

6

Equilibrio químico

Equilibrio químico

6

PARA COMENZAR (página 165)

- Investiga sobre las reflexiones que los científicos hicieron para tratar de explicar la flecha del tiempo que ordena los acontecimientos.

La respuesta es abierta, pero debe hacerse mención a Ilya Prigogine (Илья Романович Пригожин), que recibió el premio Nobel de Química en 1977 por crear el concepto de estructuras disipativas. Este concepto relaciona la química y la flecha del tiempo.

- ¿Qué importancia tiene la cinética química, en concreto los equilibrios, para esclarecer la cuestión de la flecha del tiempo?

Determina la velocidad con la que transcurre una reacción, y en concreto el tiempo que tarda en llegar al equilibrio. De este modo, conocidos los parámetros iniciales, se podría determinar el tiempo transcurrido desde que comenzó la reacción hasta que llegó al equilibrio. También cómo las condiciones ambientales (presión, concentración, temperatura...) favorecen el equilibrio en un sentido o en otro.

PRACTICA (página 166)

- Un recipiente contiene una mezcla formada por 1 g de CO₂ y 4 g de CO. Si el recipiente está a 17 °C y 0,1 atm, calcula el volumen del recipiente y la presión parcial de cada gas en mm de Hg.

Halla la masa molar de cada sustancia:

$$M(\text{CO}_2) = 12,01 + 16,00 \cdot 2 = 44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{CO}) = 12,01 + 16,00 = 28,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Calcula el número de moles de CO y de CO₂ que hay en el recipiente:

$$n_{\text{CO}_2} = 1 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44,01 \text{ g de CO}_2} = 0,0227 \text{ mol de CO}_2$$

$$n_{\text{CO}} = 4 \text{ g de CO} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}}{28,01 \text{ g de CO}} = 0,1428 \text{ mol de CO}$$

Suma la cantidad de los gases para obtener la cantidad de partículas total que hay en el recipiente:

$$n_T = n_{\text{CO}_2} + n_{\text{CO}} = 0,1655 \text{ mol}$$

Aplica la ecuación de estado de los gases ideales:

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

Despeja el volumen y sustituye los datos en unidades del sistema internacional:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,1655 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (17 + 273) \text{ K}}{0,1 \text{ atm}} = 39,36 \text{ L} \approx \mathbf{39,4 \text{ L}}$$

Calcula las presiones parciales:

$$p_{\text{CO}_2} = \chi_{\text{CO}_2} \cdot p_T = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,0227 \text{ mol de CO}_2}{0,1655 \text{ mol del total}} \cdot 0,1 \text{ atm} = 0,0137 \text{ atm de CO}_2$$

$$p_{\text{CO}} = \chi_{\text{CO}} \cdot p_{\text{T}} = \frac{n_{\text{CO}}}{n_{\text{T}}} \cdot p_{\text{T}} = \frac{0,1428 \text{ mol de CO}}{0,1655 \text{ mol del total}} \cdot 0,1 \text{ atm} = 0,0863 \text{ atm de CO}$$

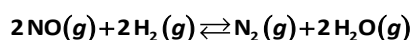
Convierte los valores de presión a mm de Hg:

$$p_{\text{CO}_2} = 0,0137 \text{ atm} \cdot \frac{760 \text{ mm de Hg}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{10,4 \text{ mm de Hg}}$$

$$p_{\text{CO}} = 0,0863 \text{ atm} \cdot \frac{760 \text{ mm de Hg}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{65,6 \text{ mm de Hg}}$$

ACTIVIDAD (página 171)

- 2.** En un recipiente de 2 L, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0,1 mol de NO, 0,05 mol de H₂ y 0,1 mol de agua. Se calienta hasta el equilibrio:



Cuando se establece el equilibrio, la concentración de NO es 0,031 mol · L⁻¹.

a) Calcula la concentración del resto de las especies en el equilibrio.

b) ¿Cuál es el valor de la constante K_c a esa temperatura?

a) Ordena las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	2NO(g) + 2H ₂ (g) ⇌ N ₂ (g) + 2H ₂ O(g)			
Inicial	0,1	0,05	0	0,1
En reacción	-2x	-2x	x	2x
En equilibrio	0,1 - 2x	0,05 - 2x	x	0,1 + 2x

La definición de concentración molar para una sustancia A se define como:

$$[A] = \frac{n_A(\text{mol})}{V(\text{L})}$$

Conocido el volumen de la disolución 2 L, calcula en primer lugar la cantidad de moléculas de NO que hay en el equilibrio:

$$n_{\text{NO}} = [\text{NO}] \cdot V(\text{L}) = 0,031 \text{ mol} \cdot 2 \text{ L} = 0,062 \text{ mol de NO}$$

Iguala con la cantidad de NO en el equilibrio para despejar x:

$$0,062 = 0,1 - 2x \Rightarrow x = \frac{0,1 - 0,062}{2} = 0,019 \text{ mol}$$

Conocido x, calcula la cantidad de moléculas del resto de las especies en equilibrio:

$$n_{\text{H}_2} = 0,05 - 2x = 0,05 - 2 \cdot 0,019 = 0,012 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = x = 0,019 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,1 + 2x = 0,1 + 2 \cdot 0,019 = 0,138 \text{ mol}$$

Sustituye en la expresión de la concentración molar y calcula la concentración de cada especie en el equilibrio:

$$[\text{H}_2] = \frac{n_{\text{H}_2}}{V(\text{L})} = \frac{0,012 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = \mathbf{0,006 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{N}_2] = \frac{n_{\text{N}_2}}{V(\text{L})} = \frac{0,019 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = \mathbf{0,0095 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V(\text{L})} = \frac{0,138 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = \mathbf{0,069 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

b) En la expresión de K_c sustituye los valores de las concentraciones y opera:

$$K_c = \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]^2} = \frac{(0,0095) \cdot (0,069)^2}{(0,031)^2 \cdot (0,006)^2} = 1307,36 \approx \mathbf{1307}$$

ACTIVIDADES (página 172)

- 3.** En un recipiente se introduce HI gaseoso con $[\text{HI}] = 1 \text{ M}$. Se alcanza el equilibrio con $K_c = 0,02$ según la ecuación química: $2 \text{ HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$. Calcula la concentración de todas las sustancias en el equilibrio.

Teniendo en cuenta la definición de concentración molar para una sustancia y suponiendo que el volumen de la disolución es de 1 L, calcula la cantidad de moléculas de HI que hay inicialmente:

$$[\text{HI}] = \frac{n_{\text{HI}}(\text{mol})}{V(\text{L})} \Rightarrow n_{\text{HI}} = [\text{HI}] \cdot V(\text{L}) = 1 \text{ mol} \cdot \cancel{\text{L}^{-1}} \cdot 1 \text{ L} = 1 \text{ mol de HI}$$

Ordena las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$2 \text{ HI}(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$
Inicial	1		0		0
En reacción	$-2x$		x		x
En equilibrio	$1 - 2x$		x		x

Como se alcanza el equilibrio con $K_c = 0,02$, escribe la expresión de la constante de equilibrio y sustituye los datos conocidos. En este caso, al suponer que el volumen de la disolución es 1 L, las concentraciones en el equilibrio coinciden con las cantidades en el equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{\frac{x}{1} \cdot \frac{x}{1}}{\left(\frac{1-2x}{1}\right)^2} = 0,02$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior. Los posibles valores de x son: $x_1 = -0,197 \text{ mol}$ y $x_2 = 0,110 \text{ mol}$. Descarta el primer valor ya que no puede ser un valor negativo, por eso el único valor con sentido es $x = 0,110 \text{ mol}$.

Calcula las concentraciones de cada especie en el equilibrio sustituyendo el valor de x :

$$[\text{HI}] = \frac{n_{\text{HI}}}{V} = \frac{(1-2x) \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{(1-2 \cdot 0,110) \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \mathbf{0,78 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{n_{\text{H}_2}}{V} = \frac{x \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{0,110 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \mathbf{0,11 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{I}_2] = \frac{n_{\text{I}_2}}{V} = \frac{x \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{0,110 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \mathbf{0,11 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

- 4.** Hay 0,5 mol de pentacloruro de antimonio en un recipiente de 2 L. Se calienta a $200 \text{ }^\circ\text{C}$ y una vez en el equilibrio, hay 0,436 mol del compuesto según la reacción: $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{SbCl}_3(\text{g})$. Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) ¿Qué valor tiene K_c ?

b) Calcula la presión total de la mezcla en el equilibrio.

a) Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{SbCl}_5(g)$	\rightleftharpoons	$\text{Cl}_2(g)$	+	$\text{SbCl}_3(g)$
Inicial	0,5		0		0
En reacción	-x		x		x
En equilibrio	0,5 - x		x		x

Conocida la cantidad de SbCl_5 en el equilibrio sustituye y calcula el valor de x:

$$0,5 - x = 0,436 \Rightarrow x = 0,064 \text{ mol}$$

Calcula las concentraciones de cada especie en el equilibrio sustituyendo el valor de x:

$$[\text{SbCl}_5] = \frac{n_{\text{SbCl}_5}}{V} = \frac{0,436 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,218 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}_2] = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{V} = \frac{x \text{ mol}}{2 \text{ L}} = \frac{0,064 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,032 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{SbCl}_3] = \frac{n_{\text{SbCl}_3}}{V} = \frac{x \text{ mol}}{2 \text{ L}} = \frac{0,064 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,032 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituye en la expresión de K_c y opera para calcular la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2] \cdot [\text{SbCl}_3]}{[\text{SbCl}_5]} = \frac{0,032 \cdot 0,032}{0,218} = 4,697 \cdot 10^{-3}$$

b) Suma las cantidades de moléculas de los gases para obtener la cantidad total en el recipiente:

$$n_T = n_{\text{SbCl}_5} + n_{\text{Cl}_2} + n_{\text{SbCl}_3} = 0,436 \text{ mol} + 0,064 \text{ mol} + 0,064 \text{ mol} = 0,564 \text{ mol}$$

Aplica la ecuación de estado de los gases ideales:

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

Despeja la presión, sustituye los datos y opera:

$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,564 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (200 + 273) \text{ K}}{2 \text{ L}} = 10,94 \text{ atm}$$

5. En el equilibrio $\text{H}_2(g) + \text{CO}_2(g) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(g) + \text{CO}(g)$, a 2000 K la constante de equilibrio es $K_c = 4,41$.

Se introducen 1 mol de H_2 , 1 mol de CO_2 y 1 mol de H_2O en un recipiente de 5 L, y se espera a alcanzar el equilibrio. ¿Cuál es la cantidad de cada sustancia?

Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{H}_2(g)$	+	$\text{CO}_2(g)$	\rightleftharpoons	$\text{H}_2\text{O}(g)$	+	$\text{CO}(g)$
Inicial	1		1		1		0
En reacción	-x		-x		x		x
En equilibrio	1 - x		1 - x		1 + x		x
Concentración en equilibrio (mol · L ⁻¹)	$\frac{1-x}{5}$		$\frac{1-x}{5}$		$\frac{1+x}{5}$		$\frac{x}{5}$

Calcula el valor de x a partir del valor de la constante de equilibrio K_c . Escribe la expresión, sustituye los datos conocidos y simplifica:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}]}{[\text{H}_2] \cdot [\text{CO}_2]} = \frac{\left(\frac{1+x}{5}\right) \cdot \left(\frac{x}{5}\right)}{\left(\frac{1-x}{5}\right) \cdot \left(\frac{1-x}{5}\right)} = \frac{x \cdot (1+x)}{(1-x)^2} = 4,41$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior. Los posibles valores de x son: $x_1 = 0,5567 \text{ mol}$ y $x_2 = 2,323 \text{ mol}$.

Descarta el segundo valor ya que no puede ser un valor mayor que la cantidad inicial, por eso el único valor con sentido es $x = 0,5567 \text{ mol}$.

Calcula la cantidad de cada especie en el equilibrio sustituyendo el valor de x :

$$\begin{aligned} n_{\text{H}_2} &= 1 - x = 1 - 0,5567 = \mathbf{0,443 \text{ mol de H}_2} \\ n_{\text{CO}_2} &= 1 - x = 1 - 0,5567 = \mathbf{0,443 \text{ mol de CO}_2} \\ n_{\text{H}_2\text{O}} &= 1 + x = 1 + 0,5567 = \mathbf{1,557 \text{ mol de H}_2\text{O}} \\ n_{\text{CO}} &= x = \mathbf{0,557 \text{ mol de CO}} \end{aligned}$$

ACTIVIDADES (página 174)

- 6.** En un matraz de 5 L se mezclan 0,92 mol de N_2 y 0,51 mol de O_2 en estado gaseoso. Se calienta la mezcla hasta establecerse el equilibrio: $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g})$. Solo reacciona el 1,09% del N_2 inicial. Calcula la concentración de todos los gases en el equilibrio y el valor de K_c .

