

Equilibrio químico en fase gas

◇ PROBLEMAS

● Con datos do equilibrio

1. 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: $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g})$. Tendo en conta que nesas condicións reacciona o 1,1 % do N₂ inicial:
- Calcula o valor da constante K_c .
 - 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

Ecuacións

Concentración da substancia X

Ecuación de estado dos gases ideais

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

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

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

$$K_c$$

$$K_p$$

$$[\text{X}]$$

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

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

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

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

Solución:

- a) A cantidade de N₂ que reacciona é:

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

Faise unha táboa coas cantidades de cada gas e, da estequiometría da reacción, calcúlanse as restantes cantidades no equilibrio.

		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) A constante de equilibrio en función das concentracións é:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]_e^2}{[\text{N}_2]_e \cdot [\text{O}_2]_e} = \frac{(0,017 \cdot 5,00)^2}{(0,791/5,00) \cdot (0,391/5,00)} = 1,00 \cdot 10^{-3} \quad (\text{concentracións en mol/dm}^3)$$

b) A constante de equilibrio en función das presións vale o mesmo:

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{NO})}{p_e(\text{N}_2) \cdot p_e(\text{O}_2)} = \frac{[\text{NO}]_e^2 \cdot (R \cdot T)^2}{[\text{N}_2]_e \cdot R \cdot T \cdot [\text{O}_2]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{NO}]_e^2}{[\text{N}_2]_e [\text{O}_2]_e} = K_c$$

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.

2. Nun reactor de 5 dm³ introdúcese 15,3 g de CS₂ e 0,82 g de H₂. Ao elevar a temperatura ata 300 °C alcánzase 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 dm³

T = 300 °C = 573 K

m₀(CS₂) = 15,3 g

m₀(H₂) = 0,820 g

[CH₄]_e = 0,0100 mol/dm³

M(CS₂) = 76,1 g/mol

M(H₂) = 2,02 g/mol

R = 0,082 atm·dm³·K⁻¹·mol⁻¹

Incógnitas

Concentración molar de cada especie no equilibrio

[CS₂]_e, [H₂]_e, [H₂S]_e

Constante de equilibrio das concentracións

K_c

Outros símbolos

Concentración dunha especie X

[X]

Cantidade da substancia X no equilibrio

n_e(X)

Ecuacións

Concentración da substancia X

[X] = n(X) / V

Ecuación de estado dos gases ideais

p · V = n · R · T

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

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

Solución:

a) As cantidades iniciais de CS₂ e H₂ son:

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

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

Se no equilibrio hai 0,0100 mol/dm³ de CH₄, a cantidade deste que se formou foi:

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

Faise unha táboa coas cantidades de cada gas e, da estequiometría da reacción, cálanse as restantes cantidades no equilibrio.

		CS ₂	4 H ₂	⇌	2 H ₂ S	CH ₄	
Cantidade inicial	n_0	0,201	0,407		0	0	mol
Cantidade que reacciona	n_r	0,0500	0,200	→	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

As concentracións no equilibrio serán:

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

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

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

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

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

Segundo o principio de Le Chatelier, se engadimos máis CS₂ ao sistema en equilibrio mantendo o volume e a temperatura constantes, o sistema reaxustarase para minimizar o efecto desta perturbación. Neste caso, consumirase máis CS₂ e H₂ para formar máis H₂S e CH₄ ata que se alcance un novo estado de equilibrio. Polo tanto, as concentracións de CS₂ e H₂ diminuirán mentres que as concentracións de H₂S e CH₄ aumentarán.

3. O cloro gas pódese obter segundo a reacción: $4 \text{ HCl(g)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{ H}_2\text{O(g)}$.
Introdúcense 0,90 moles de HCl e 1,2 moles de O₂ nun recipiente pechado de 10 dm³ no que previamente se fixo o baleiro. Quéntase a mestura a 390 °C e, cando se alcanza o equilibrio a esta temperatura, obsérvase a formación de 0,40 moles de Cl₂.

a) Calcula o valor da constante K_c .

b) Calcula 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 atm = 101,3 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 O₂

Cantidade no equilibrio de Cl₂

Constante dos gases ideais

Incógnitas

Constante do equilibrio K_c

Presións parciais de cada compoñente

Constante do equilibrio K_p

Cifras significativas: 3

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

$$T = 390 \text{ °C} = 663 \text{ K}$$

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

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

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

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

$$K_c$$

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

$$K_p$$

Ecuacións

Ecuación de estado dos gases ideais

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

Concentración da substancia X

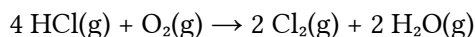
$$[X] = n(X) / V$$

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) Da estequiometría da reacción:

Reaccionaron 0,800 mol de HCl e 0,200 mol de O₂ e formouse a mesma cantidade de H₂O que de Cl₂.

