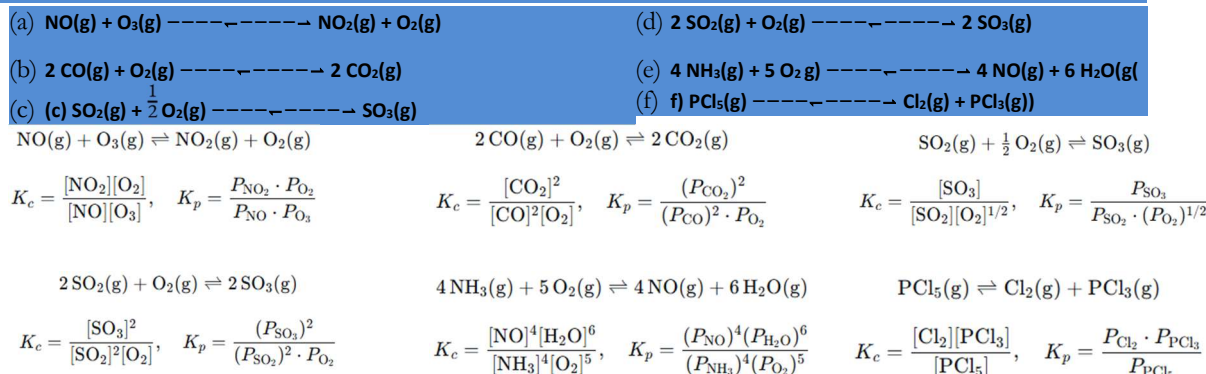


CONSTANTES DE EQUILIBRIO

Escribe las expresiones de la constante de equilibrio en función de las concentraciones y de las presiones parciales para las siguientes reacciones reversibles:



En un recipiente cerrado de 10 L a 1200 K y en el que se ha hecho el vacío, se introducen 1.00 mol de CO y 3.00 mol de H₂, una vez alcanzado el equilibrio se encuentra que se han formado 0.387 mol de H₂O. Calcula el valor de la constante de equilibrio a esa temperatura si la reacción es: $\text{CO(g)} + 3 \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_4\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}$

Paso 1: Relacionar el cambio en moles.

Especie	Inicial (mol)	Cambio (mol)	Equilibrio (mol)
CO	1.00	-x	1.00 - x
H ₂	3.00	-3x	3.00 - 3x
CH ₄	0.00	+x	x
H ₂ O	0.00	+x	x

PASO2: USAR DATO DEL PROBLEMA

En el equilibrio, moles de H₂O = 0.387 mol.

- CO: 1.00-0.387=0.6131.00-0.387=0.613 mol
- H₂: 3.00-3(0.387)=3.00-1.161=1.8393.00-3(0.387)=3.00-1.161=1.839 mol
- CH₄: 0.3870.387 mol
- H₂O: 0.3870.387 mol

Paso 3: Concentraciones en el equilibrio (V = 10 L)

$$[\text{CO}] = \frac{0.613}{10} = 0.0613 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{1.839}{10} = 0.1839 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_4] = \frac{0.387}{10} = 0.0387 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{0.387}{10} = 0.0387 \text{ M}$$

Paso 4: Cálculo de K_c

$$K_c = \frac{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^3}$$

$$K_c = \frac{(0.0387)(0.0387)}{(0.0613)(0.1839)^3}$$

$$K_c = \frac{0.00149769}{(0.0613)(0.006222)}$$

$$0.1839^3 = 0.006222$$

$$0.0613 \times 0.006222 \approx 0.0003813$$

$$K_c \approx \frac{0.00149769}{0.0003813} \approx 3.93$$

La constante del proceso $\text{N}_2\text{O}_4\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2\text{(g)}$, a cierta temperatura es 4.48×10^{-3} . En un recipiente de un litro se introducen 0.50 moles de N₂O₄. Calcula la composición final de la mezcla expresada en mol.

Determinación del avance de reacción:

Sea x los moles de O₂ que reaccionan. Según la estequiometría:

- Moles de SO₂ consumidos: 2x
- Moles de SO₃ formados: 2x

En el equilibrio:

$$n_{\text{SO}_2} = 1.00 - 2x = 0.15 \quad \Rightarrow \quad 2x = 0.85 \quad \Rightarrow \quad x = 0.425$$

Por tanto:

- Moles de O₂ en equilibrio: 1.00 - x = 0.575 mol
- Moles de SO₃ en equilibrio: 2x = 0.85 mol

Respuesta a la primera pregunta:

0.85 mol de SO₃

Cálculo de la constante K_c:

Concentraciones en el equilibrio (V = 5 L):

$$[\text{SO}_2] = \frac{0.15}{5} = 0.03 \text{ M}$$

$$[\text{O}_2] = \frac{0.575}{5} = 0.115 \text{ M}$$

$$[\text{SO}_3] = \frac{0.85}{5} = 0.17 \text{ M}$$

Expresión de K_c:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

Sustituyendo valores:

$$K_c = \frac{(0.17)^2}{(0.03)^2 \cdot 0.115} = \frac{0.0289}{0.0009 \cdot 0.115} = \frac{0.0289}{0.0001035} \approx 279$$

Respuesta a la segunda pregunta:

K_c = 279

En un recipiente de 5 L se introducen 1 mol de dióxido de azufre y 1 mol de oxígeno y se calienta a 1000 °C, dándose la reacción: $2 \text{SO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3\text{(g)}$. ¿Cuánto trióxido de azufre se forma si en el equilibrio hay 0.15 moles de dióxido de azufre?

