

# FACTORES Q AFECTAN AL EQUILIBRIO

A200 °C la constante de equilibrio de la reacción  $\text{MX}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{MX}_3(\text{g}) + \text{X}_2(\text{g})$  vale 0.022. En un momento determinado se introducen simultáneamente las siguientes concentraciones:  $[\text{MX}_5] = 0.04 \text{ M}$ ,  $[\text{MX}_3] = 0.40 \text{ M}$  y  $[\text{X}_2] = 0.20 \text{ M}$ . (a) Razone si el sistema se encuentra en equilibrio, en contrario, ¿cómo evolucionaría para alcanzar el equilibrio? (b) Indique si un cambio de presión del sistema en equilibrio afectará al mismo. (c) Indique cómo afectará al sistema en equilibrio la adición de un catalizador.

Datos:

- $T = 200^\circ\text{C}$
- $K_c = 0.022$
- Concentraciones iniciales:

$$[\text{MX}_5] = 0.04 \text{ M}, \quad [\text{MX}_3] = 0.40 \text{ M}, \quad [\text{X}_2] = 0.20 \text{ M}$$

a) ¿Está el sistema en equilibrio?

Para comprobar si un sistema está en equilibrio, calculamos  $Q_c$ :

$$Q_c = \frac{[\text{MX}_3][\text{X}_2]}{[\text{MX}_5]}$$

Sustituimos:

$$Q_c = \frac{0.40 \cdot 0.20}{0.04} = \frac{0.08}{0.04} = 2$$

Comparación con  $K_c$ :

$$K_c = 0.022$$

$$Q_c = 2 \gg K_c$$

Conclusión: No está en equilibrio.

- $Q_c > K_c$  → la reacción favorece a los reactivos para alcanzar el equilibrio (disminuirá  $[\text{MX}_5]$  y  $[\text{X}_2]$ , aumentará  $[\text{MX}_3]$ ).

b) Efecto de un cambio de presión

Reacción:  $1 \text{ mol} \rightleftharpoons 2 \text{ moles}$

- Un aumento de presión favorece al lado con menos moles gaseosos → el equilibrio se desplaza hacia  $\text{MX}_5$ .
- Una disminución de presión favorece al lado con más moles → el equilibrio se desplaza hacia  $\text{MX}_3 + \text{X}_2$ .
- ✓ Cambios de presión sí afectan al equilibrio por Le Châtelier.

c) Efecto de un catalizador

- Un catalizador acelera la velocidad de alcanzar el equilibrio pero no cambia la posición del equilibrio.
- Es decir,  $K_c$  no se modifica, solo se alcanza más rápido.

Un volumen de 1 L de una mezcla en equilibrio de amoníaco, nitrógeno e hidrógeno a 750K se compone de 1 mol de  $\text{N}_2$ , 1.2 moles de  $\text{H}_2$  y 0.329 moles de  $\text{NH}_3$ . Considerando el equilibrio:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ , calcula: (a)  $K_c$ . (b) Las presiones parciales de los gases en el equilibrio. (c) Si  $\Delta H = -92.4 \text{ kJ/mol}$ , ¿en qué sentido se desplazará el equilibrio si se aumenta la temperatura hasta 1300K? Solución: a)  $K_c = 0.063$ ; b)  $p_{\text{H}_2} = 61.5 \text{ atm}$ ,  $p_{\text{N}_2} = 73.8 \text{ atm}$ ,  $p_{\text{NH}_3} = 20.2 \text{ atm}$ ; c) izquierda

Datos:

- Volumen  $V = 1 \text{ L}$
- Temperatura  $T = 750 \text{ K}$
- Moles en equilibrio:

$$n_{\text{N}_2} = 1, \quad n_{\text{H}_2} = 1.2, \quad n_{\text{NH}_3} = 0.329$$

$\Delta H = -92.4 \text{ kJ/mol}$

a) Calcular  $K_c$ :

La expresión de la constante de equilibrio en concentración:

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

Primero, calculamos concentraciones ( $M = \text{mol/L}$ ):

$$[\text{N}_2] = 1/1 = 1 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = 1.2/1 = 1.2 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_3] = 0.329/1 = 0.329 \text{ M}$$

