; [H₂S] = 0,0200 mol/dm³; b) K_c = 45,3; Desprázase cara á dereita.

Datos

Gas: volume

temperatura

Masa inicial: disulfuro de carbono

hidróxeno

Concentración de metano no equilibrio

Masa molar: disulfuro de carbono

hidróxeno

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$$V = 5,00 \text{ dm}^3$$

$$T = 300 \text{ }^\circ\text{C} = 573 \text{ K}$$

$$m_0(\text{CS}_2) = 15,3 \text{ g}$$

$$m_0(\text{H}_2) = 0,820 \text{ g}$$

$$[\text{CH}_4]_e = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{CS}_2) = 76,1 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2) = 2,02 \text{ g/mol}$$

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Incógnitas

Concentración molar de cada especie no equilibrio

$$[\text{CS}_2]_e, [\text{H}_2]_e, [\text{H}_2\text{S}]_e$$

Constante de equilibrio das concentracións

$$K_c$$

Outros símbolos

Concentración dunha especie X

$$[\text{X}]$$

Cantidade da substancia X no equilibrio

$$n_e(\text{X})$$

Ecuacións

Concentración da substancia X

$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

Ecuación de estado dos gases ideais

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Constante do equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b}$$

Solución:a) Cálculanse as cantidades iniciais de CS_2 e H_2 :

$$n_0(\text{CS}_2) = \frac{15,3 \text{ g}}{76,1 \text{ g/mol}} = 0,201 \text{ mol CS}_2$$

$$n_0(\text{H}_2) = \frac{0,820 \text{ g}}{2,02 \text{ g/mol}} = 0,407 \text{ mol H}_2$$

Cálculase a cantidade de CH_4 que se formou, a partir da súa concentración no equilibrio:

$$n_e(\text{CH}_4) = 0,0100 \text{ mol/dm}^3 \cdot 5,00 \text{ dm}^3 = 0,0500 \text{ mol}$$

Constrúese unha táboa baixo a ecuación, na que se escriben as cantidades iniciais e as cantidades que reaccionan e fórmanse, atendendo á estequiometría da reacción. Cálculanse as cantidades no equilibrio, restando as cantidades que reaccionaron das cantidades iniciais no caso dos reactivos, e sumándolas no caso dos produtos.

		CS_2	4 H_2	\rightleftharpoons	$2 \text{ H}_2\text{S}$	CH_4	
Cantidade inicial	n_0	0,201	0,407		0	0	mol
Cantidade que reacciona	n_r	0,0500	0,200	\rightarrow	0,100	0,0500	mol
Cantidade no equilibrio	n_e	$0,201 - 0,0500 = 0,151$	$0,407 - 0,200 = 0,207$		0,100	0,0500	mol

Cálculanse as concentracións no equilibrio:

$$[\text{CS}_2]_e = 0,151 \text{ mol CS}_2 / 5,00 \text{ dm}^3 = 0,0302 \text{ mol / dm}^3$$

$$[\text{H}_2]_e = 0,207 \text{ mol / 5,00 dm}^3 = 0,0413 \text{ mol / dm}^3$$

$$[\text{H}_2\text{S}]_e = 0,100 \text{ mol / 5,00 dm}^3 = 0,0200 \text{ mol / dm}^3$$

b) Calcúlase a constante de equilibrio en función das concentracións:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{S}]_e^2 \cdot [\text{CH}_4]_e}{[\text{CS}_2]_e \cdot [\text{H}_2]_e^4} = \frac{(0,020)^2 \cdot 0,010}{0,030 \cdot 2(0,041)^4} = 45,3 = 0,016 \cdot 8 \text{ (concentracións en mol/dm}^3\text{)}$$

Segundo o principio de Le Chatelier, se engadimos máis CS_2 ao sistema en equilibrio mantendo o volume e a temperatura constantes, o sistema reaxustarase para minimizar o efecto desta perturbación. Neste caso, consumirase máis CS_2 e H_2 para formar máis H_2S e CH_4 ata que se alcance un novo estado de equilibrio. Polo tanto, as concentracións de CS_2 e H_2 diminuirán mentres que as concentracións de H_2S e CH_4 aumentarán.

4. Considera o seguinte equilibrio: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COS}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Introdúcense 4,4 g de CO_2 nun recipiente de 2 dm³ a 337 °C e unha cantidade suficiente de H_2S para que, unha vez alcanzado o equilibrio, a presión total sexa de 10 atm. Se na mestura en equilibrio hai 0,01 moles de auga, calcula:

a) As concentracións de cada unha das especies no equilibrio.

b) Os valores de K_c e K_p á devandita temperatura.

Datos: $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; 1 atm = 101,3 kPa.

(A.B.A.U. extr. 22)

Rta.: a) $[\text{CO}_2] = 0,045$; $[\text{H}_2\text{S}] = 0,145$; $[\text{COS}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,00500 \text{ mol/dm}^3$; b) $K_c = K_p = 0,0038$.

Datos

Masa inicial de CO_2

Gas: volume

temperatura

presión

Cantidade de auga no equilibrio

Constante dos gases ideais

Masa molar do dióxido de carbono

Incógnitas

Concentracións de cada unha das especies no equilibrio

Constantes de equilibrio

Ecuacións

Cantidade (número de moles)

Ecuación de estado dos gases ideais

Concentración da substancia X

Constantes do equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

Cifras significativas: 3

$m_0(\text{CO}_2) = 4,40 \text{ g}$

$V = 2,00 \text{ dm}^3 = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$

$T = 337 \text{ °C} = 610 \text{ K}$

$p_{\text{to}} = 10,0 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^6 \text{ Pa}$

$n_e(\text{H}_2\text{O}) = 0,0100 \text{ mol H}_2\text{O}$

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

$M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g/mol}$

$[\text{CO}_2]_e, [\text{H}_2\text{S}]_e, [\text{COS}]_e, [\text{H}_2\text{O}]_e$

K_c, K_p

$n = m / M$

$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

Solución:

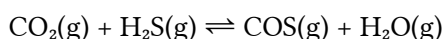
a) Calcúlase a cantidade inicial de CO_2 :

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

Calcúlase a cantidade total de gas, supoñendo comportamento ideal, no equilibrio:

$$n_{\text{et}} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,013 \cdot 10^6 \text{ Pa} \cdot 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 610 \text{ K}} = 0,399 \text{ mol total}$$

Da ecuación química dedúcese que a cantidade total de gas non varía co progreso da reacción.



Unha forma de comprobalo 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, calcúlase a cantidade final de gas:

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

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

Vese que é igual que a que había inicialmente.

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

$$n_0(\text{H}_2\text{S}) = 0,399 \text{ [mol total]} - 0,100 \text{ [mol CO}_2\text{]} = 0,299 \text{ mol H}_2\text{S}$$

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

		CO_2	H_2S	\rightleftharpoons	COS	H_2O	
Cantidade inicial	n_0	0,100	0,299		0,00	0,00	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	x	x	\rightarrow	x	x	mol
Cantidade no equilibrio	n_e					0,0100	mol

Como no equilibrio hai 0,0100 mol de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, esta é a cantidade de auga que se formou:

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

Calcúlanse as cantidades de todos os gases no equilibrio:

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

$$n_e(\text{H}_2\text{S}) = 0,299 \text{ [mol iniciais]} - 0,0100 \text{ [mol que reaccionan]} = 0,289 \text{ mol H}_2\text{S no equilibrio}$$

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

Calcúlase a concentración de cada especie no equilibrio:

$$[\text{CO}_2]_e = \frac{0,090 \text{ mol CO}_2}{2,00 \text{ dm}^3} = 0,045 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{H}_2\text{S}]_e = \frac{0,289 \text{ mol H}_2\text{S}}{2,00 \text{ dm}^3} = 0,145 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{COS}]_e = [\text{H}_2\text{O}]_e = \frac{0,010 \text{ mol}}{2,00 \text{ dm}^3} = 0,00500 \text{ mol/dm}^3$$

b) Calcúlase a constante de equilibrio en función das concentracións:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_e \cdot [\text{COS}]_e}{[\text{H}_2\text{S}]_e \cdot [\text{CO}_2]_e} = \frac{0,00500 \text{ mol H}_2\text{O/dm}^3 \cdot 0,00500 \text{ mol COS/dm}^3}{0,145 \text{ mol H}_2\text{S/dm}^3 \cdot 0,045 \text{ mol CO}_2\text{/dm}^3} = 3,8 \cdot 10^{-3}$$

Como un dos factores (0,045 mol CO_2) ten só dúas cifras significativas, a constante só pode ter dúas cifras significativas.