Definición del avance de reacción:

Sea x los moles de A que reaccionan. Según la estequiometría:

- Moles de A en equilibrio: $2 - x$
- Moles de B en equilibrio: $1 - 3x$
- Moles de C en equilibrio: $2x$

Condición de equilibrio:

$$n_B = n_C \Rightarrow 1 - 3x = 2x \Rightarrow 5x = 1 \Rightarrow x = 0.2 \text{ mol}$$

Moles en el equilibrio:

- $n_A = 2 - 0.2 = 1.8 \text{ mol}$
- $n_B = 1 - 3 \times 0.2 = 0.4 \text{ mol}$
- $n_C = 2 \times 0.2 = 0.4 \text{ mol}$

$$n_A = 1.8 \text{ mol}, \quad n_B = 0.4 \text{ mol}, \quad n_C = 0.4 \text{ mol}$$

Cálculo de K_c :

Concentraciones ($V = 10 \text{ L}$):

$$[A] = \frac{1.8}{10} = 0.18 \text{ M}, \quad [B] = \frac{0.4}{10} = 0.04 \text{ M}, \quad [C] = \frac{0.4}{10} = 0.04 \text{ M}$$
$$K_c = \frac{[C]^2}{[A][B]^3} = \frac{(0.04)^2}{0.18 \times (0.04)^3} = \frac{0.0016}{0.18 \times 0.00064} = \frac{0.0016}{1.152 \times 10^{-4}} = 138.9$$

$$K_c = 138.9$$

Cálculo de K_p :

$$\Delta n = n_{\text{productos}} - n_{\text{reactivos}} = 2 - (1 + 3) = -2$$

$$R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}, \quad T = 573 \text{ K}$$

$$RT = 0.082 \times 573 = 46.986$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 138.9 \times (46.986)^{-2} = 138.9 \times \frac{1}{2207.2} \approx 0.063$$

Pre

Molr

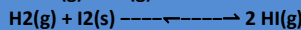
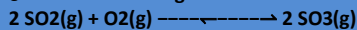
Pres

Frac

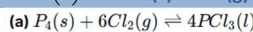
Pres

En un recipiente de 10 L de volumen se introducen 2 moles del compuesto A y 1 mol del compuesto B. Se calienta a 300 °C y se establece el equilibrio: $A(g) + 3 B(g) \rightleftharpoons 2 C(g)$. Cuando se alcanza el equilibrio, el número de moles de B es igual al de C. Calcula los moles de cada componente en el equilibrio, K_c , K_p y la presión parcial de B en el equilibrio.

¿Para cuál de las siguientes reacciones $K_p = K_C$?



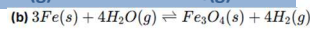
Escribe las expresiones de las constantes de equilibrio K_c y K_p para los siguientes equilibrios:



- Solo Cl_2 es gas.

$$K_c = \frac{1}{[\text{Cl}_2]^6}$$

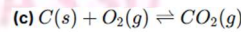
$$K_p = \frac{1}{(P_{\text{Cl}_2})^6}$$



- Gases: H_2O y H_2 .

$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4}$$

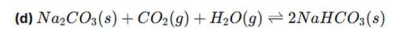
$$K_p = \frac{(P_{\text{H}_2})^4}{(P_{\text{H}_2\text{O}})^4}$$



- Gases: O_2 y CO_2 .

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{O}_2]}$$

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}_2}}{P_{\text{O}_2}}$$



- Gases: CO_2 y H_2O .

$$K_c = \frac{1}{[\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_p = \frac{1}{P_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}}$$

El equilibrio $\text{SbCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$ se establece calentando 29.9 g de SbCl_5 a 182 °C en un recipiente de 3 L.

Calcular: (a) Las concentraciones de cada especie en el equilibrio, sabiendo que la presión total es de 1.54 atm. (b) K_c , K_p y K_x .

1. Moles iniciales de SbCl_5 :

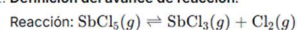
Masa molar del SbCl_5 :

$$\text{Sb}: 121.75 \text{ g/mol}, \quad \text{Cl}: 35.45 \text{ g/mol}$$

$$\text{SbCl}_5 = 121.75 + 5 \times 35.45 = 299.00 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{SbCl}_5}^0 = \frac{29.9 \text{ g}}{299.00 \text{ g/mol}} = 0.100 \text{ mol}$$

2. Definición del avance de reacción:



Sea x los moles de SbCl_5 que se disocian.