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

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

No equilibrio haberá:

$$n_e(\text{HCl}) = 0,100 \text{ mol}; n_e(\text{O}_2) = 1,00 \text{ mol}; n_e(\text{Cl}_2) = n_e(\text{H}_2\text{O}) = 0,400 \text{ mol}$$

As concentracións serán:

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

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

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

A constante de equilibrio en función das concentracións é:

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

b) A presión parcial de cada un dos gases, suposto comportamento ideal, é a que exercería se se atopase só no recipiente.

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

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

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

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

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

4. Nun recipiente de 2,0 L introdúcese 2,1 moles de CO_2 e 1,6 moles de H_2 e quéntase a 1800°C . Unha vez alcanzado o seguinte equilibrio: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ analízase a mestura e atópanse 0,90 moles de CO_2 . Calcula:
- A concentración de cada especie no equilibrio.
 - O valor das constantes K_c e K_p a esa temperatura.

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

Rta.: a) $[\text{CO}_2] = 0,45 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{H}_2] = 0,20 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,60 \text{ mol/dm}^3$; b) $K_p = K_c = 4,0$.

Datos

Gas: volume

temperatura

Cantidad inicial de CO_2

Cantidad inicial de H_2

Cantidad de CO_2 no equilibrio

Incógnitas

Cantidad (moles) de cada componente no equilibrio

Constantes de equilibrio

Ecuaciones

Concentración da substancia X

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

Cifras significativas: 3

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

$$T = 1800 \text{ }^\circ\text{C} = 2073 \text{ K}$$

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

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

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

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

$$K_c, K_p$$

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

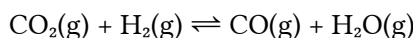
$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

Solución:

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

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

Da estequiometría da reacción:



Reaccionaron 1,20 mol de H_2 e formáronse os mesmos de CO e H_2O .

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

		CO_2	H_2	\rightleftharpoons	H_2O	CO	
Cantidad inicial	n_0	2,10	1,60		0,0	0,0	mol
Cantidad que reacciona ou se forma	n_r	1,20	1,20		1,20	1,20	mol
Cantidad no equilibrio	n_e	0,90	0,40		1,20	1,20	mol

No equilibrio haberá:

$$n_e(\text{CO}_2) = 0,90 \text{ mol}; n_e(\text{H}_2) = 0,40 \text{ mol}; n_e(\text{CO}) = n_e(\text{H}_2\text{O}) = 1,20 \text{ mol}$$

As concentracións serán:

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

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

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

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

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

A relación entre K_p e K_c para esta reacción é

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

Polo que

$$K_p = K_c = 4,0$$

5. 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

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

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

$$T = 337 \text{ °C} = 610 \text{ K}$$

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

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

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

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

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

$$K_c, K_p$$

$$n = m / M$$

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

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

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

Solución:

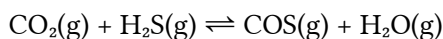
a) A cantidade inicial de CO_2 é:

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

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

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

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.

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

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

Esíbese 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

Vese 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:

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

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

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

Dividindo cada unha delas polo volume (2 dm^3) do recipiente, obtense 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) A expresión da constante de equilibrio en función das concentracións é:

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

Como un dos factores ($0,090 \text{ mol CO}_2$) 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

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

Polo que

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

6. 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 dissociado

$n_d(\text{Br}_2)$

Ecuacións

Concentración da substancia X

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

Grao de disociación

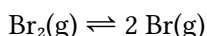
$\alpha = \frac{n_d}{n_0}$

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:

A ecuación de disociación química do bromo é:



Disociáronse:

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

Pola estequiometría da reacción, as cantidades de bromo atómico formado e en equilibrio son:

		Br_2	\rightleftharpoons	2 Br	
Cantidade inicial	n_0	0,200		0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	0,160	\rightarrow	0,320	mol
Cantidade 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

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

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

Se consideramos comportamento ideal para os gases, podemos escribir:

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{Br})}{p_e(\text{Br}_2)} = \frac{([\text{Br}]_e \cdot R \cdot T)^2}{[\text{Br}_2]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{Br}]_e^2}{[\text{Br}_2]_e} = K_c = \cdot R \cdot T = 5,12 \cdot 0,082 \cdot 873 = 367 \text{ (presións en atm)}$$

b) A presión parcial de cada un dos gases, suposto comportamento ideal, é a que exercería se se atopase só no recipiente.

