

Cuestiones

y

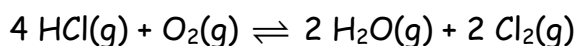
Problemas

EQUILIBRIO QUÍMICO

AUTOR: TOMÁS MATA GARCÍA

PROBLEMAS

1. En un recipiente de 4 litros, a una cierta temperatura, se introducen las cantidades de HCl, O₂ y Cl₂ indicadas en la tabla, estableciéndose el siguiente equilibrio:



	HCl	O ₂	H ₂ O	Cl ₂
Moles iniciales	0'16	0'08	0	0'02
Moles en equilibrio	0'06			

Calcule:

- a) Los datos necesarios para completar la tabla.
- b) El valor de K_c a esa temperatura.

Solución:

a) moles de HCl que han reaccionado: $0,16 - 0,06 = 0,1$ moles

$$\text{moles de O}_2 \text{ que han reaccionado: } 0,1 \text{ moles HCl} \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{4 \text{ moles HCl}} = 0,025 \text{ moles O}_2$$

$$\text{moles de O}_2 \text{ en el equilibrio: } 0,08 \text{ moles} - 0,025 \text{ moles} = 0,055 \text{ moles}$$

$$\text{moles de H}_2\text{O formados: } 0,1 \text{ moles HCl} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{4 \text{ moles HCl}} = 0,05 \text{ moles H}_2\text{O}$$

$$\text{moles de Cl}_2 \text{ formados: } 0,1 \text{ moles HCl} \times \frac{2 \text{ mol Cl}_2}{4 \text{ moles HCl}} = 0,05 \text{ moles Cl}_2$$

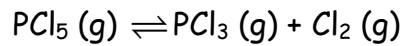
Por lo tanto la tabla quedaría así:

	HCl	O ₂	H ₂ O	Cl ₂
Moles iniciales	0,16	0,08	0	0,02
Moles en el equilibrio	0,06	0,055	0,05	0,07

b)

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 \times [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 \times [\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{0,05}{4}\right)^2 \times \left(\frac{0,07}{4}\right)^2}{\left(\frac{0,06}{4}\right)^4 \times \left(\frac{0,055}{4}\right)} = 69$$

2. A 523 K las concentraciones de PCl_5 , PCl_3 y Cl_2 en equilibrio para la reacción:



son 0,809 M, 0,190 M y 0,190 M, respectivamente. Calcule a esa temperatura:

a) Las presiones parciales de las tres especies en el equilibrio.

b) La constante K_p de la reacción.

Dato: $R=0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Solución:

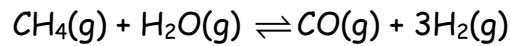
$$\text{a) } P_{\text{PCl}_5} = [\text{PCl}_5]RT = 0,809 \text{ moles L}^{-1} \times 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 523 \text{ K} = 34,7 \text{ atm}$$

$$P_{\text{PCl}_3} = [\text{PCl}_3]RT = 0,190 \text{ moles L}^{-1} \times 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 523 \text{ K} = 8,15 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Cl}_2} = [\text{Cl}_2]RT = 0,190 \text{ moles L}^{-1} \times 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 523 \text{ K} = 8,15 \text{ atm}$$

$$\text{b) } K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} \times P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}} = \frac{8,15 \text{ atm} \times 8,15 \text{ atm}}{34,7 \text{ atm}} = 1,91$$

3. En un recipiente de 1 L y a una temperatura de 800°C, se alcanza el siguiente equilibrio:



Calcule:

a) Los datos que faltan en la tabla.

	CH ₄	H ₂ O	CO	H ₂
Moles Iniciales	2,0	0,5		0,73
Variación en el n° de moles al alcanzar el equilibrio		-0,4		
N° de moles en el equilibrio			0,4	

b) La constante de equilibrio K_p.

Dato: R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹

Solución:

a) moles formados de H₂ = 0,4 moles CO × $\frac{3 \text{ moles H}_2}{1 \text{ mol CO}}$ = 1,2 moles H₂

moles de H₂ en el equilibrio = 0,73 + 1,2 = 1,93 moles de H₂

	CH ₄	H ₂ O	CO	H ₂
Moles Iniciales	2,0	0,5	-	0,73
Variación en el n° de moles al alcanzar el equilibrio	-0,4	-0,4	0,4	1,2
N° de moles en el equilibrio	1,6	0,1	0,4	1,93

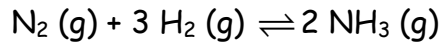
b)

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \times [\text{H}_2]^3}{[\text{CH}_4] \times [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{\frac{0,4 \text{ moles}}{1 \text{ Lit}} \times \left(\frac{1,93 \text{ moles}}{1 \text{ Lit}} \right)^3}{\frac{1,6 \text{ moles}}{1 \text{ Lit}} \times \frac{0,1 \text{ moles}}{1 \text{ Lit}}} = 18$$

$$\Delta n = (3+1) - (1+1) = 2$$

$$K_p = K_c \cdot (\text{R} \cdot \text{T})^{\Delta n} = 18 \cdot (0,082 \cdot 1073)^2 = 1,4 \cdot 10^5$$

4. En un matraz de un litro de capacidad se introducen 0,387 moles de nitrógeno y 0,642 moles de hidrógeno, se calienta a 800 K y se establece el equilibrio:



Encontrándose que se han formado 0,06 moles de amoniaco. Calcule:

a) La composición de la mezcla gaseosa en equilibrio.

b) K_c y K_p a la citada temperatura.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Solución:

$$\text{a) } 0,06 \text{ moles NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ moles NH}_3} = 0,03 \text{ moles N}_2 ;$$

$$0,06 \text{ moles NH}_3 \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ moles NH}_3} = 0,09 \text{ moles H}_2$$

	N ₂	H ₂	NH ₃
Moles Iniciales	0,387	0,642	-
Moles que reaccionan	0,03	0,09	-
Moles formados	-	-	0,06
Moles en el equilibrio	0,387-0,03 = 0,357	0,642-0,09= 0,552	0,06
[] en el equilibrio	0,357/1 = 0,357	0,552/1 = 0,552	0,06/1=0,06

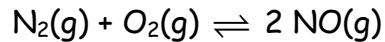
b)

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3} = \frac{(0,06)^2}{0,357 \times (0,552)^3} = 0,06$$

$$\Delta n = 2 - (3 + 1) = - 2$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 0,06 \cdot (0,082 \cdot 800)^{-2} = 1,39 \cdot 10^{-5}$$

5. En un recipiente de 5 litros se introducen 1,84 moles de nitrógeno y 1,02 moles de oxígeno. Se calienta el recipiente hasta 2000 °C estableciéndose el equilibrio:



En estas condiciones reacciona el 3% del nitrógeno existente. Calcule:

a) El valor de K_c a dicha temperatura.

b) La presión total en el recipiente, una vez alcanzado el equilibrio.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Solución:

a)

	N_2	O_2	NO
Moles Iniciales	1,84	1,02	-
Moles que reaccionan	$1,84 \times 3/100 = 0,0552$	0,0552	-
Moles formados	-	-	$2 \times 0,0552 = 0,11$
Moles en el equilibrio	$1,84 - 0,0552 = 1,785$	$1,02 - 0,0552 = 0,965$	0,11
[] en el equilibrio	$1,785/5 = 0,357$	$0,965/5 = 0,193$	$0,11/5 = 0,022$

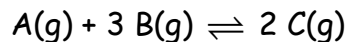
$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \times [\text{O}_2]} = \frac{(0,022)^2}{0,357 \times 0,193} = 0,007$$

b)

Nº total de moles en el equilibrio: $1,785 + 0,965 + 0,11 = 2,86$ moles.

$$P_t = \frac{n_t \times R \times T}{V} = \frac{2,86 \text{ moles} \times 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \times (2000 + 273)^\circ \text{K}}{5 \text{ Litros}} = 106,6 \text{ atm}$$

6. En un recipiente de 10 litros de capacidad se introducen 2 moles del compuesto A y 1 mol del compuesto B. Se calienta a 300 °C y se establece el siguiente equilibrio:



Cuando se alcanza el equilibrio, el número de moles de B es igual al de C. Calcule:

a) El número de moles de cada componente en el equilibrio.

b) El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Solución:

a)

	A	B	C
Moles Iniciales	2	1	-
Moles que reaccionan	x	3x	-
Moles formados	-	-	2x
Moles en el equilibrio	2 - x	1 - 3x	2x
[] en el equilibrio	(2 - x)/10	(1 - 3x)/10	2x/10