En el equilibrio:

$$n_{\text{SbCl}_5} = 0.100 - x$$

$$n_{\text{SbCl}_3} = x$$

$$n_{\text{Cl}_2} = x$$

$$n_{\text{total}} = (0.100 - x) + x + x = 0.100 + x$$

3. Cálculo de x a partir de la presión total:

Condiciones: $P = 1.54 \text{ atm}$, $V = 3 \text{ L}$, $T = 182^\circ\text{C} = 455 \text{ K}$

Usando la ley de los gases ideales:

$$n_{\text{total}} = \frac{PV}{RT} = \frac{1.54 \times 3}{0.082 \times 455} = \frac{4.62}{37.31} = 0.1238 \text{ mol}$$

Entonces:

$$0.100 + x = 0.1238 \Rightarrow x = 0.0238 \text{ mol}$$

4. Concentraciones en el equilibrio (volumen = 3 L):

$$[\text{SbCl}_5] = \frac{0.100 - 0.0238}{3} = \frac{0.0762}{3} = 0.0254 \text{ M}$$

$$[\text{SbCl}_3] = \frac{0.0238}{3} = 0.00793 \text{ M} = 7.93 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{Cl}_2] = 0.00793 \text{ M} = 7.93 \times 10^{-3} \text{ M}$$

1. Constante K_c :

$$K_c = \frac{[\text{SbCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{SbCl}_5]} = \frac{(0.00793)^2}{0.0254} = 2.47 \times 10^{-3}$$

2. Constante K_p :

Relación: $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$, con $\Delta n = 1$
 $R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, $T = 455 \text{ K}$
 $RT = 0.082 \times 455 = 37.31$

$$K_p = 2.47 \times 10^{-3} \times 37.31 = 0.092 \approx 0.09$$

3. Constante K_x :

Relación: $K_p = K_x \cdot P^{\Delta n}$, con $\Delta n = 1$

$$K_x = \frac{K_p}{P} = \frac{0.09}{1.54} = 0.0584 \approx 0.06$$

(a) Concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{SbCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 7.93 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{SbCl}_5] = 0.0254 \text{ M}$$

(b) Constantes de equilibrio:

$$K_c = 2.47 \times 10^{-3}$$

$$K_p = 0.09$$

$$K_x = 0.06$$

[EBAU, Extremadura 2018] La constante de equilibrio K_c para la reacción $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$ vale 5.1 a 800 K. Si 1 mol de CO y 1 mol de H_2O se calientan a 800 K en un recipiente vacío de 50 L, cuando se alcanza el equilibrio, calcular: a) cuántos moles de CO quedan sin reaccionar y b) la presión parcial de cada gas, la presión total en el recipiente y la constante K_p . $R = 0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

a) Moles de CO sin reaccionar en el equilibrio

Sea x los moles de CO que reaccionan. En el equilibrio:

- $n_{\text{CO}} = 1 - x$
- $n_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - x$
- $n_{\text{CO}_2} = x$
- $n_{\text{H}_2} = x$

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{x^2}{(1-x)^2} = 5.1$$

Resolviendo:

$$\frac{x}{1-x} = \sqrt{5.1} \approx 2.2583 \Rightarrow x \approx 0.693$$

Moles de CO sin reaccionar:

$$n_{\text{CO}} = 1 - 0.693 = 0.307 \text{ mol} \approx 0.31 \text{ mol}$$

$$\boxed{0.31 \text{ mol}}$$

b) Presiones parciales, presión total y K_p

Moles en el equilibrio:

- $n_{\text{CO}} = 0.307 \text{ mol}$
- $n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.307 \text{ mol}$
- $n_{\text{CO}_2} = 0.693 \text{ mol}$
- $n_{\text{H}_2} = 0.693 \text{ mol}$
- $n_{\text{total}} = 2.000 \text{ mol}$

Presión total:

$$P_{\text{total}} = \frac{n_{\text{total}}RT}{V} = \frac{2.000 \times 0.082 \times 800}{50} = 2.624 \text{ atm} \approx 2.64 \text{ atm}$$

Fraciones molares:

- $y_{\text{CO}} = y_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0.307}{2} = 0.1535$
- $y_{\text{CO}_2} = y_{\text{H}_2} = \frac{0.693}{2} = 0.3465$

Presiones parciales:

- $p_{\text{CO}} = 0.1535 \times 2.624 = 0.4027 \text{ atm} \approx 0.41 \text{ atm}$
- $p_{\text{H}_2\text{O}} = 0.4027 \text{ atm} \approx 0.41 \text{ atm}$
- $p_{\text{CO}_2} = 0.3465 \times 2.624 = 0.9092 \text{ atm} \approx 0.91 \text{ atm}$
- $p_{\text{H}_2} = 0.9092 \text{ atm} \approx 0.91 \text{ atm}$

Constante K_p :

$$K_p = \frac{p_{\text{CO}_2} \cdot p_{\text{H}_2}}{p_{\text{CO}} \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0.91 \times 0.91}{0.41 \times 0.41} = \frac{0.8281}{0.1681} \approx 4.93$$

Se introducen en un recipiente cerrado 1 mol de CO y 1 mol de H_2O que reaccionan entre sí según la reacción $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$. Se calienta a 1000 °C y se deja que se alcance el equilibrio. Una vez alcanzado, se encuentra que se han obtenido 0.4 moles de CO_2 . K_c .

Determinación de los moles en el equilibrio:

Dado que la estequiometría es 1:1:1:1, los moles formados de CO_2 son iguales a los moles que han reaccionado de CO y H_2O , y también iguales a los moles formados de H_2 .