Dedúcese a relación entre K_p e K_c , supoñendo comportamento ideal para os gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

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

Polo tanto:

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

5. Nun recipiente pechado de 5 dm³, no que previamente se fixo o baleiro, introdúcese 0,4 moles de SO₂Cl₂ e quéntase a 400 °C, descompoñéndose segundo a reacción: SO₂Cl₂(g) ⇌ SO₂(g) + Cl₂(g). Cando se alcanza o equilibrio, obsérvase que se descompuxo o 36,5 % do SO₂Cl₂ inicial. Calcula:

a) As presións parciais de cada compoñente da mestura no equilibrio.

b) O valor de K_c e K_p á devandita temperatura.

Dato: R = 0,082 atm·dm³·K⁻¹·mol⁻¹ = 8,31 J·K⁻¹·mol⁻¹.

(A.B.A.U. ord. 22)

Rta.: a) p(SO₂Cl₂) = 2,81 atm; p(SO₂) = p(Cl₂) = 1,61 atm; b) K_c = 0,0168; K_p = 0,927.

Datos

Gas: volume

temperatura

Cantidade inicial de SO₂Cl₂

Grao de disociación

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

V = 5,00 dm³

T = 400 °C = 673 K

n₀ = 0,400 mol

α = 36,5 % = 0,365

R = 0,082 atm·dm³·K⁻¹·mol⁻¹

Incógnitas

Presións parciais de cada especie no equilibrio

p(SO₂Cl₂), p(SO₂), p(Cl₂)

Constantes de equilibrio

K_c, K_p

Outros símbolos

Concentración dunha especie X

[X]

Cantidade da substancia X no equilibrio

n_e(X)

Ecuacións

Lei de Dalton das presións parciais

p_t = Σ p_i

Concentración da substancia X

[X] = n(X) / V

Ecuación de estado dos gases ideais

p · V = n · R · T

Grao de disociación

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0}$$

Constantes do equilibrio: a A + b B ⇌ c C + d D

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(C) \cdot p_e^d(D)}{p_e^a(A) \cdot p_e^b(B)}$$

Solución:

a) Calcúlase a cantidade de SO₂Cl₂ disociada:

$$n_d = \alpha \cdot n_0 = 0,365 \cdot 0,400 = 0,146 \text{ mol SO}_2\text{Cl}_2$$

Constrúese unha táboa baixo a ecuación, na que se escriben as cantidades iniciais e as cantidades que reaccionan e fórmanse, atendendo á estequiometría da reacción. Calcúlanse as cantidades no equilibrio, restando as cantidades que reaccionaron das cantidades iniciais no caso dos reactivos, e sumándoas no caso dos produtos.

		SO ₂ Cl ₂	⇌	SO ₂	Cl ₂	
Cantidade inicial	n ₀	0,400		0	0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n _r	0,146	→	0,146	0,146	mol
Cantidade no equilibrio	n _e	0,400 - 0,146 = 0,254		0,146	0,146	mol

Calcúlanse as concentracións no equilibrio, dividindo as cantidades entre o volume do recipiente.

$$[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_e = 0,254 \text{ mol SO}_2\text{Cl}_2 / 5,00 \text{ dm}^3 = 0,0508 \text{ mol / dm}^3$$

$$[\text{Cl}_2]_e = [\text{SO}_2]_e = 0,146 \text{ mol / 5,00 dm}^3 = 0,0292 \text{ mol / dm}^3$$

A presión parcial dun gas nunha mestura é a que exercería o gas se se atopase só no recipiente. Calcúlanse as presións parciais supoñendo comportamento ideal.

$$p(\text{SO}_2\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{SO}_2\text{Cl}_2) \cdot R \cdot T}{V} = [\text{SO}_2\text{Cl}_2] \cdot R \cdot T = 0,0508 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 673 \text{ K} = 2,81 \text{ atm}$$

$$p(\text{Cl}_2) = p(\text{SO}_2) = \frac{n(\text{Cl}_2) \cdot R \cdot T}{V} = [\text{Cl}_2] \cdot R \cdot T = 0,0292 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 673 \text{ K} = 1,61 \text{ atm}$$

a) Calcúlase a constante de equilibrio en función das concentracións:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_e} = \frac{0,0292 \cdot 0,0292}{0,0508} = 0,0168 \quad \xi(\text{concentracións en mol/dm}^3)$$

Dedúcese a relación entre K_p e K_c , supoñendo comportamento ideal para os gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e(\text{SO}_2) \cdot p_e(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{SO}_2\text{Cl}_2)} = \frac{[\text{SO}_2]_e \cdot R \cdot T [\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{SO}_2]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_e} \cdot R \cdot T = K_c \cdot R \cdot T$$

Calcúlase a constante de equilibrio en función das presións:

$$K_p = K_c \cdot R \cdot T = 0,0168 \cdot 0,082 \cdot 673 = 0,927 \text{ (presións en atm)}$$

6. Nun recipiente pechado introdúcese 2,0 moles de CH_4 e 1,0 mol de H_2S á temperatura de 727°C , establecéndose o seguinte equilibrio: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CS}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2(\text{g})$. Una vez alcanzado o equilibrio, a presión parcial do H_2 é 0,20 atm e a presión total é de 0,85 atm. Calcule:

a) Os moles de cada substancia no equilibrio e o volume do recipiente.

b) O valor de K_c e K_p .

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

(A.B.A.U. ord. 20)

Rta.: a) $n_e(\text{CH}_4) = 1,80 \text{ mol}$; $n_e(\text{H}_2\text{S}) = 0,60 \text{ mol}$; $n_e(\text{CS}_2) = 0,200 \text{ mol}$; $n_e(\text{H}_2) = 0,800 \text{ mol}$; $V = 328 \text{ dm}^3$;

b) $K_p = 0,0079$; $K_c = 1,2 \cdot 10^{-6}$.

Datos

Temperatura

Cantidade inicial de metano

Cantidade inicial de sulfuro de hidróxeno

Presión parcial do hidróxeno no equilibrio

Presión total no equilibrio

Constante dos gases ideais

Incógnitas

Cantidade no equilibrio de cada substancia

Volume do recipiente

Constante do equilibrio K_c

Constante do equilibrio K_p

Ecuacións

Ecuación de estado dos gases ideais

Concentración da substancia X

Cifras significativas: 3

$$T = 727^\circ\text{C} = 1000 \text{ K}$$

$$n_0(\text{CH}_4) = 2,00 \text{ mol CH}_4$$

$$n_0(\text{H}_2\text{S}) = 1,00 \text{ mol H}_2\text{S}$$

$$p_e(\text{H}_2) = 0,200 \text{ atm}$$

$$p_e = 0,850 \text{ atm}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_e(\text{CH}_4), n_e(\text{H}_2\text{S}), n_e(\text{CS}_2), n_e(\text{H}_2)$$

$$V$$

$$K_c$$

$$K_p$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$[X] = n(X) / V$$

EcuaciónsConstantes do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(C) \cdot p_e^d(D)}{p_e^a(A) \cdot p_e^b(B)}$$

Solución:

a) Constrúese unha táboa baixo a ecuación de reacción, na que se chama x á cantidade de CH_4 que reacciona, e complétase atendendo á estequiometría da reacción. Escríbense as cantidades no equilibrio en función de x , restando as cantidades que reaccionaron das cantidades iniciais no caso dos reactivos, e sumándoas no caso dos produtos:

		CH_4	$2 \text{H}_2\text{S}$	\rightleftharpoons	CS_2	4H_2	
Cantidade inicial	n_0	2,00	1,00		0,0	0,0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	x	$2x$		x	$4x$	mol
Cantidade no equilibrio	n_e	$2,00 - x$	$1,00 - 2x$		x	$4x$	mol

Escríbese a cantidade total de gas no equilibrio en función de x :

$$n_e = (2,00 - x) + (1,00 - 2x) + x + 4x = 3,00 + 2x$$

A presión parcial dun gas nunha mestura é a que exercería o gas se se atopase só no recipiente. Escríbese unha ecuación da cantidade no equilibrio de gas H_2 en función do volume, a partir da presión parcial do hidróxeno, supoñendo comportamento ideal:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n_e(\text{H}_2) = \frac{p_e(\text{H}_2) \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,200 \text{ atm} \cdot V}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1000 \text{ K}} = 0,00244 \cdot V \text{ mol H}_2$$

$$4x = 0,0244 \cdot V$$

Analogamente coa presión total:

$$n_e = \frac{p_e \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,850 \text{ atm} \cdot V}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^2 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1000 \text{ K}} = 0,010 \cdot 4V \text{ mol}$$

$$3,00 + 2x = 0,104 \cdot V$$

Resólvese o sistema de dúas ecuacións con dúas incógnitas:

$$\left. \begin{array}{l} 4x = 0,00244 \cdot V \\ 3,00 + 2x = 0,104 \cdot V \end{array} \right\}$$