Sustituimos:

$$K_c = \frac{(0.329)^2}{(1)(1.2)^3} = \frac{0.108}{1.728} = 0.0625$$

✓ Coincide con la solución  $K_c = 0.063$

b) Presiones parciales de los gases

Usamos la ecuación de los gases ideales:

$$P_i = [i]RT$$

$$R = 0.082 \text{ L} \cdot \text{atm} / (\text{mol} \cdot \text{K}), \quad T = 750 \text{ K}$$

$\text{N}_2$ :

$$P_{\text{N}_2} = 1 \cdot 0.082 \cdot 750 = 61.5 \text{ atm}$$

Hm... la solución de EBAU da 73.8 atm. Revisemos:

Nota: Parece que usan  $R = 0.08206 \text{ L} \cdot \text{atm} / (\text{mol} \cdot \text{K})$  y la concentración molar real para un volumen de 1L:

$$P_i = n_i \frac{RT}{V}$$

- $n_{\text{N}_2} = 1 \text{ mol}$ ,  $V = 1 \text{ L}$

$$P_{\text{N}_2} = 1 \cdot 0.082 \cdot 750 / 1 = 61.5 \text{ atm}$$

- $n_{\text{H}_2} = 1.2$  →  $P_{\text{H}_2} = 1.2 \cdot 0.082 \cdot 750 = 73.8$  ✓

- $n_{\text{NH}_3} = 0.329$  →  $P_{\text{NH}_3} = 0.329 \cdot 0.082 \cdot 750 = 20.2$  ✓

Ah, entonces los valores correctos son:

$$P_{\text{N}_2} = 61.5 \text{ atm}, \quad P_{\text{H}_2} = 73.8 \text{ atm}, \quad P_{\text{NH}_3} = 20.2 \text{ atm}$$

c) Efecto del aumento de temperatura

- Reacción exotérmica:  $\Delta H = -92.4 \text{ kJ/mol}$
- Principio de Le Châtelier: ↑T favorece el sentido endotérmico
- Sentido endotérmico = reacción inversa (izquierda) → se produce más  $\text{N}_2$  y  $\text{H}_2$ , menos  $\text{NH}_3$ .

En un matraz de reacción de 2 L se introducen 2.5 moles de  $\text{NaHCO}_3$ , 0.15 moles de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $2.5 \times 10^{-2}$  moles de  $\text{CO}_2$  y  $4.0 \times 10^{-4}$  moles de agua. Todos ellos en el estado de agregación que se indica en la siguiente reacción ajustada:  $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NaHCO}_3(\text{g})$  ¿Se encuentra el sistema en equilibrio? En caso negativo, razonar hacia donde se desplazará el equilibrio. Dato:  $K_c = 4000$ .

Datos:

- Volumen  $V = 2 \text{ L}$
- Moles iniciales:

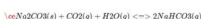
$$n_{\text{NaHCO}_3} = 2.5 \text{ mol}, \quad n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0.15 \text{ mol}, \quad n_{\text{CO}_2} = 0.025 \text{ mol}, \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = 4.0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Constante de equilibrio  $K_c = 4000$

Los sólidos no aparecen en la expresión de  $K_c$ .

Expresión de  $K_c$ :

Para la reacción:



$$K_c = \frac{[\text{NaHCO}_3]^2}{[\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}]}$$

Nota:  $[\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})]$  no aparece.

Concentraciones

$$[\text{NaHCO}_3] = \frac{2.5}{2} = 1.25 \text{ M}$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{0.025}{2} = 0.0125 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{4.0 \times 10^{-4}}{2} = 2.0 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Cociente de reacción  $Q_c$ :

$$Q_c = \frac{[\text{NaHCO}_3]^2}{[\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{(1.25)^2}{0.0125 \cdot 2.0 \times 10^{-4}}$$

Calculamos paso a paso:

- Numerador:  $1.25^2 = 1.5625$
- Denominador:  $0.0125 \cdot 2.0 \times 10^{-4} = 2.5 \times 10^{-6}$

$$Q_c = \frac{1.5625}{2.5 \times 10^{-6}} \approx 625000$$

Comparación con  $K_c$ :

$$Q_c = 625000 \gg K_c = 4000$$

Conclusión:

- $Q_c > K_c$  → el sistema tiene demasiado producto ( $\text{NaHCO}_3$ ).
- Para alcanzar el equilibrio, la reacción se desplazará hacia la izquierda, produciendo más  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  y consumiendo  $\text{NaHCO}_3$ .