- Moles de CO en equilibrio: $1 - 0.4 = 0.6 \text{ mol}$
- Moles de H_2O en equilibrio: $1 - 0.4 = 0.6 \text{ mol}$
- Moles de CO_2 en equilibrio: 0.4 mol
- Moles de H_2 en equilibrio: 0.4 mol

Cálculo de K_c :

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}$$

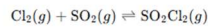
Dado que todas las especies están en el mismo volumen V , las concentraciones son proporcionales a los moles, por lo que:

$$K_c = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot n_{\text{H}_2}}{n_{\text{CO}} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0.4 \times 0.4}{0.6 \times 0.6} = \frac{0.16}{0.36} = \frac{4}{9} \approx 0.444$$

El cloruro de sulfuro se obtiene industrialmente por reacción entre el cloro y el dióxido de azufre, utilizando carbón activo como catalizador. Se realizó la reacción de obtención de SO_2Cl_2 en un recipiente cerrado de 1.0 L a 400 K: $\text{Cl}_2\text{(g)} + \text{SO}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_2\text{Cl}_2\text{(g)}$. Cuando la reacción alcanzó el equilibrio, se comprobó que el recipiente contenía 0,40 mol de SO_2Cl_2 , 0,10 mol de SO_2 y 0,50 mol de Cl_2 . Determine el valor de la constante de equilibrio en función de las concentraciones ($\square$). Si, después de alcanzar el equilibrio, se adicionan 0,30 mol de SO_2 a la mezcla de reacción, ¿cuál es la nueva concentración de cloruro de sulfuro en el equilibrio?

Cálculo de la constante de equilibrio K_c

La reacción es:



En el equilibrio inicial (volumen = 1.0 L):

- Moles de $\text{SO}_2\text{Cl}_2 = 0.40 \text{ mol}$ → concentración = 0.40 M
- Moles de $\text{SO}_2 = 0.10 \text{ mol}$ → concentración = 0.10 M
- Moles de $\text{Cl}_2 = 0.50 \text{ mol}$ → concentración = 0.50 M

La constante de equilibrio en función de las concentraciones es:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]}{[\text{Cl}_2][\text{SO}_2]} = \frac{0.40}{(0.50)(0.10)} = 8.0$$

Cálculo de la nueva concentración de SO_2Cl_2 después de añadir 0.30 mol de SO_2

Tras la adición (antes del reajuste), las concentraciones son:

- $[\text{SO}_2\text{Cl}_2] = 0.40 \text{ M}$
- $[\text{SO}_2] = 0.10 + 0.30 = 0.40 \text{ M}$
- $[\text{Cl}_2] = 0.50 \text{ M}$

El sistema evoluciona hacia la derecha. Sea x el aumento en la concentración de SO_2Cl_2 en el nuevo equilibrio:

- $[\text{SO}_2\text{Cl}_2] = 0.40 + x$
- $[\text{Cl}_2] = 0.50 - x$
- $[\text{SO}_2] = 0.40 - x$

Aplicando la constante de equilibrio $K_c = 8.0$:

$$\frac{0.40 + x}{(0.50 - x)(0.40 - x)} = 8.0$$

Resolviendo la ecuación cuadrática resultante:

$$0.40 + x = 8(0.50 - x)(0.40 - x)$$

$$0.40 + x = 8(0.20 - 0.90x + x^2)$$

$$0.40 + x = 1.6 - 7.2x + 8x^2$$

$$8x^2 - 8.2x + 1.2 = 0$$

Las soluciones son:

$$x = \frac{8.2 \pm \sqrt{(-8.2)^2 - 4 \cdot 8 \cdot 1.2}}{2 \cdot 8} = \frac{8.2 \pm \sqrt{67.24 - 38.4}}{16} = \frac{8.2 \pm \sqrt{28.84}}{16}$$
$$\sqrt{28.84} \approx 5.37 \Rightarrow x_1 \approx 0.848, \quad x_2 \approx 0.177$$

La solución físicamente posible es $x \approx 0.177 \text{ M}$.

Por tanto, la nueva concentración de cloruro de sulfuro es:

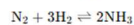
$$[\text{SO}_2\text{Cl}_2] = 0.40 + 0.177 = 0.577 \text{ M}$$

Dada la siguiente reacción de equilibrio: $\text{NOCl}(g) \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{Cl}_2(g) + \text{NO}(g)$. En un recipiente de 2 L se introducen 0.0429 moles de NOCl y 0.01 moles de cloro (Cl_2). Una vez alcanzado el equilibrio se encuentra que han quedado sin reaccionar 0.0312 mol de NOCl. Calcula K_c .

Sustancia	Inicial (mol)	Cambio (mol)	Equilibrio (mol)	$[\text{NOCl}] = \frac{0.0312}{2} = 0.0156 \text{ M}$	$K_c = \frac{[\text{Cl}_2][\text{NO}]}{[\text{NOCl}]}$
NOCl	0.0429	-0.0117	0.0312	$[\text{Cl}_2] = \frac{0.0217}{2} = 0.01085 \text{ M}$	$K_c = \frac{(0.01085)(0.00585)}{0.0156}$
Cl_2	0.0100	+0.0117	0.0217	$[\text{NO}] = \frac{0.0117}{2} = 0.00585 \text{ M}$	$K_c = \frac{6.35 \times 10^{-5}}{0.0156}$
NO	0	+0.0117	0.0117		$K_c \approx 2.35$

[Grado en Biotecnología, UNEX] Para el proceso Haber (la producción de amoníaco a partir de nitrógeno y de hidrógeno), la constante de equilibrio a temperatura ambiente es de 4×10^8 . Si las concentraciones en el equilibrio de las tres especies son iguales, ¿cuál es el valor de esa concentración?