Divídese a segunda ecuación entre a primeira e calcúlase o volume V do recipiente e a cantidade x de CH_4 que reaccionou ata acadar o equilibrio.

$$\frac{3,00 + 2x}{4x} = \frac{0,104 \cdot V}{0,00244 \cdot V} = 4,25 \Rightarrow 3,00 + 2x = 17,0x \Rightarrow x = 0,200$$

$$V = \frac{4x}{0,00244} = \frac{4 \cdot 0,200}{0,00244} = 328$$

As cantidades das substancias no equilibrio son:

$$n_e(\text{CH}_4) = 2,00 - x = 2,00 - 0,200 = 1,80 \text{ mol CH}_4$$

$$n_e(\text{H}_2\text{S}) = 1,00 - 2x = 1,00 - 2 \cdot 0,200 = 0,60 \text{ mol H}_2\text{S}$$

$$n_e(\text{CS}_2) = x = 0,200 \text{ mol CS}_2$$

$$n_e(\text{H}_2) = 4 \cdot x = 0,800 \text{ mol H}_2$$

Calcúlase a constante de equilibrio en función das concentracións:

$$K_c = \frac{[\text{CS}_2]_e \cdot [\text{H}_2]_e^4}{[\text{CH}_4]_e \cdot [\text{H}_2\text{S}]_e^2} = \frac{\frac{n_e(\text{CS}_2)}{V} \cdot \left(\frac{n_e(\text{H}_2)}{V}\right)^4}{\frac{n_e(\text{CH}_4)}{V} \cdot \left(\frac{n_e(\text{H}_2\text{S})}{V}\right)^2} = \frac{n_e(\text{CS}_2) \cdot n_e^4(\text{H}_2)}{n_e(\text{CH}_4) \cdot n_e^2(\text{H}_2\text{S})} \cdot \frac{1}{V^2} = \frac{0,200 \cdot 0,800^4}{1,80 \cdot 0,60^2} \cdot \frac{1}{328^2} = 1,2 \cdot 10^{-6}$$

(concentraciones en mol/dm³)

Dedúcese a relación entre K_p e K_c , supoñendo comportamento ideal para os gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e(\text{CS}_2) \cdot p_e^4(\text{H}_2)}{p_e(\text{CH}_4) \cdot p_e^2(\text{H}_2\text{S})} = \frac{[\text{CS}_2]_e \cdot R \cdot T \cdot ([\text{H}_2]_e \cdot R \cdot T)^4}{[\text{CH}_4]_e \cdot R \cdot T \cdot ([\text{H}_2\text{S}]_e \cdot R \cdot T)^2} = \frac{[\text{CS}_2]_e \cdot ([\text{H}_2]_e)^4}{[\text{CH}_4]_e \cdot ([\text{H}_2\text{S}]_e)^2} \cdot (R \cdot T)^2 = K_c \cdot (R \cdot T)^2$$

Calcúlase a constante de equilibrio en función das presións:

$$K_p = 1,2 \cdot 10^{-6} \cdot (0,082 \cdot 1000)^2 = 0,0079 \text{ (presións en atm)}$$

7. b) Nun matraz de 1,5 dm³, no que se fixo o baleiro, introdúcense 0,08 moles de N₂O₄ e quéntase a 35 °C. Parte do N₂O₄ disóciase segundo a reacción: N₂O₄(g) ⇌ 2 NO₂(g) e cando se alcanza o equilibrio a presión total é de 2,27 atm. Calcula a porcentaxe de N₂O₄ disociado.

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1 atm = 101,3 kPa.

(A.B.A.U. extr. 19)

Rta.: b) $\alpha = 69 \%$.

b)

Datos

Volume

Temperatura

Cantidade inicial de tetraóxido de dinitróxeno

Presión no equilibrio

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$$V = 1,50 \text{ dm}^3 = 1,50 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$T = 35 \text{ °C} = 308 \text{ K}$$

$$n_0(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,0800 \text{ mol}$$

$$p = 2,27 \text{ atm} \cdot 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa/atm} = 2,30 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas

Porcentaxe de N₂O₄ disociado

α

Ecuacións

Concentración da substancia X

$$[X] = n(X) / V$$

Ecuación de estado dos gases ideais

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Constante do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b}$$

Solución:

b) Constrúese unha táboa, baixo a ecuación de disociación, na que se chama x á cantidade de N₂O₄ que se disocia, e complétase atendendo á estequiometría da reacción. Escríbense as cantidades no equilibrio en función de x , restando as cantidades que reaccionaron das cantidades iniciais dos reactivos, e sumándoas ás dos produtos:

		N ₂ O ₄	⇌	2 NO ₂	
Cantidade inicial	n_0	0,0800		0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_x	x	→	2 x	mol
Cantidade no equilibrio	n_e	0,0800 - x		2 x	mol

Escríbese a cantidade total de gas no equilibrio en función de x :

$$n_t = 0,0800 - x + 2x = 0,0800 + x$$

Por outra banda, pódese calcular a cantidade de gas a partir da presión total, supoñendo comportamento ideal:

$$n_t = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2,30 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 1,50 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3}{8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 308 \text{ K}} = 0,135 \text{ mol gas}$$

Comparando coa ecuación anterior, calcúlase a cantidade de N_2O_4 que se dissociou:

$$x = 0,135 - 0,080 = 0,055 \text{ mol de } \text{N}_2\text{O}_4$$

Calcúlase a porcentaxe de N_2O_4 dissociado:

$$\alpha = \frac{n_r}{n_0} = \frac{0,055}{0,080} = 0,69 = 69 \%$$

8. O cloro gas pódese obter segundo a reacción: $4 \text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Introdúcense 0,90 moles de HCl e 1,2 moles de O_2 nun recipiente pechado de 10 dm^3 no que previamente se fixo o baleiro. Quéntase a mestura a $390 \text{ }^\circ\text{C}$ e, cando se alcanza o equilibrio a esta temperatura, obsérvase a formación de 0,40 moles de Cl_2 . Calcula:

a) O valor da constante K_c .

b) A presión parcial de cada compoñente no equilibrio e a partir delas calcula o valor de K_p .

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$. (A.B.A.U. ord. 19)

Rta.: a) $K_c = 2,56 \cdot 10^3$; b) $p(\text{HCl}) = 0,544 \text{ atm}$; $p(\text{O}_2) = 5,44 \text{ atm}$; $p(\text{Cl}_2) = p(\text{H}_2\text{O}) = 2,18 \text{ atm}$; $K_p = 47,0$.

Datos

Gas: volume

temperatura

Cantidade inicial de HCl

Cantidade inicial de O_2

Cantidade no equilibrio de Cl_2

Constante dos gases ideais

Incógnitas

Constante do equilibrio K_c

Presións parciais de cada compoñente

Constante do equilibrio K_p

Ecuacións

Ecuación de estado dos gases ideais

Concentración da substancia X

Constantes do equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

Cifras significativas: 3

$$V = 10,0 \text{ dm}^3$$

$$T = 390 \text{ }^\circ\text{C} = 663 \text{ K}$$

$$n_0(\text{HCl}) = 0,900 \text{ mol HCl}$$

$$n_0(\text{O}_2) = 1,20 \text{ mol O}_2$$

$$n_e(\text{Cl}_2) = 0,400 \text{ mol Cl}_2$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$K_c$$

$$p(\text{HCl}), p(\text{O}_2), p(\text{Cl}_2), p(\text{H}_2\text{O})$$

$$K_p$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

Solución:

a) Constrúese unha táboa baixo a ecuación, na que se escriben as cantidades iniciais e as cantidades que reaccionan e fórmanse, atendendo á estequiometría da reacción. Calcúlanse as cantidades no equilibrio, restando as cantidades que reaccionaron das cantidades iniciais dos reactivos, e sumándoas ás dos produtos.