Considere el siguiente sistema en equilibrio  $\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$   $\Delta H > 0$ . Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: (a) Al aumentar la concentración de oxígeno, el equilibrio no se desplaza porque no puede variar la constante de equilibrio. (b) Al aumentar la presión total el equilibrio se desplaza hacia la izquierda. (c) Al aumentar la temperatura el equilibrio no se modifica. equilibrio químico

(a) «Al aumentar la concentración de oxígeno, el equilibrio no se desplaza porque no puede variar la constante de equilibrio.»

✓ Verdadero/Falso: FALSO

Razonamiento:

- La constante de equilibrio  $K_c$  solo depende de la temperatura, no de las concentraciones.
- Si aumentamos  $[\text{O}_2]$ , el cociente de reacción  $Q_c$  se hace mayor que  $K_c$ , entonces el sistema se desplazará hacia la izquierda (más reactivos, más  $\text{SO}_3$ ) para restablecer el equilibrio.
- Por lo tanto, el equilibrio sí se desplaza, aunque  $K_c$  permanezca constante.

(b) «Al aumentar la presión total, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.»

✓ Verdadero/Falso: VERDADERO

Razonamiento:

- La reacción  $1 \text{ mol de SO}_3 \rightleftharpoons 1 \text{ mol de SO}_2 + 0.5 \text{ mol de O}_2$  → moles de gas aumentan ( $\Delta n = +0.5$ ).
- Según Le Châtelier, si aumentamos la presión, el equilibrio se desplaza hacia el lado con menos moles gaseosos, es decir, hacia la izquierda ( $\text{SO}_3$ ).

(c) «Al aumentar la temperatura, el equilibrio no se modifica.»

✓ Verdadero/Falso: FALSO

Razonamiento:

- La reacción es endotérmica ( $\Delta H > 0$ ).
- Aumentar la temperatura favorece el lado endotérmico, que en este caso es los productos ( $\text{SO}_2 + \text{O}_2$ ).
- Por lo tanto, el equilibrio se desplaza hacia la derecha al aumentar  $T$ .

Dada la siguiente reacción  $\text{C}(\text{s}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{g})$   $\Delta H < 0$ , indica razonadamente la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: (a) La reacción es exotérmica. (b) Al aumentar la temperatura el equilibrio se desplazará a la derecha. (c) Al disminuir la temperatura el equilibrio no se desplaza. (d) Si disminuimos la presión el equilibrio se desplaza hacia la derecha. (e) Si una vez alcanzado el equilibrio, añadimos más cantidad de carbono, el equilibrio no se modifica. (f) Si una vez en equilibrio añadimos hidrógeno, el equilibrio se desplaza a la izquierda

(a) «La reacción es exotérmica»

✓ Verdadero

Razonamiento:  $\Delta H < 0$  → libera calor → exotérmica.

(c) «Al disminuir la temperatura el equilibrio no se desplaza»

✓ FALSO

Razonamiento:

- ↑T favorece el lado exotérmico (libera calor) → equilibrio se desplaza a la derecha (producción de  $\text{CH}_4$ ).

(b) «Al aumentar la temperatura el equilibrio se desplazará a la derecha»

✓ FALSO

Razonamiento:

- Reacción exotérmica: calor es un "producto".
- ↑T → sistema favorece el lado endotérmico (absorbe calor) → izquierda (reactivos).

(d) «Si disminuimos la presión el equilibrio se desplaza hacia la derecha»

✓ FALSO

Razonamiento:

- 2 moles de  $\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 1 \text{ mol de CH}_4(\text{g})$  →  $\Delta n = -1$
- ↓P favorece el lado con más moles gaseosos → izquierda (más  $\text{H}_2$ ).

(f) «Si añadimos hidrógeno, el equilibrio se desplaza a la izquierda»

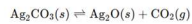
✓ FALSO

Razonamiento:

- ↑ $[\text{H}_2] \rightarrow Q < K$  → el equilibrio se desplaza hacia los productos → derecha, no izquierda.