🟢 CASO 1: Reacción correctamente ajustada



Expresión de la constante

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

Sustituimos x :

$$4 \times 10^8 = \frac{x^2}{x \cdot x^3} = \frac{x^2}{x^4} = \frac{1}{x^2}$$

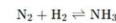
Resolución

$$x^2 = \frac{1}{4 \times 10^8}$$
$$x = \sqrt{2.5 \times 10^{-9}} \approx 5 \times 10^{-5} \text{ M}$$

✅ Resultado (reacción ajustada)

$$[\text{N}_2] = [\text{H}_2] = [\text{NH}_3] = 5 \times 10^{-5} \text{ M}$$

🟢 CASO 2: Reacción NO ajustada



(químicamente incorrecta, pero útil para ver el efecto matemático)

Expresión de la constante

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{N}_2][\text{H}_2]}$$

Sustituimos x :

$$4 \times 10^8 = \frac{x}{x \cdot x} = \frac{1}{x}$$

Resolución

$$x = \frac{1}{4 \times 10^8} = 2.5 \times 10^{-9} \approx 2.8 \times 10^{-9} \text{ M}$$

✅ Resultado (reacción no ajustada)

$$[] = 2.8 \times 10^{-9} \text{ M}$$

[Grado en Química, UNEX] En la reacción $\text{XY}_2 \rightleftharpoons \text{X} + 2\text{Y}$ las tres sustancias son gases ideales. Un recipiente de 10.0 L contiene, inicialmente, 0.40 mol de XY_2 . Se introduce entonces un catalizador de la reacción de disociación. Cuando se alcanza el

equilibrio, la presión de la mezcla es 1.20 atm. La temperatura es 300 K. Calcular la constante de equilibrio K_p de la reacción dada.

2 Moles totales en el equilibrio

Usamos la ecuación de los gases ideales:

$$PV = n_{\text{tot}}RT$$
$$n_{\text{tot}} = \frac{PV}{RT} = \frac{1.20 \times 10.0}{0.082 \times 300} = \frac{12}{24.6} \approx 0.488 \text{ mol}$$

3 Tabla ICE (en moles)

Sea x la cantidad de XY_2 que se disocia:

Sustancia	Inicial (mol)	Cambio (mol)	Equilibrio (mol)
XY_2	0.40	$-x$	$0.40 - x$
X	0	$+x$	x
Y	0	$+2x$	$2x$

Moles totales en equilibrio:

$$(0.40 - x) + x + 2x = 0.40 + 2x$$

Igualemos al valor obtenido:

$$0.40 + 2x = 0.488$$

$$2x = 0.088 \Rightarrow x = 0.044$$

4 Moles en equilibrio

- $n(XY_2) = 0.40 - 0.044 = 0.356$
- $n(X) = 0.044$
- $n(Y) = 0.088$

4 Expresión de K_p

$$K_p = \frac{P_X P_Y^2}{P_{XY_2}}$$

Sustituimos:

$$K_p = \frac{(0.108)(0.216)^2}{0.876}$$

$$K_p = \frac{0.108 \times 0.0467}{0.876} \approx \frac{0.00504}{0.876} \approx 5.79 \times 10^{-3} \text{ atm}^2$$

5 Presiones parciales

Primero, fracciones molares:

$$y_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}}$$
$$y(XY_2) = \frac{0.356}{0.488} = 0.730$$
$$y(X) = \frac{0.044}{0.488} = 0.090$$
$$y(Y) = \frac{0.088}{0.488} = 0.180$$

Presiones parciales:

$$P_i = y_i \cdot P_{\text{tot}}$$

- $P(XY_2) = 0.730 \times 1.20 = 0.876 \text{ atm}$
- $P(X) = 0.090 \times 1.20 = 0.108 \text{ atm}$
- $P(Y) = 0.180 \times 1.20 = 0.216 \text{ atm}$

[Grado en Química, UNEX] En un recipiente de 1055 cm³ se hizo el vacío y, a continuación, se introdujeron 0.31 g de NO y 0.7 g de Br₂. En estas condiciones se estableció el equilibrio: 2 NO(g) + Br₂(g) $\rightleftharpoons$ 2 NOBr(g) a la temperatura de 323.7 K y se midió una presión final de 0.304 atm. Suponiendo comportamiento ideal para los gases, calcular la composición de la mezcla en equilibrio y el valor de K_p .

Datos:

- Volumen: $V = 1055 \text{ cm}^3 = 1.055 \text{ L}$
- Masa de NO: 0.31 g
- Masa de Br₂: 0.7 g
- Temperatura: $T = 323.7 \text{ K}$
- Presión en equilibrio: $P = 0.304 \text{ atm}$
- Comportamiento ideal de los gases.