		4 HCl	O_2	\rightleftharpoons	2 Cl_2	2 H_2O	
Cantidade inicial	n_0	0,900	1,20		0,0	0,0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	0,800	0,200	\rightarrow	0,400	0,400	mol

		4 HCl	O ₂	⇌	2 Cl ₂	2 H ₂ O	
Cantidade no equilibrio	n_e	0,900 - 0,800 = 0,100	1,20 - 0,200 = 1,00		0,400	0,400	mol

Calcúlanse as concentracións no equilibrio, dividindo as cantidades entre o volume de recipiente:

$$[\text{HCl}] = \frac{n_e(\text{HCl})}{V} = \frac{0,100 \text{ mol HCl}}{10,0 \text{ dm}^3} = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{O}_2] = \frac{n_e(\text{O}_2)}{V} = \frac{1,00 \text{ mol O}_2}{10,0 \text{ dm}^3} = 0,100 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Cl}_2] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{n_e(\text{Cl}_2)}{V} = \frac{0,400 \text{ mol}}{10,0 \text{ dm}^3} = 0,040 \text{ mol/dm}^3$$

Calcúlase a constante de equilibrio en función das concentracións:

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2]_e^2 [\text{H}_2\text{O}]_e^2}{[\text{HCl}]_e^4 [\text{O}_2]_e} = \frac{0,040^2 \cdot 0,040^2}{0,010^4 \cdot 0,100} = 2,56 \cdot 10^3 \text{ (concentracións en mol/dm}^3\text{)}$$

b) A presión parcial dun gas nunha mestura é a que exercería o gas se se atopase só no recipiente. Calcúlanse as presións parciais supoñendo comportamento ideal.

$$p(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl}) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{0,100 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 663 \text{ K}}{10,0 \text{ dm}^3} = 0,544 \text{ atm}$$

$$p(\text{O}_2) = \frac{n(\text{O}_2) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{1,00 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 663 \text{ K}}{10,0 \text{ dm}^3} = 5,44 \text{ atm}$$

$$p(\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{Cl}_2) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{0,400 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 663 \text{ K}}{10,0 \text{ dm}^3} = 2,18 \text{ atm}$$

$$p(\text{H}_2\text{O}) = p(\text{Cl}_2) = 2,18 \text{ atm}$$

Calcúlase a constante de equilibrio en función das presións:

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{Cl}_2) \cdot p_e^2(\text{H}_2\text{O})}{p_e^4(\text{HCl}) \cdot p_e(\text{O}_2)} = \frac{2,18^2 \cdot 2,18^2}{0,544^4 \cdot 5,44} = 47,0 \text{ (presións en atm)}$$

9. Ao quentar HgO(s) nun recipiente pechado no que se fixo o baleiro, disóciase segundo a reacción: $2 \text{HgO(s)} \rightleftharpoons 2 \text{Hg(g)} + \text{O}_2(\text{g})$. Cando se alcanza o equilibrio a 380 °C, a presión total no recipiente é de 0,185 atm. Calcula:

a) As presións parciais das especies presentes no equilibrio.

b) O valor das constantes K_c e K_p da reacción.

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1 atm = 101,3 kPa.

(A.B.A.U. extr. 18)

Rta.: a) $p(\text{Hg}) = 0,123 \text{ atm}$; $p(\text{O}_2) = 0,0617 \text{ atm}$; b) $K_c = 6,1 \cdot 10^{-9}$; $K_p = 9,4 \cdot 10^{-4}$.

Datos

Temperatura

Presión total no equilibrio

Constante dos gases ideais

Incógnitas

Presións parciais das especies no equilibrio

Constantes de equilibrio

Outros símbolos

Cantidade da substancia X no equilibrio

Cifras significativas: 3

$$t = 380 \text{ °C} = 653 \text{ K}$$

$$p = 0,185 \text{ atm}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$p(\text{HgO}), p(\text{Hg}), p(\text{O}_2)$$

$$K_c, K_p$$

$$n_e(\text{X})$$

Ecuacións

Concentración da substancia X

$$[X] = n(X) / V$$

Ecuación dos gases ideais

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Lei de Dalton das presións parciais

$$p_t = \sum p_i$$

Constantes do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(C) \cdot p_e^d(D)}{p_e^a(A) \cdot p_e^b(B)}$$

Solución:

a) Constrúese unha táboa baixo a ecuación de reacción, na que se chama n_0 á cantidade inicial de HgO, e x á cantidade de HgO que reacciona, e complétase atendendo á estequiometría da reacción. Escríbense as cantidades no equilibrio en función de x , restando as cantidades que reaccionaron das cantidades iniciais no caso dos reactivos, e sumándoas no caso dos produtos:

		HgO	\rightleftharpoons	Hg	O ₂	
Cantidade inicial	n_0	n_0		0	0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	x	\rightarrow	$2x$	x	mol
Cantidade no equilibrio	n_e	$n_0 - x$		$2x$	x	mol

No equilibrio a presión total é a suma das presións parciais dos gases Hg e O₂.

$$p = p(\text{Hg}) + p(\text{O}_2)$$

A presión parcial do Hg é o dobre que a presión parcial de O₂. Chamando y á presión parcial do osíxeno, queda:

$$0,185 = 2 \cdot y + y = 3y$$

$$y = 0,0617 \text{ atm}$$

Polo tanto, as presións son:

$$p(\text{O}_2) = 0,0617 \text{ atm}$$

$$p(\text{Hg}) = 0,123 \text{ atm}$$

A presión do HgO é nula, porque non é un gas.

b) Calcúlase a constante de equilibrio en función das presións:

$$K_p = p_e^2(\text{Hg}) \cdot p_e(\text{O}_2) = 0,123^2 \cdot 0,0617 = 9,38 \cdot 10^{-4} \text{ (presións en atm)}$$

Dedúcese a relación entre K_p e K_c , supoñendo comportamento ideal para os gases, e calcúlase a constante de equilibrio en función das concentracións:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_c = [\text{Hg}]_e^2 \cdot [\text{O}_2]_e = \left(\frac{p_e(\text{Hg})}{R \cdot T} \right)^2 \cdot \frac{p_e(\text{O}_2)}{R \cdot T} = \frac{K_p}{(R \cdot T)^3} = \frac{9,38 \cdot 10^{-4}}{(0,082 \cdot 653)^3} = 6,1 \cdot 10^{-9} \text{ (concentracións en mol/dm}^3\text{)}$$

10. Nun reactor de 10 L introdúcese 2,5 moles de PCl₅ e quéntase ata 270 °C, producíndose a reacción: PCl₅ (g) \rightleftharpoons PCl₃ (g) + Cl₂ (g). Unha vez alcanzado o equilibrio compróbase que a presión no reactor é de 15,7 atm. Calcula:

a) O número de moles de todas as especies presentes no equilibrio.

b) O valor das constantes K_c e K_p a devandita temperatura.

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1 atm = 101,3 kPa.

(A.B.A.U. ord. 18)

Rta.: a) $n(\text{PCl}_5) = 1,48 \text{ mol}$; $n(\text{PCl}_3) = n(\text{Cl}_2) = 1,02 \text{ mol}$; b) $K_c = 0,0708$; $K_p = 3,15$.

Datos

Cantidade inicial de PCl_5

Gas: volume

temperatura

Presión total no equilibrio

Constante dos gases ideais

Incógnitas

Concentracións de cada especie no equilibrio

Constantes de equilibrio

Outros símbolos

Cantidade da substancia X no equilibrio

Ecuacións

Concentración da substancia X

Ecuación de estado dos gases ideais

Constantes do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

Cifras significativas: 3

$n_0(\text{PCl}_5) = 2,50 \text{ mol}$

$V = 10,0 \text{ dm}^3$

$t = 270 \text{ }^\circ\text{C} = 543 \text{ K}$

$p = 15,7 \text{ atm}$

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

$[\text{PCl}_5], [\text{PCl}_3], [\text{Cl}_2]$

K_c, K_p

$n_e(X)$

$[X] = n(X) / V$

$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

Solución:

a) Calcúlase a cantidade de gas que hai no equilibrio, supoñendo comportamento ideal para os gases:

$$n_{e,t} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{15,7 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ L}}{0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 543 \text{ K}} = 3,52 \text{ mol de gases no equilibrio}$$

Constrúese unha táboa, baixo a ecuación de disociación, na que se chama n_0 á cantidade inicial de PCl_5 , x á cantidade de PCl_5 que se disocia, e complétase atendendo á estequiometría da reacción. Calcúlanse as cantidades no equilibrio, restando as cantidades que reaccionaron das cantidades iniciais no caso dos reactivos, e sumándoas no caso dos produtos:

		PCl_5	\rightleftharpoons	PCl_3	Cl_2	
Cantidade inicial	n_0	n_0		0	0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	x	\rightarrow	x	x	mol
Cantidade no equilibrio	n_e	$n_0 - x$		x	x	mol

A cantidade de gas que hai no equilibrio é: $n_{e,t} = n_0 - x + x + x = n_0 + x$

