

Equilibrio químico en fase gas

◊ PROBLEMAS

● Con datos del equilibrio

1. En un reactor de 5 dm³ se introducen 15,3 g de CS₂ y 0,82 g de H₂. Al elevar la temperatura hasta 300 °C se alcanza el siguiente equilibrio: CS₂(g) + 4 H₂(g) ⇌ 2 H₂S(g) + CH₄(g), donde la concentración de metano en equilibrio es de 0,01 mol/dm³.
- a) Calcula las concentraciones molares de las especies CS₂(g), H₂(g) y H₂S(g) en el equilibrio.
 b) Determina el valor de K_c y discute razonadamente qué le sucederá al sistema en equilibrio si añadimos más cantidad de CS₂(g) manteniendo el volumen y la temperatura constantes.
- 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. 23)
- Rta.:** a) [CS₂] = 0,0302; [H₂] = 0,0413; [H₂S] = 0,0200 mol/dm³; b) K_c = 45,3; hacia la derecha.

Datos

Gas: volumen

temperatura

Masa inicial: disulfuro de carbono

hidrógeno

Concentración de metano en el equilibrio

Masa molar: disulfuro de carbono

hidrógeno

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 3

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

$$T = 300 \text{ °C} = 573 \text{ K}$$

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

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

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

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

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

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

Incógnitas

Concentración molar de cada especie en el equilibrio

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

Constante de equilibrio de las concentraciones

$$K_c$$

Otros símbolos

Concentración de una especie X

$$[X]$$

Cantidad de la sustancia X en el equilibrio

$$n_e(X)$$

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

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

Ecuación de estado de los gases ideales

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

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

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

Solución:

a) Las cantidades iniciales de CS₂ y H₂ son:

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

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

Si en el equilibrio hay 0,0100 mol/dm³ de CH₄, la cantidad de este que se formó fue:

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

Se hace una tabla con las cantidades de cada gas y, de la estequiometría de la reacción, se calculan las restantes cantidades en el equilibrio.

		CS ₂	4 H ₂	⇌	2 H ₂ S	CH ₄	
Cantidad inicial	n_0	0,201	0,407		0	0	mol
Cantidad que reacciona	n_r	0,0500	0,200	→	0,100	0,0500	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$0,201 - 0,0500 = 0,151$	$0,407 - 0,200 = 0,207$		0,100	0,0500	mol

Las concentraciones en el 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) La constante de equilibrio en función de las concentraciones es:

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

Según el principio de Lee Chatelier, si añadimos más CS₂ al sistema en equilibrio manteniendo el volumen y la temperatura constantes, el sistema se reajustará para minimizar el efecto de esta perturbación. En este caso, se consumirá más CS₂ y H₂ para formar más H₂S y CH₄ hasta que se alcance un nuevo estado de equilibrio. Por lo tanto, las concentraciones de CS₂ y H₂ disminuirán mientras que las concentraciones de H₂S y CH₄ aumentarán.

2. El cloro gas se puede obtener según la reacción: $4 \text{HCl(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{Cl}_2\text{(g)} + 2 \text{H}_2\text{O(g)}$.

Se introducen 0,90 moles de HCl y 1,2 moles de O₂ en un recipiente cerrado de 10 dm³ en el que previamente se hizo el vacío. Se calienta la mezcla a 390 °C y, cuando se alcanza el equilibrio a esta temperatura, se observa la formación de 0,40 moles de Cl₂.

a) Calcula el valor de la constante K_c .

b) Calcula la presión parcial de cada componente en el equilibrio y a partir de ellas calcula el 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) $p(\text{HCl}) = 0,544$; $p(\text{O}_2) = 5,44 \text{ atm}$; $p(\text{Cl}_2) = p(\text{H}_2\text{O}) = 2,18 \text{ atm}$; $K_p = 47,0$.

Datos

Gas: volumen

temperatura

Cantidad inicial de HCl

Cantidad inicial de O₂

Cantidad en el equilibrio de Cl₂

Incógnitas

Constante del equilibrio K_c

Presiones parciales de cada componente

Constante del equilibrio K_p

Ecuaciones

Ecuación de estado de los gases ideales

Concentración de la sustancia X

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

$$K_c$$

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

$$K_p$$

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

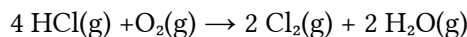
$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

EcuacionesConstantes del 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) De la estequiometría de la reacción:

Reaccionaron 0,800 mol de HCl y 0,200 mol de O₂ y se formó la misma cantidad de H₂O que de Cl₂.