En el equilibrio: *moles de B = moles de C*

$$1 - 3x = 2x$$

$$5x = 1$$

$$x = 1/5 = 0,2 \text{ moles}$$

	A	B	C
Moles Iniciales	2	1	-
Moles que reaccionan	0,2	3·0,2 = 0,6	-
Moles formados	-	-	2·0,2 = 0,4
Moles en el equilibrio	2 - 0,2 = 1,8	1 - 0,6 = 0,4	2·0,2 = 0,4
[] en el equilibrio	1,8/10 = 0,18	0,4/10 = 0,04	0,4/10 = 0,04

Moles en el equilibrio: A = 1,8 moles ; B = 0,4 moles ; C = 0,4 moles

b)

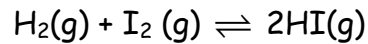
$$K_c = \frac{[C]^2}{[A] \times [B]^3} = \frac{(0,04)^2}{0,18 \times (0,04)^3} = 138,9$$

$$\Delta n = 2 - (3 + 1) = -2$$

$$K_p = K_c \times (R \cdot T)^{\Delta n} = 138,9 \times (0,082 \cdot 573)^{-2} = 0,063$$

7. Se introduce una mezcla de 0,5 moles de H_2 y 0,5 moles de I_2 en un recipiente de 1 litro y se calienta a la temperatura de $430^\circ C$. Calcule:

a) Las concentraciones de H_2 , I_2 y HI en el equilibrio, sabiendo que, a esa temperatura, la constante de equilibrio K_c es 54,3 para la reacción:



b) El valor de la constante K_p a la misma temperatura.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Solución:

a)

	H_2	I_2	HI
Moles Iniciales	0,5	0,5	-
Moles que reaccionan	x	x	-
Moles formados	-	-	2x
Moles en el equilibrio	0,5 - x	0,5 - x	2x
[] en el equilibrio	(0,5 - x)/1	(0,5 - x)/1	2x/1

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \times [I_2]} = \frac{(2x)^2}{(0,5 - x) \times (0,5 - x)} = 54,3$$

$$\frac{4x^2}{(0,5 - x)^2} = 54,3 \Rightarrow 4x^2 = 54,3 \cdot (0,5 - x)^2 \Rightarrow$$

$$4x^2 = 54,3 \cdot (0,25 + x^2 - x) = 13,575 + 54,3x^2 - 54,3x$$

$$50,3x^2 - 54,3x + 13,575 = 0$$

$$x_1 = 0,39 \text{ moles}$$

$$x_2 = 0,69 \text{ moles}$$

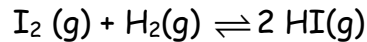
De las dos soluciones obtenidas se elimina el valor 0,69 moles ya que partimos de 0,5 moles y no pueden reaccionar 0,69 moles.

Concentraciones en el equilibrio:

$$[H_2] = [I_2] = (0,5 - 0,39)/1 = 0,11 \text{ moles/L} ; [HI] = 2x/1 = 0,39 \cdot 2 = 0,78 \text{ moles/L}$$

b) Como en la reacción $\Delta n = 2 - (1 + 1) = 0$ y $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = K_c = 54,3$

8. En una vasija que tiene una capacidad de 3 litros se hace el vacío y se introducen 0,5 gramos de H_2 y 30 gramos de I_2 . Se eleva la temperatura a $500^\circ C$, estableciéndose el siguiente equilibrio:



para el que K_c vale 50. Calcule:

- Moles de HI que se han formado.
 - Moles de I_2 presentes en el equilibrio.
- Masas atómicas: H=1; I=127.

Solución:

$$a) \text{ moles iniciales de } H_2 = 0,5 \text{ gramos } H_2 \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ gramos } H_2} = 0,25 \text{ moles } H_2$$

$$\text{ moles iniciales de } I_2 = 30 \text{ gramos } I_2 \times \frac{1 \text{ mol } I_2}{254 \text{ gramos } I_2} = 0,118 \text{ moles } I_2$$

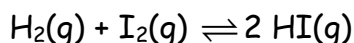
	H_2	I_2	HI
Moles Iniciales	0,25	0,118	-
Moles que reaccionan	x	x	-
Moles formados	-	-	2x
Moles en el equilibrio	0,25 - x	0,118 - x	2x
[] en el equilibrio	(0,25 - x)/3	(0,118 - x)/3	2x/3

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \times [I_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{3}\right)^2}{\left(\frac{0,25-x}{3}\right)\left(\frac{0,118-x}{3}\right)} = 50$$

Las soluciones de la ecuación de 2º grado son $x_1 = 0,29$ y $x_2 = 0,11$. La primera solución no tiene sentido, pues no pueden reaccionar más moles de los que hay inicialmente. Por tanto moles de HI formados = $2x = 2 \cdot 0,11 = 0,22$ moles

b) Moles de I_2 en el equilibrio = $0,118 - x = 0,118 - 0,11 = 0,008$ moles de I_2

9. En un recipiente de 10 L se hacen reaccionar, a 450 °C, 0,75 moles de H₂ y 0,75 moles de I₂, según la ecuación:



Sabiendo que a esa temperatura $K_c = 50$, calcule en el equilibrio:

- a) El número de moles de H₂, I₂ y de HI.
 b) La presión total en el recipiente y el valor de K_p .

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Solución:

a)

	H ₂	I ₂	HI
Moles Iniciales	0,75	0,75	-
Moles que reaccionan	x	x	-
Moles formados	-	-	2x
Moles en el equilibrio	0,75 - x	0,75 - x	2x
[] en el equilibrio	(0,75 - x)/10	(0,75 - x)/10	2x/10

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \times [\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{10}\right)^2}{\left(\frac{0,75-x}{10}\right)\left(\frac{0,75-x}{10}\right)} = 50$$

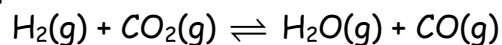
Las soluciones de la ecuación de 2º grado son $x_1 = 1,05$ y $x_2 = 0,58$. La primera solución no tiene sentido, pues no pueden reaccionar más moles de los que hay inicialmente. Por tanto moles de HI en el equilibrio = $2x = 2 \cdot 0,58 = 1,16$ moles; moles de H₂ y de I₂ en el equilibrio = $0,75 - x = 0,75 - 0,58 = 0,17$ moles.

b) n° total de moles en el equilibrio = $0,75 - x + 0,75 - x + 2x = 1,5$ moles

$$P_t = \frac{n_t \times R \times T}{V} = \frac{1,5 \text{ moles} \times 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \times (450 + 273)^\circ \text{K}}{10 \text{ Litros}} = 8,9 \text{ atm}$$

Como en la reacción $\Delta n = 2 - (1 + 1) = 0$ y $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = K_c = 50$

10. En un recipiente de 1L, a 2000 K, se introducen $6,1 \times 10^{-3}$ moles de CO_2 y una cierta cantidad de H_2 , produciéndose la reacción:



Si cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 6 atm, calcule:

a) Los moles iniciales de H_2 .

b) Los moles en el equilibrio de todas las especies químicas presentes.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $K_c = 4,4$

Solución:

a)

	H_2	CO_2	H_2O	CO
Moles Iniciales	n	$6,1 \times 10^{-3}$	-	-
Moles que reaccionan	x	x	-	-
Moles formados	-	-	x	x
Moles en el equilibrio	n - x	$6,1 \times 10^{-3} - x$	x	x

$$N^\circ \text{ total de moles en el equilibrio} = n - x + 6,1 \times 10^{-3} - x + x + x = n + 6,1 \times 10^{-3}$$

$$P_t = \frac{n_t \times R \times T}{V} = 6 \text{ atm} = \frac{(n + 6,1 \cdot 10^{-3}) \text{ moles} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times (2000)^\circ \text{K}}{1 \text{ Litro}} \Rightarrow$$

$$n = 0,03 \text{ moles de } \text{H}_2$$

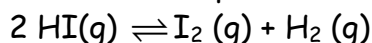
b)

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \times [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \times [\text{H}_2]} = \frac{\left(\frac{x \text{ moles}}{1 \text{ Lit}}\right) \times \left(\frac{x \text{ moles}}{1 \text{ Lit}}\right)}{\frac{(6,1 \cdot 10^{-3} - x) \text{ moles}}{1 \text{ Lit}} \times \frac{(0,03 - x) \text{ moles}}{1 \text{ Lit}}} = 4,4$$

Resolviendo la ecuación : $3,4 x^2 - 0,1588 x + 8,052 \cdot 10^{-4} = 0$; el único valor válido de x es: $5,8 \cdot 10^{-3}$ moles.