El grado de disociación es el cociente entre la cantidad de reactivo que reaccionó y la cantidad de reactivo inicial:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} \Rightarrow x = n_0 \cdot \alpha$$

En el equilibrio tendremos:

Cantidad (mol)	$\text{N}_2(\text{g})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{NO}(\text{g})$
Inicial	0,92		0,51		0
Reaccionan	$-0,92 \alpha$		$-0,92 \alpha$		$2 \cdot 0,92 \alpha$
En equilibrio	$0,92 \cdot (1 - \alpha)$		$0,51 - 0,92 \alpha$		$2 \cdot 0,92 \alpha$
Molaridad en equilibrio (mol/L)	$\frac{0,92 \cdot (1 - \alpha)}{5}$		$\frac{0,51 - 0,92 \alpha}{5}$		$\frac{2 \cdot 0,92 \alpha}{5}$

Tienes el dato $\alpha = 0,0109$, respecto al nitrógeno inicial. Sustituye el valor del grado de disociación y después calcula la concentración de todas las especies en el equilibrio:

$$[\text{N}_2] = \frac{0,92 \cdot (1 - \alpha) \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \frac{0,92 \cdot (1 - 0,0109) \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \mathbf{0,182 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{O}_2] = \frac{0,51 - 0,92 \alpha \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \frac{0,51 - 0,92 \cdot 0,0109 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \mathbf{0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{NO}] = \frac{2 \cdot 0,92 \alpha \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \frac{2 \cdot 0,92 \cdot 0,0109 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \mathbf{4,01 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

Escribe la expresión de la constante de equilibrio y sustituye los valores:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]} = \frac{(4,01 \cdot 10^{-3})^2}{0,182 \cdot 0,10} = \mathbf{8,84 \cdot 10^{-4}}$$

7. El N_2O_4 se descompone a $45\text{ }^\circ\text{C}$ según la reacción de equilibrio: $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(g)$. En un volumen de 1 L se introduce $0,1\text{ mol}$ de N_2O_4 . Sabiendo que en el equilibrio la presión total es de $3,18\text{ atm}$, calcula:

a) El grado de disociación.

b) La presión parcial ejercida por cada componente.

a) El grado de disociación es el cociente entre la cantidad de reactivo que reaccionó y la cantidad de reactivo inicial:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} \Rightarrow x = n_0 \cdot \alpha$$

Ordena las cantidades de cada especie en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{N}_2\text{O}_4(g)$	\rightleftharpoons	$2\text{NO}_2(g)$
Inicial	0,1		0
En reacción	$-0,1\alpha$		$2 \cdot 0,1\alpha$
En equilibrio	$0,1 \cdot (1 - \alpha)$		$2 \cdot 0,1\alpha$

Aplica la ecuación general de los gases ideales:

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

Despeja la cantidad total de moléculas, sustituye los datos y opera:

$$n_T = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{3,18\text{ atm} \cdot 1\text{ L}}{0,082\frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (45 + 273)\text{ K}} = 0,122\text{ mol}$$

La cantidad total de moléculas en el equilibrio será la suma de las cantidades de todas las especies:

$$n_T = n_{\text{N}_2\text{O}_4} + n_{\text{NO}_2} = 0,1 \cdot (1 - \alpha) + 0,2\alpha = 0,1 \cdot (1 + \alpha)\text{ mol}$$

Despeja el grado de disociación, sustituye el valor de la cantidad total de moléculas:

$$\alpha = \frac{n_T}{0,1} - 1 = \frac{0,122}{0,1} - 1 = \mathbf{0,220}$$

b) A continuación, calcula las presiones parciales ejercidas por cada componente. Para ello, conocido el valor del grado de disociación, calcula primero los moles que hay en el equilibrio de cada especie:

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,1 \cdot (1 - \alpha) = 0,1 \cdot (1 - 0,220) = 0,078\text{ mol}$$

$$n_{\text{NO}_2} = 0,2\alpha = 0,2 \cdot 0,220 = 0,044\text{ mol}$$

Calcula las presiones parciales:

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = \chi_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot p_T = \frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,078\text{ mol}}{0,122\text{ mol}} \cdot 3,18\text{ atm} = \mathbf{2,034\text{ atm}}$$

$$p_{\text{NO}_2} = \chi_{\text{NO}_2} \cdot p_T = \frac{n_{\text{NO}_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,044\text{ mol}}{0,122\text{ mol}} \cdot 3,18\text{ atm} = \mathbf{1,146\text{ atm}}$$

ACTIVIDADES (página 176)

8. Considera el siguiente sistema en equilibrio:



A 200 °C K_c vale 0,022. En un momento dado las concentraciones de las sustancias presentes son:

$[\text{MX}_5] = 0,04 \text{ M}$, $[\text{MX}_3] = 0,40 \text{ M}$ y $[\text{X}_2] = 0,20 \text{ M}$. Razona si, en esas condiciones, el sistema está

en equilibrio. En el caso en que no estuviera en equilibrio, ¿hacia dónde evolucionaría para alcanzarlo?

Calcula el cociente de reacción en las condiciones del enunciado:

$$Q_c = \frac{[\text{MX}_3] \cdot [\text{X}_2]}{[\text{MX}_5]} = \frac{0,40 \cdot 0,20}{0,04} = 2$$

Como se cumple que $(Q_c = 2) > (K_c = 0,022)$, el sistema **no está en equilibrio**. Al haber mayor concentración de productos que en el equilibrio, la reacción **evolucionará hacia la izquierda** para alcanzarlo.

9. El equilibrio: $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ tiene una constante $K_c = 4 \cdot 10^{-2}$. Inicialmente tenemos una mezcla de 1 mol de A; 2 mol de B; 0,2 mol de C y 0,3 mol de D en un recipiente de 2 L. Responde:

- ¿Está en equilibrio el sistema inicial? Razona la respuesta.
- Si no está en equilibrio, indica hacia dónde se desplazará.
- Calcula la concentración de cada compuesto en el equilibrio.

- a) Calcula las concentraciones de cada especie:

$$[\text{A}]_{\text{inicial}} = \frac{n_A}{V(L)} = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{B}]_{\text{inicial}} = \frac{n_B}{V(L)} = \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{C}]_{\text{inicial}} = \frac{n_C}{V(L)} = \frac{0,2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{D}]_{\text{inicial}} = \frac{n_D}{V(L)} = \frac{0,3 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calcula el valor del cociente de reacción para comprobar si el sistema está en equilibrio:

$$Q_c = \frac{[\text{C}]_{\text{inicial}} \cdot [\text{D}]_{\text{inicial}}}{[\text{A}]_{\text{inicial}} \cdot [\text{B}]_{\text{inicial}}} = \frac{0,1 \cdot 0,15}{0,5 \cdot 1} = 0,03 = 3 \cdot 10^{-2}$$

$Q_c \neq K_c$: luego, la reacción **no está en equilibrio**.

- $(Q_c = 0,03) < (K_c = 0,04)$: al haber menor concentración de productos que en el equilibrio, la reacción evolucionará hacia la derecha para alcanzarlo; es decir, **hacia los productos**.
- Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	A	+	B	\rightleftharpoons	C	+	D
Inicial	1		2		0,2		0,3
En reacción	-x		-x		x		x
En equilibrio	1-x		2-x		0,2+x		0,3+x
Concentración en equilibrio (mol · L ⁻¹)	$\frac{1-x}{2}$		$\frac{2-x}{2}$		$\frac{0,2+x}{2}$		$\frac{0,3+x}{2}$

Escribe la expresión de la constante de equilibrio y sustituye las expresiones de las concentraciones. Simplifica y sustituye el valor de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]} = \frac{\left(\frac{0,2+x}{2}\right) \cdot \left(\frac{0,3+x}{2}\right)}{\left(\frac{1-x}{2}\right) \cdot \left(\frac{2-x}{2}\right)} = \frac{(0,2+x) \cdot (0,3+x)}{(1-x) \cdot (2-x)} = 4 \cdot 10^{-2}$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior y los posibles valores de x son: $x_1 = -0,6766$ mol y $x_2 = 0,0308$ mol. Descarta el primer valor ya que el resultado negativo no tiene sentido. Luego $x = 0,0308$ mol.

Calcula la concentración de cada especie en el equilibrio sustituyendo el valor de x :

$$[A] = \frac{n_A}{V(L)} = \frac{(1-x) \text{ mol}}{2L} = \frac{(1-0,0308) \text{ mol de A}}{2L} = \mathbf{0,485 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[B] = \frac{n_B}{V(L)} = \frac{(2-x) \text{ mol}}{2L} = \frac{(2-0,0308) \text{ mol de B}}{2L} = \mathbf{0,985 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[C] = \frac{n_C}{V(L)} = \frac{(0,2+x) \text{ mol}}{2L} = \frac{(0,2+0,0308) \text{ mol de C}}{2L} = \mathbf{0,115 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[D] = \frac{n_D}{V(L)} = \frac{(0,3+x) \text{ mol}}{2L} = \frac{(0,3+0,0308) \text{ mol de D}}{2L} = \mathbf{0,165 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

ACTIVIDADES (página 179)

10. El CO_2 reacciona rápidamente con H_2S según la reacción: $\text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{S}(g) \rightleftharpoons \text{COS}(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$. En un experimento se colocaron 0,1 mol de CO_2 en 2,5 L a 337 °C y una cantidad suficiente de H_2S para que la presión total en el equilibrio sea 10 atm. Sabiendo que en la mezcla final había 0,01 mol de $\text{H}_2\text{O}(g)$:

a) ¿Qué cantidad hay del resto en el equilibrio?

b) Calcula la constante K_p .

a) Ordena las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{CO}_2(g)$	$+$	$\text{H}_2\text{S}(g)$	\rightleftharpoons	$\text{COS}(g)$	$+$	$\text{H}_2\text{O}(g)$
Inicial	0,1		y		0		0
En reacción	$-x$		$-x$		x		x
En equilibrio	$0,1-x$		$y-x$		x		x

En el enunciado dicen que en el equilibrio hay 0,01 mol de agua, luego $x = 0,01$ mol.

Aplica la ecuación general de los gases ideales para calcular el número total de moles en el equilibrio:

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

Despeja la cantidad de moléculas, sustituye los valores y opera:

$$n_T = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{10 \text{ atm} \cdot 2,5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (337+273) \text{ K}} = 0,5 \text{ mol}$$

La cantidad total de moléculas en el equilibrio será la suma de todas las especies:

$$n_T = n_{\text{CO}_2} + n_{\text{H}_2\text{S}} + n_{\text{COS}} + n_{\text{H}_2\text{O}} = (0,1-x) + (y-x) + x + x = (0,1+y) \text{ mol} = 0,5 \text{ mol}$$

Despeja y resuelve:

$$y = 0,5 - 0,1 = 0,4 \text{ mol}$$

Conocidos los valores de x e y , calcula las cantidades de todas las especies en el equilibrio:

$$n_{\text{CO}_2} = 0,1 - x = 0,1 - 0,01 = \mathbf{0,09 \text{ mol}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{S}} = y - x = 0,4 - 0,01 \text{ mol} = \mathbf{0,39 \text{ mol}}$$

$$n_{\text{COS}} = x = \mathbf{0,01 \text{ mol}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = x = \mathbf{0,01 \text{ mol}}$$

b) Para calcular K_p primero encuentra la presión parcial de cada una de las especies en el equilibrio:

$$p_{\text{CO}_2} = \chi_{\text{CO}_2} \cdot p_T = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,09 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol}} \cdot 10 \text{ atm} = 1,8 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2\text{S}} = \chi_{\text{H}_2\text{S}} \cdot p_T = \frac{n_{\text{H}_2\text{S}}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,39 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol}} \cdot 10 \text{ atm} = 7,8 \text{ atm}$$

$$p_{\text{COS}} = \chi_{\text{COS}} \cdot p_T = \frac{n_{\text{COS}}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol}} \cdot 10 \text{ atm} = 0,2 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = \chi_{\text{H}_2\text{O}} \cdot p_T = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol}} \cdot 10 \text{ atm} = 0,2 \text{ atm}$$

Sustituye en la expresión de K_p y opera:

$$K_p = \frac{p_{\text{COS}} \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{CO}_2} \cdot p_{\text{H}_2\text{S}}} = \frac{0,2^2}{1,8 \cdot 7,8} = \mathbf{2,85 \cdot 10^{-3}}$$

11. Se introduce una mezcla de 0,5 mol de H_2 y 0,5 mol de I_2 en un recipiente de 1 L. Se calienta a la temperatura de 430 °C y se alcanza el equilibrio: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$. Calcula:

a) Las concentraciones en el equilibrio si $K_c = 54,3$.

b) El valor de la K_p a esa temperatura.

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

a) Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{HI}(\text{g})$
Inicial	0,5		0,5		0
Reaccionan	-x		-x		2x
En equilibrio	0,5-x		0,5-x		2x

Como se alcanza el equilibrio con $K_c = 54,3$ vamos a escribir la expresión de la constante de equilibrio y sustituir los datos conocidos. En este caso, como el volumen de la disolución es 1 L, las concentraciones en el equilibrio coinciden con las cantidades en el equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{HI}}}{V}\right)^2}{\frac{n_{\text{H}_2}}{V} \cdot \frac{n_{\text{I}_2}}{V}} = \frac{n_{\text{HI}}^2}{n_{\text{H}_2} \cdot n_{\text{I}_2}} = \frac{(2x)^2}{(0,5-x)^2} = 54,3$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior y tienes que los posibles valores de x son: $x_1 = 0,3933 \text{ mol}$ y $x_2 = 0,6863 \text{ mol}$. Descarta el segundo valor ya que la cantidad que reacciona no puede ser mayor que la inicial. Luego $x = 0,3933 \text{ mol}$.

Calcula las concentraciones de cada especie en el equilibrio sustituyendo el valor de x :

$$[\text{H}_2] = \frac{n_{\text{H}_2}}{V} = \frac{(0,5-x) \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{(0,5-0,3933) \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,1067 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \approx \mathbf{0,11 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[I_2] = \frac{n_{I_2}}{V} = \frac{(0,5-x) \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{(0,5-0,3933) \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,1067 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \approx \mathbf{0,11 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[HI] = \frac{n_{HI}}{V} = \frac{2x \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{2 \cdot 0,3933 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,7866 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \approx \mathbf{0,79 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

- b) Conocido el valor de x , calcula la cantidad de moléculas en el equilibrio como la suma de las cantidades de moléculas de todas las especies:

$$n_T = n_{H_2} + n_{I_2} + n_{HI} = (0,5-x) + (0,5-x) + 2x = 2 \cdot (0,5-0,3933+0,3933) = 1 \text{ mol}$$

Para calcular la presión total en el equilibrio, aplicamos la ecuación general de los gases ideales:

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

Despeja la presión, sustituye los valores y opera:

$$p = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (430+273) \text{ K}}{1 \text{ L}} = 57,646 \text{ atm}$$

Con los datos obtenidos calcula la presión parcial de todas las especies en el equilibrio:

$$p_{H_2} = \chi_{H_2} \cdot p_T = \frac{n_{H_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,11 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} \cdot 57,646 \text{ atm} = 6,34 \text{ atm}$$

$$p_{I_2} = \chi_{I_2} \cdot p_T = \frac{n_{I_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,11 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} \cdot 57,646 \text{ atm} = 6,34 \text{ atm}$$

$$p_{HI} = \chi_{HI} \cdot p_T = \frac{n_{HI}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,79 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} \cdot 57,646 \text{ atm} = 45,54 \text{ atm}$$

Por último, sustituye en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{p_{HI}^2}{p_{H_2} \cdot p_{I_2}} = \frac{45,54^2}{6,34 \cdot 6,34} = \mathbf{51,60}$$

ACTIVIDADES (página 180)

- 12.** Un recipiente de 1 L contiene 2,538 g de $I_2(g)$. Se calienta hasta 1200 °C, y una vez establecido el equilibrio $I_2(g) \rightleftharpoons 2I(g)$ la presión total es 1,3 atm.

a) Calcula el grado de disociación del yodo molecular.

b) Determina las constantes K_c y K_p .