Representamos en un cuadro las cantidades (moles) de cada gas en cada fase:

		4 HCl	O ₂	\rightleftharpoons	2 Cl ₂	2 H ₂ O	
Cantidad inicial	n_0	0,900	1,20		0,0	0,0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	0,800	0,200		0,400	0,400	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	0,900 - 0,800 = 0,100	1,20 - 0,200 = 1,00		0,400	0,400	mol

En el equilibrio habrá:

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

Las concentraciones serán:

$$[\text{HCl}] = \frac{n_e(\text{HCl})}{V} = \frac{0,100 \text{ mol HCl}}{10,0 \text{ dm}^3} = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$$

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

$$[\text{Cl}_2] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{n_e(\text{Cl}_2)}{V} = \frac{0,400 \text{ mol}}{10,0 \text{ dm}^3} = 0,0400 \text{ mol/dm}^3$$

La constante de equilibrio en función de las concentraciones es:

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2]_e^2 [\text{H}_2\text{O}]_e^2}{[\text{HCl}]_e^4 [\text{O}_2]_e} = \frac{0,0400^2 \cdot 0,0400^2}{0,0100^4 \cdot 0,100} = 2,56 \cdot 10^3 \text{ (concentraciones en mol/dm}^3\text{)}$$

b) La presión parcial de cada uno de los gases, supuesto comportamiento ideal, es la que ejercería si se encontrase solo en el recipiente.

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

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

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

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

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

3. En un recipiente de 2,0 L se introducen 2,1 moles de CO₂ y 1,6 moles de H₂ y se calienta a 1800 °C. Una vez alcanzado el siguiente equilibrio: $\text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}$ se analiza la mezcla y se encuentran 0,90 moles de CO₂. Calcula:

- a) La concentración de cada especie en el equilibrio.
 b) El valor de las constantes K_c y 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: volumen

temperatura

Cantidad inicial de CO_2 Cantidad inicial de H_2 Cantidad de CO_2 en el equilibrio**Cifras significativas: 3**

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

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

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

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

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

Incógnitas

Cantidad (moles) de cada componente en el equilibrio

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

Constantes de equilibrio

$$K_c, K_p$$

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

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

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

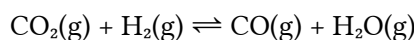
$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

Solución:

a) Si quedan 0,900 mol de los 2,10 mol que había inicialmente, es que reaccionaron:

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

De la estequiometría de la reacción:

Reaccionaron 1,20 mol de H_2 y se formaron los mismos de CO y H_2O .

Representamos en un cuadro las 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 o se forma	n_r	1,20	1,20		1,20	1,20	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	0,90	0,40		1,20	1,20	mol

En el equilibrio habrá:

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

Las concentraciones 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) La expresión de la constante de equilibrio en función de las concentraciones es:

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

La relación entre K_p y K_c para esta reacción es

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

Por lo que

$$K_p = K_c = 4,0$$

4. Considera lo siguiente equilibrio: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COS}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Se introducen 4,4 g de CO_2 en un recipiente de 2 dm³ a 337 °C y una cantidad suficiente de H_2S para que, una vez alcanzado el equilibrio, la presión total sea de 10 atm. Si en la mezcla en equilibrio hay 0,01 moles de agua, calcula:
- Las concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio.
 - Los valores de K_c y K_p a la dicha 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) $[\text{CO}_2] = 0,0450$; $[\text{H}_2\text{S}] = 0,145$; $[\text{COS}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,00500 \text{ mol/dm}^3$; b) $K_c = K_p = 0,00384$.

Datos

Masa inicial de CO_2

Gas: volumen

temperatura

presión

Cantidad de agua en el equilibrio

Constante de los gases ideales

Masa molar del dióxido de carbono

Cifras significativas: 3

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

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

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

$$p_{t0} = 10,0 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^6 \text{ Pa}$$

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

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

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

Incógnitas

Concentraciones de cada una dlas especies en el equilibrio

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

Constantes de equilibrio

$$K_c, K_p$$

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Ecuación de estado de los gases ideales

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

Concentración de la sustancia X

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

Constantes del 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:

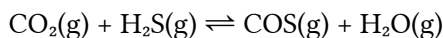
a) La cantidad inicial de CO_2 es:

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

Una vez alcanzado el equilibrio, la cantidad total de gas (supuesto comportamiento ideal) es:

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

De la ecuación química se deduce que la cantidad total de gas no varía con el progreso de la reacción.