	H_2	CO_2	H_2O	CO
Moles en el equilibrio	$0,03 - x$	$6,1 \times 10^{-3} - x$	x	x
Moles en el equilibrio	0,0242	0,0003	$5,8 \cdot 10^{-3}$	$5,8 \cdot 10^{-3}$

11. En un matraz de un litro, a $440\text{ }^{\circ}\text{C}$, se introducen 0,03 moles de yoduro de hidrógeno y se cierra, estableciéndose el equilibrio:



En estas condiciones la fracción molar del HI en la mezcla es 0,80. Calcule:

a) Las concentraciones de cada gas y K_c

b) La presión parcial de cada gas y K_p

Datos: Masas atómicas: H = 1; I = 127.

Solución:

a)

	HI	H ₂	I ₂
Moles Iniciales	0,03	-	-
Moles que reaccionan	x	-	-
Moles formados	-	x/2	x/2
Moles en el equilibrio	0,03 - x	x/2	x/2
[] en el equilibrio	(0,03 - x)/1	(x/2)/1	(x/2)/1

$$N^{\circ} \text{ total de moles en el equilibrio} = 0,03 - x + x/2 + x/2 = 0,03$$

$$X_{\text{HI}} = 0,80 = \frac{n^{\circ} \text{ moles HI}}{n^{\circ} \text{ total Moles}} = \frac{0,03 - x}{0,03} \Rightarrow x = 0,006 \text{ moles}$$

	HI	H ₂	I ₂
[] en el equilibrio (mol/L)	(0,03 - x)/1	(x/2)/1	(x/2)/1
[] en el equilibrio (mol/L)	0,03 - 0,006 = 0,024	0,006/2 = 0,003	0,006/2 = 0,003

$$K_c = \frac{[\text{H}_2] \times [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{(0,003)(0,003)}{(0,024)^2} = 0,0156$$

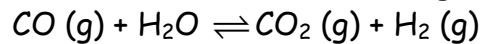
b)

$$P_{\text{HI}} = \frac{n_{\text{HI}} \times R \times T}{V} = \frac{0,024 \text{ moles} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times (440 + 273)^{\circ} \text{K}}{1 \text{ Litro}} = 1,4 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{I}_2} = \frac{n_{\text{H}_2} \times R \times T}{V} = \frac{0,003 \text{ moles} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times (440 + 273)^{\circ} \text{K}}{1 \text{ Litro}} = 0,18 \text{ atm}$$

Como en la reacción $\Delta n = (1 + 1) - 2 = 0$ y $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = K_c = 0,0156$

12. Se añade un número igual de moles de CO y H₂O a un recipiente cerrado de 5 Litros que se encuentra a 327 °C, estableciéndose el siguiente equilibrio:



Una vez alcanzado éste, se encuentra que la concentración de CO₂ es 4,6 M y el valor de K_c es 302.

a) ¿Cuáles son las concentraciones de CO, H₂ y H₂O en el equilibrio?

b) Calcule la presión total del sistema en el equilibrio.

Dato: R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹

Solución:

a)

	H ₂ O	CO	CO ₂	H ₂
Moles Iniciales	n	n	-	-
Moles que reaccionan	x	x	-	-
Moles formados	-	-	x	x
Moles en el equilibrio	n - x	n - x	x	x
[] en el equilibrio	(n - x)/5	(n - x)/5	x/5	x/5

$$[\text{CO}_2] = \frac{x}{5} = 4,6 \text{ moles / L} \Rightarrow x = 23 \text{ moles}$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2] \times [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \times [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{\left(\frac{23 \text{ moles}}{5 \text{ Lit}}\right) \times \left(\frac{23 \text{ moles}}{5 \text{ Lit}}\right)}{\frac{(n-23) \text{ moles}}{5 \text{ Lit}} \times \frac{(n-23) \text{ moles}}{5 \text{ Lit}}} = 302$$

$$\frac{23^2}{(n-23)^2} = 302 \Rightarrow \frac{23}{n-23} = \sqrt{302} \Rightarrow n = 24,3 \text{ moles}$$

	H ₂ O	CO	CO ₂	H ₂
[] en el equilibrio (mol/L)	(n - x)/5	(n - x)/5	x/5	x/5
[] en el equilibrio (mol/L)	(24,3 - 23)/5	(24,3 - 23)/5	23/5	23/5
[] en el equilibrio (mol/L)	0,26	0,26	4,6	4,6

b) N° total de moles en el equilibrio: n - x + n - x + x + x = 2n = 2 · 24,3 = 48,6 moles

$$P_t = \frac{n_t \times R \times T}{V} = \frac{48,6 \text{ moles} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times (327 + 273)^\circ \text{K}}{5 \text{ Litros}} = 478,2 \text{ atm}$$

13. Para la reacción:



El valor de K_c a 360°C es 0,58.

En un recipiente de 25 litros se introducen 2 moles de Cl_2 , 1,5 moles PCl_3 y 0,15 moles de PCl_5 .

a) Calcule las concentraciones de todas las especies en equilibrio.

b) Calcule las presiones parciales de cada una de las especies en equilibrio.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Solución:

a) Como el Cociente de Reacción vale 0,8 y es mayor que K_c , la reacción no está en equilibrio y se desplazará hacia la izquierda.

$$Q = \frac{[\text{PCl}_3] \times [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\frac{1,5 \text{ moles}}{25 \text{ Litros}} \times \frac{2 \text{ moles}}{25 \text{ Litros}}}{\frac{0,15 \text{ moles}}{25 \text{ Litros}}} = 0,8$$

	PCl_5	PCl_3	Cl_2
Moles Iniciales	0,15	1,5	2
Moles que reaccionan	-	x	x
Moles formados	x	-	-
Moles en el equilibrio	0,15 + x	1,5 - x	2 - x
[] en el equilibrio	(0,15 + x)/25	(1,5 - x)/25	(2 - x)/25

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \times [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\frac{(1,5 - x) \text{ moles}}{25 \text{ Litros}} \times \frac{(2 - x) \text{ moles}}{25 \text{ Litros}}}{\frac{(0,15 + x) \text{ moles}}{25 \text{ Litros}}} = 0,58$$

Resolviendo la ecuación: $x^2 - 18x + 0,825 = 0$ se obtiene un valor de x válido igual a 0,046 moles.

$$[\text{PCl}_5] = \frac{(0,15 + 0,046) \text{ moles}}{25 \text{ Litros}} = 7,8 \times 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{PCl}_3] = \frac{(2 - 0,046) \text{ moles}}{25 \text{ Litros}} = 0,078 \text{ M}$$

$$[\text{Cl}_2] = \frac{(1,5 - 0,046) \text{ moles}}{25 \text{ Litros}} = 0,058 \text{ M}$$

$$b) \quad n_{PCl_5} = 0,15 + x = 0,15 + 0,046 = 0,196 \text{ moles}$$

$$P_{PCl_5} = \frac{n_{PCl_5} \times R \times T}{V} = \frac{0,196 \times 0,082 \times (360 + 273)}{25} = 0,41 \text{ atm}$$

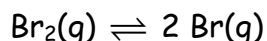
$$n_{PCl_3} = 2 - x = 2 - 0,046 = 1,954 \text{ moles}$$

$$P_{PCl_3} = \frac{n_{PCl_3} \times R \times T}{V} = \frac{1,954 \times 0,082 \times (360 + 273)}{25} = 4,1 \text{ atm}$$

$$n_{Cl_2} = 1,5 - x = 1,5 - 0,046 = 1,454 \text{ moles}$$

$$P_{Cl_2} = \frac{n_{Cl_2} \times R \times T}{V} = \frac{1,454 \times 0,082 \times (360 + 273)}{25} = 3 \text{ atm}$$

14. A 1200 °C el valor de la constante K_c es $1,04 \cdot 10^{-3}$ para el equilibrio:



Si la concentración inicial de bromo molecular es 1 M, calcule:

- El tanto por ciento de Br_2 que se encuentra disociado.
- La concentración de bromo atómico en el equilibrio.