Datos: $M(I) = 126,9$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- a) Halla la masa molar:

$$M(I_2) = 126,9 \cdot 2 = 253,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Calcula el número de moles de I_2 que hay en el recipiente:

$$n_{I_2} = 2,538 \text{ g de } I_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } I_2}{253,8 \text{ g de } I_2} = 0,01 \text{ mol de } I_2$$

Dado que el grado de disociación es igual al cociente entre la cantidad de reactivo que ha reaccionado y la cantidad de reactivo inicial:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} \Rightarrow x = n_0 \cdot \alpha$$

En el equilibrio tendrás:

Cantidad (mol)	$I_2(g)$	\rightleftharpoons	$2I(g)$
Inicial	0,01		0
Reaccionan	$-0,01 \alpha$		$2 \cdot 0,01 \alpha$
En equilibrio	$0,01 \cdot (1 - \alpha)$		$2 \cdot 0,01 \alpha$

Aplica la ecuación general de los gases ideales:

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

Despeja la cantidad total de partículas en estado gaseoso, sustituye los datos y opera:

$$n_T = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,3 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (1200 + 273) \text{ K}} = 0,011 \text{ mol}$$

La cantidad de partículas gaseosas en el equilibrio es la suma de las partículas de ambas especies en el equilibrio:

$$n_T = n_2 + n_1 = 0,01 \cdot (1 - \alpha) + 0,02 \cdot \alpha = 0,01 + 0,01 \cdot \alpha = [0,01 \cdot (1 + \alpha)] \text{ mol}$$

Despeja el grado de disociación y sustituye el valor del número total de moles:

$$\alpha = \frac{n_T}{0,01} - 1 = \frac{0,011}{0,01} - 1 = \mathbf{0,104}$$

- b) A continuación, calcula las presiones parciales ejercidas por cada gas en la mezcla. Para ello, conocido el valor del grado de disociación, calcula primero la cantidad de partículas de cada especie en el equilibrio:

$$n_2 = 0,01 \cdot (1 - \alpha) = 0,01 \cdot (1 - 0,104) = 8,96 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } I_2(g)$$

$$n_1 = 0,02 \cdot \alpha = 0,02 \cdot 0,104 = 2,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } I(g)$$

Calcula las presiones parciales:

$$p_2 = \chi_2 \cdot p_T = \frac{n_2}{n_T} \cdot p_T = \frac{8,96 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } I_2}{0,011 \text{ mol total}} \cdot 1,3 \text{ atm} = 1,082 \text{ atm}$$

$$p_1 = \chi_1 \cdot p_T = \frac{n_1}{n_T} \cdot p_T = \frac{2,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } I}{0,011 \text{ mol total}} \cdot 1,3 \text{ atm} = 0,251 \text{ atm}$$

Sustituye en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{p_1^2}{p_2} = \frac{(0,251)^2}{1,082} = \mathbf{0,058}$$

Calcula K_c . En este caso, como el volumen de la disolución es 1 L, los valores de las concentraciones en el equilibrio coinciden con las cantidades de partículas en el equilibrio:

$$K_c = \frac{[I]^2}{[I_2]} = \frac{\left(\frac{n_1}{V}\right)^2}{\frac{n_2}{V}} = \frac{\left(\frac{2,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{1 \text{ L}}\right)^2}{\frac{8,96 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{1 \text{ L}}} = \mathbf{4,82 \cdot 10^{-4}}$$

- 13.** A 50 °C el N_2O_4 se disocia según el equilibrio: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$. Se introducen 0,375 mol de N_2O_4 en un recipiente de 5 L a 50 °C. En el equilibrio la presión total en el recipiente es de 3,3 atm. Calcula la presión parcial de cada gas en el equilibrio.

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

Establece las condiciones iniciales y en el equilibrio tendrás:

Cantidad (mol)	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{NO}_2(\text{g})$
Inicial	0,375		0
Reaccionan	-x		$2 \cdot x$
En equilibrio	$0,375 - x$		$2 \cdot x$

Aplica la ecuación general de los gases ideales para calcular la cantidad de partículas gaseosas en el equilibrio:

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

Despeja la cantidad total de moles, sustituye los datos y opera:

$$n_T = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{3,3 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (50 + 273) \text{ K}} = 0,629 \text{ mol}$$

El número total de moles en el equilibrio es la suma de la cantidad de partículas gaseosas de todas las especies en el equilibrio:

$$n_T = n_{\text{N}_2\text{O}_4} + n_{\text{NO}_2} = (0,375 - x) + (2 \cdot x) = 0,629 \text{ mol}$$

Resolviendo en x:

$$0,375 + x = 0,629 \Rightarrow x = 0,629 - 0,375 = 0,254 \text{ mol}$$

Conocido x, calcula la cantidad de moléculas de cada especie en el equilibrio:

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,375 - x = 0,375 - 0,254 = 0,121 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NO}_2} = 2 \cdot x = 2 \cdot 0,254 = 0,508 \text{ mol}$$

Halla la presión parcial de cada especie en el equilibrio:

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = \chi_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot p_T = \frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,121 \text{ mol de } \text{N}_2\text{O}_4}{0,629 \text{ mol total}} \cdot 3,3 \text{ atm} = \mathbf{0,640 \text{ atm}}$$

$$p_{\text{NO}_2} = \chi_{\text{NO}_2} \cdot p_T = \frac{n_{\text{NO}_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,508 \text{ mol de } \text{NO}_2}{0,629 \text{ mol total}} \cdot 3,3 \text{ atm} = \mathbf{2,694 \text{ atm}}$$

ACTIVIDAD (página 183)

- 14.** Estudia la ecuación de Van't Hoff para determinar si al aumentar la temperatura, $T_1 < T_2$, la constante de equilibrio tiene una variación creciente o decreciente en una reacción exotérmica. Determina lo mismo para una reacción endotérmica.

La ecuación de Van't Hoff es:

$$\ln \frac{K_p(T_2)}{K_p(T_1)} = \frac{\Delta H^0}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Si $T_1 < T_2$, al ser temperaturas siempre por encima del cero absoluto, se cumple que $\frac{1}{T_1} > \frac{1}{T_2}$; y $\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} > 0$.

- En una reacción exotérmica se cumple que $\Delta H^0 < 0$. Por eso al multiplicar por la diferencia de los inversos de las temperaturas absolutas tenemos que:

$$\ln \frac{K_p(T_2)}{K_p(T_1)} < 0 \Rightarrow \frac{K_p(T_2)}{K_p(T_1)} < 1 \Rightarrow K_p(T_2) < K_p(T_1)$$

En una reacción exotérmica **la constante de equilibrio decrece** si aumenta la temperatura.

- En una reacción endotérmica se cumple que $\Delta H^0 > 0$. Por eso al multiplicar por la diferencia de los inversos de las temperaturas absolutas tenemos que:

$$\ln \frac{K_p(T_2)}{K_p(T_1)} > 0 \Rightarrow \frac{K_p(T_2)}{K_p(T_1)} > 1 \Rightarrow K_p(T_2) > K_p(T_1)$$

En una reacción endotérmica **la constante de equilibrio crece** si aumenta la temperatura.

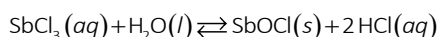
ACTIVIDADES (página 184)

- 15.** El equilibrio: $\text{SbCl}_3(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{SbOCl}(s) + \text{HCl}(aq)$, es endotérmico en el sentido directo.

Ajusta la reacción y responde justificando tu respuesta:

- ¿Cómo afecta a la cantidad de SbOCl un aumento en la cantidad de HCl ?
- ¿Cómo afecta a la cantidad de SbOCl un aumento en la cantidad de SbCl_3 ?
- ¿Cuál es la expresión de K_c para esta reacción?

Escribe la reacción ajustada:



- Desde el punto de vista del principio de Le Châtelier, si aumentamos la concentración de una de las especies, el sistema contrarrestará esta modificación, favoreciendo la reacción en la que se consuma esta especie. Luego un aumento en la cantidad de HCl , al ser un producto, favorecerá el desplazamiento del equilibrio hacia la formación de los reactivos, es decir, el sistema evolucionará de derecha a izquierda.

Esto **hace que disminuya la cantidad de SbOCl** .

- Un aumento en la cantidad de SbCl_3 , al ser un reactivo, desplazará el equilibrio hacia la derecha, hacia la formación de los productos.

Esto **hace que aumente la cantidad de SbOCl** .

- Al ser un equilibrio heterogéneo en el que tenemos: un líquido, un sólido y dos compuestos disueltos solo tendremos en cuenta para calcular la constante de equilibrio la concentración de los elementos disueltos, ya que los sólidos y los líquidos apenas varían. Por tanto, escribimos K_c :

$$K_c = \frac{[\text{HCl}]^2}{[\text{SbCl}_3]}$$

- 16.** Las concentraciones de equilibrio para la reacción: $\text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_5(g)$ que se realiza en un matraz de 1 L son, respectivamente: 0,2 M, 0,1 M y 0,4 M. En ese momento se añaden 0,1 mol de $\text{Cl}_2(g)$.

Responde justificando tu respuesta:

- ¿Cuál es la nueva concentración de $\text{PCl}_5(g)$ una vez alcanzado el nuevo equilibrio?
- Discute cómo puede influir una variación de presión sobre el sistema en equilibrio.

- Calcula K_c en el primer equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_5]}{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]} = \frac{0,4}{0,2 \cdot 0,1} = 20$$

Establece las cantidades en el nuevo equilibrio.

Cantidad (mol)	PCl ₃ (g)	+	Cl ₂ (g)	⇌	PCl ₅ (g)
Inicial	0,2		0,1		0,4
Añadido			0,1		
Suma	0,2		0,2		0,4
Reaccionan	-x		-x		+x
En equilibrio	0,2-x		0,2-x		0,4+x

Sustituye los nuevos valores en la expresión de K_c sabiendo que el volumen es 1 L y la concentración se puede sustituir por la cantidad.

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_5]}{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]} = \frac{\frac{0,4+x}{1\text{L}}}{\frac{0,2-x}{1\text{L}} \cdot \frac{0,2-x}{1\text{L}}} = \frac{0,4+x}{(0,2-x)^2} = 20$$

Resuelve la ecuación de segundo grado en x . Los posibles valores de x son: $x_1 = 0,4$ mol y $x_2 = 0,05$ mol. Descarta el primer valor ya que no tiene sentido que el número de moles que reaccionan sea mayor que el número de moles iniciales. Luego $x = 0,05$ mol.

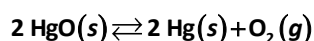
Calcula las concentraciones de PCl₅ sustituyendo el valor de x :

$$[\text{PCl}_5] = \frac{n_{\text{PCl}_5}}{V} = \frac{(0,4+x)\text{ mol}}{1\text{L}} = \frac{(0,4+0,05)\text{ mol}}{1\text{L}} = \mathbf{0,35\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$$

- b) Si se produce una variación de presión en el sistema en equilibrio, según el principio de Le Châtelier, el sistema responde alcanzando un nuevo equilibrio que contrarresta parcialmente el efecto de la variación de presión. Con menor número de moléculas habrá menor presión. Por eso el equilibrio se desplazará hacia la derecha de reactivos a productos.

ACTIVIDAD (página 185)

- 17.** La descomposición del HgO sólido a 420 °C se produce según la ecuación:



En un matraz se introduce una cierta cantidad de HgO y se calienta a 420 °C.

Sabiendo que la presión total en el equilibrio es 0,51 atm, calcula:

- a) El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.
 b) La masa de HgO, en gramos, que se ha descompuesto si el matraz es de 5 L.

Datos: $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Hg}) = 200,6$; $M(\text{O}) = 16,00$.

- a) Al tratarse de un equilibrio heterogéneo, no hay que tener en cuenta al HgO ni al Hg, que se encuentran en estado sólido, para la expresión de K_c y K_p . Según la estequiometría de la reacción, en el equilibrio, se cumple:

$$K_c = [\text{O}_2] = \frac{n_{\text{O}_2}}{V} \quad \text{y} \quad K_p = p_{\text{O}_2} = p_{\text{Total}} = \mathbf{0,51\text{ atm}}$$

Como el único elemento en estado gaseoso que interviene en la reacción es el oxígeno, se aplica la ecuación general de los gases ideales para calcular la concentración de O₂ en el equilibrio:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n_{\text{O}_2}}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{n_{\text{O}_2}}{V} = \frac{p}{R \cdot T}$$

Sustituye los datos y opera:

$$K_c = \frac{n_{O_2}}{V} = \frac{p}{R \cdot T} = \frac{0,51 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (420 + 273) \text{ K}} = 8,97 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Establece las condiciones iniciales y en el equilibrio tendrás:

Cantidad (mol)	2 HgO(s)	⇌	2 Hg(s)	+	O ₂ (g)
Inicial	y		0		0
Reaccionan	-2x		+2x		+x
En equilibrio	y-2x		2x		x

La masa de HgO que se ha descompuesto es la masa que reacciona. Siguiendo la estequiometría de la reacción si se han formado x mol de oxígeno es porque se han descompuesto 2x mol de HgO.

Aplica la ecuación de estado de los gases ideales para calcular la cantidad de oxígeno gaseoso, x, que se ha formado en un matraz de 5 L.

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow n_{O_2} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

Sustituye los datos y opera:

$$x = n_{O_2} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,51 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (420 + 273) \text{ K}} = 0,04487 \text{ mol}$$

Luego, han reaccionado $n_{\text{HgO}} = 2 \cdot x = 2 \cdot 0,04487 \text{ mol} = 0,0897 \text{ mol}$ de HgO.

Calcula la masa (en gramos) usando la masa molar de HgO:

$$M(\text{HgO}) = 200,6 + 16,00 = 216,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{HgO}} = n_{\text{HgO}} \cdot M(\text{HgO}) = 0,0897 \text{ mol de HgO} \cdot \frac{216,6 \text{ g de HgO}}{1 \text{ mol de HgO}} = 19,44 \text{ g de HgO}$$

ACTIVIDADES (página 189)

18. La constante del producto de solubilidad del CaF₂ a 20 °C es 3,9 · 10⁻¹¹.

¿Cuál será su solubilidad a esa temperatura, expresada en mol · L⁻¹?

Escribe la reacción de la disolución acuosa ajustada:

	CaF ₂	⇌	Ca ²⁺	+	2 F ⁻
Cantidad de sustancia (mol)			s		2 s

La solubilidad del ion F⁻ es el doble que la del ion Ca²⁺, por tanto, el producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^{-}]^2 = s \cdot (2 \cdot s)^2 = 4 \cdot s^3$$

Conocido el valor del producto de solubilidad, despeja, sustituye los datos y calcula la solubilidad:

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{3,9 \cdot 10^{-11}}{4}} = 2,14 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- 19.** La solubilidad de calcita en agua es de $7,08 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. La calcita está formada exclusivamente por carbonato de calcio, CaCO_3 . Calcula la constante del producto de solubilidad del CaCO_3 .