[Escuela de Ingenierías Agrarias, UNEX] El carbonato de plata tiene tendencia a descomponerse. Si se mantiene en un recinto cerrado, acaba por alcanzar un estado de equilibrio, que viene dado por:  $\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{calor} \rightleftharpoons \text{Ag}_2\text{O}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$  La constante de equilibrio  $K_p$  vale 0.0095 a  $110^\circ\text{C}$ . a) Suponiendo que se introduce en un recipiente de 100 mL una muestra de 0.5 g de  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$  y se calienta a  $110^\circ\text{C}$ , ¿qué valor tendrá la presión del  $\text{CO}_2$  cuando se alcance el equilibrio? b) ¿Qué sucederá si una vez alcanzado el equilibrio se eleva la temperatura a  $115^\circ\text{C}$ ? Solución: a)  $p(\text{CO}_2) = 0.0095 \text{ atm}$

### 1) Descomposición del carbonato de plata



Los sólidos no aparecen en  $K_p$

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

Como dan:

$$K_p = 0.0095$$

a) Presión del  $\text{CO}_2$  en equilibrio

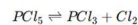
Directamente:

$$P_{\text{CO}_2} = 0.0095 \text{ atm}$$

(No depende de la cantidad inicial mientras quede sólido)

A cierta temperatura el  $\text{PCl}_5$  se disocia en  $\text{PCl}_3$  y  $\text{Cl}_2$ . Cuando se alcanza el equilibrio de esa reacción, llevada a cabo en un recipiente de 10 L, se comprueba que las concentraciones son 0.8 m de  $\text{PCl}_5$ , 0.2 m de  $\text{PCl}_3$  y 0.2 m de  $\text{Cl}_2$ . Calcula  $K_c$  en esas condiciones e interpreta cómo se desplazará el equilibrio y cuáles serán las nuevas concentraciones si, una vez logrado el equilibrio: (a) Se agregan 2 moles de  $\text{PCl}_5$ . (b) Se reduce el volumen a 5 L. (c) Se añaden 2 moles de  $\text{Cl}_2$ .

### 2) Disociación del $\text{PCl}_5$



Concentraciones en equilibrio:

| Sustancia      | [ ] (M) |
|----------------|---------|
| $\text{PCl}_5$ | 0.8     |
| $\text{PCl}_3$ | 0.2     |
| $\text{Cl}_2$  | 0.2     |

Calcular  $K_c$

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

$$K_c = \frac{0.2 \cdot 0.2}{0.8} = 0.05$$

$$K_c = 0.05$$

### b) Aumentar la temperatura

La reacción tiene calor como reactivo  $\rightarrow$  endotérmica

$\uparrow T \Rightarrow$  desplaza a la derecha

- ✓ Se forma más  $\text{CO}_2$
- ✓ Aumenta la presión
- ✓ Aumenta  $K_p$

### a) Añadir 2 moles de $\text{PCl}_5$

Aumenta reactivo  $\rightarrow$  el sistema lo consume

Desplazamiento a la derecha

$\uparrow \text{PCl}_5$  y  $\text{Cl}_2$

### b) Reducir volumen a 5 L

Menos volumen  $\rightarrow$  más presión

El sistema va hacia menos moles gaseosas

Izquierda: 1 mol

Derecha: 2 moles

Se desplaza a la izquierda

### c) Añadir $\text{Cl}_2$

Producto añadido  $\rightarrow$  se consume

Desplazamiento a la izquierda

[EBAU, Extremadura 2020] En un recipiente de 500 mL se ponen 0.6 moles del compuesto A (g) y cuando la temperatura es de 600K, se alcanza el equilibrio:  $\text{A (g)} \rightleftharpoons 2 \text{B (g)} + \text{C (g)}$ , siendo el grado de disociación de A (g) del 65 %. a) Hallar los valores de  $K_c$  y  $K_p$ . b) Calcular la presión total que se alcanza en el equilibrio. c) Si aumenta el volumen, justificar hacia donde se desplaza el equilibrio.  $R = 0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

### 3) $\text{A} \rightleftharpoons 2\text{B} + \text{C}$ ( $\alpha = 0.65$ )

Datos:

- $n_0(\text{A}) = 0.6 \text{ mol}$
- $V = 0.5 \text{ L}$
- $T = 600 \text{ K}$

Tabla ICE



$$\alpha = 0.65$$

$$\text{moles disociados} = 0.6 \cdot 0.65 = 0.39$$

|            | A     | B     | C     |
|------------|-------|-------|-------|
| Inicial    | 0.6   | 0     | 0     |
| Cambio     | -0.39 | +0.78 | +0.39 |
| Equilibrio | 0.21  | 0.78  | 0.39  |