Comparando co resultado anterior, calcúlase a cantidade de PCl_5 que se disociou:

$$3,52 = 2,50 + x$$

$$x = 3,52 - 2,50 = 1,02 \text{ mol}$$

Calcúlanse as cantidades de cada gas no equilibrio:

$$n_e(\text{PCl}_5) = n_0 - x = 2,50 - 1,02 = 1,48 \text{ mol PCl}_5 \text{ no equilibrio}$$

$$n_e(\text{Cl}_2) = n_e(\text{PCl}_3) = x = 1,02 \text{ mol}$$

Calcúlanse as concentracións dividindo as cantidades entre o volume do recipiente:

$$[\text{PCl}_5]_e = 1,48 \text{ mol PCl}_5 / 10,0 \text{ dm}^3 = 0,148 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Cl}_2]_e = [\text{PCl}_3]_e = 1,02 \text{ mol}/10,0 \text{ dm}^3 = 0,102 \text{ mol/dm}^3$$

b) Calcúlase a constante de equilibrio en función das concentracións:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{PCl}_5]_e} = \frac{0,102 \cdot 0,102}{0,148} = 0,070 \quad \text{\{concentraciones en mol/dm}^3\}$$

Dedúcese a relación entre K_p e K_c , supoñendo comportamento ideal para os gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e(\text{PCl}_3) \cdot p_e(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{PCl}_5)} = \frac{[\text{PCl}_3]_e \cdot R \cdot T [\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T}{[\text{PCl}_5]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{PCl}_3]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{PCl}_5]_e} \cdot R \cdot T = K_c \cdot R \cdot T$$

Calcúlase a constante de equilibrio en función das presións:

$$K_p = K_c \cdot R \cdot T = 0,0708 \cdot 0,082 \cdot 543 = 3,15 \quad \text{(presións en atm)}$$

11. Introdúcense 0,2 moles de Br_2 nun recipiente de 0,5 L de capacidade a 600 °C. Unha vez establecido o equilibrio $\text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{Br}(\text{g})$ nestas condicións, o grao de disociación é 0,8.

a) Calcula K_c e K_p .

b) Determina as presións parciais exercidas por cada compoñente da mestura no equilibrio.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

(A.B.A.U. extr. 17)

Rta.: a) $K_c = 5,12$; $K_p = 367$; b) $p(\text{Br}_2) = 5,7 \text{ atm}$; $p(\text{Br}) = 45,9 \text{ atm}$.

Datos

Gas: volume

temperatura

Cantidade inicial de Br_2

Grao de disociación

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$$V = 0,500 \text{ dm}^3$$

$$T = 600 \text{ °C} = 873 \text{ K}$$

$$n_0(\text{Br}_2) = 0,200 \text{ mol Br}_2$$

$$\alpha = 0,800$$

$$R = 0,0820 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas

Constantes do equilibrio K_c e K_p

K_c, K_p

Presións parciais exercida por cada compoñente

$p(\text{Br}_2), p(\text{Br})$

Outros símbolos

Cantidade de Br_2 que se ha disociado

$n_d(\text{Br}_2)$

Ecuacións

Concentración da substancia X

$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

Grao de disociación

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0}$$

Constantes do equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

Solución:

Calcúlase a cantidade de bromo que se ha disociado:

$$n_d(\text{Br}_2) = \alpha \cdot n_0(\text{Br}_2) = 0,800 \cdot 0,200 [\text{mol Br}_2] = 0,160 \text{ mol Br}_2 \text{ disociados}$$

Constrúese unha táboa baixo a ecuación, na que se escriben as cantidades iniciais e as cantidades que reaccionan e fórmanse, atendendo á estequiometría da reacción. Calcúlanse as cantidades no equilibrio, restando as cantidades que reaccionaron das cantidades iniciais no caso dos reactivos, e sumándoas no caso dos produtos. Calcúlanse as concentracións no equilibrio, dividindo as cantidades entre o volume do recipiente.

		Br_2	\rightleftharpoons	2 Br	
Cantidade inicial	n_0	0,200		0	mol

		Br ₂	⇌	2 Br	
Cantidad que reacciona ou se forma	n_r	0,160	→	0,320	mol
Cantidad no equilibrio	n_e	0,200 - 0,160 = 0,040		0,320	mol
Concentración no equilibrio	$[X]_e$	0,040 / 0,500 = 0,080		0,640	mol/dm ³

Calcúlase a constante de equilibrio en función das concentracións:

$$K_c = \frac{[\text{Br}]_e^2}{[\text{Br}_2]_e} = \frac{(0,640)^2}{0,080} = 5,12 \text{ (concentracións en mol/dm}^3\text{)}$$

Dedúcese a relación entre K_p e K_c , supoñendo comportamento ideal para os gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{Br})}{p_e(\text{Br}_2)} = \frac{([\text{Br}]_e \cdot R \cdot T)^2}{[\text{Br}_2]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{Br}]_e^2}{[\text{Br}_2]_e} = K_c \cdot R \cdot T = 5,12 \cdot 0,082 \cdot 0873 = 367 \text{ (presións en atm)}$$

b) A presión parcial dun gas nunha mestura é a que exercería o gas se se atopase só no recipiente. Calcúlase as presións parciais supoñendo comportamento ideal.

$$p(\text{Br}) = \frac{n(\text{Br}) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{0,640 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 873 \text{ K}}{0,500 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 4,65 \cdot 10^6 \text{ Pa} = 4650 \text{ kPa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101,3 \text{ kPa}} = 45,9 \text{ atm}$$

$$p(\text{Br}_2) = \frac{n(\text{Br}_2) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{0,080 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 873 \text{ K}}{0,500 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 5,8 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 580 \text{ kPa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101,3 \text{ kPa}} = 5,7 \text{ atm}$$

12. Nun recipiente de 2,0 L introdúcese 2,1 moles de CO₂ e 1,6 moles de H₂ e quéntase a 1800 °C. Unha vez alcanzado o seguinte equilibrio: CO₂(g) + H₂(g) ⇌ CO(g) + H₂O(g) analízase a mestura e atópanse 0,90 moles de CO₂. Calcula:

- a) A concentración de cada especie no equilibrio.
- b) O valor das constantes K_c e K_p a esa temperatura.

(A.B.A.U. ord. 17)

Rta.: a) [CO₂] = 0,45 mol/dm³; [H₂] = 0,20 mol/dm³; [CO] = [H₂O] = 0,60 mol/dm³; b) $K_p = K_c = 4,0$.

Datos

Gas: volume

temperatura

Cantidad inicial de CO₂

Cantidad inicial de H₂

Cantidad de CO₂ no equilibrio

Incógnitas

Cantidad (moles) de cada compoñente no equilibrio

Constantes de equilibrio

Ecuacións

Concentración da substancia X

Constantes do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

Cifras significativas: 3

$V = 2,00 \text{ dm}^3$

$T = 1800 \text{ °C} = 2073 \text{ K}$

$n_0(\text{CO}_2) = 2,10 \text{ mol CO}_2$

$n_0(\text{H}_2) = 1,60 \text{ mol H}_2$

$n_e(\text{CO}_2) = 0,900 \text{ mol CO}_2$

$n_e(\text{H}_2), n_e(\text{CO}), n_e(\text{H}_2\text{O})$

K_c, K_p

$[X] = n(X) / V$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

Solución:

a) Se quedan 0,900 mol dos 2,10 mol que había inicialmente, é que reaccionaron:

$$n_i(\text{CO}_2) = 2,10 - 0,900 = 1,20 \text{ mol CO}_2$$

Constrúese unha táboa baixo a ecuación, na que se escriben as cantidades iniciais e as cantidades que reaccionan e fórmanse, atendendo á estequiometría da reacción. Cálculanse as cantidades no equilibrio, restando as cantidades que reaccionaron das cantidades iniciais dos reactivos, e sumándoas ás dos produtos.