En primer lugar expresa la solubilidad en unidades de molaridad $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, utilizando para ello la masa molar del CaCO_3 :

$$M(\text{CaCO}_3) = 40,08 + 12,01 + 16,00 \cdot 3 = 100,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$s = 7,08 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{100,09 \text{ g}} = 7,0736 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Según la estequiometría de la reacción:

	CaCO_3	\rightleftharpoons	Ca^{2+}	+	CO_3^{2-}
Cantidad de sustancia (mol)			s		s

Calcula el valor de la constante del producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = s \cdot s = s^2$$

Sustituye el valor de solubilidad:

$$K_{ps} = s^2 = (7,0736 \cdot 10^{-5})^2 = 5,00 \cdot 10^{-9}$$

- 20.** Justifica si se producirá precipitado cuando se mezclan 80 cm^3 de una disolución $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de sulfato de sodio, Na_2SO_4 , con 120 cm^3 de otra disolución $0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de nitrato de bario, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. Supón que los volúmenes son aditivos.

Datos: $K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$; $M(\text{Na}) = 23,00$; $M(\text{S}) = 32,06$; $M(\text{O}) = 16,00$.

Escribe los volúmenes en litros:

$$V_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 80 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,08 \text{ L}; \quad V_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2} = 120 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,12 \text{ L}$$

Calcula la cantidad que intervienen de cada especie:

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4] = \frac{n_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{Na}_2\text{SO}_4}} \Rightarrow n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = [\text{Na}_2\text{SO}_4] \cdot V_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,08 \text{ L} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4$$

$$[\text{Ba}(\text{NO}_3)_2] = \frac{n_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2}}{V_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2}} \Rightarrow n_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2} = [\text{Ba}(\text{NO}_3)_2] \cdot V_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2} = 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,12 \text{ L} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2$$

El sulfato de sodio es soluble y aporta los iones sulfato. El nitrato de bario también es soluble y aporta los iones bario:

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \begin{cases} n_{\text{Na}^+} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de Na}^+}{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4} = 16 \cdot 10^{-4} \text{ mol de Na}^+ \\ n_{\text{SO}_4^{2-}} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de SO}_4^{2-} \end{cases}$$

$$n_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2 \Rightarrow \begin{cases} n_{\text{Ba}^{2+}} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Ba}^{2+}}{1 \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Ba}^{2+} \\ n_{\text{NO}_3^-} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de NO}_3^-}{1 \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2} = 4,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NO}_3^- \end{cases}$$

Según la estequiometría de la reacción, en el equilibrio:

	BaSO ₄	⇌	Ba ²⁺	+	SO ₄ ²⁻
Cantidad de sustancia (mol)			2,4 · 10 ⁻³		8 · 10 ⁻⁴

Suponiendo los volúmenes aditivos, calcula la concentración de cada ion:

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{n_{\text{Ba}^{2+}}}{V} = \frac{2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Ba}^{2+}}{(0,12 + 0,08) \text{ L}} = 0,012 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}}}{V} = \frac{8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de SO}_4^{2-}}{(0,12 + 0,08) \text{ L}} = 0,004 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Para saber si se produce precipitado de BaSO₄ al mezclar dos disoluciones que contienen sus iones, calcula el producto iónico y compara con el K_{ps} .

$$Q = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 0,012 \cdot 0,004 = 4,8 \cdot 10^{-5}$$

Q es mucho mayor que K_{ps} . Se trata de una disolución sobresaturada y el exceso de sal precipitará hasta que $Q = K_{ps}$. Es la condición necesaria para que una sal precipite.

ACTIVIDADES (página 190)

- 21.** Si $K_{ps} = 1,4 \cdot 10^{-8}$, escribe el equilibrio de solubilidad del yoduro de plomo(II), Pbl₂, y calcula la solubilidad del mismo.

Según la estequiometría de la reacción:

	Pbl ₂	⇌	Pb ²⁺	+	2 I ⁻
Cantidad de sustancia (mol)			s		2s

Calcula el valor de la constante del producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 = s \cdot (2 \cdot s)^2 = 4 \cdot s^3$$

Conocido del valor del producto de solubilidad, despeja, sustituye los datos y calcula la solubilidad:

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,4 \cdot 10^{-8}}{4}} = 1,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- 22.** Explica, justificando la respuesta, hacia dónde se desplaza el equilibrio de precipitación si añadimos a una disolución saturada de Pbl₂ volúmenes de otra disolución de CaI₂.
¿Se disolverá más o menos el yoduro de plomo(II)?

Si añadimos al equilibrio CaI₂, sal soluble en agua, la concentración de I⁻ aumenta $Q > K_{ps}$. El sistema se desplaza hacia la izquierda para reestablecer el equilibrio, disminuyendo la solubilidad del compuesto.

ACTIVIDAD (página 192)

- 23.** El hidróxido de cadmio(II) es una sustancia cuyo producto de solubilidad es $7,2 \cdot 10^{-15}$ a 25 °C, y aumenta al elevar la temperatura. Justifica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El proceso de solubilización de esta sustancia es exotérmico.
- La solubilidad a 25 °C tiene un valor de $1,24 \cdot 10^{-5} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Esta sustancia se disuelve más fácilmente si se reduce el pH del medio.

Datos: $M(\text{H}) = 1,008$; $M(\text{O}) = 16,00$; $M(\text{Cd}) = 112,4$.

- a) **Falsa.** Si al aumentar la temperatura, aumenta el producto de solubilidad, es porque la reacción se está desplazando a la formación de reactivos; es decir, a la derecha. Y si una reacción se desplaza a la derecha cuando aumenta la temperatura la reacción es endotérmica, ya que se desplaza en el sentido en el que se consume calor y contrarresta el aumento de temperatura.
- b) **Falsa.** Según la estequiometría de la reacción:

	Cd(OH)_2	\rightleftharpoons	Cd^{2+}	+	2OH^-
Cantidad de sustancia (mol)			s		$2s$

Calcula el valor de la constante del producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

Sustituye el valor de solubilidad:

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{7,2 \cdot 10^{-15}}{4}} = 1,22 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Expresa la solubilidad en unidades de $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, utilizando para ello la masa molar del Cd(OH)_2 :

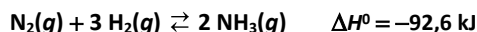
$$M(\text{Cd(OH)}_2) = 112,4 + (16,00 + 1,008) \cdot 2 = 146,416 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$s = \frac{1,22 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{\text{L}} \cdot \frac{146,416 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,78 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \neq 1,24 \cdot 10^{-5} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

- c) **Verdadera.** Si disminuye el pH, aumenta la concentración de H_3O^+ , lo que provoca que los iones OH^- reaccionen neutralizando y formen agua. El efecto final será la disminución de la concentración de iones OH^- . Así $Q < K_{ps}$ y, por tanto, se producirá un desplazamiento hacia la derecha, aumentando así la solubilidad del Cd(OH)_2 .

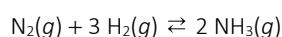
ACTIVIDAD (página 194)

24. En el proceso Haber-Bosch para la síntesis de amoníaco tiene lugar la reacción en fase gaseosa siguiente:

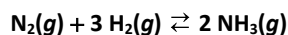


- a) **Explica cómo deben variar la presión, el volumen y la temperatura para que el equilibrio se desplace hacia la formación de amoníaco.**
- b) **Comenta las condiciones reales de obtención del compuesto en la industria.**
- a) Al tratarse de una reacción donde disminuyen los moles gaseosos, un aumento de presión favorecerá el desplazamiento hacia la formación de amoníaco. Una disminución de volumen provocará un aumento de concentración y también desplazará el equilibrio hacia donde existan menos moles gaseosos; es decir, hacia la formación de amoníaco. Una disminución de temperatura favorece el sentido en que la reacción es exotérmica. La reacción es exotérmica, por lo que al disminuir la temperatura se favorece la síntesis del amoníaco.
- b) A inicios del siglo xx la fuente natural de compuestos nitrogenados era el NaNO_3 , que resulta de la transformación de excrementos de aves marinas. Esta fuente no era suficiente para mantener el consumo anual de compuestos nitrogenados. Para producir a gran escala este tipo de compuestos era necesario encontrar otra fuente de nitrógeno.

Esta molécula es el componente mayoritario del aire que nos rodea, pero es muy estable (contiene un enlace triple) y muy difícil de romper. Esto representa una dificultad inicial para formar cualquier compuesto nitrogenado. Este problema lo resolvió en 1909 el químico alemán Fritz Haber con la síntesis industrial del amoníaco, molécula precursora del resto de compuestos nitrogenados:



Este proceso fue perfeccionado industrialmente en años siguientes por el también alemán Carl Bosch. Por eso esta reacción es conocida como síntesis de Haber-Bosch.

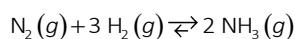
ACTIVIDADES FINALES (página 201)
Expresiones de las constantes de equilibrio K_c y K_p . Relación entre ambas
25. En la reacción de formación del amoníaco:


se alcanza el equilibrio a 227 °C con la constante de equilibrio $K_c = 0,9$. En un recipiente de 2 L hay 1 mol de nitrógeno, 3 mol de hidrógeno y 1 mol de amoníaco. Determina hacia dónde evolucionará el equilibrio al elevar la temperatura hasta 227 °C.

Calcula el cociente de reacción en las condiciones del enunciado:

$$Q_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} = \frac{\left(\frac{1 \text{ mol de NH}_3}{2 \text{ L}}\right)^2}{\left(\frac{1 \text{ mol de N}_2}{2 \text{ L}}\right) \cdot \left(\frac{3 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ L}}\right)^3} = 0,148$$

($Q_c = 0,148$) < ($K_c = 0,9$): el sistema no está en equilibrio. Al haber menor concentración de productos que en el equilibrio, **la reacción evolucionará hacia la derecha** para aumentar la concentración de productos y así alcanzar el equilibrio.


26. Para la reacción: $\text{CO}(g) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + \text{CO}_2(g)$, la constante $K_c = 8,25$ a 900 °C. En un recipiente de 125 L se introducen inicialmente 10 mol de CO y 5 mol de H_2O y se eleva la temperatura a 900 °C. Determina en el equilibrio:
a) La concentración de cada compuesto.
b) La presión total de la mezcla.
Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	CO(g)	+ H ₂ O(g)	⇌	H ₂ (g)	+ CO ₂ (g)
Inicial	10	5		0	0
En reacción	-x	-x		x	x
En equilibrio	10 - x	5 - x		x	x
Concentración en equilibrio (mol · L ⁻¹)	$\frac{10-x}{125}$	$\frac{5-x}{125}$		$\frac{x}{125}$	$\frac{x}{125}$

Escribe la expresión de la constante de equilibrio, ordénala y sustituye los valores:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{CO}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{\left(\frac{x}{125}\right) \cdot \left(\frac{x}{125}\right)}{\left(\frac{10-x}{125}\right) \cdot \left(\frac{5-x}{125}\right)} = \frac{x^2}{(10-x) \cdot (5-x)} = 8,25$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior. Los posibles valores de x son: $x_1 = -12,527 \text{ mol}$ y $x_2 = 4,542 \text{ mol}$.

Descarta el primer valor ya que no pueden reaccionar un valor negativo de moles. Luego $x = 4,542 \text{ mol}$.

Calcula la concentración de cada especie en el equilibrio sustituyendo el valor de x:

$$[\text{CO}] = \frac{n_{\text{CO}}}{V(\text{L})} = \frac{(10-x) \text{ mol}}{125 \text{ L}} = \frac{(10-4,542) \text{ mol}}{125 \text{ L}} = 4,37 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V(\text{L})} = \frac{5-x \text{ mol}}{125 \text{ L}} = \frac{(5-4,542) \text{ mol}}{125 \text{ L}} = 3,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{n_{\text{H}_2}}{V(\text{L})} = \frac{x \text{ mol}}{125 \text{ L}} = \frac{4,542 \text{ mol}}{125 \text{ L}} = 3,63 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{n_{\text{CO}_2}}{V(\text{L})} = \frac{x \text{ mol}}{125 \text{ L}} = \frac{4,542 \text{ mol}}{125 \text{ L}} = 3,63 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- b) Conocido el valor de x , calcula la cantidad total de partículas como la suma de las cantidades que intervienen de cada especie en el equilibrio:

$$n_T = n_{\text{CO}} + n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{H}_2} + n_{\text{CO}_2} = (10-x) + (5-x) + x + x = 15 \text{ mol}$$

Aplica la ecuación general de los gases ideales para calcular la presión total de la mezcla:

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

Despeja la presión, sustituye los datos conocidos y opera:

$$p = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{15 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (900 + 273) \text{ K}}{125 \text{ L}} = 11,54 \text{ atm}$$

- 27.** En la reacción: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, la constante de equilibrio a la temperatura 760 K vale $K_c = 33,3$. Se inyectan en un recipiente de 30 cm^3 simultáneamente $1,50 \text{ g}$ de PCl_5 y $15,0 \text{ g}$ de PCl_3 . Calcula la concentración de cada sustancia en el equilibrio, a esa temperatura.

Datos: $M(\text{P}) = 30,97 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Calcula los moles que hay de cada sustancia a partir de la masa molar:

$$M(\text{PCl}_5) = 30,97 + 5 \cdot 35,45 = 208,22 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{PCl}_3) = 30,97 + 3 \cdot 35,45 = 137,32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{PCl}_5} = 1,5 \text{ g de PCl}_5 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{208,22 \text{ g de PCl}_5} = 7,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de PCl}_5$$

$$n_{\text{PCl}_3} = 15 \text{ g de PCl}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{137,32 \text{ g de PCl}_3} = 0,109 \text{ mol de PCl}_3$$

Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{PCl}_5(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Inicial	$7,2 \cdot 10^{-3}$		0,109		0
En reacción	$-x$		x		x
En equilibrio	$7,2 \cdot 10^{-3} - x$		$0,109 + x$		x
Concentración en equilibrio ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	$\frac{7,2 \cdot 10^{-3} - x}{0,03}$		$\frac{0,109 + x}{0,03}$		$\frac{x}{0,03}$

Escribe la expresión de la constante de equilibrio y sustituye los valores:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{0,109 + x}{0,03}\right) \cdot \left(\frac{x}{0,03}\right)}{\frac{7,2 \cdot 10^{-3} - x}{0,03}} = \frac{x \cdot (0,109 + x)}{0,03 \cdot (7,2 \cdot 10^{-3} - x)} = 33,3$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior. Los posibles valores de x son: $x_1 = -1,11$ y $x_2 = 0,00645$. Descarta el primer valor ya que no pueden reaccionar un valor negativo de moles. Luego $x = 0,00645$ mol.