Solución:

a)

	Br_2	Br
Moles Iniciales	1	-
Moles que reaccionan	α	-
Moles formados	-	2α
Moles en el equilibrio	$1-\alpha$	2α
Para "n" moles	$n(1-\alpha)$	$2n\alpha$
[] en el equilibrio	$n(1-\alpha)/V$	$2n\alpha/V$

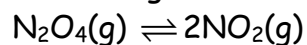
$$[\text{Br}_2]_{\text{inicial}} = n/V = 1 \text{ M} \Rightarrow [\text{Br}_2]_{\text{equilibrio}} = n(1-\alpha)/V = 1-\alpha ; [\text{Br}]_{\text{equilibrio}} = 2n\alpha/V = 2\alpha$$

$$K_c = \frac{[\text{Br}]^2}{[\text{Br}_2]} = 1,04 \cdot 10^{-3} = \frac{(2\alpha)^2}{1-\alpha}$$

Resolviendo la ecuación: $4\alpha^2 + 1,04 \cdot 10^{-3} \alpha - 1,04 \cdot 10^{-3} = 0$; se obtiene un valor de $\alpha = 0,016 \Rightarrow \alpha = 1,6\%$

b) $[\text{Br}]_{\text{equilibrio}} = 2\alpha = 2 \cdot 0,016 = 0,032 \text{ Molar}$

15. En un recipiente de 5 litros se introducen 0,28 moles de N_2O_4 a $50\text{ }^\circ\text{C}$. A esa temperatura el N_2O_4 se disocia según:



Al llegar al equilibrio, la presión total es de 2 atm. Calcule:

a) El grado de disociación del N_2O_4 a esa temperatura.

b) El valor de K_p a $50\text{ }^\circ\text{C}$.

Dato: $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Solución:

a)

	N_2O_4	NO_2
Moles Iniciales	1	-
Moles que reaccionan	α	-
Moles formados	-	2α
Moles en el equilibrio	$1 - \alpha$	2α
Para "n" moles	$n(1 - \alpha)$	$2n\alpha$
[] en el equilibrio	$n(1 - \alpha)/5$	$2n\alpha/5$

Nº total de moles en el equilibrio: $n(1 - \alpha) + 2n\alpha = n(1 + \alpha) = 0,28(1 + \alpha)$

$$P_{total} = \frac{n_{total} \times R \times T}{V} = \frac{0,28(1 + \alpha) \times R \times T}{5} = 2\text{atm} \Rightarrow \alpha = 0,35$$

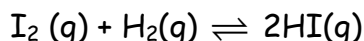
b)

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left(\frac{2n\alpha}{5}\right)^2}{\frac{n(1-\alpha)}{5}} = \frac{4n\alpha^2}{5(1-\alpha)} = \frac{4 \cdot 0,28 \cdot 0,35^2}{5(1-0,35)} = 0,042$$

Como en la reacción $\Delta n = 2 - 1 = 1$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 0,042 \cdot (0,082 \cdot 323)^1 = 1,11$$

16. Para el equilibrio:



la constante de equilibrio K_c es 54,8 a 425 °C. Calcule:

a) Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio si se calientan, a la citada temperatura, 0,60 moles de HI y 0,10 moles de H_2 en un recipiente de un litro de capacidad.

b) El porcentaje de disociación del HI.

Solución:

a) Como inicialmente no hay I_2 la reacción se producirá hacia la izquierda.

	I_2	H_2	HI
Moles Iniciales	0	0,1	0,6
Moles que reaccionan	-	-	x
Moles formados	x/2	x/2	-
Moles en el equilibrio	x/2	0,1 + x/2	0,6 - x
[] en el equilibrio	x/2	0,1 + x/2	0,6 - x

$$K_c = 54,8 = \frac{[HI]^2}{[I_2] \times [H_2]} = \frac{(0,6 - x)^2}{\frac{x}{2} \times \left(0,1 + \frac{x}{2}\right)} = 54,8$$

Resolviendo la ecuación: $12,7 x^2 + 3,94 x - 0,36 = 0$ se obtiene como valor válido de $x = 0,074$ moles.

$$[HI] = \frac{0,6 - x}{1} = 0,6 - 0,074 = 0,526M$$

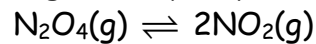
$$[H_2] = \frac{0,1 + \frac{x}{2}}{1} = 0,1 + \frac{0,074}{2} = 0,137M$$

$$[I_2] = \frac{\frac{x}{2}}{1} = \frac{0,074}{2} = 0,037M$$

b)

$$\text{Cálculo de } \alpha \Rightarrow 1 \text{ mol HI} \times \frac{0,074 \text{ moles}}{0,6 \text{ moles}} = 0,123 \Rightarrow \alpha = 12,3\%$$

17. En un recipiente de 2 litros que se encuentra a 25 °C, se introducen 0,5 gramos de N₂O₄ en estado gaseoso y se produce la reacción :



Calcule:

a) La presión parcial ejercida por el N₂O₄ en el equilibrio.

b) El grado de disociación del mismo.

Datos: K_p = 0,114. Masas atómicas: N = 14; O = 16.

Solución:

b) *Moles iniciales:* $0,5 \text{ gramos N}_2\text{O}_4 \times \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_4}{92 \text{ gramos N}_2\text{O}_4} = 0,0054 \text{ moles N}_2\text{O}_4$

	N ₂ O ₄	NO ₂
Moles Iniciales	1	-
Moles que reaccionan	α	-
Moles formados	-	2α
Moles en el equilibrio	$1-\alpha$	2α
Para "n" moles	$0,0054(1-\alpha)$	$2 \cdot 0,0054\alpha$
[] en el equilibrio	$0,0054(1-\alpha)/2$	$2 \cdot 0,0054\alpha / 2$
[] en el equilibrio	$0,0027(1-\alpha)$	$0,0054\alpha$

$$K_c = \frac{K_p}{(R \times T)^{\Delta n}} = \frac{0,114}{(0,082 \times 298)^1} = 0,0047 \quad \Delta n = 2 - 1 = 1$$

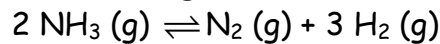
$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(0,0054\alpha)^2}{0,0027(1-\alpha)} = \frac{2,9 \times 10^{-5} \alpha^2}{0,0027(1-\alpha)} = 0,0047$$

Resolviendo la ecuación: $2,9 x^2 + 1,269 x - 1,269 = 0$ se obtiene como valor de $\alpha = 0,48$

a) n° moles de N₂O₄ = $0,0054(1-\alpha) = 0,0054(1-0,48) = 0,0028$ moles

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4} \times R \times T}{V} = \frac{0,0028 \times 0,082 \times 298}{2} = 0,034 \text{ atm}$$

18. A la temperatura de 400 °C y 710 mm de mercurio de presión, el amoníaco se encuentra disociado en un 40% según la ecuación:



Calcule:

a) La presión parcial de cada uno de los gases que constituyen la mezcla en equilibrio.

b) El valor de las constantes K_p y K_c a esa temperatura.

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

Solución:

a) Presión = 0,934 atm ; $T = 400 + 273 = 673^\circ\text{K}$; $\alpha = 0,4$

	NH_3	N_2	H_2
Moles Iniciales	1	-	-
Moles que reaccionan	α	-	-
Moles formados	-	$\alpha/2$	$3/2 \alpha$
Moles en el equilibrio	$1 - \alpha$	$\alpha/2$	$3/2 \alpha$
Para "n " moles	$n(1 - \alpha)$	$n \cdot \alpha / 2$	$n \cdot 3/2 \alpha$

Nº total de moles en el equilibrio:

$$n(1 - \alpha) + n \cdot \alpha / 2 + n \cdot 3/2 \alpha = (2n - 2n\alpha + n\alpha + 3n\alpha) / 2 = (2n + 2n\alpha) / 2 = n(1 + \alpha) = 1,4 \cdot n$$

$$P_{\text{NH}_3} = P_{\text{total}} \cdot X_{\text{NH}_3} = 0,934 \text{ atm} \cdot \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} = 0,934 \times \frac{1 - 0,4}{1 + 0,4} = 0,4 \text{ atm}$$

$$P_{\text{N}_2} = P_{\text{total}} \cdot X_{\text{N}_2} = 0,934 \text{ atm} \cdot \frac{n \cdot \alpha / 2}{n(1 + \alpha)} = 0,934 \times \frac{0,4 / 2}{1 + 0,4} = 0,13 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{total}} \cdot X_{\text{H}_2} = 0,934 \text{ atm} \cdot \frac{n \cdot 3/2 \alpha}{n(1 + \alpha)} = 0,934 \times \frac{\frac{3}{2} \cdot 0,4}{1 + 0,4} = 0,4 \text{ atm}$$

b)
$$K_p = \frac{P_{\text{N}_2} \times (P_{\text{H}_2})^3}{(P_{\text{NH}_3})^2} = \frac{0,13 \times 0,4^3}{0,4^2} = 0,052$$

$$\Delta n = (1 + 3) - 2 = 2 ; \quad K_c = \frac{K_p}{(R \times T)^{\Delta n}} = \frac{0,052}{(0,082 \times 673)^2} = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

19. Al calentar $\text{PCl}_5(\text{g})$ a $250\text{ }^\circ\text{C}$, en un reactor de 1 litro de capacidad, se descompone según:



Si una vez alcanzado el equilibrio, el grado de disociación es 0,8 y la presión total es 1 atm, calcule:

a) El número de moles de PCl_5 iniciales.

b) La constante K_p a esa temperatura.