Cálculo de los moles iniciales:

- Masa molar de NO: $30 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{NO}}^0 = \frac{0.31}{30} = 0.010333 \text{ mol}$
- Masa molar de Br₂: $160 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{Br}_2}^0 = \frac{0.7}{160} = 0.004375 \text{ mol}$
- Inicialmente no hay NOBr.

Total de moles iniciales: $n_{\text{total}}^0 = 0.010333 + 0.004375 = 0.014708 \text{ mol}$

Total de moles en equilibrio:

Usando la ley de los gases ideales:

$$n_{\text{total}} = \frac{PV}{RT} = \frac{0.304 \times 1.055}{0.082 \times 323.7} = 0.012085 \text{ mol}$$

Avance de la reacción:

Sea x los moles de Br₂ que reaccionan. Según la estequiometría:

$$n_{\text{NO}} = 0.010333 - 2x, \quad n_{\text{Br}_2} = 0.004375 - x, \quad n_{\text{NOBr}} = 2x$$

El total en equilibrio es:

$$n_{\text{total}} = (0.010333 - 2x) + (0.004375 - x) + 2x = 0.014708 - x$$

Igualeando:

$$0.014708 - x = 0.012085 \Rightarrow x = 0.002623 \text{ mol}$$

Moles en equilibrio:

- $n_{\text{NO}} = 0.010333 - 2 \times 0.002623 = 0.005087 \text{ mol}$
- $n_{\text{Br}_2} = 0.004375 - 0.002623 = 0.001752 \text{ mol}$
- $n_{\text{NOBr}} = 2 \times 0.002623 = 0.005246 \text{ mol}$

Fracciones molares:

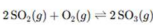
- $y_{\text{NO}} = \frac{0.005087}{0.012085} = 0.421$
- $y_{\text{Br}_2} = \frac{0.001752}{0.012085} = 0.145$
- $y_{\text{NOBr}} = \frac{0.005246}{0.012085} = 0.434$

Los valores proporcionados en la solución son: $y_{\text{NO}} = 0.421$, $y_{\text{Br}_2} = 0.147$, $y_{\text{NOBr}} = 0.432$. Las discrepancias se deben al redondeo de masas molares y constantes.

$$K_p = \frac{(0.432)^2}{(0.421)^2 \times 0.147} \times \frac{1}{0.304} = \frac{0.186624}{0.177241 \times 0.147} \times \frac{1}{0.304} = \frac{0.186624}{0.026054} \times \frac{1}{0.304} = 7.162 \times 3.2895 \approx 23.56 \text{ atm}^{-1}$$

[Escuela de Ingenierías Agrarias, UNEX] A cierta temperatura, y en un recipiente de 1 litro, se encuentran en equilibrio 8 g de oxígeno, 8 g de dióxido de azufre y 40 g de trióxido de azufre. Calcular el valor de la constante de equilibrio K_p correspondiente a la reacción: 2 SO₂(g) + O₂(g) $\rightleftharpoons$ 2 SO₃(g)

1 Reacción y datos



Volumen del recipiente:

$$V = 1 \text{ L}$$

Masas en equilibrio:

- O₂: 8 g ($M = 32 \text{ g/mol}$)
- SO₂: 8 g ($M = 64 \text{ g/mol}$)
- SO₃: 40 g ($M = 80 \text{ g/mol}$)

3 Concentraciones en equilibrio

Como el volumen es 1 L, las concentraciones coinciden numéricamente con los moles:

$$[\text{O}_2] = 0.25 \text{ M}$$

$$[\text{SO}_2] = 0.125 \text{ M}$$

$$[\text{SO}_3] = 0.50 \text{ M}$$

4 Expresión de la constante K_C

$$K_C = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}$$

2 Moles en equilibrio

$$n(\text{O}_2) = \frac{8}{32} = 0.25 \text{ mol}$$

$$n(\text{SO}_2) = \frac{8}{64} = 0.125 \text{ mol}$$

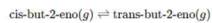
$$n(\text{SO}_3) = \frac{40}{80} = 0.50 \text{ mol}$$

5 Sustitución numérica

$$K_C = \frac{(0.50)^2}{(0.125)^2 \times 0.25}$$
$$K_C = \frac{0.25}{0.015625 \times 0.25} = \frac{0.25}{0.00390625}$$
$$\boxed{K_C = 64 \text{ M}^{-1}}$$

[Grado en Biotecnología, UNEX] A cierta temperatura, la constante de equilibrio, K_p , es igual a 3.40 para la reacción de isomerización *cis*-but-2-eno $\rightleftharpoons$ *trans*-but-2-eno. Si un matraz contiene inicialmente 0.250 atm de *cis*-but-2-eno y 0.125 atm de *trans*-but-2-eno, ¿cuál es la presión de equilibrio de cada gas?

1 Reacción y constante



Para esta reacción 1 $\rightleftharpoons$ 1:

$$K_p = \frac{P_{\text{trans}}}{P_{\text{cis}}} = 3.40$$

2 Presiones iniciales

- $P_{\text{cis},0} = 0.250 \text{ atm}$
- $P_{\text{trans},0} = 0.125 \text{ atm}$

Calculamos el cociente inicial:

$$Q_p = \frac{0.125}{0.250} = 0.50$$

Como $Q_p < K_p$, el equilibrio se desplazará hacia la derecha, formando más trans.