Calcula la concentración de cada especie en el equilibrio sustituyendo el valor de x :

$$[\text{PCl}_5] = \frac{n_{\text{PCl}_5}}{V} = \frac{(7,2 \cdot 10^{-3} - x) \text{ mol}}{0,03 \text{ L}} = \frac{(7,2 \cdot 10^{-3} - 6,45 \cdot 10^{-3}) \text{ mol}}{0,03 \text{ L}} = \mathbf{0,025 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{PCl}_3] = \frac{n_{\text{PCl}_3}}{V} = \frac{(0,109 + x) \text{ mol}}{0,03 \text{ L}} = \frac{(0,109 + 6,45 \cdot 10^{-3}) \text{ mol}}{0,03 \text{ L}} = \mathbf{3,84 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{Cl}_2] = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{V} = \frac{x \text{ mol}}{0,03 \text{ L}} = \frac{6,45 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,03 \text{ L}} = \mathbf{0,215 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

28. En un recipiente de 2,4 L se introducen inicialmente 2 mol del compuesto A y 2 mol del compuesto B y se calienta a 500 °C hasta que se alcanza el equilibrio indicado por la reacción: $\text{A}(g) + \text{B}(g) \rightleftharpoons 2 \text{C}(g)$. Si la fracción molar del compuesto C en la mezcla del equilibrio es 0,6, calcula:

- La concentración de cada compuesto en el equilibrio.
- El valor de las constantes de equilibrio K_c y K_p .
- La presión total en el recipiente cuando se alcanza el equilibrio a 500 °C.

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

- Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	A(g)	+ B(g)	\rightleftharpoons	2C(g)
Inicial	2	2		0
En reacción	-x	-x		2x
En equilibrio	2-x	2-x		2x
Concentración en equilibrio (mol · L ⁻¹)	$\frac{2-x}{2,4}$	$\frac{2-x}{2,4}$		$\frac{2x}{2,4}$

Calcula la cantidad total de partículas sumando el número de moles de cada especie que intervienen en el equilibrio:

$$n_T = n_A + n_B + n_C = (2-x) + (2-x) + 2x = 4 \text{ mol}$$

Deduce el valor de x a partir del valor de la fracción molar de C en el equilibrio.

$$\chi_c = \frac{n_c}{n_T} = \frac{2x}{4} = 0,6 \Rightarrow x = 1,2 \text{ mol}$$

Conocido el valor de x , sustituye y calcula la concentración de cada especie en el equilibrio:

$$[\text{A}] = \frac{n_A}{V} = \frac{(2-x) \text{ mol}}{2,4 \text{ L}} = \frac{(2-1,2) \text{ mol}}{2,4 \text{ L}} = \mathbf{0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{B}] = \frac{n_B}{V} = \frac{(2-x) \text{ mol}}{2,4 \text{ L}} = \frac{(2-1,2) \text{ mol}}{2,4 \text{ L}} = \mathbf{0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{C}] = \frac{n_C}{V} = \frac{2x \text{ mol}}{2,4 \text{ L}} = \frac{2 \cdot 1,2 \text{ mol}}{2,4 \text{ L}} = \mathbf{1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

- Calcula el valor de la constante de equilibrio, K_c , sustituyendo los valores que encontraste en el apartado anterior:

$$K_c = \frac{[\text{C}]}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]} = \frac{1}{(0,3) \cdot (0,3)} = \mathbf{9}$$

Utiliza la relación entre K_c y K_p :

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 9 \cdot [0,082 \cdot (500 + 273)]^{2-(1+1)} = 9 \cdot (63,386)^0 = \mathbf{9}$$

- c) Aplica la ecuación de estado de los gases ideales para calcular la presión total de la mezcla:

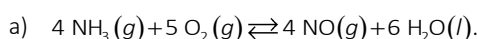
$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

Despeja la presión, sustituye los datos y opera:

$$p = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{4 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (500 + 273) \cancel{\text{K}}}{2,4 \cancel{\text{L}}} = 105,6 \text{ atm}$$

29. El amoníaco reacciona a 298 K con oxígeno molecular y se oxida a monóxido de nitrógeno y agua, siendo una reacción exotérmica.

- a) Ajusta la ecuación química con coeficientes estequiométricos enteros.
 b) Escribe la expresión de la constante de equilibrio K_c .
 c) ¿Cómo se modifica el equilibrio si aumenta la presión total a 298 K? Todos los compuestos son gaseosos a excepción del H_2O , que se encuentra en estado líquido.
 d) ¿Cómo se puede aumentar el valor de K_c ?



b)
$$K_c = \frac{[\text{NO}]^4 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{NH}_3]^4 \cdot [\text{O}_2]^5}$$

- c) Al aumentar la presión y mantener constante la temperatura, disminuye el volumen, aumentando así la concentración. El equilibrio se desplazará hacia donde hay menos moles gaseosos para compensar este aumento. En este caso hay 9 moles gaseosos en los reactivos y 4 moles en los productos, por lo que se desplazará **hacia la formación de productos**.
 d) **Modificando la temperatura**, que es el único factor que influye en K_c . Al ser una reacción exotérmica, K_c aumentará si disminuimos la temperatura, ya que el equilibrio se desplazará hacia la formación de productos.

30. Al calentar pentacloruro de fósforo a 250 °C, en un reactor de 750 cm³ de capacidad, se descompone según:



Si una vez alcanzado el equilibrio el grado de disociación es 0,8, y la presión total, de 0,85 atm, calcula:

- a) El número de moles de PCl_5 iniciales.
 b) La constante K_p a esa temperatura.

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

- a) Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{PCl}_5(g)$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(g)$	+	$\text{Cl}_2(g)$
Inicial	n_0		0		0
En reacción	$-n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$
En equilibrio	$n_0 \cdot (1 - \alpha)$		$n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$

La cantidad total es la suma de los moles de cada sustancia en el equilibrio:

$$n_T = n_{\text{PCl}_5} + n_{\text{PCl}_3} + n_{\text{Cl}_2} = n_0 \cdot (1 - \alpha) + n_0 \cdot \alpha + n_0 \cdot \alpha = n_0 \cdot (1 + \alpha) \text{ mol}$$

Despeja la cantidad inicial:

$$n_T = n_0 \cdot (1 + \alpha) \Rightarrow n_0 = \frac{n_T}{1 + \alpha}$$

Calcula el valor de partículas totales usando la ecuación de estado de los gases ideales. Despeja, sustituye y opera:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow n_T = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,85 \text{ atm} \cdot 0,75 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (250 + 273) \text{ K}} = 0,0149 \text{ mol}$$

Calcula la cantidad inicial, sustituye los valores conocidos:

$$n_0 = \frac{0,0149}{1 + 0,8} = 0,00826 \text{ mol} = \mathbf{8,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

b) En primer lugar calcula las presiones parciales en el equilibrio:

$$p_{\text{PCl}_5} = \chi_{\text{PCl}_5} \cdot p_T = \frac{n_{\text{PCl}_5}}{n_T} \cdot p_T = \frac{n_0 \cdot (1 - \alpha)}{n_0 \cdot (1 + \alpha)} \cdot p_T = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} \cdot p_T = \frac{1 - 0,8}{1 + 0,8} \cdot 0,85 \text{ atm} = 0,094 \widehat{\text{ atm}}$$

$$p_{\text{PCl}_3} = \chi_{\text{PCl}_3} \cdot p_T = \frac{n_{\text{PCl}_3}}{n_T} \cdot p_T = \frac{n_0 \cdot \alpha}{n_0 \cdot (1 + \alpha)} \cdot p_T = \frac{\alpha}{1 + \alpha} \cdot p_T = \frac{0,8}{1 + 0,8} \cdot 0,85 \text{ atm} = 0,37 \widehat{\text{ atm}}$$

$$p_{\text{Cl}_2} = \chi_{\text{Cl}_2} \cdot p_T = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{n_0 \cdot \alpha}{n_0 \cdot (1 + \alpha)} \cdot p_T = \frac{\alpha}{1 + \alpha} \cdot p_T = \frac{0,8}{1 + 0,8} \cdot 0,85 \text{ atm} = 0,37 \widehat{\text{ atm}}$$

Sustituye en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{(0,37)^2}{0,094} = \mathbf{1,51}$$

31. En un recipiente de 2,5 L se introducen 2,1 mol de $\text{PCl}_5(\text{g})$ y 1,4 mol de $\text{PCl}_3(\text{g})$. Al elevar la temperatura a 250 °C se establece el siguiente equilibrio: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Sabiendo que K_c a esa temperatura vale 0,042, calcula:

- La concentración de Cl_2 en el equilibrio.
- El valor de K_p a esa misma temperatura.
- El grado de disociación alcanzado por el PCl_5 .

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

a) Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{PCl}_5(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Inicial	2,1		1,4		0
En reacción	-x		x		x
En equilibrio	2,1-x		1,4+x		x

Escribe la expresión de la constante de equilibrio, sustituye las expresiones de las concentraciones y ordena. Por último, sustituye el valor de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{PCl}_3}}{V}\right) \cdot \left(\frac{n_{\text{Cl}_2}}{V}\right)}{\frac{n_{\text{PCl}_5}}{V}} = \frac{n_{\text{PCl}_3} \cdot n_{\text{Cl}_2}}{V \cdot n_{\text{PCl}_5}} = \frac{(1,4 + x) \cdot x}{2,5 \cdot (2,1 - x)} = 0,042$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior. Los valores de x son: $x_1 = -1,639$ y $x_2 = 0,1345$. Descarta el primer valor ya que no puede ser un valor negativo. Luego $x = 0,1345 \text{ mol}$. Calcula la concentración del cloro en el equilibrio sustituyendo el valor de x:

$$[\text{Cl}_2] = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{V} = \frac{x \text{ mol}}{2,5 \text{ L}} = \frac{0,1345 \text{ mol}}{2,5 \text{ L}} = 0,0538 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = \mathbf{5,38 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

- b) Para hallar K_p utiliza la expresión que relaciona K_c y K_p , teniendo en cuenta que, por la estequiometría de la ecuación, $\Delta n = (n_{\text{PCl}_3} + n_{\text{Cl}_2}) - n_{\text{PCl}_5} = (1+1) - 1 = 1$. Sustituye los datos y opera:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 0,042 \cdot [0,082 \cdot (250 + 273)]^1 = \mathbf{1,8}$$

- c) Dado que el grado de disociación es igual al cociente entre la cantidad de reactivo que ha reaccionado y la cantidad de reactivo inicial:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{0,1345}{2,1} = \mathbf{0,064}$$

ACTIVIDADES FINALES (página 202)

- 32.** A una temperatura de 200 °C y a la presión de 1 atm, el PCl_5 se disocia un 49,5 % en PCl_3 y Cl_2 . Calcula las constantes K_c y K_p y el grado de disociación del PCl_5 a la misma temperatura pero a 10 atm de presión.

Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{PCl}_5(g)$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(g)$	+	$\text{Cl}_2(g)$
Inicial	n_0		0		0
En reacción	$-n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$
En equilibrio	$n_0 \cdot (1 - \alpha)$		$n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$
Concentración en el equilibrio ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	$\frac{n_0}{V} \cdot (1 - \alpha)$		$\frac{n_0}{V} \cdot \alpha$		$\frac{n_0}{V} \cdot \alpha$

Sustituye en la expresión de K_c :

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{n_0}{V} \cdot \alpha\right)^2}{\frac{n_0}{V} \cdot (1 - \alpha)} = \frac{n_0 \cdot \alpha^2}{V \cdot (1 - \alpha)}$$

La cantidad total de partículas es la suma de los moles de cada sustancia en el equilibrio:

$$n_T = n_{\text{PCl}_5} + n_{\text{PCl}_3} + n_{\text{Cl}_2} = n_0 \cdot (1 - \alpha) + n_0 \cdot \alpha + n_0 \cdot \alpha = n_0 \cdot (1 + \alpha)$$

De donde se despeja la cantidad inicial:

$$n_0 = \frac{n_T}{1 + \alpha}$$

Sustituyendo y ordenando en la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{n_0 \cdot \alpha^2}{V \cdot (1 - \alpha)} = \frac{\frac{n_T}{1 + \alpha} \cdot \alpha^2}{V \cdot (1 - \alpha)} = \frac{n_T \cdot \alpha^2}{V \cdot (1 - \alpha^2)} = \frac{n_T}{V} \cdot \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2}$$

Despeja de la ecuación de estado de los gases:

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

Se sustituye esta igualdad en la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{n_T}{V} \cdot \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} = \frac{p}{R \cdot T} \cdot \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2}$$

Sustituye los valores conocidos y opera:

$$K_c = \frac{1}{0,082 \cdot (200+273)} \cdot \frac{0,495^2}{1-0,495^2} = 8,37 \cdot 10^{-3}$$

Para hallar K_p utiliza la expresión que relaciona K_c y K_p , teniendo en cuenta que, por la estequiometría de la ecuación,

$$\Delta n = (n_{\text{PCl}_3} + n_{\text{Cl}_2}) - n_{\text{PCl}_5} = (1+1) - 1 = 1. \text{ Sustituye los datos y opera:}$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 8,35 \cdot 10^{-3} \cdot [0,082 \cdot (200+273)]^1 = 0,3245$$

Escribe las presiones parciales:

$$p_{\text{PCl}_5} = \chi_{\text{PCl}_5} \cdot p_T = \frac{n_{\text{PCl}_5}}{n_T} \cdot p_T = \frac{n_0 \cdot (1-\alpha)}{n_0 \cdot (1+\alpha)} \cdot p_T = \frac{1-\alpha}{1+\alpha} \cdot p_T$$

$$p_{\text{PCl}_3} = \chi_{\text{PCl}_3} \cdot p_T = \frac{n_{\text{PCl}_3}}{n_T} \cdot p_T = \frac{n_0 \cdot \alpha}{n_0 \cdot (1+\alpha)} \cdot p_T = \frac{\alpha}{1+\alpha} \cdot p_T$$

$$p_{\text{Cl}_2} = \chi_{\text{Cl}_2} \cdot p_T = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{n_0 \cdot \alpha}{n_0 \cdot (1+\alpha)} \cdot p_T = \frac{\alpha}{1+\alpha} \cdot p_T$$

Sustituye en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{\left(\frac{\alpha}{1+\alpha} \cdot p_T\right)^2}{\frac{1-\alpha}{1+\alpha} \cdot p_T} = \frac{\frac{\alpha^2}{(1+\alpha)^2} \cdot p_T^2}{\frac{1-\alpha}{1+\alpha} \cdot p_T} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot p_T$$

Despeja α :

$$K_p = \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot p_T \Rightarrow \frac{K_p}{p_T} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} \Rightarrow \frac{K_p}{p_T} \cdot (1-\alpha^2) = \alpha^2 \Rightarrow \frac{K_p}{p_T} - \frac{K_p}{p_T} \cdot \alpha^2 = \alpha^2$$

$$\frac{K_p}{p_T} = \alpha^2 + \frac{K_p}{p_T} \cdot \alpha^2 \Rightarrow \frac{K_p}{p_T} = \left(1 + \frac{K_p}{p_T}\right) \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha^2 = \frac{K_p / p_T}{1 + K_p / p_T} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_p}{p_T + K_p}}$$

Sustituye, sabiendo que si la temperatura no cambia, tampoco lo hace el valor de la constante de equilibrio, y opera:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_p}{p_T + K_p}} = \sqrt{\frac{0,3245}{10 + 0,3245}} = 0,177 \Rightarrow \alpha = 17,7\%$$

33. Una mezcla gaseosa de 1 L, constituida inicialmente por 7,94 mol de hidrógeno gaseoso, H_2 , y 5,30 mol de yodo gaseoso, I_2 , se calienta a 445 °C. En el equilibrio se forman 9,52 mol de yoduro de hidrógeno también gaseoso.