Dato: $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Solución:

a)

	PCl_5	PCl_3	Cl_2
Moles Iniciales	1	-	-
Moles que reaccionan	α	-	-
Moles formados	-	α	α
Moles en el equilibrio	$1 - \alpha$	α	α
Para "n" moles	$n(1 - \alpha)$	$n\alpha$	$n\alpha$

N° total de moles en el equilibrio: $n(1 - \alpha) + 2n\alpha = n(1 + \alpha) = 1,8n$

$$P_{\text{total}} = 1\text{ atm} = \frac{n_{\text{total}} \times R \times T}{V} = \frac{1,8n \times 0,082 \times (250 + 273)}{1} = 1 \Rightarrow n = 0,013\text{ moles}$$

$$\text{b) } P_{\text{Cl}_2} = P_{\text{total}} \cdot X_{\text{Cl}_2} = 1\text{ atm} \cdot \frac{n\alpha}{n(1 + \alpha)} = 1\text{ atm} \cdot \frac{0,8}{1,8} = 0,44\text{ atm} = P_{\text{PCl}_3}$$

$$P_{\text{PCl}_5} = P_{\text{total}} \cdot X_{\text{PCl}_5} = 1\text{ atm} \cdot \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} = 1\text{ atm} \cdot \frac{0,2}{1,8} = 0,11\text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}} = \frac{0,44 \times 0,44}{0,11} = 1,76$$

20. El cloruro de amonio se descompone según la reacción:



En un recipiente de 5 litros, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 2,5 g de cloruro de amonio y se calientan a 300°C hasta que se alcanza el equilibrio. El valor de K_p a dicha temperatura es $1,2 \cdot 10^{-3}$. Calcule:

a) La presión total de la mezcla en equilibrio.

b) La masa de cloruro de amonio sólido que queda en el recipiente.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{N} = 14$; $\text{Cl} = 35,5$

Solución:

a)

	$\text{NH}_4\text{Cl(s)}$	$\text{NH}_3\text{(g)}$	HCl(g)
Moles Iniciales	n	-	-
Moles que reaccionan	x	-	-
Moles formados	-	x	x
Moles en el equilibrio	n - x	x	x

$$P_{\text{NH}_3} = P_{\text{HCl}}$$

$$K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{HCl}} = 1,2 \times 10^{-3} = (P_{\text{NH}_3})^2 \Rightarrow P_{\text{NH}_3} = \sqrt{1,2 \times 10^{-3}} = 0,035 \text{ atm}$$

$$P_{\text{total}} = P_{\text{NH}_3} + P_{\text{HCl}} = 0,035 + 0,035 = 0,070 \text{ atm}$$

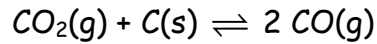
b)

$$P_{\text{NH}_3} = \frac{x \cdot R \cdot T}{V} = \frac{x \cdot 0,082 \cdot (300 + 273)}{5} = 0,035 \Rightarrow x = 0,0037 \text{ moles}$$

$$0,0037 \text{ moles NH}_4\text{Cl} \times \frac{53,5 \text{ gramos NH}_4\text{Cl}}{1 \text{ moles NH}_4\text{Cl}} = 0,198 \text{ gramos NH}_4\text{Cl}$$

$$\text{gramos NH}_4\text{Cl}_{\text{equil}} = 2,5 - 0,198 = 2,3 \text{ gramos}$$

21. Para la reacción:



$K_p = 10$, a la temperatura de 815°C . Calcule, en el equilibrio:

a) Las presiones parciales de CO_2 y CO a esa temperatura, cuando la presión total en el reactor es de 2 atm.

b) El número de moles de CO_2 y de CO , si el volumen del reactor es de 3 litros.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Solución:

a)

$$K_p = \frac{(P_{\text{CO}})^2}{P_{\text{CO}_2}} = 10$$

$$P_{\text{total}} = P_{\text{CO}} + P_{\text{CO}_2} = 2$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$P_{\text{CO}} = 1,7 \text{ atm} \quad \text{y} \quad P_{\text{CO}_2} = 0,3 \text{ atm}$$

b)

$$P_{\text{CO}} = 1,7 \text{ atm} = \frac{n_{\text{CO}} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{n_{\text{CO}} \cdot 0,082 \cdot (815 + 273)}{3} \Rightarrow$$

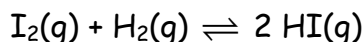
$$n_{\text{CO}} = \frac{1,7 \cdot 3}{0,082 \cdot 1088} = 0,058 \text{ moles CO}$$

$$P_{\text{CO}_2} = 0,3 \text{ atm} = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot 0,082 \cdot (815 + 273)}{3} \Rightarrow$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{0,3 \cdot 3}{0,082 \cdot 1088} = 0,01 \text{ moles CO}_2$$

22. A 360°C se determina la composición de una mezcla gaseosa que se encuentra en equilibrio en el interior de un matraz de 2 litros de capacidad, encontrándose 0,10 moles de H₂; 0,12 moles de I₂ y 0,08 moles de HI. Calcule:

a) K_c y K_p para la reacción:



c) La cantidad de hidrógeno que se ha de introducir en el matraz para duplicar el número de moles de HI, manteniéndose constante la temperatura.

Datos: R = 0,082 atm L K⁻¹ mol⁻¹

Solución:

$$\text{a) } K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{0,08}{2}\right)^2}{\frac{0,1}{2} \cdot \frac{0,12}{2}} = 0,53$$

	I ₂	H ₂	HI
Moles Iniciales	0,1 + n	0,12	0,08
Moles que reaccionan	x	x	-
Moles formados	-	-	2x
Moles en el equilibrio	0,1 + n - x	0,12 - x	0,08 + 2x

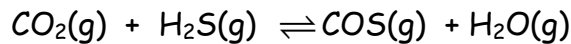
b) Al añadir H₂, según Le Chatelier el equilibrio se desplaza hacia la derecha:

	I ₂	H ₂	HI
Moles en el equilibrio	0,1 + n - x	0,12 - x	0,08 + 2x
Moles en el equilibrio	0,06 + n	0,08	0,16

Al duplicarse el nº de moles de HI : 0,08 + 2x = 2 · 0,08 ⇒ x = 0,04 moles

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = 0,53 = \frac{\left(\frac{0,16}{2}\right)^2}{\left(\frac{0,06+n}{2}\right) \cdot \left(\frac{0,08}{2}\right)} \Rightarrow n = 0,54 \text{ moles H}_2$$

23.- El CO_2 reacciona con el H_2S a altas temperaturas, según la reacción:



Se colocan 4,4 gramos de CO_2 en un recipiente de 2,5 Litros, a 337°C y una cantidad suficiente de H_2S para que la presión total, una vez alcanzado el equilibrio, sea de 10 atm. En la mezcla en equilibrio existen 0,01 moles de agua. Calcule:

a) El número de moles de cada una de las especies en el estado de equilibrio.

b) El valor de las constantes K_c y K_p a 337°C .