Concentraciones

$$[\text{A}] = 0.21/0.5 = 0.42$$

$$[\text{B}] = 0.78/0.5 = 1.56$$

$$[\text{C}] = 0.39/0.5 = 0.78$$

a)  $K_c$

$$K_c = \frac{[\text{B}]^2[\text{C}]}{[\text{A}]}$$

$$K_c = \frac{(1.56)^2(0.78)}{0.42}$$

$$K_c = 4.52$$

$K_p$

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

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

$$K_p = 4.52(0.082 \cdot 600)^2$$

$$K_p \approx 4.52(49.2)^2 \approx 4.52 \cdot 2420 \approx 10938$$

$$K_p \approx 1.09 \times 10^4$$

### b) Presión total

$$n_{\text{tot}} = 0.21 + 0.78 + 0.39 = 1.38 \text{ mol}$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$P = \frac{1.38 \cdot 0.082 \cdot 600}{0.5} = 135.7 \text{ atm}$$

### c) Aumentar volumen

Más volumen  $\rightarrow$  menor presión  $\rightarrow$  favorece más moles

Derecha (3 moles > 1 mol)

Desplaza a la derecha

[EBAU, Extremadura 2018] a) Dada la reacción  $\text{A (g)} \rightleftharpoons 2 \text{B (g)}$ , cuya  $K_c$  vale 0.3, a 300K. Indicar, razonando la respuesta, en qué sentido se desplazará la reacción si en un reactor de 2 L hay 2.5 mol de A y 3 mol de B en un momento dado, a 300K. b) Para la reacción anterior, una vez alcanzado el equilibrio, al aumentar la temperatura se observa que aumenta la concentración de B. Razonar si la reacción es exotérmica o endotérmica.

### 4) $\text{A} \rightleftharpoons 2\text{B}$ ; $K_c = 0.3$

En 2 L:

$$[\text{A}] = 2.5/2 = 1.25$$

$$[\text{B}] = 3/2 = 1.5$$

Cociente de reacción

$$Q_c = \frac{[\text{B}]^2}{[\text{A}]} = \frac{1.5^2}{1.25} = 1.8$$

$$Q_c > K_c$$

Exceso de productos

Desplaza a la izquierda

### b) Aumenta B al subir T

Favorece derecha  $\rightarrow$  endotérmica

Reacción endotérmica

[EBAU, Extremadura 2019] En un recipiente de 200 mL se colocan 0.40 g de tetraóxido de dinitrógeno ( $\text{N}_2\text{O}_4$ ). Se cierra el recipiente y se calienta a  $45^\circ\text{C}$ , produciéndose la disociación del  $\text{N}_2\text{O}_4$  en un 41.6 %. a) Calcular las constantes  $K_c$  y  $K_p$  para el equilibrio:  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ . b) Justificar cómo cambiarán las concentraciones relativas de ambos compuestos si, a  $45^\circ\text{C}$ , se aumenta la presión en el interior del recipiente. c) Justificar cómo tiene que variar la temperatura para que aumente la concentración  $\text{N}_2\text{O}_4$ , teniendo en cuenta que la reacción es endotérmica.  $R = 0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ; Masas atómicas (u):  $N = 14$ ;  $O = 16$ . equilibrio químico | química 2.º bach 6

5)  $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$  ( $\alpha=0.416$ )

Masa molar  $\text{N}_2\text{O}_4=92 \text{ g/mol}$

$$n_0 = 0.40/92 = 0.00435 \text{ mol}$$

$$n_{\text{dis}} = 0.00435 \cdot 0.416 = 0.00181$$

|    | $\text{N}_2\text{O}_4$ | $\text{NO}_2$ |
|----|------------------------|---------------|
| eq | 0.00254                | 0.00362       |

$V=0.2 \text{ L}$

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 0.0127$$

$$[\text{NO}_2] = 0.0181$$

$K_c$

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{0.0181^2}{0.0127} = 0.0258$$