- Calcula el valor de la constante de equilibrio K_c a dicha temperatura.
 - Si hubiésemos partido de 4 mol de hidrógeno gaseoso y 2 mol de yodo gaseoso, ¿cuántos moles de yoduro de hidrógeno gaseoso habría en el equilibrio?
- a) Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{H}_2(g)$	+	$\text{I}_2(g)$	\rightleftharpoons	$2\text{HI}(g)$
Inicial	7,94		5,30		0
Reaccionan	-x		-x		2x
En equilibrio	7,94-x		5,30-x		2x

Como se alcanza el equilibrio se forman 9,52 mol de yoduro de hidrógeno, despeja para calcular el valor de x:

$$2x = 9,52 \Rightarrow x = 4,76 \text{ mol}$$

Calcula ahora la constante de equilibrio. En este caso, como el volumen de la disolución es 1 L:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{HI}}}{V}\right)^2}{\frac{n_{\text{H}_2}}{V} \cdot \frac{n_{\text{I}_2}}{V}} = \frac{\left(\frac{2x}{1\text{L}}\right)^2}{\frac{7,94-x}{1\text{L}} \cdot \frac{5,30-x}{1\text{L}}} = \frac{(9,52)^2}{(7,94-4,76) \cdot (5,30-4,76)} = \mathbf{52,78}$$

b) Establece las nuevas condiciones:

Cantidad (mol)	H ₂ (g)	+	I ₂ (g)	⇌	2HI (g)
Inicial	4		2		0
Reaccionan	-x		-x		2x
En equilibrio	4-x		2-x		2x

Como se alcanza el equilibrio con $K_c = 52,78$, escribe la expresión de la constante de equilibrio y sustituye los datos conocidos:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{(2 \cdot x)^2}{(4-x) \cdot (2-x)} = 52,78$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior. Los valores de x son: $x_1 = 1,875$ y $x_2 = 4,617$. Descarta el segundo valor ya que la cantidad que reacciona no puede ser mayor que la inicial. Luego $x = 1,875$ mol.

Por tanto, en el equilibrio habrá $n_{\text{HI}} = 2x = 2 \cdot 1,875 = \mathbf{3,75 \text{ mol}}$ de yoduro de hidrógeno.

34. En el equilibrio a 720 °C: $\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$. Si a una presión total de 0,25 atm el trióxido de azufre se encuentra disociado en un 69 %, calcula:

a) Las presiones parciales de cada gas en el equilibrio.

b) Los valores de K_c y K_p .

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

Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	SO ₃ (g)	⇌	SO ₂ (g)	+	$\frac{1}{2}$ O ₂ (g)
Inicial	n_0		0		0
En reacción	$-n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$		$\frac{1}{2} \cdot n_0 \cdot \alpha$
En equilibrio	$n_0 \cdot (1-\alpha)$		$n_0 \cdot \alpha$		$\frac{1}{2} \cdot n_0 \cdot \alpha$

La cantidad total de partículas es la suma de los moles de cada sustancia en el equilibrio:

$$n_T = n_{\text{SO}_3} + n_{\text{SO}_2} + n_{\text{O}_2} = n_0 \cdot (1-\alpha) + n_0 \cdot \alpha + \frac{1}{2} \cdot n_0 \cdot \alpha = n_0 \cdot \left(1 + \frac{1}{2} \cdot \alpha\right)$$

Calcula las presiones parciales de cada gas en el equilibrio:

$$p_{\text{SO}_3} = \chi_{\text{SO}_3} \cdot p_T = \frac{n_{\text{SO}_3}}{n_T} \cdot p_T = \frac{\cancel{n_0} \cdot (1-\alpha)}{\cancel{n_0} \cdot \left(1 + \frac{1}{2} \cdot \alpha\right)} \cdot p_T = \frac{2 \cdot (1-\alpha)}{2+\alpha} \cdot p_T = \frac{2 \cdot (1-0,69)}{2+0,69} \cdot 0,25 \text{ atm} = \mathbf{0,0576 \text{ atm}}$$

$$p_{\text{SO}_2} = \chi_{\text{SO}_2} \cdot p_T = \frac{n_{\text{SO}_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{\cancel{n_0} \cdot \alpha}{\cancel{n_0} \cdot \left(1 + \frac{1}{2} \cdot \alpha\right)} \cdot p_T = \frac{2 \cdot \alpha}{2 + \alpha} \cdot p_T = \frac{2 \cdot 0,69}{2 + 0,69} \cdot 0,25 \text{ atm} = \mathbf{0,1283 \text{ atm}}$$

$$p_{\text{O}_2} = \chi_{\text{O}_2} \cdot p_T = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{\frac{1}{2} \cdot \cancel{n_0} \cdot \alpha}{\cancel{n_0} \cdot \left(1 + \frac{1}{2} \cdot \alpha\right)} \cdot p_T = \frac{\alpha}{2 + \alpha} \cdot p_T = \frac{0,69}{2 + 0,69} \cdot 0,25 \text{ atm} = \mathbf{0,0641 \text{ atm}}$$

b) Sustituye los valores calculados en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{p_{\text{SO}_2} \cdot (p_{\text{O}_2})^{\frac{1}{2}}}{p_{\text{SO}_3}} = \frac{0,1283 \cdot (0,0641)^{\frac{1}{2}}}{0,0576} = \mathbf{0,5638}$$

Para hallar K_C utiliza la expresión que relaciona K_C y K_p . Teniendo en cuenta que la variación del número de

moles gaseosas es: $\Delta n = (n_{\text{SO}_2} + n_{\text{O}_2}) - n_{\text{SO}_3} = \left(1 + \frac{1}{2}\right) - 1 = \frac{1}{2}$. Despeja, sustituye los datos y opera:

$$K_p = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_C = \frac{K_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} = \frac{0,564}{[0,082 \cdot (720 + 273)]^{\frac{1}{2}}} = \mathbf{0,0625}$$

35. La constante de equilibrio es $K_p = 1,05$ para la reacción $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ a la temperatura de 250 °C.

La reacción se inicia con una mezcla de los tres gases. Las presiones parciales iniciales de cada uno de los gases son $p_{\text{PCl}_5} = 0,177 \text{ atm}$, $p_{\text{PCl}_3} = 0,223 \text{ atm}$ y $p_{\text{Cl}_2} = 0,111 \text{ atm}$. Determina:

a) El valor de K_C a dicha temperatura.

b) Las concentraciones de todas las especies presentes una vez alcanzado el equilibrio.

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

a) Para hallar K_C utiliza la expresión que relaciona K_C y K_p . Teniendo en cuenta que la variación del número de moles

gaseosos es: $\Delta n = (n_{\text{PCl}_3} + n_{\text{Cl}_2}) - n_{\text{PCl}_5} = (1 + 1) - 1 = 1$, despeja, sustituye los datos y opera:

$$K_p = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_C = \frac{K_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} = \frac{1,05}{[0,082 \cdot (250 + 273)]^1} = \mathbf{0,0245}$$

b) Conocidas las presiones con las condiciones iniciales, para saber hacia dónde evoluciona la reacción calcula el cociente de reacción:

$$Q_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{0,223 \cdot 0,111}{0,177} = 0,1398$$

Como $(Q_p = 0,14) < (K_p = 1,05)$, la reacción evoluciona hacia la formación de productos. Establece las presiones con las condiciones en el equilibrio:

Presión (atm)	$\text{PCl}_5(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Inicial	0,177		0,223		0,111
En equilibrio	$0,177 - x$		$0,223 + x$		$0,111 + x$

En el equilibrio K_p :

$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{(0,223 + x) \cdot (0,111 + x)}{(0,177 - x)} = 1,05$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior. Los valores de x son: $x_1 = -1,4919$ y $x_2 = 0,10798$. Descarta el primer valor ya que la presión no puede ser negativa. Por eso $x = 0,10798$ atm. Luego los valores de las presiones en el equilibrio son:

$$p_{\text{PCl}_5} = (0,177 - x) \text{ atm} = (0,177 - 0,10798) \text{ atm} = 0,069 \text{ atm}$$

$$p_{\text{PCl}_3} = (0,223 + x) \text{ atm} = (0,223 + 0,10798) \text{ atm} = 0,331 \text{ atm}$$

$$p_{\text{Cl}_2} = (0,111 + x) \text{ atm} = (0,111 + 0,10798) \text{ atm} = 0,219 \text{ atm}$$

Aplica la ecuación de estado de los gases ideales a cada sustancia para calcular la concentración en el equilibrio de cada una de ellas.

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

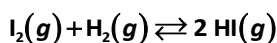
Sustituye los valores y opera:

$$[\text{PCl}_5] = \frac{n_{\text{PCl}_5}}{V} = \frac{p_{\text{PCl}_5}}{R \cdot T} = \frac{0,069 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (250 + 273) \text{ K}} = 1,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{PCl}_3] = \frac{n_{\text{PCl}_3}}{V} = \frac{p_{\text{PCl}_3}}{R \cdot T} = \frac{0,331 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (250 + 273) \text{ K}} = 7,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}_2] = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{V} = \frac{p_{\text{Cl}_2}}{R \cdot T} = \frac{0,219 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (250 + 273) \text{ K}} = 5,11 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

36. El yodo reacciona con el hidrógeno según la reacción expresada por la siguiente ecuación:



Al analizar la masa contenida en un recipiente de 1 L con una mezcla gaseosa de yodo, hidrógeno y yoduro de hidrógeno a 227 °C y en equilibrio, dio el siguiente resultado: 0,283 g de HI; 0,371 g de I_2 y 0,004 g de H_2 .

- a) ¿Cuál es la presión de cada gas en el equilibrio a 227 °C, y la presión total en el interior del recipiente?
 b) Escribe la expresión de la constante de equilibrio K_p para la reacción indicada y calcula su valor numérico.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1,008$; $M(\text{I}) = 126,9$.

- a) En primer lugar calcula la cantidad que hay de cada sustancia (en mol):

$$n_{\text{H}_2} = 0,004 \text{ g de H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{2,016 \text{ g de H}_2} = 1,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{I}_2} = 0,371 \text{ g de I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de I}_2}{253,8 \text{ g de I}_2} = 1,46 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{HI}} = 0,283 \text{ g de HI} \cdot \frac{1 \text{ mol de HI}}{127,908 \text{ g de HI}} = 2,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Calcula la cantidad total en el equilibrio:

$$n_{\text{T}} = n_{\text{H}_2} + n_{\text{I}_2} + n_{\text{HI}} = 1,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol} + 1,46 \cdot 10^{-3} \text{ mol} + 2,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 5,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

A través de la ecuación de los gases ideales calcula la presión total:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{5,66 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (227 + 273) \text{ K}}{1 \text{ L}} = 0,226 \text{ atm}$$

Calcula ahora las presiones parciales:

$$p_{\text{HI}} = \chi_{\text{HI}} \cdot p_{\text{T}} = \frac{n_{\text{HI}}}{n_{\text{T}}} \cdot p_{\text{T}} = \frac{2,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{5,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} \cdot 0,226 \text{ atm} = \mathbf{0,0885 \text{ atm}}$$

$$p_{\text{I}_2} = \chi_{\text{I}_2} \cdot p_{\text{T}} = \frac{n_{\text{I}_2}}{n_{\text{T}}} \cdot p_{\text{T}} = \frac{1,46 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{5,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} \cdot 0,226 \text{ atm} = \mathbf{0,0585 \text{ atm}}$$

$$p_{\text{H}_2} = \chi_{\text{H}_2} \cdot p_{\text{T}} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{T}}} \cdot p_{\text{T}} = \frac{1,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{5,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} \cdot 0,226 \text{ atm} = \mathbf{0,0794 \text{ atm}}$$

b) Sustituye los valores calculados en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{(p_{\text{HI}})^2}{p_{\text{I}_2} \cdot p_{\text{H}_2}} = \frac{(0,0885)^2}{(0,0585) \cdot (0,0794)} = \mathbf{1,69}$$

37. La constante de equilibrio es $K_c = 4,2$, para la reacción $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$ a $1650 \text{ }^\circ\text{C}$. Al inicio se inyectan $0,8 \text{ mol}$ de H_2 y $0,8 \text{ mol}$ de CO_2 en un recipiente de 5 litros y se espera a alcanzar el equilibrio. Calcula:

a) La concentración de las especies en equilibrio.

b) El valor de K_p a $1650 \text{ }^\circ\text{C}$.

a) Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{H}_2(\text{g})$	$+$	$\text{CO}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$+$	$\text{CO}(\text{g})$
Inicial	0,8		0,8		0		0
En reacción	$-x$		$-x$		x		x
En equilibrio	$0,8 - x$		$0,8 - x$		x		x
Concentración en equilibrio ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	$\frac{0,8 - x}{5}$		$\frac{0,8 - x}{5}$		$\frac{x}{5}$		$\frac{x}{5}$

Calcula el valor de x a partir del valor de la constante de equilibrio K_c . Sustituye las expresiones de las concentraciones, ordena y simplifica:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}]}{[\text{H}_2] \cdot [\text{CO}_2]} = \frac{\left(\frac{x}{5}\right) \cdot \left(\frac{x}{5}\right)}{\left(\frac{0,8 - x}{5}\right) \cdot \left(\frac{0,8 - x}{5}\right)} = \frac{x^2}{(0,8 - x)^2} = 4,2$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior. Los valores de x son: $x_1 = 0,5376$ y $x_2 = 1,5623$. Descarta el segundo valor ya que no puede ser mayor el número de moles que reaccionan que el existente inicialmente. Por eso $x = 0,5376 \text{ mol}$. Calcula la concentración de cada especie en el equilibrio sustituyendo el valor de x :

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V} = \frac{x \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \frac{0,5376 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \mathbf{0,108 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{CO}] = \frac{n_{\text{CO}}}{V} = \frac{x \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \frac{0,5376 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \mathbf{0,108 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{n_{\text{H}_2}}{V} = \frac{(0,8 - x) \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \frac{(0,8 - 0,5376) \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \mathbf{0,0524 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{n_{\text{CO}_2}}{V} = \frac{(0,8 - x) \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \frac{(0,8 - 0,5376) \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \mathbf{0,0524 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

b) Para hallar K_c utiliza la expresión que relaciona K_c y K_p . Teniendo en cuenta que la variación del número de moles gaseosos es: $\Delta n = (n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{CO}}) - (n_{\text{H}_2} + n_{\text{CO}_2}) = (1+1) - (1+1) = 0$, despeja, sustituye los datos y opera:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^0 \Rightarrow K_p = K_c = \mathbf{4,2}$$

ACTIVIDADES (página 203)

38. A la temperatura de 532 K se introducen 0,1 mol de PCl_5 en un recipiente A, de volumen conocido 1,5 L, y 0,1 mol en otro recipiente B. En cada recipiente, por separado, se establece el equilibrio:
- $$\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$$

La cantidad de PCl_5 en el recipiente A se reduce un 50 %; y un 90 % en el recipiente B.