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

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

7. b) Nun matraz de 1,5 dm³, no que se fixo o baleiro, introdúcese 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 J·K⁻¹·mol⁻¹ = 0,082 atm·dm³·K⁻¹·mol⁻¹; 1 atm = 101,3 kPa.

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

Rta.: b) α = 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

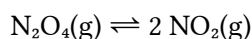
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

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

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

Solución:

b) A ecuación química é:



Chamando x á cantidade de N₂O₄ que se disocia ata chegar ao equilibrio, pódese escribir:

		N ₂ O ₄	⇌	2 NO ₂	
Cantidade inicial	n ₀	0,0800		0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n _r	x	→	2 x	mol
Cantidade no equilibrio	n _e	0,0800 - x		2 x	mol

A cantidade total de gas no equilibrio será

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

Por outra banda, pódese calcular a cantidade de gas a partir da presión total

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

Despexando

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

A porcentaxe de N₂O₄ disociado é:

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

8. Nun reactor de 10 L introdúcese 2,5 moles de PCl_5 e quéntase ata 270°C , producíndose a reacción: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. 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: $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$.

(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

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

Incógnitas

Concentracións de cada especie no equilibrio

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

Constantes de equilibrio

$$K_c, K_p$$

Outros símbolos

Cantidade da substancia X no equilibrio

$$n_e(X)$$

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

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

Solución:

a) Supoñendo comportamento ideal para os gases:

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

A ecuación de disociación é:



Chámase x á cantidade de PCl_5 disociada. Pola estequiometría da reacción,

		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,

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

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

As cantidades no equilibrio serán:

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

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

E as concentracións serán:

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

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

b) A constante de equilibrio en función das concentracións é

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

A constante de equilibrio en función das presións é

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

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

9. 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) 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

Cantidad inicial de SO₂Cl₂

Grao de disociación

Constante dos gases ideais

Incógnitas

Presións parciais de cada especie no equilibrio

Constantes de equilibrio

Outros símbolos

Concentración dunha especie X

Cantidad da substancia X no equilibrio

Ecuacións

Lei de Dalton das presións parciais

Concentración da substancia X

Ecuación de estado dos gases ideais

Grao de disociación

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

Cifras significativas: 3

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

$$T = 400 \text{ °C} = 673 \text{ K}$$

$$n_0 = 0,400 \text{ mol}$$

$$\alpha = 36,5 \% = 0,365$$

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

$$p(\text{SO}_2\text{Cl}_2), p(\text{SO}_2), p(\text{Cl}_2)$$

$$K_c, K_p$$

$$[X]$$

$$n_e(X)$$

$$p_t = \sum p_i$$

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

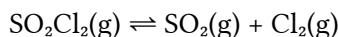
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

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

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

Solución:

a) A ecuación de disociación é:



Como o grao de disociación é:

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

A cantidade de SO_2Cl_2 disociada será:

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

Coa estequiometría da reacción, calcúlanse as cantidades de cada gas no equilibrio.

		SO_2Cl_2	\rightleftharpoons	SO_2	Cl_2	
Cantidade inicial	n_0	0,400		0	0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	0,146	\rightarrow	0,146	0,146	mol
Cantidade no equilibrio	n_e	$0,400 - 0,146 = 0,254$		0,146	0,146	mol

As concentracións serán:

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

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

Supoñendo comportamento ideal para os gases, as presións parciais valerán:

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

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

a) A constante de equilibrio en función das concentracións é:

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

A constante de equilibrio en función das presións é

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

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

10. Nun recipiente pechado introdúcense 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

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

Datos

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

Constantes do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$ **Cifras significativas: 3**

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

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

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

$$V$$

$$K_c$$

$$K_p$$

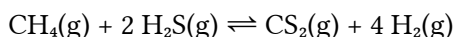
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

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

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

Solución:

a) A ecuación química é:

Chamando x á cantidade de metano que reaccionou ata acadar o equilibrio podemos escribir

		CH ₄	2 H ₂ S	⇌	CS ₂	4 H 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

No equilibrio haberá en total:

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

Da presión parcial do hidróxeno podemos deducir:

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

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

Da presión total podemos deducir:

$$n_e = \frac{p_e \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,850 \text{ atm} \cdot V}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1000 \text{ K}} = 0,0104V \text{ mol}$$

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

Do sistema de dúas ecuacións con dúas incógnitas,

$$\left. \begin{array}{l} 4x = 0,0244 \cdot V \\ 3,00 + 2x = 0,104 \cdot V \end{array} \right\}$$

deducimos o volume V do recipiente e a cantidade x de metano que reaccionou ata acadar o equilibrio.