Datos: Masas atómicas: C=12; O=16; R=0,082 atm.L.K⁻¹.mol⁻¹

Solución:

a) $4,4 \text{ gramos } \text{CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44 \text{ gramos } \text{CO}_2} = 0,1 \text{ moles } \text{CO}_2$

	CO_2	H_2S	COS	H_2O
Moles Iniciales	0,1	n	-	-
Moles que reaccionan	x	x	-	-
Moles formados	-	-	0,01	0,01
Moles en el equilibrio	$0,1 - 0,01 = 0,09$	$n - 0,01$	0,01	0,01
[] en el equilibrio	$0,09/2,5$	$(n-0,01)/2,5$	$0,01/2,5$	$0,01/2,5$

Nº total de moles en el equilibrio: $0,09 + n - 0,01 + 0,01 + 0,01 = 0,1 + n$

$$P_t = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = 10 = \frac{(0,1 + n) \cdot 0,082 \cdot (337 + 273)}{2,5} = n = 0,4 \text{ moles de } \text{H}_2\text{S}$$

Moles en el equilibrio : $\text{CO}_2 = 0,09 \text{ moles}$; $\text{H}_2\text{S} = n - 0,01 = 0,4 - 0,01 = 0,39 \text{ moles}$

$\text{H}_2\text{O} = 0,01 \text{ moles}$; $\text{COS} = 0,01 \text{ moles}$

b)

$$K_c = \frac{[\text{COS}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2\text{S}]} = \frac{\frac{0,01}{2,5} \cdot \frac{0,01}{2,5}}{\frac{0,09}{2,5} \cdot \frac{0,39}{2,5}} = 2,85 \cdot 10^{-3}$$

Como $\Delta n = (1 + 1) - (1 + 1) = 0 \Rightarrow K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 2,85 \cdot 10^{-3} \cdot (RT)^0 = 2,85 \cdot 10^{-3}$

24.- En un recipiente de 2 Litros en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 2 moles de CuO(s) y se calienta hasta 1024°C estableciéndose el siguiente equilibrio: $4 \text{ CuO(s)} \rightleftharpoons 2 \text{ Cu}_2\text{O(s)} + \text{O}_2\text{(g)}$. Sabiendo que el valor de la constante K_p para el equilibrio a esa temperatura es de 0,49, calcule:

a) La concentración molar de oxígeno en el equilibrio.

b) Los gramos de CuO que quedan en el estado de equilibrio.

Datos: Masas atómicas: Cu=63,5; O=16 ; R=0,082atm·L·K⁻¹·mol⁻¹

Solución:

a)

	CuO(s)	Cu ₂ O(s)	O ₂ (g)
Moles Iniciales	2	-	-
Moles que reaccionan	x	-	-
Moles formados	-	x/2	x/4
Moles en el equilibrio	2 - x	x/2	x/4
[] en el equilibrio	(2 - x)/2	(x/2)/2 = x/4	8x/4)/2 = x/8

$$\text{Como } K_p = P_{O_2} \Rightarrow P_{O_2} = 0,49 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = [O_2] \cdot R \cdot T = 0,49 \text{ atm} \Rightarrow$$

$$[O_2] = \frac{0,49 \text{ atm}}{R \cdot T} = \frac{0,49 \text{ atm}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times (1024 + 273) \text{ K}} = 4,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Como en el equilibrio: $[O_2] = x/8 \Rightarrow x = 8 \cdot [O_2] = 8 \cdot 4,61 \cdot 10^{-3} = 0,0369 \text{ moles}$

moles de CuO en el equilibrio : $2 - x = 2 - 0,0369 = 1,963 \text{ moles de CuO}$

$$1,963 \text{ moles CuO} \times \frac{79,5 \text{ gramos CuO}}{1 \text{ mol CuO}} = 156,06 \text{ gramos CuO}$$

25.- En un recipiente de 1 Litro se introduce 0,013 moles de PCl_5 y se calienta el sistema hasta 250°C estableciéndose el siguiente equilibrio:



En el equilibrio se observa que la presión total del sistema es de 1 atm, calcule:

- El grado de disociación del PCl_5 en las condiciones indicadas.
- El valor de las constantes K_c y K_p a la temperatura indicada.

Solución:

a)

	$\text{PCl}_5(\text{g})$	$\text{PCl}_3(\text{g})$	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Moles Iniciales	1	-	-
Moles que reaccionan	α	-	-
Moles formados	-	α	α
Moles en el equilibrio	$1 - \alpha$	α	α
Para " n " moles	$0,013(1 - \alpha)$	$0,013\alpha$	$0,013\alpha$
[] en el equilibrio	$0,013(1 - 0,79)/1$	$(0,013 \cdot 0,79)/1$	$(0,013 \cdot 0,79)/1$
[] en el equilibrio	0,00273	0,0103	0,0103

N° total de moles en el equilibrio : $0,013(1 - \alpha) + 0,013\alpha + 0,013\alpha = 0,013(1 + \alpha)$

$$P_t = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,013(1 + \alpha) \cdot 0,082 \cdot (250 + 273)}{1} = 1 \text{ atm} \Rightarrow$$

$$1 + \alpha = \frac{1}{0,013 \cdot 0,082 \cdot 523} = 1,79 \Rightarrow \alpha = 1,79 - 1 = 0,79$$

b)

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0,0103 \cdot 0,0103}{0,00273} = 0,039$$

Como $\Delta n = (1 + 1) - 1 = 1 \Rightarrow$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 0,039 \cdot (0,082 \cdot 523)^1 = 1,67$$

26.- A 30°C y 1 atm de presión el N₂O₄ está disociado en un 20% en 2NO₂, según el equilibrio siguiente: N₂O₄(g) ⇌ 2NO₂(g)

Calcule:

a) El valor de las constantes K_c y K_p.

b) El porcentaje de disociación a 30°C y una presión de 0,1 atm.

Dato: R=0,082atm·L·K⁻¹·mol⁻¹

Solución:

a)

	N ₂ O ₄	NO ₂
Moles Iniciales	1	-
Moles que reaccionan	α	-
Moles formados	-	2α
Moles en el equilibrio	1 - α	2α
Para "n" moles	n(1-α)	2nα

Nº total de moles en el equilibrio : n(1- α) + 2nα = n - nα + 2nα = n(1+α)

$$P_{N_2O_4} = P_{total} \cdot X_{N_2O_4} = P_{total} \cdot \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} = P_{total} \cdot \frac{(1-\alpha)}{(1+\alpha)}$$

$$P_{NO_2} = P_{total} \cdot X_{NO_2} = P_{total} \cdot \frac{2n\alpha}{n(1+\alpha)} = P_{total} \cdot \frac{2\alpha}{(1+\alpha)}$$

La expresión de la constante K_p en función de α y la Presión total es:

En nuestro caso:

$$K_p = \frac{(P_{NO_2})^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot P_{total} = \frac{4 \cdot 0,20^2}{1-0,20^2} \cdot 1 = 0,17$$

$$\Delta n = 2 - 1 = 1 \Rightarrow K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{0,17}{(0,082 \cdot 303)^1} = 6,8 \cdot 10^{-3}$$

b)

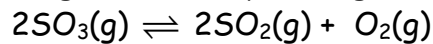
$$K_p = \frac{(P_{NO_2})^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot P_{total} = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot 0,1 = 0,17 \Rightarrow$$

$$\frac{0,4\alpha^2}{1-\alpha^2} = 0,17 \Rightarrow 0,4\alpha^2 = 0,17(1-\alpha^2) = 0,17 - 0,17\alpha^2$$

$$0,4\alpha^2 + 0,17\alpha^2 = 0,17 \Rightarrow 0,57\alpha^2 = 0,17 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{0,17}{0,57}} = 0,55$$

$$\alpha = 55\%$$

27.- Al calentarse, el $SO_3(g)$ se descompone según el proceso siguiente:



Si se calientan 1,6 gramos de SO_3 en un recipiente de 2 Litros, a $800^\circ C$, se alcanza el equilibrio a 1,25 atm. En esas condiciones, calcule:

a) El grado de disociación del SO_3 .

b) El valor de las constantes K_c y K_p .

Dato: $R=0,082\text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Solución:

$$\text{a) } 1,6\text{gramos}SO_3 \times \frac{1\text{mol}SO_3}{80\text{gramos}SO_3} = 0,02\text{moles}SO_3$$

	$SO_3(g)$	$SO_2(g)$	$O_2(g)$
Moles Iniciales	1	-	-
Moles que reaccionan	α	-	-
Moles formados	-	α	$\alpha/2$
Moles en el equilibrio	$1 - \alpha$	α	$\alpha/2$
Para " n " moles	$0,02(1 - \alpha)$	$0,02\alpha$	$0,02(\alpha/2)=0,01\alpha$
[] en el equilibrio	$0,02(1 - \alpha)/2$	$0,02\alpha/2$	$0,01\alpha/2$
[] en el equilibrio	0,002	0,008	0,004

N° total de moles en el equilibrio : $0,02(1 - \alpha) + 0,02\alpha + 0,01\alpha = 0,02 + 0,01\alpha$

$$P_t = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = \frac{(0,02 + 0,01\alpha) \cdot 0,082 \cdot (800 + 273)}{2} = 1,25\text{atm} \Rightarrow$$

$$0,02 + 0,01\alpha = \frac{2 \cdot 1,25}{0,082 \cdot 1073} = 0,028 \Rightarrow 0,01\alpha = 0,028 - 0,02 = 0,008 \Rightarrow$$

$$\alpha = \frac{0,008}{0,01} = 0,8$$

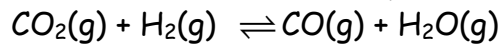
b)

$$K_c = \frac{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}{[SO_3]^2} = \frac{0,008^2 \cdot 0,004}{0,002^2} = 0,064$$

Como $\Delta n = (2 + 1) - 2 = 1 \Rightarrow$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 0,064 \cdot (0,082 \cdot 1073)^1 = 5,63$$

28.- En un recipiente de 2 Litros se introducen 2,1 moles de CO_2 y 1,6 moles de H_2 y se calienta a 1800°C , estableciéndose el equilibrio siguiente:



Se analiza la mezcla y se encuentra que hay 0,9 moles de CO_2 . Calcule:

- La concentración de cada especie en el equilibrio.
- La constante de equilibrio a esa temperatura, precisando si se trata de K_c o K_p .