		CO ₂	H ₂	⇌	H ₂ O	CO	
Cantidade inicial	n_o	2,10	1,60		0,0	0,0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	1,20	1,20		1,20	1,20	mol
Cantidade no equilibrio	n_e	0,90	0,40		1,20	1,20	mol

Cálculanse as concentracións no equilibrio:

$$[\text{CO}_2] = \frac{n_e(\text{CO}_2)}{V} = \frac{0,90 \text{ mol CO}_2}{2,00 \text{ dm}^3} = 0,45 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{H}_2] = \frac{n_e(\text{H}_2)}{V} = \frac{0,40 \text{ mol H}_2}{2,00 \text{ dm}^3} = 0,20 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{n_e(\text{H}_2\text{O})}{V} = \frac{1,20 \text{ mol}}{2,00 \text{ dm}^3} = 0,60 \text{ mol/dm}^3$$

b) Cálculase a constante de equilibrio en función das concentracións:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_e \cdot [\text{CO}]_e}{[\text{H}_2]_e \cdot [\text{CO}_2]_e} = \frac{\frac{1,20 \text{ mol H}_2\text{O}}{2,00 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1,20 \text{ mol CO}}{2,00 \text{ dm}^3}}{\frac{0,90 \text{ mol CO}_2}{2,00 \text{ dm}^3} \cdot \frac{0,40 \text{ mol CO}_2}{2,00 \text{ dm}^3}} = 4,0$$

Dedúcese a relación entre K_p e K_c , supoñendo comportamento ideal para os gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e(\text{H}_2\text{O}) \cdot p_e(\text{CO})}{p_e(\text{H}_2) \cdot p_e(\text{CO}_2)} = \frac{\frac{n_e(\text{H}_2\text{O}) \cdot R \cdot T}{V} \cdot \frac{n_e(\text{CO}) \cdot R \cdot T}{V}}{\frac{n_e(\text{H}_2) \cdot R \cdot T}{V} \cdot \frac{n_e(\text{CO}_2) \cdot R \cdot T}{V}} = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_e \cdot [\text{CO}]_e}{[\text{H}_2]_e \cdot [\text{CO}_2]_e} = K_c$$

Polo tanto:

$$K_p = K_c = 4,0$$

● Coa constante como dato

- Para a reacción $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$, o valor de $K_c = 5$ a $530 \text{ }^\circ\text{C}$. Se reaccionan 2,0 moles de $\text{CO}(\text{g})$ con 2,0 moles de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ nun reactor de 2 L:
 - Calcula a concentración molar de cada especie no equilibrio á devandita temperatura.
 - Determina o valor de K_p e razoa como se verá afectado o equilibrio se introducimos no reactor máis cantidade de $\text{CO}(\text{g})$ sen variar a temperatura nin o volume.

(A.B.A.U. extr. 23)

Rta.: a) $[\text{CO}] = 0,309$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,309$; $[\text{CO}_2] = 0,691$; $[\text{H}_2] = 0,691 \text{ mol/dm}^3$; b) $K_p = 5,00$.

Datos

Constante de equilibrio

Temperatura

Cantidade inicial de CO

Cifras significativas: 2

$K_c = 5,0$

$T = 530 \text{ }^\circ\text{C} = 803 \text{ K}$

$n_o(\text{CO}) = 2,0 \text{ mol CO}$

Datos

Concentración inicial de H₂O

Volumen

Incógnitas

Concentraciones no equilibrio

Constante de equilibrio en función das presións

Ecuacións

Concentración da substancia X

Constantes do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

Cifras significativas: 2

$n_0(\text{H}_2\text{O}) = 2,0 \text{ mol H}_2\text{O}$

$V = 2,0 \text{ dm}^3$

$[\text{H}_2]_e, [\text{CO}_2]_e, [\text{H}_2\text{O}]_e, [\text{CO}]_e$

K_p

$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

Solución:

a) As concentracións iniciais son:

$$[\text{H}_2\text{O}]_0 = [\text{CO}]_0 = 2,0 \text{ mol} / 2 \text{ dm}^3 = 1 \text{ mol/dm}^3$$

Constrúese unha táboa, baixo a ecuación da reacción, na que se chama x á concentración de CO que reacciona, e complétase atendendo á estequiometría da reacción. Escríbense as concentracións no equilibrio en función de x , restando as concentracións que reaccionaron das concentracións iniciais dos reactivos, e sumándolas ás dos produtos:

		CO	H ₂ O	\rightleftharpoons	CO ₂	H ₂	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$	1,0	1,0		0	0	mol/dm ³
Concentración que reacciona ou se forma	$[\text{X}]_r$	x	x	\rightarrow	x	x	mol/dm ³
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_{eb}$	$1,0 - x$	$1,0 - x$		x	x	mol/dm ³

Escríbese a expresión da constante de equilibrio en función das concentracións.

Para calcular as concentracións no equilibrio, substitúense as concentracións polas expresións en función de x .

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]_e \cdot [\text{H}_2]_e}{[\text{H}_2\text{O}]_e \cdot [\text{CO}]_e} \Rightarrow 5,0 = \frac{x \cdot x}{(1,0 - x) \cdot (1,0 - x)}$$

Ao resolver a ecuación de segundo grao, extraendo a raíz cadrada en ambos os lados, obtéñense dúas solucións.

$$\frac{x}{(1,0 - x)} = \pm \sqrt{5,0} = \pm 2,2 \Rightarrow x = \pm 2,2(1,0 - x) \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} x_1 + 2,2x = 2,2 \Rightarrow x_1 = 2,2/3,2 = 0,69 \\ x_2 - 2,2x = -2,2 \Rightarrow x_2 = -2,2/-1,2 = 1,8 \end{array} \right\}$$

Tómase a primeira solución ($x = 0,69$), porque a outra daría concentracións negativas no equilibrio.

As concentracións no equilibrio son:

$$[\text{CO}_2]_e = [\text{H}_2]_e = 0,69 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{CO}]_e = [\text{H}_2\text{O}]_e = 1,0 - 0,69 = 0,3 \text{ mol/dm}^3$$

b) Dedúcese a relación entre K_p e K_c , supoñendo comportamento ideal para os gases e calcúlase a constante de equilibrio en función das presións:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e(\text{CO}_2) \cdot p_e(\text{H}_2)}{p_e(\text{H}_2\text{O}) \cdot p_e(\text{CO})} = \frac{\left(\frac{n_e(\text{CO}_2) \cdot R \cdot T}{V}\right) \cdot \left(\frac{n_e(\text{H}_2) \cdot R \cdot T}{V}\right)}{\left(\frac{n_e(\text{H}_2\text{O}) \cdot R \cdot T}{V}\right) \cdot \left(\frac{n_e(\text{CO}) \cdot R \cdot T}{V}\right)} = \frac{[\text{CO}_2]_e \cdot [\text{H}_2]_e}{[\text{H}_2\text{O}]_e \cdot [\text{CO}]_e} \cdot \frac{R \cdot T \cdot R \cdot T}{R \cdot T \cdot R \cdot T} = K_c = 5,0$$

A constante de equilibrio só depende da temperatura. Non varía aínda que cambien as cantidades de reactivos ou produtos, ou diminúa o volume.

Se se aumenta a cantidade de monóxido de carbono, para que K_c permaneza constante, ou ben deberá aumentar o numerador $n_e(\text{CO}_2)$ e $n_e(\text{H}_2)$, ou diminuír a cantidade de auga no denominador $n_e(\text{H}_2\text{O})$. O equilibrio desprazarase (cara á dereita) ata alcanzar un novo estado de equilibrio no que haberá máis CO_2 e H_2 e menos H_2O .

2. Nun recipiente de 10 litros introdúcese 2 moles de N_2O_4 gasoso a 50°C producíndose o seguinte equilibrio de disociación: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$. Se a constante K_p a devandita temperatura é de 1,06; calcula:

- As concentracións dos dous gases tras alcanzar o equilibrio e a porcentaxe de disociación do N_2O_4 .
- As presións parciais de cada gas e a presión total no equilibrio.

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$.

(A.B.A.U. extr. 21)

Rta.: a) $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,160 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{NO}_2] = 0,0800 \text{ mol/dm}^3$; $\alpha = 20,0 \%$;

b) $p(\text{N}_2\text{O}_4) = 4,24 \text{ atm} = 430 \text{ kPa}$; $p(\text{NO}_2) = 2,12 \text{ atm} = 215 \text{ kPa}$; $p = 6,36 \text{ atm} = 645 \text{ kPa}$.