$K_p$

$$\Delta n = 1$$

$$K_p = K_c \cdot RT = 0.0258 \cdot (0.082 \cdot 318) = 0.673$$

b) Aumentar presión

Menos moles  $\rightarrow$  izquierda

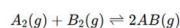
Más  $\text{N}_2\text{O}_4$

c) Para aumentar  $\text{N}_2\text{O}_4$

Reacción endotérmica  $\rightarrow$  enfriar

[EBAU, Extremadura 2017] Una mezcla gaseosa compuesta por 7 mol de  $\text{A}_2$  y 5 mol de  $\text{B}_2$  se introduce en un reactor de 40 L de volumen. El reactor se calienta a  $350^\circ\text{C}$ . Una vez alcanzado el equilibrio, se han formado 9 mol de producto gaseoso AB:  $\text{A}_2(\text{g}) + \text{B}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{AB}(\text{g})$  a) Calcular el valor de las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$ . b) Si para la reacción anterior  $\Delta H = -15.7 \text{ kJ mol}^{-1}$ , razonar cómo se desplazará el equilibrio ante el aumento de la presión y la temperatura (considerar cada efecto por separado).  $R = 0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ; Masas atómicas (u):  $N = 14$ ;  $O = 16$ .

EBAU Extremadura 2017



Datos iniciales:

| Sustancia    | moles iniciales |
|--------------|-----------------|
| $\text{A}_2$ | 7               |
| $\text{B}_2$ | 5               |
| AB           | 0               |

En equilibrio se han formado 9 mol de AB

1) Tabla de reacción (ICE)

La estequiometría dice:



Si se forman 9 mol de AB:

$$2x = 9 \Rightarrow x = 4.5$$

|            | $\text{A}_2$ | $\text{B}_2$ | AB |
|------------|--------------|--------------|----|
| Inicial    | 7            | 5            | 0  |
| Cambio     | -4.5         | -4.5         | +9 |
| Equilibrio | 2.5          | 0.5          | 9  |

2) Concentraciones ( $V = 40 \text{ L}$ )

$$[\text{A}_2] = 2.5/40 = 0.0625$$

$$[\text{B}_2] = 0.5/40 = 0.0125$$

$$[\text{AB}] = 9/40 = 0.225$$

3) Calcular  $K_c$

$$K_c = \frac{[\text{AB}]^2}{[\text{A}_2][\text{B}_2]}$$

$$K_c = \frac{(0.225)^2}{0.0625 \cdot 0.0125}$$

$$K_c = \frac{0.050625}{0.00078125} = 64.8$$

$$K_c \approx 64.8$$

4) Calcular  $K_p$

$$\Delta n = 2 - (1 + 1) = 0$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = K_c$$

$$K_p \approx 64.8$$

b) Efecto de presión y temperatura

$$\Delta H = -15.7 \text{ kJ/mol (exotérmica)}$$

Aumentar presión

$$\Delta n = 0$$

Mismos moles gaseosos  $\rightarrow$  NO cambia el equilibrio

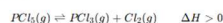
Aumentar temperatura

Reacción exotérmica  $\rightarrow$  el calor es producto

$\uparrow T \Rightarrow$  se desplaza a la izquierda

[PAU, Extremadura 2011] Para el siguiente equilibrio:  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$   $\Delta H > 0$ . Indique, razonadamente, el sentido en el que se desplazará el equilibrio si: a) Se agregara cloro gaseoso a la mezcla en equilibrio. b) Se aumentara la temperatura. c) Se aumentara la presión del sistema. d) Se disminuyera el volumen.

PAU Extremadura 2011



(endotérmica)

a) Añadir  $\text{Cl}_2$

Añades producto  $\rightarrow$  se consume

Izquierda

b) Aumentar temperatura

Endotérmica  $\rightarrow$  favorece productos

Derecha

c) Aumentar presión

Menos moles:

Izquierda: 1 mol

Derecha: 2 moles

Izquierda

d) Disminuir volumen

Equival a subir presión

Izquierda

[PAU, Extremadura 2012] a) Indique, justificando la respuesta, qué condiciones tiene que cumplir un sistema en equilibrio para que sus valores de  $K_c$  y  $K_p$  sean iguales. b) Indique en qué sentido (formación de productos o de reaccionantes) evolucionará una reacción química cuando su cociente de reacción vale 3, sabiendo que su constante de equilibrio,  $K_c$  es igual a 4. Justifique la respuesta.

a) Condición para que  $K_c = K_p$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