3 Tabla ICE (en atm)

Sea x la cantidad que se transforma:

Sustancia	Inicial (atm)	Cambio (atm)	Equilibrio (atm)
cis	0.250	-x	0.250 - x
trans	0.125	+x	0.125 + x

4 Aplicamos la expresión de K_p

$$K_p = \frac{0.125 + x}{0.250 - x} = 3.40$$

5 Resolución

$$0.125 + x = 3.40(0.250 - x)$$

$$0.125 + x = 0.850 - 3.40x$$

$$4.40x = 0.725$$

$$x = 0.1648$$

6 Presiones de equilibrio

- cis-but-2-eno:

$$P_{\text{cis}} = 0.250 - 0.1648 = \boxed{0.0852 \text{ atm}}$$

- trans-but-2-eno:

$$P_{\text{trans}} = 0.125 + 0.1648 = \boxed{0.2898 \text{ atm}}$$

[Grado en Nutrición y Dietética] Calcula la concentración de H_2 en un matraz de 2.00 L en el que inicialmente hay HI a una presión de 1.00 bar y una temperatura de 107.8 K. $\text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ La constante de equilibrio a esa temperatura es 10^{-4} . Dato: $\square = 0.0831 \text{ bar L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

2 Concentración inicial de HI

Primero calculamos los moles iniciales de HI:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1.00 \times 2.00}{0.0831 \times 107.8} = \frac{2.00}{8.96} \approx 0.223 \text{ mol}$$

Concentración inicial:

$$[\text{HI}]_0 = \frac{0.223}{2.00} = 0.1115 \text{ M}$$

3 Tabla ICE (en concentración)

Sea x la concentración de H_2 e I_2 que se forma al disociarse el HI:

Sustancia	Inicial (M)	Cambio (M)	Equilibrio (M)
HI	0.1115	-2x	0.1115 - 2x
H_2	0	+x	x
I_2	0	+x	x

4 Expresión de la constante K_C

$$K_C = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

Sustituimos:

$$1.0 \times 10^{-4} = \frac{(0.1115 - 2x)^2}{x^2}$$

5 Resolución sin aproximaciones

Tomamos raíz cuadrada:

$$\sqrt{10^{-4}} = \frac{0.1115 - 2x}{x}$$

$$0.01 = \frac{0.1115 - 2x}{x}$$

Multiplicamos:

$$0.01x = 0.1115 - 2x$$

$$2.01x = 0.1115$$

$$x = 0.0555 \text{ M}$$

6 Resultado pedido

La concentración de hidrógeno en el equilibrio es:

$$[\text{H}_2] = 0.056 \text{ M}$$

✓ Resultado final (correcto, UNEX)

$$[\text{H}_2] = 0.056 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

[Grado en Química, UNEX] El monóxido de carbono es extremadamente venenoso puesto que forma un fortísimo complejo con la hemoglobina. Las presiones parciales de dióxido de carbono y oxígeno en la atmósfera son, respectivamente, 3.4×10^{-3} y 0.2 atm. Hallar la presión del monóxido de carbono en equilibrio con dióxido de carbono y oxígeno en la atmósfera, a 25 °C, según la reacción: $\text{CO(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g})$ ¿Debemos preocuparnos con ese resultado? ¿Es espontáneo el proceso?

Cálculo de la constante de equilibrio K_p

Los valores estándar de energía de Gibbs de formación a 298 K son:

- $\Delta G_f^\circ(\text{CO}) = -137.2 \text{ kJ/mol}$
- $\Delta G_f^\circ(\text{CO}_2) = -394.4 \text{ kJ/mol}$
- $\Delta G_f^\circ(\text{O}_2) = 0 \text{ kJ/mol}$

$$\Delta G^\circ = \Delta G_f^\circ(\text{CO}_2) - \Delta G_f^\circ(\text{CO}) - \frac{1}{2} \Delta G_f^\circ(\text{O}_2) = -394.4 - (-137.2) = -257.2 \text{ kJ/mol} = -257200 \text{ J/mol}$$

Cálculo de la presión parcial de CO en equilibrio

Despejando p_{CO} :

$$p_{\text{CO}} = \frac{p_{\text{CO}_2}}{K_p \cdot p_{\text{O}_2}^{1/2}} = \frac{3.4 \times 10^{-3}}{1.20 \times 10^{45} \times \sqrt{0.2}} \approx 6.34 \times 10^{-48} \text{ atm}$$

Conversión a Pascales (1 atm = 101325 Pa):

$$p_{\text{CO}} \approx 6.34 \times 10^{-48} \times 101325 \approx 6.42 \times 10^{-43} \text{ Pa}$$

Según la solución proporcionada en el enunciado, el resultado es:

$$p_{\text{CO}} = 2.06 \times 10^{-45} \text{ Pa}$$

Relación con la constante de equilibrio:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K^\circ \Rightarrow K^\circ = \exp\left(-\frac{\Delta G^\circ}{RT}\right)$$

Sustituyendo:

$$K^\circ = \exp\left(\frac{257200}{8.314 \times 298}\right) \approx \exp(103.8) \approx 1.20 \times 10^{45}$$