Una forma de comprobarlo es suposición que inicialmente hay n_1 mols de $\text{CO}_2(\text{g})$ y n_2 moles de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$. Llamando x a la cantidad de $\text{CO}_2(\text{g})$ que reacciona hasta que se alcanza el equilibrio, se calcula la cantidad final de gas:

		CO_2	H_2S	\rightleftharpoons	COS	H_2O	
Cantidad inicial	n_0	n_1	n_2		0,00	0,00	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	x	x	\rightarrow	x	x	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$n_1 - x$	$n_2 - x$		x	x	mol

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

Se ve que es igual que la que había inicialmente.

Por tanto, la cantidad de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ que había inicialmente era:

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

Se escribe en un cuadro las cantidades (moles) de cada gas en cada fase:

		CO_2	H_2S	\rightleftharpoons	COS	H_2O	
Cantidad inicial	n_0	0,100	0,299		0,00	0,00	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	x	x	\rightarrow	x	x	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e					0,0100	mol

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

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

Las cantidades de todos los gases en el equilibrio son:

$$n_e(\text{CO}_2) = 0,100 [\text{mol iniciales}] - 0,0100 [\text{mol que reaccionan}] = 0,090 \text{ mol CO}_2 \text{ en el equilibrio}$$

$$n_e(\text{H}_2\text{S}) = 0,299 [\text{mol iniciales}] - 0,0100 [\text{mol que reaccionan}] = 0,289 \text{ mol H}_2\text{S en el equilibrio}$$

$$n_e(\text{COS}) = 0,0100 [\text{mol formados}] = 0,0100 \text{ mol COS en el equilibrio}$$

Dividiendo cada una de ellas por el volumen (2 dm^3) del recipiente, se obtiene la concentración de cada especie en el equilibrio.

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

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

$$[\text{COS}]_e = [\text{H}_2\text{O}]_e = \frac{0,0100 \text{ mol}}{2,00 \text{ dm}^3} = 0,00500 \text{ mol/dm}^3$$

b) La expresión de la constante de equilibrio en función de las concentraciones es:

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

Como uno de los factores ($0,090 \text{ mol CO}_2$) tiene solo dos cifras significativas, la constante solo puede tener dos cifras significativas.

La relación entre K_p y K_c para esta reacción es:

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

Por lo que

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

5. Se introducen 0,2 moles de Br_2 en un recipiente de 0,5 L de capacidad a 600°C . Una vez establecido el equilibrio $\text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{Br}(\text{g})$ en estas condiciones, el grado de disociación es 0,8.

a) Calcula K_c y K_p .

b) Determina las presiones parciales ejercidas por cada componente de la mezcla en el 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: volumen

temperatura

Cantidad inicial de Br_2

Grado de disociación

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 3

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

$$T = 600^\circ\text{C} = 873 \text{ K}$$

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

$$\alpha = 0,800$$

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

Incógnitas

Constantes del equilibrio K_c y K_p

$$K_c, K_p$$

Presión parcial ejercida por cada componente

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

Otros símbolos

Cantidad de Br_2 que se ha disociado

$$n_d(\text{Br}_2)$$

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

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

Grado de disociación

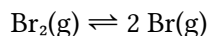
$$\alpha = \frac{n_d}{n_0}$$

Constantes del 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:

La ecuación de disociación química del bromo es:



Se han disociado:

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

Por la estequiometría de la reacción, las cantidades de bromo atómico formado y en equilibrio son:

		Br_2	\rightleftharpoons	2 Br	
Cantidad inicial	n_0	0,200		0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	0,160	\rightarrow	0,320	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$0,200 - 0,160 = 0,040$		0,320	mol

		Br ₂	⇌	2 Br	
Concentración en el equilibrio	[X] _e	0,040 / 0,500 = 0,080		0,640	mol/dm ³

La expresión de la constante de equilibrio en función de las concentraciones es:

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

Si consideramos comportamiento ideal para los gases, podemos escribir:

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{Br})}{p_e(\text{Br}_2)} = \frac{([\text{Br}]_e \cdot R \cdot T)^2}{[\text{Br}_2]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{Br}]_e^2}{[\text{Br}_2]_e} = K_c = \cdot R \cdot T = 5,12 \cdot 0,0820 \cdot 873 = 367 \quad (\text{presiones en atm})$$

b) La presión parcial de cada uno de los gases, supuesto comportamiento ideal, es la que ejercería si se encontrara solo en el recipiente.