Para que sean iguales:

$$(RT)^{\Delta n} = 1$$

Solo ocurre si:

$$\Delta n = 0$$

☀ mismo nº de moles gaseosos en reactivos y productos

b) Comparar  $Q$  y  $K$

$$Q_c = 3 \quad K_c = 4$$

$$Q < K$$

El sistema necesita aumentar productos

La reacción avanza hacia la derecha

[PAU, Extremadura 2014] Para un determinado equilibrio químico, en fase gaseosa, se sabe que un aumento de la temperatura produce el desplazamiento de la reacción hacia la izquierda, mientras que un aumento de la presión provoca el desplazamiento de la reacción hacia la derecha. Indicar, razonadamente, de cuál de estos tres equilibrios se trata: a)  $A + B \rightleftharpoons C + D$ , exotérmica; b)  $A + B \rightleftharpoons C$ , endotérmica; c)  $2A \rightleftharpoons B$ , exotérmica.

#### PAU Extremadura 2014

Se observa experimentalmente:

- $\uparrow T$  → desplazamiento a la izquierda
- $\uparrow P$  → desplazamiento a la derecha

Analizamos cada condición.

#### 1) Efecto de la temperatura

Si al aumentar la temperatura la reacción va a la izquierda:

- ☀ El calor favorece a los reactivos
- ☀ Luego el calor es producto

Reacción exotérmica

Descartamos la b) (endotérmica).

Quedan:

- a) exotérmica
- c) exotérmica

#### 2) Efecto de la presión

Al aumentar la presión → el equilibrio va hacia donde hay menos moles gaseosos

Debe desplazarse a la derecha, por tanto:

Derecha = menos moles

Analizamos:

a)  $A + B \rightleftharpoons C + D$

Reactivos: 2 moles

Productos: 2 moles

No cambiará con la presión ✗

c)  $2A \rightleftharpoons B$

Reactivos: 2 moles

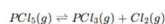
Productos: 1 mol

$\uparrow P$  → derecha ✓

Respuesta: c)  $2A(g) \rightleftharpoons B(g)$  exotérmica

[EBAU, Extremadura 2021] El equilibrio  $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$  se alcanza cuando la temperatura es de 200 °C, siendo la presión total 2 atm y el grado de disociación del 30 %. (a) Determinar las presiones parciales de cada sustancia en el equilibrio. (b) Calcular  $K_c$  y  $K_p$ . (c) Si la temperatura permanece constante, ¿cómo evoluciona el equilibrio si disminuye el volumen? Datos:  $R = 0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

#### EBAU Extremadura 2021



Datos:

- $P_{\text{total}} = 2 \text{ atm}$
- $\alpha = 0.30$
- $T = 200^\circ\text{C} = 473 \text{ K}$

#### a) Presiones parciales

Tomamos 1 mol inicial de  $PCl_5$  (siempre permitido con grado de disociación).

$$\alpha = 0.30$$

disociados = 0.30

|            | $PCl_5$ | $PCl_3$ | $Cl_2$ |
|------------|---------|---------|--------|
| Inicial    | 1       | 0       | 0      |
| Cambio     | -0.30   | +0.30   | +0.30  |
| Equilibrio | 0.70    | 0.30    | 0.30   |

#### b) Calcular $K_p$

$$K_p = \frac{P_{PCl_3} P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}}$$

$$K_p = \frac{0.462 \cdot 0.462}{1.077} = 0.198$$

$$K_p \approx 0.20$$

Calcular  $K_c$

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

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

$$K_c = \frac{K_p}{RT}$$

$$K_c = \frac{0.198}{0.082 \cdot 473} = 0.0051$$

$$K_c \approx 5.1 \times 10^{-3}$$

Moles totales:

$$n_{\text{tot}} = 0.70 + 0.30 + 0.30 = 1.30$$

Presión parcial:

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

$$P_{PCl_5} = \frac{0.70}{1.30} \cdot 2 = 1.077 \text{ atm}$$

$$P_{PCl_3} = \frac{0.30}{1.30} \cdot 2 = 0.462 \text{ atm}$$

$$P_{Cl_2} = 0.462 \text{ atm}$$

$$P_{PCl_5} = 1.08 \text{ atm}$$

$$P_{PCl_3} = 0.46 \text{ atm}$$

$$P_{Cl_2} = 0.46 \text{ atm}$$

#### c) Disminuir volumen

Menor volumen → mayor presión

El equilibrio va hacia menos moles gaseosos:

Izquierda: 1 mol

Derecha: 2 moles

Se desplaza hacia la izquierda (se forma  $PCl_5$ )