$$\frac{3,00 + 2x}{4x} = \frac{0,0104V}{0,00244 \cdot V} = 4,25$$

$$3,00 + 2x = 17,0x$$

$$x = 0,200 \text{ mol}$$

$$V = 328 \text{ dm}^3$$

As cantidades das substancias no equilibrio son:

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

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

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

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

A constante de equilibrio en función das concentracións é:

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

(concentracións en mol/dm³)

Se consideramos comportamento ideal para os gases, podemos escribir:

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

$$K_p = 1,2 \cdot 10^{-6} \cdot (0,082 \cdot 1000)^2 = 0,007 \quad \text{¿presións en atm}$$

11. 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

Cifras significativas: 3

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

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

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

Incógnitas

Presións parciais das especies no equilibrio

Constantes de equilibrio

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

$$K_c, K_p$$

Outros símbolos

Cantidad da substancia X no equilibrio

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

Ecuacións

Concentración da substancia X

Ecuación dos gases ideais

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

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p_i = [i] \cdot R \cdot T$$

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:

a) A ecuación de disociación é:



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

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

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

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

E as presións serán:

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

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

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

b) A constante de equilibrio en función das presións é

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

A constante de equilibrio en función das concentracións é

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

● Coa constante como dato

- Para a reacción $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$, o valor de $K_c = 5$ a 530 °C. Se reaccionan 2,0 moles de CO(g) con 2,0 moles de H₂O(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 CO(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

Concentración inicial de H₂O

Volume

Incógnitas

Concentracións no equilibrio

Constante de equilibrio en función das presións

Ecuacións

Concentración da substancia X

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

Cifras significativas: 2

$$K_c = 5,0$$

$$T = 530 \text{ °C} = 803 \text{ K}$$

$$n_0(\text{CO}) = 2,0 \text{ mol CO}$$

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

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

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

$$K_p$$

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

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

Solución:

a) As concentracións iniciais son:

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

Chamando x ás concentracións en mol/dm³ de CO que reaccionan pódese escribir:

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

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

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

Resolvendo a ecuación de segundo grao dá dúas solucións.

$$\frac{x}{(1,0 - x)} = \pm \sqrt{5,0} = \pm 2,2$$

$$x = \pm 2,2 (1,0 - x)$$

$$x + 2,2 x = 2,2 \Rightarrow x = 2,2 / 3,2 = 0,69$$

$$x - 2,2 x = 2,2 \Rightarrow x = -2,2 / 1,2 = -1,8$$

Unha delas (-1,8) non é válida, xa que supoñería a existencia de concentracións negativas no equilibrio. A outra solución é $x = 0,69 \text{ mol/dm}^3$.

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) A constante de equilibrio en función das presións será:

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

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 CO₂ e H₂ e menos H₂O.

2. Nun recipiente de 10 litros introdúcese 2 moles de N₂O₄ gasoso a 50 °C producíndose o seguinte equilibrio de disociación: N₂O₄(g) ⇌ 2 NO₂(g). Se a constante K_p a devandita temperatura é de 1,06; calcula:

a) As concentracións dos dous gases tras alcanzar o equilibrio e a porcentaxe de disociación do N₂O₄.

b) 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 atm = 101,3 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

Cifras significativas: 3

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

Datos

temperatura
 Cantidade inicial de tetraóxido de dinitróxeno
 Constante de equilibrio (en función das presións en atm)
 Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$T = 50\text{ }^{\circ}\text{C} = 323\text{ K}$
 $n_0(\text{N}_2\text{O}_4) = 2,00\text{ mol N}_2\text{O}_4$
 $K_c = 1,06$
 $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Incógnitas

Concentracións dos dous gases no equilibrio
 Presión parcial de cada gas e presión total no equilibrio

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

Ecuacións

Lei de Dalton das presións parciais
 Concentración da substancia X

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

Grao de disociación

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

Ecuación de estado dos gases ideais

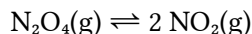
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

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) A ecuación química é:



A ecuación da constante de equilibrio en función das presións (en atm) é:

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{NO}_2)}{p_e(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

Supoñendo comportamento ideal para os gases, a presión vén dada por:

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

A presión inicial do tetraóxido de dinitróxeno é:

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

Chámase x á presión de tetraóxido de dinitróxeno que se transforma en dióxido de nitróxeno. Pola estequiometría da reacción,

		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

Substituíndo na ecuación da constante obtemos:

$$1,06 = \frac{(2x)^2}{5,30 - x}$$

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

$$x = 1,06\text{ atm}$$

As presións parciais serían:

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

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

E a presión total obtense pola 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) A concentración obtense da ecuación dos gases ideais:

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

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

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

O grao de disociación é:

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

3. Considera o seguinte equilibrio que ten lugar a 150 °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 dm³ 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 atm = 101,3 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

Cantidad inicial de iodo

Cantidad inicial de bromo

Constante de equilibrio (en función das concentracións)

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

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

$$T = 150 \text{ °C} = 423 \text{ K}$$

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

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

$$K_c = 120$$

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

Incógnitas

Concentración de cada especie no equilibrio

$$[\text{I}_2]_e, [\text{Br}_2]_e, [\text{IBr}]_e$$

Presión parcial de cada gas no equilibrio

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

Constante de equilibrio en función das presións

$$K_p$$

Ecuacións

Lei de Dalton das presións parciais

$$p_t = \sum p_i$$

Concentración da substancia X

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

Ecuación de estado dos gases ideais

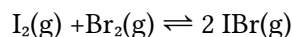
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

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:

a) A ecuación química é:



Chámase x á cantidade de iodo que se transforma en bromuro de iodo. Pola estequiometría da reacción,

		I_2	Br_2	\rightleftharpoons	2IBr	
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

A ecuación da constante de equilibrio é:

$$K_c = \frac{[\text{IBr}]_e^2}{[\text{I}_2]_e \cdot [\text{Br}_2]_e}$$

A concentración en $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ obtense dividindo a cantidade entre o volume (en dm^3):

$$K_c = 120 = \frac{\left(\frac{n_e(\text{IBr})}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_e(\text{I}_2)}{V}\right) \cdot \left(\frac{n_e(\text{Br}_2)}{V}\right)} = \frac{\left(\frac{2x}{5,00}\right)^2}{\left(\frac{0,00150-x}{5,00}\right) \left(\frac{0,00150-x}{5,00}\right)} = \frac{(2x)^2}{(0,00150-x)^2}$$

$$\pm \sqrt{120} = \frac{2x}{0,00150-x} = \pm 11,0$$

$$x = 0,00127 \text{ mol}$$

As cantidades no equilibrio serán:

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

$$n_e(\text{Br}_2) = n_e(\text{I}_2) = 0,00150 - x = 2,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

As concentracións serán:

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

$$[\text{Br}_2]_e = [\text{I}_2]_e = \frac{2,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{5,00 \text{ dm}^3} = 4,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

b) Supoñendo comportamento ideal para os gases, a presión parcial de cada un deles vén dada por:

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

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

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

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

$$p(\text{Br}_2) = p(\text{I}_2) = 160 \text{ Pa} = 0,160 \text{ kPa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101,3 \text{ kPa}} = 0,0016 \text{ atm}$$

A constante de equilibrio en función das presións será:

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

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°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

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

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

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

$K_p = 0,189$

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

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

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

$p_t = \sum p_i$

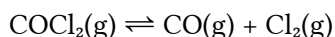
$[X] = n(X) / V$

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

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

Solución:

- a) A ecuación química é:



Chámase x á presión parcial do fósxeno que se disocia

		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
Presión no equilibrio	p_e	$0,820 - x$		x	x	atm

A ecuación da constante de equilibrio en función das presións é:

$$K_p = \frac{p_e(\text{CO}) \cdot p_e(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{COCl}_2)}$$

$$0,189 = \frac{x \cdot x}{0,820 - x}$$

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

$$x = 0,310 \text{ atm}$$

Calcúlanse primeiro 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) Supoñendo comportamento ideal para os gases, a presión parcial de cada un deles vén dada por:

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

As concentracións serán:

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

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

♦ 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 desprazarase (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 dm^3 ten unha soa cifra significativa, e unha incerteza relativa do ¡100 %! Como as incertezas acumúlanse ao longo do cálculo, a incerteza final sería inadmisíble. 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](#), de Óscar Hermida López.

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

PROBLEMAS.....	1
<i>Con datos do equilibrio.....</i>	1
<i>Coa constante como dato.....</i>	16
CUESTIÓNES.....	22

Índice de probas A.B.A.U.

2017.....	
1. (ord.).....	5
2. (extr.).....	9
2018.....	
1. (ord.).....	11
2. (extr.).....	15
2019.....	
1. (ord.).....	3
2. (extr.).....	10, 22
2020.....	
1. (ord.).....	13, 22
2. (extr.).....	21
2021.....	
1. (ord.).....	19
2. (extr.).....	17
2022.....	
1. (ord.).....	12
2. (extr.).....	7
2023.....	
1. (ord.).....	2
2. (extr.).....	16
2024.....	
1. (ord.).....	1