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

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

6. b) En un matraz de 1,5 dm³, en el que se hizo el vacío, se introducen 0,08 moles de N₂O₄ y se calienta a 35 °C. Parte del N₂O₄ se disocia según la reacción: N₂O₄(g) ⇌ 2 NO₂(g) y cuando se alcanza el equilibrio la presión total es de 2,27 atm. Calcula el porcentaje 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

Volumen

Cifras significativas: 3

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

Temperatura

$$T = 35 \text{ °C} = 308 \text{ K}$$

Cantidad inicial de tetraóxido de dinitrógeno

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

Presión en el equilibrio

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

Constante de los gases ideales

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

Incógnitas

Porcentaje de N₂O₄ disociado

α

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

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

Ecuación de estado de los gases ideales

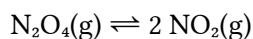
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

Constante de 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) La ecuación química es:



Llamando x a la cantidad de N₂O₄ que se disocia hasta llegar al equilibrio, se puede escribir:

		N_2O_4	\rightleftharpoons	2NO_2	
Cantidad inicial	n_0	0,0800		0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	x	\rightarrow	$2x$	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$0,0800 - x$		$2x$	mol

La cantidad total de gas en el equilibrio será

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

Por otra parte, se puede calcular la cantidad de gas a partir de la presión total

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

Despejando

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

El porcentaje de N_2O_4 disociado es:

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

7. En un reactor de 10 L se introducen 2,5 moles de PCl_5 y se calienta hasta 270°C , produciéndose la siguiente reacción: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Una vez alcanzado el equilibrio se comprueba que la presión en el reactor es de 15,7 atm. Calcula:

a) El número de moles de todas las especies presentes en el equilibrio.

b) El valor de las constantes K_c y K_p a dicha 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

Cantidad inicial de PCl_5

Gas: volumen

temperatura

Presión total en el equilibrio

Constante de los gases ideales

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

Concentraciones de cada especie en el equilibrio

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

Constantes de equilibrio

$$K_c, K_p$$

Otros símbolos

Cantidad de la sustancia X en el equilibrio

$$n_e(X)$$

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

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

Ecuación de estado de los gases ideales

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

Constantes del 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) Suponiendo comportamiento ideal para los gases:

$$n_{\text{et}} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{15,7 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ L}}{0,0820 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 543 \text{ K}} = 3,52 \text{ mol de gases en el equilibrio}$$

La ecuación de disociación es:



Se llama x a la cantidad de PCl_5 disociada. Por la estequiometría de la reacción,

		PCl_5	\rightleftharpoons	PCl_3	Cl_2	
Cantidad inicial	n_0	n_0		0	0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	x	\rightarrow	x	x	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$n_0 - x$		x	x	mol

La cantidad de gas que hay en el equilibrio es: $n_{\text{et}} = n_0 - x + x + x = n_0 + x$

Comparando con el resultado anterior,

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

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

Las cantidades en el equilibrio serán:

$$n_e(\text{PCl}_5) = n_0 - x = 2,50 - 1,02 = 1,48 \text{ mol PCl}_5 \text{ en el equilibrio}$$

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

Y las concentraciones 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) La constante de equilibrio en función de las concentraciones es

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{PCl}_5]_e} = \frac{0,102 \cdot 0,102}{0,148} = 0,0708 \text{ (concentraciones en mol/dm}^3\text{)}$$

La constante de equilibrio en función de las presiones es

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

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

8. En un recipiente cerrado de 5 dm^3 , en el que previamente se hizo el vacío, se introducen 0,4 moles de SO_2Cl_2 y se calienta a 400°C , descomponiéndose según la reacción: $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$.

Cuando se alcanza el equilibrio, se observa que se descompuso el 36,5 % del SO_2Cl_2 inicial. Calcula:

a) Las presiones parciales de cada componente de la mezcla en el equilibrio.

b) El valor de K_c y K_p a dicha temperatura.

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

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

Rta.: a) $p(\text{SO}_2\text{Cl}_2) = 2,81 \text{ atm}$; $p(\text{SO}_2) = p(\text{Cl}_2) = 1,61 \text{ atm}$; b) $K_c = 0,0168$; $K_p = 0,927$.