Solución:

a) Moles de CO_2 que han reaccionado: $2,1 - 0,9 = 1,2$ moles

	CO_2	H_2	CO	H_2O
Moles Iniciales	2,1	1,6	-	-
Moles en el equilibrio	0,9	$1,6 - 1,2 = 0,4$	1,2	1,2
[] en el equilibrio	$0,9/2=0,45$	$0,4/2=0,2$	$1,2/2=0,6$	$1,2/2=0,6$

b) Como $\Delta n = 2 - 2 = 0$ y $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = K_c$

$$K_p = K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]} = \frac{0,6 \cdot 0,6}{0,45 \cdot 0,2} = 4$$

29.- El SbCl_5 se descompone según el proceso: $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
 A 200°C , el valor de la constante K_c es $2,2 \cdot 10^{-2}$. En un recipiente de 1 L se introducen, a esa temperatura, 0,1 moles de SbCl_3 , 0,1 moles de Cl_2 y 1 mol de SbCl_5 . En esas condiciones, calcule:

- a) El cociente de reacción Q y determine si el sistema está o no en equilibrio y, si no lo está, el sentido de su evolución.
 b) La composición del sistema en el equilibrio.

Solución:

$$\text{a) } Q = \frac{[\text{SbCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{SbCl}_5]} = \frac{(0,1/1) \cdot (0,1/1)}{1/1} = 0,01$$

Como el valor de Q no es igual al valor de K_c el sistema no está en equilibrio. Al ser Q menor que K_c el equilibrio se desplazará hacia la derecha.

b)

	$\text{SbCl}_5(\text{g})$	$\text{SbCl}_3(\text{g})$	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Moles Iniciales	1	0,1	0,1
Moles que reaccionan	x	-	-
Moles formados	-	x	x
Moles en el equilibrio	1 - x	0,1 + x	0,1 + x
[] en el equilibrio	(1 - x)/1	(0,1 + x)/1	(0,1 + x)/1

$$K_c = \frac{[\text{SbCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{SbCl}_5]} = \frac{(0,1+x) \cdot (0,1+x)}{1-x} = 2,2 \cdot 10^{-2} \Rightarrow$$

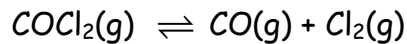
$$(0,1+x)^2 = 2,2 \cdot 10^{-2} \times (1-x); 0,01 + 0,2x + x^2 = 2,2 \cdot 10^{-2} - 2,2 \cdot 10^{-2}x \Rightarrow$$

$$x^2 + 0,222x - 0,012 = 0 \Rightarrow x = 0,26$$

Por lo tanto en el equilibrio habrá:

- a) $1-x = 1 - 0,26 = 0,74$ moles de SbCl_5
 b) $0,1 + x = 0,1 + 0,26 = 0,36$ moles de SbCl_3
 c) $0,1 + x = 0,1 + 0,26 = 0,36$ moles de Cl_2

30.- El fosgeno es un gas venenoso que se descompone según la reacción:



A la temperatura de 900°C el valor de la constante K_c para el proceso anterior es 0,083. Si en un recipiente de 2 Litros se introducen, a la temperatura antes indicada, 0,4 moles de COCl_2 , calcule:

- Las concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio.
- ¿Cuál es el grado de disociación del fosgeno?

Solución:

b)

	$\text{COCl}_2(\text{g})$	$\text{CO}(\text{g})$	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Moles Iniciales	1	-	-
Moles que reaccionan	α	-	-
Moles formados	-	α	α
Moles en el equilibrio	$1 - \alpha$	α	α
Para "n" moles	$0,4(1 - \alpha)$	$0,4\alpha$	$0,4\alpha$
[] en el equilibrio	$0,4(1 - \alpha)/2$	$0,4\alpha/2$	$0,4\alpha/2$
[] en el equilibrio	$0,2(1 - \alpha)$	$0,2\alpha$	$0,2\alpha$

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} = \frac{(0,2\alpha) \cdot (0,2\alpha)}{0,2(1-\alpha)} = \frac{0,2\alpha^2}{1-\alpha} = 0,083 \Rightarrow$$

$$0,083(1-\alpha) = 0,2\alpha^2 \Rightarrow 0,2\alpha^2 + 0,083\alpha - 0,083 = 0 \Rightarrow$$

$$\alpha = 0,47$$

a) En el equilibrio:

$$[\text{COCl}_2] = 0,2 \cdot (1 - \alpha) = 0,2(1 - 0,47) = 0,106M$$

$$[\text{CO}] = 0,2 \cdot \alpha = 0,2 \cdot 0,47 = 0,094M$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,2 \cdot \alpha = 0,2 \cdot 0,47 = 0,094M$$

31.- Para la reacción $CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$, el valor de la constante de equilibrio K_c es 1,845 a una cierta temperatura. Si en un recipiente de 2 litros se colocan simultáneamente 0,5 moles de CO y la misma cantidad de H_2O y se permite que se alcance el equilibrio.

a) ¿Cuáles serán las concentraciones de todas las especies presentes en el equilibrio?

b) ¿Qué hubiese sucedido si se introducen simultáneamente 0,5 moles de CO , 0,5 moles de H_2O , 0,5 moles de CO_2 y 0,5 moles de H_2 , a la misma temperatura en un recipiente de 2 litros?

Solución:

a)

	CO	H_2O	CO_2	H_2
Moles Iniciales	0,5	0,5	-	-
Moles en el equilibrio	$0,5 - x$	$0,5 - x$	x	x
[] en el equilibrio	$(0,5 - x)/2$	$(0,5 - x)/2$	$x/2$	$x/2$

$$K_c = \frac{[CO_2] \cdot [H_2]}{[CO] \cdot [H_2O]} = \frac{\frac{x}{2} \cdot \frac{x}{2}}{\frac{0,5-x}{2} \cdot \frac{0,5-x}{2}} = \frac{x^2}{(0,5-x)^2} = 1,845 \Rightarrow$$

$$x^2 = 1,845 \cdot (0,5 - x)^2 = 1,845 \cdot (0,25 - x + x^2) = 0,46 - 1,845x + 1,845x^2 \Rightarrow$$

$$0,845x^2 - 1,845x + 0,46 = 0 \Rightarrow x_1 = 0,29; x_2 = 1,89$$

El único valor válido de esta ecuación es $x = 0,29$. Por lo tanto en el equilibrio tendremos:

$$[CO] = \frac{0,5 - x}{2} = \frac{0,5 - 0,29}{2} = 0,105M$$

$$[H_2O] = \frac{0,5 - x}{2} = \frac{0,5 - 0,29}{2} = 0,105M$$

$$[CO_2] = \frac{x}{2} = \frac{0,29}{2} = 0,145M$$

$$[H_2] = \frac{x}{2} = \frac{0,29}{2} = 0,145M$$

b) Calculemos en primer lugar el cociente de reacción:

$$Q = \frac{[CO_2] \cdot [H_2]}{[CO] \cdot [H_2O]} = \frac{\frac{0,5}{2} \cdot \frac{0,5}{2}}{\frac{0,5}{2} \cdot \frac{0,5}{2}} = 1 < K_c. \text{ Por lo tanto el sistema no está en equilibrio}$$

y se desplazará hacia la derecha.

32.- La obtención de cloro mediante el proceso Deacon tiene lugar según la siguiente reacción: $4 \text{HCl(g)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O(g)}$

A la temperatura de 390°C si se mezclan 0,08 moles de HCl y 0,1 moles de O_2 , se forman a la presión total de 1 atm, 0,0332 moles de Cl_2 . Calcular:

a) El valor de K_p .

b) El volumen del recipiente que contiene la mezcla.