Datos

Gas: volume

temperatura

Cantidade inicial de tetraóxido de dinitróxeno

Constante de equilibrio (en función das presións en atm)

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$$V = 10,0 \text{ dm}^3$$

$$T = 50^\circ\text{C} = 323 \text{ K}$$

$$n_0(\text{N}_2\text{O}_4) = 2,00 \text{ mol N}_2\text{O}_4$$

$$K_c = 1,06$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas

Concentracións dos dous gases no equilibrio

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_e, [\text{NO}_2]_e$$

Presión parcial de cada gas e presión total no equilibrio

$$p_e(\text{N}_2\text{O}_4), p_e(\text{NO}_2), p_t$$

Ecuacións

Lei de Dalton das presións parciais

$$p_t = \sum p_i$$

Concentración da substancia X

$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

Grao de disociación

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0}$$

Ecuación de estado dos gases ideais

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Constante do equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

Solución:

b) Calcúlase a presión inicial do tetraóxido de dinitróxeno, supoñendo comportamento ideal:

$$p(\text{N}_2\text{O}_4) = \frac{2,00 \text{ mol N}_2\text{O}_4 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 323 \text{ K}}{10,0 \text{ dm}^3} = 5,30 \text{ atm}$$

Constrúese unha táboa, baixo a ecuación da reacción, na que se chama x á presión parcial de tetraóxido de dinitróxeno que se transforma en dióxido de nitróxeno, e complétase atendendo á estequiometría da reacción. Escríbense as presións no equilibrio en función de x , restando as presións que reaccionaron das presións iniciais dos reactivos, e sumándoas ás dos produtos:

		N_2O_4	\rightleftharpoons	2NO_2	
Presión inicial	p_0	5,30		0	atm
Presión que reacciona ou se forma	p_r	x		$2x$	atm
Presión no equilibrio	p_e	$5,30 - x$		$2x$	atm

Substitúense as presións no equilibrio na ecuación da constante de equilibrio en función das presións:

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{NO}_2)}{p_e(\text{N}_2\text{O}_4)} \Rightarrow 1,06 = \frac{(2x)^2}{5,30 - x}$$

Resólvese a ecuación de segundo grao:

$$5,62 - 1,06x = 4x^2$$

$$x = \frac{-1,06 \pm \sqrt{1,06^2 - 4 \cdot 4 \cdot (-5,62)}}{2 \cdot 4} \Rightarrow \begin{cases} x_1 = 1,06 \\ x_2 = -1,33 \end{cases}$$

Tómase a solución positiva ($x = 1,06$), porque a outra daría presións negativas no equilibrio. Cálculanse as presións parciais no equilibrio:

$$p_e(\text{NO}_2) = 2x = 2,12 \text{ atm}$$

$$p_e(\text{N}_2\text{O}_4) = 5,30 - x = 5,30 - 1,06 = 4,24 \text{ atm}$$

Cálculase a presión total coa lei de Dalton:

$$p_{t e} = p(\text{NO}_2) + p(\text{N}_2\text{O}_4) = 2,12 + 4,24 = 6,36 \text{ atm}$$

a) As concentracións calcúlanse coa ecuación dos gases ideais:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{n}{V} = \frac{p}{R \cdot T}$$

$$[\text{NO}_2]_e = \frac{2,12 \text{ atm}}{0,082 \cdot \text{atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 323 \text{ K}} = 0,080 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_e = \frac{4,24 \text{ atm}}{0,082 \cdot \text{atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 323 \text{ K}} = 0,160 \text{ mol/dm}^3$$

Calcúlase o grao de disociación:

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{p_d}{p_0} = \frac{1,06}{5,30} = 0,200 = 20 \%$$

3. Considera o seguinte equilibrio que ten lugar a $150 \text{ }^\circ\text{C}$: $\text{I}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{IBr}(\text{g})$ cunha $K_c = 120$. Nun recipiente de $5,0 \text{ dm}^3$ de capacidade introdúcense $0,0015$ moles de iodo e $0,0015$ moles de bromo. Calcula:

a) A concentración de cada especie cando se alcanza o equilibrio.

b) As presións parciais e a constante K_p .

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$.

(A.B.A.U. ord. 21)

Rta.: a) $[\text{I}_2] = [\text{Br}_2] = 4,63 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$; $[\text{IBr}] = 5,07 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$;

b) $p(\text{I}_2) = p(\text{Br}_2) = 163 \text{ Pa} = 0,00161 \text{ atm}$; $p(\text{IBr}) = 1,79 \cdot 10^3 \text{ Pa} = 0,0176 \text{ atm}$; $K_p = 120$.

Datos

Gas: volume

temperatura

Cantidade inicial de iodo

Cantidade inicial de bromo

Cifras significativas: 3

$V = 5,00 \text{ dm}^3$

$T = 150 \text{ }^\circ\text{C} = 423 \text{ K}$

$n_0(\text{I}_2) = 0,00150 \text{ mol I}_2$

$n_0(\text{Br}_2) = 0,00150 \text{ mol Br}_2$

Datos

Constante de equilibrio (en función das concentracións)

Constante dos gases ideais

Incógnitas

Concentración de cada especie no equilibrio

Presión parcial de cada gas no equilibrio

Constante de equilibrio en función das presións

Ecuacións

Lei de Dalton das presións parciais

Concentración da substancia X

Ecuación de estado dos gases ideais

Constantes do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

Cifras significativas: 3

$$K_c = 120$$

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$[I_2]_e, [Br_2]_e, [IBr]_e$$

$$p(I_2), p(Br_2), p(IBr)$$

$$K_p$$

$$p_t = \sum p_i$$

$$[X] = n(X) / V$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(C) \cdot p_e^d(D)}{p_e^a(A) \cdot p_e^b(B)}$$

Solución:

a) Constrúese unha táboa, baixo a ecuación da reacción, na que se chama x á cantidade de iodo que se transforma en bromuro de iodo, e complétase atendendo á estequiometría da reacción. Escríbense as cantidades no equilibrio en función de x , restando as cantidades que reaccionaron das cantidades iniciais dos reactivos, e sumándoas ás dos produtos:

		I ₂	Br ₂	⇌	2 IBr	
Cantidade inicial	n_0	0,00150	0,00150		0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	x	x		$2x$	mol
Cantidade no equilibrio	n_e	$0,00150 - x$	$0,00150 - x$		$2x$	mol

Substitúense as concentracións, que se obtéñen dividindo as cantidades entre o volume, na ecuación da constante de equilibrio en función das concentracións:

$$K_c = \frac{[IBr]_e^2}{[I_2]_e \cdot [Br_2]_e} \Rightarrow 120 = \frac{\left(\frac{n_e(IBr)}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_e(I_2)}{V}\right) \cdot \left(\frac{n_e(Br_2)}{V}\right)} = \frac{\left(\frac{2x}{5,00}\right)^2}{\left(\frac{0,00150-x}{5,00}\right) \left(\frac{0,00150-x}{5,00}\right)} = \frac{(2x)^2}{(0,00150-x)^2}$$

Resólvese a ecuación que se obtén ao facer a raíz cadrada aos dous lados da ecuación:

$$\pm \sqrt{120} = \pm 11,0 = \frac{2x}{0,00150-x} \Rightarrow \begin{cases} x_1 = 0,00127 \\ x_2 = 0,00184 \end{cases}$$

Tómase a primeira solución ($x = 0,00127$), porque a outra daría cantidades negativas no equilibrio. Calcúlanse as cantidades no equilibrio:

$$n_e(IBr) = 2x = 0,00254 \text{ mol IBr}$$

$$n_e(Br_2) = n_e(I_2) = 0,00150 - x = 2,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Obtéñense as concentracións, dividindo as cantidades entre o volume do recipiente:

$$[IBr]_e = \frac{0,00254 \text{ mol IBr}}{5,00 \text{ dm}^3} = 5,07 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

$$[Br_2]_e = [I_2]_e = \frac{2,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{5,00 \text{ dm}^3} = 4,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

b) A presión parcial dun gas nunha mestura é a que exercería o gas se se atopase só no recipiente. Cálculanse as presións parciais supoñendo comportamento ideal.

$$p_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V}$$

$$p(\text{IBr}) = \frac{0,00254 \text{ mol HI} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 423 \text{ K}}{5,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 1,79 \cdot 10^3 \text{ Pa}$$

$$p(\text{IBr}) = 1,79 \cdot 10^3 \text{ Pa} = 1,79 \text{ kPa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101,3 \text{ kPa}} = 0,0176 \text{ atm}$$

$$p(\text{Br}_2) = p(\text{I}_2) = \frac{2,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 423 \text{ K}}{5,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 160 \text{ Pa}$$

$$p(\text{Br}_2) = p(\text{I}_2) = 160 \text{ Pa} = 0,160 \text{ kPa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101,3 \text{ kPa}} = 0,00158 \text{ atm}$$

Calcúlase a constante de equilibrio en función das presións:

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{IBr})}{p_e(\text{Br}_2) \cdot p_e(\text{I}_2)} = \frac{(0,017 \text{ atm})^2}{0,001 \text{ atm} \cdot 0,001 \text{ atm}} = 120$$

Pero non sería necesario, xa que se pode deducir a relación entre K_p e K_c , supoñendo comportamento ideal para os gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{IBr})}{p_e(\text{Br}_2) \cdot p_e(\text{I}_2)} = \frac{\left(\frac{n_e(\text{IBr}) \cdot R \cdot T}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_e(\text{Br}_2) \cdot R \cdot T}{V}\right) \cdot \left(\frac{n_e(\text{I}_2) \cdot R \cdot T}{V}\right)} = \frac{[\text{IBr}]_e^2}{[\text{Br}_2]_e \cdot [\text{I}_2]_e} \cdot \frac{(R \cdot T)^2}{R \cdot T \cdot R \cdot T} = K_c = 120$$

4. Introdúcese fósxeno (COCl_2) nun recipiente baleiro de 2 dm^3 de volume a unha presión de $0,82 \text{ atm}$ e unha temperatura de $227 \text{ }^\circ\text{C}$, producíndose a súa descomposición segundo o equilibrio: $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Sabendo que nestas condicións o valor de K_p é $0,189$; calcula:

- a) A concentración de todas as especies presentes no equilibrio.
- b) A presión parcial de cada unha das especies presentes no equilibrio.