Datos

Gas: volumen

temperatura

Cantidad inicial de SO_2Cl_2

Grado de disociación

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 3

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

$$T = 400^\circ\text{C} = 673 \text{ K}$$

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

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

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

Incógnitas

Presiones parciales de cada especie en el equilibrio

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

Constantes de equilibrio

$$K_c, K_p$$

Otros símbolos

Concentración de una especie X

$$[X]$$

Cantidad de la sustancia X en el equilibrio

$$n_e(X)$$

Ecuaciones

Ley de Dalton de las presiones parciales

$$p_t = \sum p_i$$

Concentración de la sustancia X

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

Ecuación de estado de los gases ideales

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

Grado de disociación

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

Constantes del 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) La ecuación de disociación es:



Como el grado de disociación es:

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

La cantidad de SO_2Cl_2 disociada será:

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

Con la estequiometría de la reacción, se calculan las cantidades de cada gas en el equilibrio.

		SO_2Cl_2	\rightleftharpoons	SO_2	Cl_2	
Cantidad inicial	n_0	0,400		0	0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	0,146	\rightarrow	0,146	0,146	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$0,400 - 0,146 = 0,254$		0,146	0,146	mol

Las concentraciones serán:

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

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

Suponiendo comportamiento ideal para los gases, las presiones parciales valdrán:

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

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

a) La constante de equilibrio en función de las concentraciones es:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_e} = \frac{0,0292 \cdot 0,0292}{0,0580} = 0,0168 \text{ (concentraciones en mol/dm}^3\text{)}$$

La constante de equilibrio en función de las presiones es

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

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

9. En un recipiente cerrado se introducen 2,0 moles de CH_4 y 1,0 mol de H_2S a la temperatura de 727°C , estableciéndose el siguiente 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 el equilibrio, la presión parcial del H_2 es 0,20 atm y la presión total es de 0,85 atm. Calcula:
- Los moles de cada sustancia en el equilibrio y el volumen del recipiente.
 - El valor de K_c y K_p .

(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

Cantidad inicial de metano

Cantidad inicial de sulfuro de hidrógeno

Presión parcial del hidrógeno en el equilibrio

Presión total en el equilibrio

Incógnitas

Cantidad en el equilibrio de cada sustancia

Volumen del recipiente

Constante del equilibrio K_c Constante del equilibrio K_p **Ecuaciones**

Ecuación de estado de los gases ideales

Concentración de la sustancia X

Constantes del equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$ **Cifras significativas: 3**

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

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

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

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

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

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

$$V$$

$$K_c$$

$$K_p$$

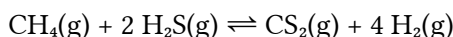
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

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

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

Solución:

a) La ecuación química es:



Llamando x a la cantidad de metano que reaccionó hasta conseguir el equilibrio podemos escribir

		CH_4	$2 \text{H}_2\text{S}$	\rightleftharpoons	CS_2	4H_2	
Cantidad inicial	n_0	2,00	1,00		0,0	0,0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	x	2 x		x	4 x	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$2,00 - x$	$1,00 - 2 x$		x	4 x	mol

En el equilibrio habrá en total:

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

De la presión parcial del hidrógeno podemos deducir:

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

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

De la presión total podemos deducir:

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

$$3,00 + 2x = 0,0104 \cdot V$$

Del sistema de dos ecuaciones con dos incógnitas,

$$\left. \begin{aligned} 4x &= 0,00244 \cdot V \\ 3,00 + 2x &= 0,0104 \cdot V \end{aligned} \right\}$$

deducimos el volumen V del recipiente y la cantidad x de metano que reaccionó hasta conseguir el equilibrio.

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

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

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

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

Las cantidades de las sustancias en el equilibrio son:

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

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

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

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

La constante de equilibrio en función de las concentraciones es:

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

(concentraciones en mol/dm³)

Si consideramos comportamiento ideal para los gases, podemos escribir:

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

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

10. Al calentar HgO(s) en un recipiente cerrado en el que se hizo el vacío, se disocia según la reacción:
 $2 \text{HgO(s)} \rightleftharpoons 2 \text{Hg(g)} + \text{O}_2(\text{g})$. Cuando se alcanza el equilibrio a 380°C , la presión total en el recipiente es de $0,185 \text{ atm}$. Calcula:

- Las presiones parciales de las especies presentes en el equilibrio.
- El valor de las constantes K_c y K_p de la reacción.