Todas las especies se encuentran en fase gaseosa. Calcula:

- La presión en el equilibrio en el recipiente A.
- La constante de equilibrio K_c .
- El volumen del recipiente B.
- La presión en el equilibrio en el recipiente B.

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

- a) Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{PCl}_5(g)$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(g)$	+	$\text{Cl}_2(g)$
Inicial	n_0		0		0
En reacción	$-n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$
En equilibrio	$n_0 \cdot (1 - \alpha)$		$n_0 \cdot \alpha$		$n_0 \cdot \alpha$
Concentración en el equilibrio ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	$\frac{n_0}{V} \cdot (1 - \alpha)$		$\frac{n_0}{V} \cdot \alpha$		$\frac{n_0}{V} \cdot \alpha$

La cantidad total es la suma de los moles de cada sustancia en el equilibrio:

$$n_T = n_{\text{PCl}_5} + n_{\text{PCl}_3} + n_{\text{Cl}_2} = n_0 \cdot (1 - \alpha) + n_0 \cdot \alpha + n_0 \cdot \alpha = n_0 \cdot (1 + \alpha)$$

Para el recipiente A tenemos que: la cantidad inicial de pentacloruro de fósforo es $n_0 = 0,1 \text{ mol}$, y el grado de disociación es $\alpha = 50\% = 0,5$. Por eso la cantidad de partículas total en el equilibrio es:

$$n_T = 0,1 \cdot (1 + 0,5) = 0,15 \text{ mol}$$

Con la ecuación de estado de los gases ideales calcula la presión en el equilibrio. Despeja, sustituye y opera:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,15 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 532 \text{ K}}{1,5 \text{ L}} = 4,36 \text{ atm}$$

- b) Sustituye en la expresión de K_c :

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{n_0}{V_A} \cdot \alpha_A\right) \cdot \left(\frac{n_0}{V_A} \cdot \alpha_A\right)}{\frac{n_0}{V_A} \cdot (1 - \alpha_A)} = \frac{n_0 \cdot \alpha_A^2}{V_A \cdot (1 - \alpha_A)} = \frac{0,1 \cdot 0,5^2}{1,5 \cdot (1 - 0,5)} = 0,03$$

- c) Teniendo en cuenta que en el recipiente B el grado de disociación es del 90%, calcula la cantidad de cada especie en el equilibrio:

$$n'_{\text{PCl}_5} = n_0 \cdot (1 - \alpha_B) = 0,1 \cdot (1 - 0,9) = 0,01 \text{ mol}$$

$$n'_{\text{PCl}_3} = n_0 \cdot \alpha_B = 0,1 \cdot 0,9 = 0,09 \text{ mol}$$

$$n'_{\text{Cl}_2} = n_0 \cdot \alpha_B = 0,1 \cdot 0,9 = 0,09 \text{ mol}$$

Sustituye en la expresión de K_c y calcula el volumen del recipiente B:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{0,09}{V_B}\right)^2}{\frac{0,01}{V_B}} = \frac{(0,09)^2}{V_B \cdot 0,01} = 0,03$$

Resuelve la ecuación, y el volumen del recipiente B es $V_B = 24,3 \text{ L}$.

- d) Calcula la cantidad de partículas totales en B cuando se alcanza el equilibrio:

$$n_T = n'_{\text{PCl}_5} + n'_{\text{PCl}_3} + n'_{\text{Cl}_2} = n_0 \cdot (1 + \alpha_B) = 0,1 \cdot (1 + 0,9) = 0,19 \text{ mol}$$

Aplica la ecuación de estado de los gases ideales para calcular la presión en el equilibrio. Despeja, sustituye los valores y opera:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,19 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 532 \text{ K}}{24,3 \text{ L}} = 0,341 \text{ atm}$$

Factores que afectan al equilibrio. Principio de Le Châtelier

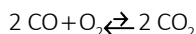
39. Dado el siguiente equilibrio en el que todas las especies químicas son gaseosas: $2 \text{ CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{ CO}_2$; $\Delta H = -565 \text{ kJ}$, explica cómo influyen sobre el desplazamiento del equilibrio las siguientes variaciones:

a) Un aumento de la temperatura.

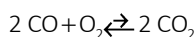
b) Una disminución en la presión.

c) Un aumento de la concentración de oxígeno.

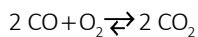
- a) Un aumento de temperatura desplaza el equilibrio en el sentido endotérmico de la reacción. Como se trata de una reacción exotérmica, un aumento de temperatura desplazará el equilibrio **hacia la izquierda**.



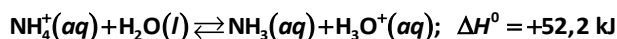
- b) Si disminuye la presión, aumenta el volumen y disminuirá la concentración de las especies reaccionantes. El equilibrio compensará el cambio evolucionando hacia donde se produzca un mayor número de moles gaseosos. En este caso, evolucionará **hacia la izquierda**, hacia la formación de reactivos.



- c) Dado que $Q_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$, al aumentar la concentración de O_2 , Q_c disminuirá, por lo que $Q_c < K_c$ y la reacción se desplazará **hacia la derecha**, hasta que recupere de nuevo el valor de la constante de equilibrio.



40. El ion amonio, NH_4^+ , es un ácido débil que se disocia parcialmente de acuerdo con el siguiente equilibrio:



Explica cuál es el efecto sobre el aumento o disminución de la concentración de amonio, si después de alcanzarse el equilibrio se introducen los siguientes cambios:

a) Añadir una pequeña cantidad de ácido fuerte (como cloruro de hidrógeno, HCl).

b) Añadir una pequeña cantidad de base fuerte (como hidróxido de sodio, NaOH).

c) Adicionar más amoniaco, NH_3 .

d) Agregar una pequeña cantidad de NaCl.

e) Elevar la temperatura de la disolución.

- a) Si se añade al equilibrio un ácido fuerte como el HCl, la concentración de iones H_3O^+ aumenta. Parte de estos reaccionan con el amoníaco para producir el amonio y agua, recuperando así el equilibrio alterado. Por lo que **incrementa la concentración** del ácido débil amonio, NH_4^+ .
- b) Si se añade al equilibrio una base como el NaOH, la concentración de OH^- aumenta. Parte de estos reaccionará con los iones H_3O^+ para formar agua. Al desaparecer esta especie, el sistema evoluciona desplazándose hacia la derecha. Por lo que **disminuye la concentración** del ácido débil amonio, NH_4^+ .
- c) Si se añade NH_3 al equilibrio, se incrementará su concentración. El sistema evolucionará hacia la izquierda para volver a recuperar el equilibrio. Por lo que **incrementa la concentración** del ácido débil amonio, NH_4^+ .
- d) Si se añade NaCl, se disociará completamente no afectando para nada al equilibrio. Por lo que **no cambia la concentración** del ácido débil amonio, NH_4^+ .
- e) Si se aumenta la temperatura del sistema, al ser un sistema endotérmico, este absorbe el calor y se desplaza hacia la formación de productos. Por lo que **disminuye la concentración** del ácido débil amonio, NH_4^+ .

41. Considerando la reacción: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$, explica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

- a) Un aumento de la presión lleva a una mayor producción de SO_3 .
- b) Una vez alcanzado el equilibrio, dejan de reaccionar las moléculas de SO_2 y O_2 entre sí.
- c) El valor de K_p es superior al de K_c , a temperatura ambiente.
- d) La expresión de la constante de equilibrio en función de las presiones parciales es:

$$K_p = \frac{p_{\text{SO}_2}^2 \cdot p_{\text{O}_2}}{p_{\text{SO}_3}^2}$$

- a) **Verdadera.** Si aumenta la presión, disminuye el volumen y aumentará la concentración de las especies reaccionantes. El equilibrio compensará el cambio evolucionando hacia donde se produzca un menor número de moles gaseosos. En este caso, evolucionará de izquierda a derecha, hacia la formación de SO_3 .
- b) **Falsa.** Se trata de un equilibrio dinámico donde entre las moléculas continúa produciéndose la reacción, tanto en sentido directo como inverso. Considerando el sistema en conjunto, parece como si la reacción se hubiese parado, ya que, en un intervalo de tiempo dado, se producen tantas moléculas de reactivo o producto como moléculas de reactivo o producto se consumen en los procesos inversos. El efecto final es que las cantidades de reactivos y productos permanecen constantes.
- c) **Falsa.** Se cumple que: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$. Como a temperatura ambiente $(R \cdot T = 24,6) > 1$, y según la estequiometría de la reacción $\Delta n = n_{\text{SO}_3} - (n_{\text{SO}_2} + n_{\text{O}_2}) = 2 - (2 + 1) = -1$. Entonces: $(24,6^{-1} < 1) \Rightarrow (K_p < K_c)$.
- d) **Falsa.** En la constante de equilibrio se expresa un cociente que sitúa en el numerador los productos, y en el

$$K_p = \frac{p_{\text{SO}_3}^2}{p_{\text{SO}_2}^2 \cdot p_{\text{O}_2}}$$

denominador los reactivos:

42. La siguiente reacción ocurre en un recipiente de 5 L de capacidad: $\text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{g})$. Después de alcanzar el equilibrio hay 7,5 mol de $\text{CO}(\text{g})$, 7,5 mol de $\text{Cl}_2(\text{g})$ y 75 mol de $\text{COCl}_2(\text{g})$.

- a) Calcula el valor de la constante K_c .
- b) Se añaden ahora 2,5 mol de cloro. Calcula el cociente de reacción Q_c en las nuevas condiciones. Explica hacia dónde se desplaza el equilibrio.
- a) Escribe la expresión, sustituye los valores conocidos y opera:

$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]} = \frac{\left(\frac{75 \text{ mol}}{5 \text{ L}}\right)}{\left(\frac{7,5 \text{ mol}}{5 \text{ L}}\right) \cdot \left(\frac{7,5 \text{ mol}}{5 \text{ L}}\right)} = 6,6 \approx \mathbf{6,67}$$

- b) Ahora tendrás 7,5 mol de CO; al añadir más gas cloro $7,5 + 2,5 = 10$ mol de Cl_2 ; y 75 mol de COCl_2 . Con estos nuevos valores calcula el cociente de reacción:

$$Q_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]} = \frac{\left(\frac{75 \text{ mol}}{5 \text{ L}}\right)}{\left(\frac{7,5 \text{ mol}}{5 \text{ L}}\right) \cdot \left(\frac{10 \text{ mol}}{5 \text{ L}}\right)} = \mathbf{5}$$

Como $Q_c < K_c$, significa que hay más reactivos o menos productos que en el equilibrio, y el sistema, para compensarlo, evolucionará hacia la derecha.

43. Explica qué parte es verdadera y qué parte es falsa en las siguientes comparaciones entre magnitudes termodinámicas y cinéticas:

- En una reacción exotérmica tanto la entalpía de reacción como la energía de activación son negativas.
 - Las constantes de velocidad y de equilibrio son adimensionales.
 - Un aumento de temperatura siempre aumenta los valores de las constantes de velocidad y de equilibrio.
 - La presencia de catalizadores aumenta tanto la velocidad de reacción como la constante de equilibrio.
- Es verdadero que la entalpía de reacción es positiva; es falso que la energía de activación siempre es positiva.
 - Ambas falsas, ambas constantes tienen unidades aunque no se usen.
 - Es verdadero que la constante de velocidad aumenta con la temperatura; es falso que la constante de equilibrio aumente siempre, si la reacción directa es exotérmica, puede disminuir la constante (ver ecuación de Van't Hoff).
 - Es verdadero que la presencia de catalizadores aumenta la velocidad de la reacción; es falso que la constante de equilibrio permanece igual en presencia de catalizadores.

44. Explica la veracidad o falsedad de la afirmación:

«Para una reacción con $T = \text{cte.}$ donde únicamente son gases los productos, el valor de la constante de equilibrio disminuye al disminuir el volumen del recipiente».

Falso. En una reacción donde únicamente son gases los productos, $A(s) + B(s) \rightleftharpoons C(g) + D(g)$, la constante de equilibrio es directamente proporcional a las concentraciones de los productos $K_c = [C] \cdot [D]$. En caso de disminuir el volumen del recipiente, la concentración aumenta y, por tanto, la constante de equilibrio también aumentará:

$$K_c = [C] \cdot [D] = \frac{n_c}{V} \cdot \frac{n_d}{V}$$

ACTIVIDADES (página 204)

45. La constante de equilibrio a 700 K vale 0,0183 para la reacción $2 \text{HI}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + \text{I}_2(g)$. Si se introducen 3,0 mol de HI en un recipiente de 5 L que estaba vacío y se deja alcanzar el equilibrio:

- ¿Qué cantidad de I_2 se forma?
- ¿Cuál es la presión total?
- ¿Cuál será la concentración de HI en el equilibrio si a la misma temperatura se aumenta el volumen al doble?

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

- Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	2 HI(g)	⇌	H ₂ (g)	+	I ₂ (g)
Inicial	3		0		0
En reacción	-2x		x		x
En equilibrio	3 - 2x		x		x
Concentración en el equilibrio (mol · L ⁻¹)	$\frac{3 - 2x}{5}$		$\frac{x}{5}$		$\frac{x}{5}$

Como se alcanza el equilibrio con $K_c = 0,0183$: escribe la expresión de la constante de equilibrio, sustituye las expresiones de las concentraciones, ordena la expresión y sustituye el valor de la constante.

$$K_c = \frac{[H_2] \cdot [I_2]}{[HI]^2} = \frac{\left(\frac{x}{5}\right) \cdot \left(\frac{x}{5}\right)}{\left(\frac{3 - 2x}{5}\right)^2} = \frac{x^2}{(3 - 2x)^2} = 0,0183$$

Resuelve la ecuación de segundo grado anterior y los valores de x son: $x_1 = -0,556$ y $x_2 = 0,3194$. Descarta el primer valor ya que no puede ser un valor negativo. Luego $x = 0,3194$ mol.