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$.

(A.B.A.U. extr. 20)

Rta.: a) $[\text{COCl}_2]_e = 0,0124 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{CO}]_e = [\text{Cl}_2]_e = 0,00756 \text{ mol/dm}^3$;

b) $p_e(\text{COCl}_2) = 0,510 \text{ atm}$; $p_e(\text{CO}) = p_e(\text{Cl}_2) = 0,310 \text{ atm}$.

Datos

Gas: volume

temperatura

Presión inicial de fósxeno

Constante de equilibrio (en función das presións en atm)

Constante dos gases ideais

Incógnitas

Concentración de cada unha das especies no equilibrio

Presión parcial de cada unha das especies no equilibrio

Ecuacións

Lei de Dalton das presións parciais

Concentración da substancia X

Ecuación de estado dos gases ideais

Constante de presións do equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

Cifras significativas: 3

$V = 2,00 \text{ dm}^3$

$T = 227 \text{ }^\circ\text{C} = 500 \text{ K}$

$p_0(\text{COCl}_2) = 0,820 \text{ atm COCl}_2$

$K_p = 0,189$

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

$[\text{COCl}_2]_e, [\text{CO}]_e, [\text{Cl}_2]_e$

$p_e(\text{COCl}_2), p_e(\text{CO}), p_e(\text{Cl}_2)$

$p_t = \Sigma p_i$

$[X] = n(X) / V$

$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$

Solución:

a) Constrúese unha táboa, baixo a ecuación da reacción, na que se chama x á presión parcial de fósxeno que se disocia, e complétase atendendo á estequiometría da reacción. Escríbense as presións no equilibrio en función de x , restando as presións que reaccionaron das presións iniciais dos reactivos, e sumándooas ás dos produtos:

		COCl_2	\rightleftharpoons	CO	Cl_2	
Presión inicial	p_0	0,820		0	0	atm
Presión que reacciona ou se forma	p_r	x	\rightarrow	x	x	atm

		COCl ₂	⇌	CO	Cl ₂	
Presión no equilibrio	p_e	0,820 - x		x	x	atm

Substitúense as presións no equilibrio na ecuación da constante de equilibrio en función das presións:

$$K_p = \frac{p_e(\text{CO}) \cdot p_e(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{COCl}_2)} \Rightarrow 0,189 = \frac{x \cdot x}{0,820 - x}$$

Resólvese a ecuación de segundo grao:

$$x^2 + 0,189x - 0,155 = 0$$

$$x = \frac{-0,189 \pm \sqrt{0,189^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-0,155)}}{2 \cdot 1} \Rightarrow \begin{cases} x_1 = 0,310 \\ x_2 = -0,500 \end{cases}$$

Tómase a solución positiva ($x = 0,310$), porque a outra daría presións negativas no equilibrio. Cálculanse as presións parciais no equilibrio:

$$p_e(\text{CO}) = p_e(\text{Cl}_2) = x = 0,310 \text{ atm}$$

$$p_e(\text{COCl}_2) = 0,820 - x = 0,510 \text{ atm}$$

b) A presión parcial dun gas nunha mestura é a que exercería o gas se se atopase só no recipiente. Cálculanse as concentracións supoñendo comportamento ideal.

$$p_i \cdot V = n_i \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{n_i}{V} = \frac{p_i}{R \cdot T}$$

$$[\text{CO}]_e = [\text{Cl}_2]_e = \frac{p(\text{Cl}_2)}{R \cdot T} = \frac{0,310 \text{ atm}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 500 \text{ K}} = 0,00756 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{COCl}_2]_e = \frac{p(\text{COCl}_2)}{R \cdot T} = \frac{0,510 \text{ atm}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 500 \text{ K}} = 0,0124 \text{ mol/dm}^3$$

◇ CUESTIÓNS

1. Para a reacción en equilibrio: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ $\Delta H^\circ < 0$; explica razoadamente como se desprazará o equilibrio se se engade $\text{H}_2(\text{g})$.

(A.B.A.U. ord. 20)

Solución:

A constante de equilibrio en función das concentracións pode escribirse así:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]_e^2}{[\text{N}_2]_e \cdot [\text{H}_2]_e^3} = \frac{\frac{n_e^2(\text{NH}_3)}{V^2}}{\frac{n_e(\text{N}_2)}{V} \cdot \frac{n_e^3(\text{H}_2)}{V^3}} = \frac{n_e^2(\text{NH}_3)}{n_e(\text{N}_2) \cdot n_e^3(\text{H}_2)} V^2$$

A constante de equilibrio só depende da temperatura. Non varía aínda que cambien as cantidades de reactivos ou produtos, ou diminúa o volume.

Se se engade hidróxeno, para que K_c permaneza constante, ou ben deberá aumentar o numerador $n_e(\text{NH}_3)$, ou diminuír a cantidade de nitróxeno no denominador $n_e(\text{N}_2)$. O equilibrio desprazárase (cara á dereita) ata alcanzar un novo estado de equilibrio no que haberá máis NH_3 e menos N_2 .

2. a) Dada a reacción: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$, $\Delta H^\circ < 0$, razoa como inflúe sobre o equilibrio un aumento da temperatura.

(A.B.A.U. extr. 19)

Solución:

a) A constante de equilibrio varía coa temperatura segundo a ecuación de Van't Hoff:

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

Para unha reacción exotérmica ($\Delta H^\circ < 0$), se $T_2 > T_1$:

$$\frac{1}{T_2} < \frac{1}{T_1} \Rightarrow \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) < 0$$

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) = \frac{- \cdot (-)}{+} \cdot (-) < 0$$

$$K_2 < K_1$$

A constante diminúe ao aumentar a temperatura.

ACLARACIÓNS

Os datos dos enunciados dos problemas non adoitan ter un número adecuado de cifras significativas. Por iso supuxen que os datos teñen un número de cifras significativas razoables, case sempre tres cifras significativas. Menos cifras darían resultados, en certos casos, con ampla marxe de incerteza. Así que cando tomo un dato como $V = 1 \text{ dm}^3$ e reescriboo como:

Cifras significativas: 3

$$V = 1,00 \text{ dm}^3$$

o que quero indicar é que supoño que o dato orixinal ten tres cifras significativas (non que as teña en realidade) para poder realizar os cálculos cunha marxe de incerteza máis pequena que a que tería se o tomase tal como o dan. (1 dm³ ten unha soa cifra significativa, e unha incerteza relativa do ¡100%! Como as incertezas acumúlanse ao longo do cálculo, a incerteza final sería inadmisibile. Entón, para que realizar os cálculos? Abondaría cunha estimación).

Cuestións e problemas das [Probas de avaliación de Bacharelato para o acceso á Universidade](#) (A.B.A.U. e P.A.U.) en Galiza.

[Respostas](#) e composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Alguns cálculos fixéronse cunha [folla de cálculo](#) de [LibreOffice](#) do mesmo autor.

Algunhas ecuacións e as fórmulas orgánicas construíronse coa extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

A tradución ao/desde o galego realizouse coa axuda de [traducindote](#), e de o [tradutor da CIXUG](#).

Procurouse seguir as [recomendacións](#) do Centro Español de Metrología (CEM).

Consultouse ao Copilot de Microsoft Edge e tivéronse en conta algunhas das súas respostas nas cuestións.

Sumario

EQUILIBRIO QUÍMICO EN FASE GAS

<u>PROBLEMAS</u>	1
<u>Con datos do equilibrio</u>	1
<u>Coa constante como dato</u>	17
<u>CUESTIÓNS</u>	24

Índice de probas A.B.A.U.

2017.....	
1. (ord.).....	16
2. (extr.).....	15
2018.....	
1. (ord.).....	13
2. (extr.).....	12
2019.....	
1. (ord.).....	11
2. (extr.).....	10, 24
2020.....	
1. (ord.).....	8, 24
2. (extr.).....	23
2021.....	
1. (ord.).....	20
2. (extr.).....	19
2022.....	
1. (ord.).....	7
2. (extr.).....	5
2023.....	
1. (ord.).....	3
2. (extr.).....	17
2024.....	
1. (ord.).....	2
2. (extr.).....	1