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

(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 en el equilibrio

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 3

$$t = 380\text{ }^{\circ}\text{C} = 653\text{ K}$$

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

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

Incógnitas

Presiones parciales de las especies en el equilibrio

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

Constantes de equilibrio

$$K_c, K_p$$

Otros símbolos

Cantidad de la sustancia X en el equilibrio

$$n_e(X)$$

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

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

Ecuación de los gases ideales

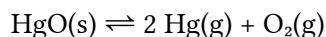
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p_i = [i] \cdot R \cdot T$$

Constantes del 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) La ecuación de disociación es:



		HgO	\rightleftharpoons	Hg	O ₂	
Cantidad inicial	n_0	n_0		0	0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	x	\rightarrow	$2x$	x	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$n_0 - x$		$2x$	x	mol

En el equilibrio a presión total es la suma de las presiones parciales de los gases Hg y O₂. La presión del Hg es el doble que la presión de O₂. Llamando y a la presión del oxígeno, queda:

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

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

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

Y las presiones serán:

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

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

A presión del HgO es nula, pues no es un gas.

b) La constante de equilibrio en función de las presiones es

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

La constante de equilibrio en función de las concentraciones es

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

● Con la constante como dato

1. Para la reacción $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$, el valor de $K_c = 5$ a 530°C . Si reaccionan 2,0 moles de CO(g) con 2,0 moles de $\text{H}_2\text{O(g)}$ en un reactor de 2 dm^3 :

- a) Calcula la concentración molar de cada especie en el equilibrio a dicha temperatura.
b) Determina el valor de K_p y razona cómo se verá afectado el equilibrio si introducimos en el reactor más cantidad de CO(g) sin variar la temperatura ni el volumen.

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. 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

Cantidad inicial de CO

Concentración inicial de H_2O

Volumen

Cifras significativas: 2

$$K_c = 5,0$$

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

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

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

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

Incógnitas

Concentraciones en el equilibrio

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

Constante de equilibrio en función de las presiones

$$K_p$$

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

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

Constantes del 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) Las concentraciones iniciales son:

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

Llamando x a las concentraciones en mol/dm^3 de CO que reaccionan se puede escribir:

		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 o se forma	$[\text{X}]_r$	x	x	\rightarrow	x	x	mol/dm^3
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_{eb}$	$1,0 - x$	$1,0 - x$		x	x	mol/dm^3

La expresión de la constante de equilibrio en función de las concentraciones es:

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

Resolviendo la ecuación de segundo grado da dos soluciones.

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

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

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

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

Una de ellas ($-1,8$) no es válida, ya que supondría la existencia de concentraciones negativas en el equilibrio. La otra solución es $x = 0,69\text{ mol/dm}^3$.

Las concentraciones en el 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) La constante de equilibrio en función de las presiones será:

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

La constante de equilibrio sólo depende de la temperatura. No varía aunque cambien las cantidades de reactivos o productos, o disminuya el volumen.

Si se aumenta la cantidad de monóxido de carbono, para que K_c permanezca constante, o bien deberá aumentar el numerador $n_e(\text{CO}_2)$ y $n_e(\text{H}_2)$, o disminuir la cantidad de agua en el denominador $n_e(\text{H}_2\text{O})$. El equilibrio se desplazará (hacia la derecha) hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio en el que habrá más CO_2 y H_2 y menos H_2O .

2. En un recipiente de 10 litros se introducen 2 moles de N_2O_4 gaseoso a 50°C produciéndose el siguiente equilibrio de disociación: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$. Si la constante K_p a dicha temperatura es de 1,06. Calcula:

- Las concentraciones de los dos gases tras alcanzar el equilibrio y el porcentaje de disociación del N_2O_4 .
- Las presiones parciales de cada gas y la presión total en el equilibrio.

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

Datos

Gas: volumen

temperatura

Cantidad inicial de tetraóxido de dinitrógeno

Constante de equilibrio (en función de las presiones en atm)

Constante de los gases ideales

Incógnitas

Concentraciones de los dos gases en el equilibrio

Presión parcial de cada gas y presión total en el equilibrio

Ecuaciones

Ley de Dalton de las presiones parciales

Concentración de la sustancia X

Grado de disociación

Ecuación de estado de los gases ideales

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

Cifras significativas: 3

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

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

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

$$K_c = 1,06$$

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

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

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

$$p_t = \sum p_i$$

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

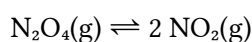
$$\alpha = \frac{n_d}{n_0}$$

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

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

Solución:

b) La ecuación química es:



La ecuación de la constante de equilibrio en función de las presiones (en atm) es:

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

Suponiendo comportamiento ideal para los gases, la presión viene dada por:

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

La presión inicial del tetraóxido de dinitrógeno es:

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

Se llama x a la presión de tetraóxido de dinitrógeno que se transforma en dióxido de nitrógeno. Por la estequiometría de la reacción,

		N_2O_4	\rightleftharpoons	2NO_2	
Presión inicial	p_0	5,30		0	atm
Presión que reacciona o se forma	p_r	x		$2x$	atm
Presión en el equilibrio	p_e	$5,30 - x$		$2x$	atm

Sustituyendo en la ecuación de la constante obtenemos:

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

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

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

Las presiones parciales serían:

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

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

Y la presión total se obtiene por la ley de Dalton:

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

a) La concentración se obtiene de la ecuación de los gases ideales:

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

$$[\text{NO}_2]_e = \frac{2,12 \text{ atm}}{0,082 \cdot \text{atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 323 \text{ K}} = 0,0800 \text{ mol/dm}^3$$

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

El grado de disociación es:

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

3. Considera el siguiente equilibrio que tiene lugar a 150°C : $\text{I}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{IBr}(\text{g})$, con una $K_c = 120$. En un recipiente de $5,0 \text{ dm}^3$ de capacidad se introducen $0,0015$ moles de yodo y $0,0015$ moles de bromo. Calcula:

a) La concentración de cada especie cuando se alcanza el equilibrio.

b) Las presiones parciales y la constante K_p .

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

Rta.: a) $[I_2] = [Br_2] = 4,63 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$; $[IBr] = 5,07 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$;

b) $p(I_2) = p(Br_2) = 163 \text{ Pa} = 0,00161 \text{ atm}$; $p(IBr) = 1,79 \cdot 10^3 \text{ Pa} = 0,0176 \text{ atm}$; $K_p = 120$.

Datos

Gas: volumen

temperatura

Cantidad inicial de yodo

Cantidad inicial de bromo

Constante de equilibrio (en función de las concentraciones) $K_c = 120$

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 3

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

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

$n_0(I_2) = 0,00150 \text{ mol } I_2$

$n_0(Br_2) = 0,00150 \text{ mol } Br_2$

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

Incógnitas

Concentración de cada especie en el equilibrio

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

Presión parcial de cada gas en el equilibrio

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

Constante de equilibrio en función de las presiones

K_p

Ecuaciones

Ley de Dalton de las presiones parciales

$p_t = \sum p_i$

Concentración de la sustancia X

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

Ecuación de estado de los gases ideales

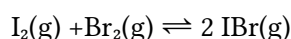
$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Constantes del 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) La ecuación química es:



Se llama x a la cantidad de yodo que se transforma en bromuro de yodo. Por la estequiometría de la reacción,

		I_2	Br_2	\rightleftharpoons	$2 IBr$	
Cantidad inicial	n_0	0,00150	0,00150		0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	x	x		$2x$	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$0,00150 - x$	$0,00150 - x$		$2x$	mol

La ecuación de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[IBr]_e^2}{[I_2]_e \cdot [Br_2]_e}$$

La concentración en $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ se obtiene dividiendo la cantidad entre el volumen (en dm^3):

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

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

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

Las cantidades en el equilibrio serán:

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

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

Las concentraciones serían:

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

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

b) Suponiendo comportamiento ideal para los gases, la presión parcial de cada uno de ellos viene dada por:

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

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

$$p(\text{IBr}) = 1,79 \cdot 10^3 \text{ Pa} \cdot \frac{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}{8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot \frac{\text{J}}{\text{Pa} \cdot \text{m}^3} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ dm}^3} = 0,0176 \text{ atm}$$

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

$$p(\text{Br}_2) = p(\text{I}_2) = 160 \text{ Pa} \cdot \frac{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}{8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot \frac{\text{J}}{\text{Pa} \cdot \text{m}^3} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ dm}^3} = 0,0016 \text{ atm}$$

La constante de equilibrio en función de las presiones 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. Se introduce fosgeno (COCl_2) en un recipiente vacío de 2 dm^3 de volumen a una presión de $0,82 \text{ atm}$ y una temperatura de 227°C , produciéndose su descomposición segundo el equilibrio:

$\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Sabiendo que en estas condiciones el valor de K_p es $0,189$; calcula:

a) La concentración de todas las especies presentes en el equilibrio.

b) La presión parcial de cada una de las especies presentes en el equilibrio.