Por tanto, la cantidad de I₂ que se forma en el equilibrio es:

$$n_{I_2} = \mathbf{0,3194 \text{ mol}}$$

b) Calcula la cantidad total de partículas. Es la suma de los moles de cada sustancia en el equilibrio:

$$n_T = n_{HI} + n_{H_2} + n_{I_2} = (3 - 2x) + x + x = 3 \text{ mol}$$

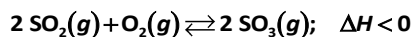
Aplica la ecuación de estado de los gases ideales para calcular la presión en el equilibrio. Despeja la presión, sustituye y opera:

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{3 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 700 \text{ K}}{5 \text{ L}} = \mathbf{34,44 \text{ atm}}$$

c) Como $\Delta n = 0$, un aumento de volumen (a temperatura constante) no afectará al equilibrio. Sí afectará a la concentración de HI, ya que el volumen pasa de 5 a 10 L:

$$[HI] = \frac{n_{HI}}{V} = \frac{(3 - 2x) \text{ mol}}{10 \text{ L}} = \frac{(3 - 2 \cdot 0,3194) \text{ mol}}{10 \text{ L}} = \mathbf{0,236 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

46. El trióxido de azufre, SO₃, suele encontrarse en la atmósfera próxima a las zonas industriales como consecuencia de la oxidación del dióxido de azufre, SO₂, según el siguiente equilibrio:



Enuncia y explica tres formas distintas de actuar sobre el equilibrio que favorezcan la formación del trióxido de azufre, SO₃.

Al disminuir la temperatura, el equilibrio se desplazará en el sentido en que la reacción sea exotérmica. En este caso vemos que se trata de una reacción exotérmica en su sentido directo, ya que presenta una entalpía negativa. Al **disminuir la temperatura**, se favorecerá la formación de SO₃.

Al aumentar la presión, aumentará la concentración de las especies reaccionantes. El equilibrio compensará el cambio evolucionando hacia donde se produzca un menor número de moles gaseosos. Así, al **aumentar la presión** evolucionará de izquierda a derecha (menos moles gaseosos), hacia la formación de SO₃.

El mismo efecto anterior tendríamos al **disminuir el volumen**.

Otra forma sería **eliminar cantidad de SO₃**. Si hay menos trióxido de azufre, disminuye su concentración y el equilibrio se desplaza hacia la derecha. Cualquier reacción que use el SO₃ como reactivo reduce la presencia de esta especie disminuyendo la cantidad presente en el equilibrio.

Equilibrios heterogéneos. Reacciones de precipitación

- 47.** Calcula la solubilidad del fluoruro de plomo(II) a la temperatura de 18 °C sabiendo que su producto de solubilidad es $K_{ps} = 3,2 \cdot 10^{-8}$. ¿Cuáles son las concentraciones de F^- y de Pb^{2+} en una disolución saturada de dicha sal a la misma temperatura?

Según la estequiometría de la reacción:

	$PbF_2(s)$	\rightleftharpoons	$Pb^{2+}(aq)$	+	$2F^-(aq)$
Concentración ($mol \cdot L^{-1}$)			s		$2s$

Calcula la expresión de la constante del producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [Pb^{2+}] \cdot [F^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

Conocida la expresión, despeja, sustituye los datos y opera:

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{3,2 \cdot 10^{-8}}{4}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Las concentraciones en la disolución saturada a 18 °C es:

$$\begin{aligned} [Pb^{2+}] &= s = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} \\ [F^-] &= 2s = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} \end{aligned}$$

- 48.** La constante del producto de solubilidad del hidróxido de cobre a 25 °C es $K_{ps} = 2,1 \cdot 10^{-20}$. Calcula la solubilidad del compuesto en agua. Expresa el resultado en molaridad y en gramos por litro.

Datos: $M(H) = 1,008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(O) = 16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(Cu) = 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Según la estequiometría de la reacción:

	$Cu(OH)_2$	\rightleftharpoons	Cu^{2+}	+	$2OH^-$
Concentración ($mol \cdot L^{-1}$)			s		$2s$

Calcula la expresión de la constante del producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [Cu^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

Conocido el valor del producto de solubilidad, despeja, sustituye los datos y calcula la solubilidad:

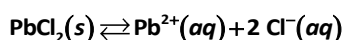
$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{2,1 \cdot 10^{-20}}{4}} = 1,74 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Para expresar la solubilidad en gramos por litro calcula primero la masa molar:

$$M(Cu(OH)_2) = 63,55 + (16,00 + 1,008) \cdot 2 = 97,566 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$s = 1,74 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{L} \cdot \frac{97,566 \text{ g}}{\text{mol}} = 1,70 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

- 49.** Una disolución saturada de cloruro de plomo(II) contiene, a 25 °C, una concentración de Pb^{2+} de $1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.



- Calcula la concentración de Cl^- de esta disolución.
- Calcula su producto de solubilidad a dicha temperatura.
- Razona si aumenta o disminuye la solubilidad del cloruro de plomo al añadir NaCl.

a) Según la estequiometría de la reacción:

	$\text{PbCl}_2(s)$	\rightleftharpoons	$\text{Pb}^{2+}(aq)$	$+$	$2 \text{Cl}^{-}(aq)$
Concentración ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)			s		$2s$

Conocida la concentración de Pb^{2+} en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituye el valor de s y opera:

$$[\text{Cl}^{-}] = 2s = 2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = \mathbf{3,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

b) Calcula el valor de la constante del producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (1,6 \cdot 10^{-2})^3 = \mathbf{1,64 \cdot 10^{-5}}$$

c) Si se añade NaCl (sal soluble) aumentará la concentración del ion común, Cl^{-} , luego la reacción se desplazará hacia la izquierda para restablecer el equilibrio; es decir, hacia la formación de PbCl_2 . Disminuye así la solubilidad de cloruro de plomo.

Proceso Haber-Bosch

- 50.** La síntesis del amoníaco por el proceso de Haber-Bosch sigue esta reacción: $\text{N}_2(g) + 3 \text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(g)$. En un recipiente de 2 L y a 400 K se encuentran en equilibrio 0,80 mol de NH_3 , 0,40 mol de N_2 y 0,50 mol de H_2 . Calcula la constante de equilibrio K_c de la reacción a 400 K.

Escribe la expresión de la constante de equilibrio, sustituye los datos conocidos y opera:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} = \frac{\left(\frac{0,80 \text{ mol}}{2 \text{ L}}\right)^2}{\left(\frac{0,40 \text{ mol}}{2 \text{ L}}\right) \cdot \left(\frac{0,50 \text{ mol}}{2 \text{ L}}\right)^3} = \mathbf{51,2}$$

- 51.** Para sintetizar amoníaco se hacen pasar corrientes de nitrógeno e hidrógeno en proporción estequiométrica 1:3 sobre un catalizador. Si se realiza a 500 °C y 400 atm, se consume el 43 % de los reactivos. El valor de la constante de equilibrio a esa temperatura es $K_p = 1,55 \cdot 10^{-5}$. Determina, en las condiciones anteriores:

- El volumen (en litros) de hidrógeno necesario para la obtención de 1 tonelada de amoníaco puro.
- La fracción molar de amoníaco obtenido.
- La presión total necesaria para que se consuma el 60 % de los reactivos.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $M(\text{N}) = 14,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Calcula primero la cantidad de amoníaco que corresponde con una tonelada de amoníaco en el equilibrio:

$$M(\text{NH}_3) = 14,01 + 1,008 \cdot 3 = 17,034 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{NH}_3} = m_{\text{NH}_3} \cdot M(\text{NH}_3) = 1 \text{ t de NH}_3 \cdot \frac{10^6 \text{ g de NH}_3}{1 \text{ t de NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de NH}_3}{17,034 \text{ g de NH}_3} = 58706,12 \text{ mol de NH}_3$$

Establece las cantidades con las condiciones iniciales y en el equilibrio:

Cantidad (mol)	$\text{N}_2(g)$	$+$	$3 \text{H}_2(g)$	\rightleftharpoons	$2 \text{NH}_3(g)$
Inicial	n_0		$3n_0$		0
En reacción	$-n_0 \cdot \alpha$		$-3n_0 \cdot \alpha$		$2n_0 \cdot \alpha$
En equilibrio	$n_0 \cdot (1 - \alpha)$		$3n_0 \cdot (1 - \alpha)$		$2n_0 \cdot \alpha$

Como en la reacción se consume el 43% de los reactivos, $\alpha = 0,43$. Para calcular la cantidad inicial de hidrógeno, $n_{H_2} = 3n_0$, que se necesita para obtener una tonelada de amoníaco en el equilibrio, $n_{NH_3} = 2n_0 \cdot \alpha$. Despeja n_0 :

$$n_0 = \frac{n_{NH_3}}{2\alpha}$$

Sustituye en n_{H_2} y opera:

$$n_{H_2} = \frac{3n_{NH_3}}{2\alpha} = \frac{3 \cdot 58706,12 \text{ mol}}{2 \cdot 0,43} = 204788,8 \text{ mol de } H_2$$

Calcula el volumen (en litros) que ocupa el gas hidrógeno que necesitamos. Para ello aplica la ecuación de estado de los gases ideales. Despeja, sustituye y opera:

$$p \cdot V_{H_2} = n_{H_2} \cdot R \cdot T \Rightarrow V_{H_2} = \frac{n_{H_2} \cdot R \cdot T}{p} = \frac{204788,8 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (500 + 273) \text{ K}}{400 \text{ atm}} = \mathbf{32451,85 \text{ L}}$$

b) Calcula la cantidad total de todas las especies en el equilibrio:

$$n_T = n_0 \cdot (1 - \alpha) + 3n_0 \cdot (1 - \alpha) + 2n_0 \cdot \alpha = 2n_0 \cdot (2 - \alpha)$$

Sustituye las expresiones en la fracción molar de gas amoníaco. Sustituye el grado de disociación y opera:

$$\chi_{NH_3} = \frac{n_{NH_3}}{n_T} = \frac{2n_0 \cdot \alpha}{2n_0 \cdot (2 - \alpha)} = \frac{0,43}{2 - 0,43} = \mathbf{0,274}$$

c) Ordena la expresión de la constante de equilibrio, K_p , para que quede en función del grado de disociación y la presión total:

$$K_p = \frac{p_{NH_3}^2}{p_{N_2} \cdot p_{H_2}^3} = \frac{(\chi_{NH_3} \cdot p_T)^2}{\chi_{N_2} \cdot p_T \cdot (\chi_{H_2} \cdot p_T)^3} = \frac{\chi_{NH_3}^2 \cdot p_T^2}{\chi_{N_2} \cdot \chi_{H_2}^3 \cdot p_T \cdot p_T^3} = \frac{\left(\frac{n_{NH_3}}{n_T}\right)^2 \cdot 1}{\frac{n_{N_2}}{n_T} \cdot \left(\frac{n_{H_2}}{n_T}\right)^3 \cdot p_T^2} = \frac{n_T^2 \cdot n_{NH_3}^2}{n_{N_2} \cdot n_{H_2}^3 \cdot p_T^2}$$

$$K_p = \frac{n_T^2 \cdot n_{NH_3}^2}{n_{N_2} \cdot n_{H_2}^3 \cdot p_T^2} = \frac{[2n_0 \cdot (2 - \alpha)]^2 \cdot (2n_0 \cdot \alpha)^2}{[n_0 \cdot (1 - \alpha)] \cdot [3n_0 \cdot (1 - \alpha)]^3 \cdot p_T^2} = \frac{16 \cdot (2 - \alpha)^2 \cdot \alpha^2}{27 \cdot (1 - \alpha)^4 \cdot p_T^2}$$

Despeja la presión total, sustituye los valores y opera:

$$p_T = \sqrt{\frac{16 \cdot (2 - \alpha)^2 \cdot \alpha^2}{27 \cdot (1 - \alpha)^4 \cdot K_p}} = \sqrt{\frac{16 \cdot (2 - 0,6)^2 \cdot 0,6^2}{27 \cdot (1 - 0,6)^4 \cdot 1,55 \cdot 10^{-5}}} = \mathbf{1027 \text{ atm}}$$

52. Razona qué efecto provocará en la síntesis del amoníaco:



- Un aumento de la presión.
 - Un exceso de hidrógeno.
 - Un aumento de la temperatura.
 - El uso de un catalizador.
- Al aumentar la presión, disminuye el volumen y aumentará la concentración de las especies reaccionantes. El equilibrio compensará el cambio evolucionando hacia donde se produzca un menor número de moles gaseosos. En este caso evolucionará de izquierda a derecha (menos moles gaseosos), **hacia la formación de amoníaco**.
 - Al aumentar la concentración de uno de los reactivos, el cociente de reacción disminuirá y el sistema evolucionará hacia la derecha para restablecer el equilibrio, **hacia la formación de amoníaco**.

- c) Al aumentar la temperatura, el equilibrio se desplazará en el sentido en que la reacción sea endotérmica. En este caso vemos que se trata de una reacción exotérmica en su sentido directo, ya que presenta una entalpía negativa. Así, al aumentar la temperatura, esto hará que el equilibrio evolucione de derecha a izquierda, hacia la formación de los reactivos, **hacia el consumo de amoníaco**.
- d) Un catalizador no afectará al equilibrio, pero sí **aumentará la velocidad de síntesis del amoníaco**. En la industria se usa como catalizador Fe_3O_4 mezclado con promotores de la catálisis, como KOH , SiO_2 , Al_2O_3 , etc.

QUÍMICA EN TU VIDA (página 206)

INTERPRETA

- 1. Si se consigue aumentar la cantidad de Hb en sangre, ¿hacia dónde se desplaza el equilibrio [2]?**

Al aumentar la concentración de uno de los reactivos, el cociente de reacción disminuirá y el sistema evolucionará hacia la derecha (formando oxi-hemoglobina) para restablecer el equilibrio.

- 2. Describe cómo se desplaza el equilibrio [1] si la presión parcial de O_2 en aire es 60 mm de Hg.**

Si la presión parcial del oxígeno en la atmósfera disminuye a 60 mm de Hg hace que el equilibrio [1] se desplace hacia la izquierda.

OPINA

- 3. La eritropoyetina (EPO) es una hormona que favorece la formación de los eritrocitos que contienen Hb. Ciertos pacientes de anemia deficiente en esta hormona son tratados con EPO. ¿Debe prohibirse su comercialización solo para evitar su uso como sustancia dopante en el deporte?**

Respuesta libre.