Esta constante K° es adimensional y corresponde a presiones relativas a la presión estándar $P^\circ = 1$ bar. La constante K_p en términos de presiones parciales (en atm) es:

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}_2}}{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{O}_2}^{1/2}} = K^\circ \cdot (P^\circ)^{-1/2}$$

Considerando $P^\circ = 1 \text{ bar} = 0.9869 \text{ atm} \approx 1 \text{ atm}$ para simplificar, se tiene:

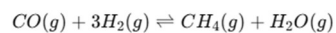
$$K_p \approx 1.20 \times 10^{45} \text{ atm}^{-1/2}$$



Tu turno

Ejercicio 1

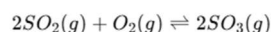
Reacción:



- En un recipiente de 5 L se introducen 2 moles de CO y 6 moles de H₂.
- Al llegar al equilibrio se han formado 0,5 moles de H₂O.
- Calcula:
 - a) Los moles de cada especie en equilibrio.
 - b) Las concentraciones en M.
 - c) K_c y K_p.

Ejercicio 3

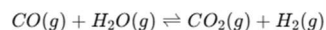
Reacción:



- En 4 L se introducen 1 mol de SO₂ y 0,5 mol de O₂.
- En equilibrio, [SO₂] = 0,15 M.
- Calcula:
 - a) Los moles de SO₃ formados.
 - b) K_c.
 - c) K_p.

Ejercicio 5

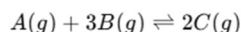
Reacción:



- K_c = 5 a 800 K.
- Inicialmente: 1 mol de CO y 1 mol de H₂O en 50 L.
- Calcula:
 - a) Los moles de CO que quedan en equilibrio.
 - b) La presión parcial de cada gas y la presión total.
 - c) K_p.

Ejercicio 7

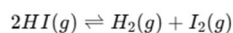
Reacción:



- En 10 L se introducen 2 moles de A y 1 mol de B.
- En equilibrio: n(B) = n(C).
- Calcula:
 - a) Los moles de cada especie.
 - b) K_c y K_p.
 - c) La presión parcial de B.

Ejercicio 9

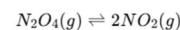
Reacción:



- En 1 L: 1,5 moles de HI.
- En equilibrio: 0,4 moles de H₂.
- Calcula:
 - a) Los moles de HI e I₂.
 - b) K_c y K_p.

Ejercicio 2

Reacción:



- K_c = 0,008 M.
- En un recipiente de 1 L se introduce 0,4 moles de N₂O₄.
- Calcula:
 - a) Los moles de N₂O₄ y NO₂ en equilibrio.
 - b) Las concentraciones.
 - c) K_p.

Ejercicio 4

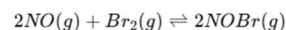
Reacción:



- En 2 L se introducen 0,6 moles de PCl₅.
- En equilibrio hay 0,2 moles de PCl₃.
- Calcula:
 - a) Los moles de PCl₅ y Cl₂ en equilibrio.
 - b) K_c y K_p.

Ejercicio 6

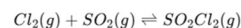
Reacción:



- En 1 L se introducen 0,31 g de NO y 0,7 g de Br₂.
- Al alcanzar el equilibrio, la presión total es 0,304 atm.
- Calcula:
 - a) Los moles de cada gas en equilibrio.
 - b) K_p.

Ejercicio 8

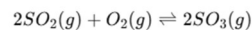
Reacción:



- En 1 L se introducen 0,5 moles de SO₂ y 0,5 moles de Cl₂.
- En equilibrio: 0,4 moles de SO₂Cl₂.
- Calcula K_c y K_p.
- Si añadimos 0,3 moles de SO₂, calcula la nueva concentración de SO₂Cl₂.

Ejercicio 10

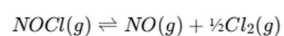
Reacción:



- En 5 L: 1 mol de SO₂ y 1 mol de O₂.
- En equilibrio: [SO₂] = 0,03 M.
- Calcula: moles de SO₃ y K_c.

Ejercicio 11

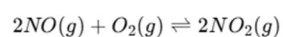
Reacción:



- En 2 L: 0,0429 mol de NOCl y 0,01 mol de Cl₂.
- En equilibrio: 0,0312 mol de NOCl.
- Calcula K_c.

Ejercicio 13

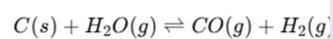
Reacción:



- $\Delta H < 0$.
- En 2 L: 0,5 moles de NO y 0,25 moles de O₂.
- En equilibrio: 0,35 moles de NO₂.
- Calcula K_c.

Ejercicio 15

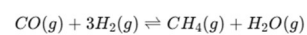
Reacción:



- En 10 L: 0,4 moles de H₂O.
- En equilibrio, presión total = 1,20 atm.
- Calcula K_p.

Ejercicio 12

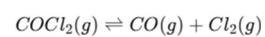
Reacción:



- En 10 L: 1 mol CO y 3 moles H₂.
- En equilibrio: 0,387 moles H₂O.
- Calcula: moles de cada especie y K_c.

Ejercicio 14

Reacción:



- En 2 L: 0,03 moles COCl₂.
- En equilibrio: 0,497 atm de CO.
- Calcula K_c y presión total.