Dato: $R=0,082\text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Solución:

a)

	HCl(g)	O ₂ (g)	Cl ₂ (g)	H ₂ O(g)
Moles Iniciales	0,08	0,1	-	-
Moles que reaccionan	4x	x	-	-
Moles formados	-	-	2x	2x
Moles en el equilibrio	0,08 - 4x	0,1 - x	2x	2x

Como en el equilibrio el n° de moles de Cl_2 es $0,0332 = 2x \Rightarrow x = 0,0332/2 = 0,0166$ moles.

Por lo tanto en el equilibrio tendremos:

	HCl(g)	O ₂ (g)	Cl ₂ (g)	H ₂ O(g)
Moles en el equilibrio	0,08 - 4x	0,1 - x	2x	2x
Moles en el equilibrio	0,0136	0,0834	0,0332	0,0332

N° total de moles en el equilibrio: $0,0136 + 0,0834 + 0,0332 + 0,0332 = 0,1634$ moles.

$$P_{\text{Cl}_2} = P_{\text{total}} \cdot X_{\text{Cl}_2} = 1\text{atm} \cdot \frac{0,0332\text{moles}}{0,1634\text{moles}} = 0,203\text{atm}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = P_{\text{total}} \cdot X_{\text{H}_2\text{O}} = 1\text{atm} \cdot \frac{0,0332\text{moles}}{0,1634\text{moles}} = 0,203\text{atm}$$

$$P_{\text{HCl}} = P_{\text{total}} \cdot X_{\text{HCl}} = 1\text{atm} \cdot \frac{0,0136\text{moles}}{0,1634\text{moles}} = 0,083\text{atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = P_{\text{total}} \cdot X_{\text{O}_2} = 1\text{atm} \cdot \frac{0,0834\text{moles}}{0,1634\text{moles}} = 0,51\text{atm}$$

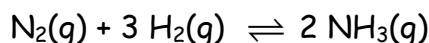
$$K_p = \frac{(P_{\text{Cl}_2})^2 \cdot (P_{\text{H}_2\text{O}})^2}{(P_{\text{HCl}})^4 \cdot (P_{\text{O}_2})} = \frac{0,203^2 \cdot 0,203^2}{0,083^4 \cdot 0,51} = 69,6$$

b)

$$V_{\text{total}} = \frac{n_{\text{total}} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,1634\text{moles} \times 0,082\text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \times (390 + 273)\text{K}}{1\text{atm}} = 8,883\text{Litros}$$

CUESTIONES

1. En un matraz vacío se introducen igual número de moles de H_2 , y N_2 que reaccionan según la ecuación:



Justifique si, una vez alcanzado el equilibrio, las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Hay doble número de moles de amoníaco de los que había inicialmente de N_2 .
- La presión parcial de nitrógeno será mayor que la presión parcial de hidrógeno.
- La presión total será igual a la presión de amoníaco elevada al cuadrado.

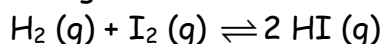
Solución:

a) Falsa. Cada mol de nitrógeno que reaccione lo hace con tres moles de hidrógeno para originar dos moles de amoníaco. Los moles de amoníaco en el equilibrio son el doble de los moles de nitrógeno que han reaccionado y no el doble de la cantidad inicial.

b) Verdadera. Inicialmente, hay los mismos moles de H_2 y de N_2 , pero, como la cantidad de H_2 que reacciona es tres veces mayor que la de N_2 , en el equilibrio habrá más moles de N_2 que de H_2 y su presión parcial será mayor.

c) Falsa. La presión total será la suma de las presiones parciales de los tres componentes del sistema.

2. A partir de la composición de mezclas gaseosas de I_2 y H_2 a diferentes temperaturas se han obtenido los siguientes valores de K_p para la reacción:



T (°C)	340	360	380	400	420	440	460	480
K_p	70'8	66'0	61'9	57'7	53'7	50'5	46'8	43'8

- Calcule K_c a 400°C
- Justifique por que esta reacción es exotérmica
- Variará K_p si se altera la concentración de H_2 ? Razone la respuesta.

Solución:

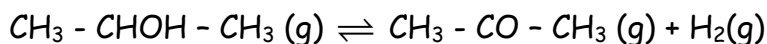
a) La tabla de datos indica que a 400°C K_p es igual a 57,7, Como en la reacción no hay aumento en los moles totales ($\Delta n = 2 - 1 - 1 = 0$), K_c coincide con K_p :

$$K_c = K_p (R.T)^{\Delta n} = K_p (R.T)^0 = K_p = 57,7$$

b) A medida que aumenta la temperatura, disminuye K_p y se favorece, por tanto, la formación de reactivos. Según el principio de Le Chatelier, si el proceso directo se ve desfavorecido por un aumento de temperatura, la reacción es exotérmica.

c) No. K_p depende sólo de la temperatura. Las concentraciones de las distintas especies en el equilibrio variarán pero no K_p .

3. A la temperatura de 650 K, la deshidrogenación del 2-propanol para producir propanona, según la reacción:



es una reacción endotérmica. Indique, razonadamente, si la constante de equilibrio de esta reacción:

- Aumenta al elevar la temperatura.
- Aumenta cuando se utiliza un catalizador.
- Aumenta al elevar la presión total, manteniendo constante la temperatura.

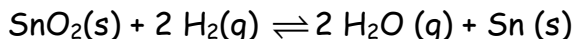
Solución:

a) Si. Al elevar la temperatura se favorece la reacción endotérmica. El equilibrio se desplaza hacia la derecha, es decir, cuando se alcance el nuevo estado de equilibrio, se habrán formado más moles de los productos a expensas de los reactivos, con lo que la constante de equilibrio aumenta.

b) No. El uso del catalizador modifica la velocidad de la reacción, pero no modifica ni las concentraciones de las especies químicas en el equilibrio ni la constante de equilibrio que depende sólo de la temperatura.

c) No. Al elevar la presión, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, ya que se producen menos moles, lo que se opone al aumento de la presión, pero la constante de equilibrio no varían porque sólo depende de la temperatura.

4. Para la reacción:



El valor de K_p a la temperatura de 900 K es 1,5 y a 1100 K es 10. Conteste razonadamente, si para conseguir un mayor consumo de SnO_2 deberán emplearse:

- a) Temperaturas elevadas.
- b) Altas presiones.
- c) Un catalizador.

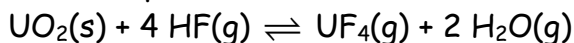
Solución:

a) *Si. Al aumentar la temperatura, aumenta la constante de equilibrio, por lo que se favorece el proceso directo y, por tanto, el consumo de SnO_2 .*

b) *No. Durante el proceso no se produce una variación de los moles en estado gaseoso ($\Delta n=0$), por lo que la variación de la presión no afecta a la composición del equilibrio.*

c) *No. Un catalizador hace que el equilibrio se alcance antes, pero no modifica la composición del equilibrio.*

5. Suponga el siguiente sistema en equilibrio:



Explique hacia donde se desplaza el equilibrio cuando:

- a) Se adiciona $\text{UO}_2(\text{s})$ al sistema.
- b) Se elimina $\text{HF}(\text{g})$
- c) Se aumenta la capacidad del recipiente de reacción.

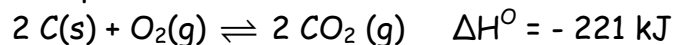
Solución:

a) *La reacción sigue en equilibrio, ya que el UO_2 , se encuentra en estado sólido y su cantidad no afecta al equilibrio.*

b) *Si se elimina HF , disminuye su concentración. Por tanto el equilibrio se desplazará hacia la izquierda para compensar la disminución de la concentración de HF .*

c) *Al aumentar la capacidad del recipiente, disminuye la presión y el equilibrio se desplazará hacia la izquierda, donde hay mayor número de moles para compensar la disminución de presión.*

6. Se establece el siguiente equilibrio:



Razone si la concentración de O_2 aumenta, disminuye o permanece invariable:

- Al añadir C(s)
- Al aumentar el volumen del recipiente.
- Al elevar la temperatura.

Solución:

a) Permanece invariable porque el C(s) está en estado sólido y, mientras que no se retire totalmente del sistema, su cantidad no afecta a la composición en el equilibrio.

b) Disminuye. Si aumenta el volumen del sistema disminuye la presión. El sistema evoluciona para alcanzar un nuevo estado de equilibrio contrarrestando dicha disminución, es decir, desplazándose hacia la derecha, porque así aumentan los moles de las especies gaseosas.

c) Aumenta. Al elevar la temperatura, el equilibrio se desplaza en el sentido en que la reacción es endotérmica(hacia la izquierda), con lo que aumenta la concentración de O_2 .