(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: volumen

temperatura

Presión inicial de fosgeno

Constante de equilibrio (en función de las presiones en atm)

Constante de los gases ideales

Incógnitas

Concentración de cada una de las especies en el equilibrio

Cifras significativas: 3

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

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

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

$$K_p = 0,189$$

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

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

Incógnitas

Presión parcial de cada una de las especies en el equilibrio

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

Ecuaciones

Ley de Dalton de las presiones parciales

$$p_t = \sum p_i$$

Concentración de la sustancia X

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

Ecuación de estado de los gases ideales

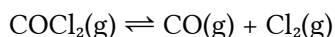
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Constante de presiones del equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

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

Solución:

a) La ecuación química es:

Si se llama x a la presión parcial del fosgeno que se disocia

		COCl_2	\rightleftharpoons	CO	Cl_2	
Presión inicial	p_0	0,820		0	0	atm
Presión que reacciona o se forma	p_r	x	\rightarrow	x	x	atm
Presión en el equilibrio	p_e	$0,820 - x$		x	x	atm

La ecuación de la constante de equilibrio en función de las presiones es:

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

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

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

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

Se calculan primero las presiones parciales en el 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) Suponiendo comportamiento ideal para los gases, la presión parcial de cada uno de ellos viene dada por:

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

Las concentraciones serán:

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

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

◇ CUESTIONES

1. Para la 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 razonadamente cómo se desplazará el equilibrio si se añade $\text{H}_2(\text{g})$.

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

Solución:

La constante de equilibrio en función de las concentraciones puede escribirse así:

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

La constante de equilibrio solo depende de la temperatura. No varía aunque cambien las cantidades de reactivos o productos, o disminuya el volumen.

a) Si se añade hidrógeno, para que K_c permanezca constante, o bien deberá aumentar el numerador $n_e(\text{NH}_3)$, o disminuir la cantidad de nitrógeno en el denominador $n_e(\text{N}_2)$. El equilibrio se desplazará (hacia la derecha) hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio en el que habrá más NH_3 y menos N_2 .

2. a) Dada la reacción: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$, $\Delta H^\circ < 0$, razona cómo influye sobre el equilibrio un aumento de la temperatura.

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

Solución:

a) La constante de equilibrio varía con la temperatura segundo la 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 una reacción exotérmica ($\Delta H^\circ < 0$), si $T_2 > T_1$:

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

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

$$K_2 < K_1$$

La constante disminuye al aumentar la temperatura.

ACLARACIONES

Los datos de los enunciados de los problemas no suelen tener un número adecuado de cifras significativas. Por eso he supuesto que los datos tienen un número de cifras significativas razonables, casi siempre tres cifras significativas. Menos cifras darían resultados, en ciertos casos, con amplio margen de incertidumbre.

Así que cuando tomo un dato como $V = 1 \text{ dm}^3$ y lo reescribo como:

Cifras significativas: 3

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

lo que quiero indicar es que supongo que el dato original tiene tres cifras significativas (no que las tenga en realidad) para poder realizar los cálculos con un margen de incertidumbre más pequeño que el que tendría si lo tomara tal como lo dan. (1 dm^3 tiene una sola cifra significativa, y una incertidumbre relativa del ¡100 %! Como las incertidumbres se acumulan a lo largo del cálculo, la incertidumbre final sería inadmisiblemente. Entonces, ¿para qué realizar los cálculos? Con una estimación sería suficiente).

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad](#) (A.B.A.U. y P.A.U.) en Galicia.

[Respuestas](#) y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) de [LibreOffice](#) u [OpenOffice](#) del mismo autor.

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM)

Se consultó el chat de BING y se usaron algunas respuestas en las cuestiones.

Actualizado: 17/08/23



Sumario

EQUILIBRIO QUÍMICO EN FASE GAS

PROBLEMAS.....	1
<i>Con datos del equilibrio.....</i>	<i>1</i>
<i>Con la constante como dato.....</i>	<i>15</i>
CUESTIONES.....	21

Índice de pruebas A.B.A.U.

2017.....	
1. (ord.).....	4
2. (extr.).....	7
2018.....	
1. (ord.).....	9
2. (extr.).....	13
2019.....	
1. (ord.).....	2
2. (extr.).....	8, 21
2020.....	
1. (ord.).....	12, 21
2. (extr.).....	19
2021.....	
1. (ord.).....	18
2. (extr.).....	16
2022.....	
1. (ord.).....	10
2. (extr.).....	5
2023.....	
1. (ord.).....	1
2. (extr.).....	15