

QUÍMICA

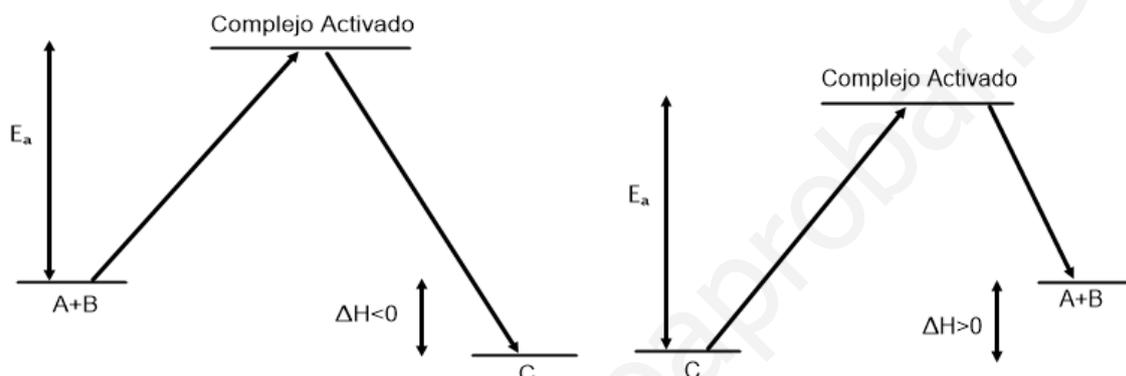
TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

- Junio, Ejercicio 4, Opción A
- Junio, Ejercicio 3, Opción B
- Junio, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 3, Opción A
- Reserva 1, Ejercicio 5, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 3, Opción A
- Reserva 2, Ejercicio 5, Opción B
- Reserva 3, Ejercicio 6, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 6, Opción A
- Reserva 4, Ejercicio 4, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 3, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 6, Opción B

Para una reacción hipotética:  $A+B \rightarrow C$ , en unas condiciones determinadas, la energía de activación de la reacción directa es 31 kJ, mientras que la energía de activación de la reacción inversa es 42 kJ. a) Represente, en un diagrama energético, las energías de activación de la reacción directa e inversa. b) La reacción directa, ¿es exotérmica o endotérmica? Razone la respuesta. c) Indique cómo influirá en la velocidad de reacción la utilización de un catalizador. QUÍMICA. 2001. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

### RESOLUCIÓN

a)



b) La reacción directa es exotérmica, ya que desprende 11 kJ.

c) Los catalizadores son sustancias que hacen variar la velocidad de una reacción sin que ellos sufran ningún cambio químico permanente. Si aumenta la velocidad de reacción es un catalizador positivo y, si la retarda, es un catalizador negativo. Lo que hacen es modificar la energía de activación. Los catalizadores sólo modifican la velocidad de una reacción que se produzca espontáneamente, nunca pueden provocar una reacción que no se realice por sí sola.

**Dado el equilibrio:  $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta\text{H} > 0$**

**Señale, razonadamente, cuál de las siguientes medidas produce un aumento de la concentración de monóxido de carbono: a) Elevar la temperatura. b) Retirar vapor de agua de la mezcla en el equilibrio. c) Introducir  $\text{H}_2$  en la mezcla en equilibrio.**

**QUÍMICA. 2001. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice que: “Si sobre un sistema en equilibrio se introduce una modificación, el sistema evolucionará en el sentido en que se oponga a tal cambio”.

Como el signo de la entalpía de la reacción es positivo, se deduce que la reacción, de izquierda a derecha, es endotérmica. Por lo que:

a) Si se eleva la temperatura, el sistema evolucionará en el sentido en que se absorba calor, es decir, en que sea endotérmica, que es tal y como está escrita, aumentando la concentración de monóxido de carbono, que es lo pretendido.

b) Al ir retirando vapor de agua, el equilibrio se desplaza hacia donde se genere más vapor, esto es, hacia la izquierda, disminuyendo la concentración de monóxido de carbono. Luego no es una medida adecuada.

c) Si se introduce hidrógeno, el equilibrio tiende a consumirlo, desplazándose hacia la izquierda, por lo que en vez de conseguir más monóxido de carbono, se conseguiría menos.

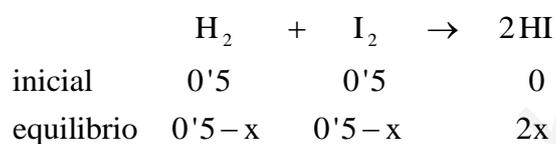
Se introduce una mezcla de 0'5 moles de  $H_2$  y 0'5 moles de  $I_2$  en un recipiente de 1 litro y se calienta a la temperatura de  $430^\circ C$ . Calcule: a) Las concentraciones de  $H_2$ ,  $I_2$  y HI en el equilibrio, sabiendo que, a esa temperatura, la constante de equilibrio  $K_c$  es 54'3 para la reacción:  $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

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

QUÍMICA. 2001. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)



$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{1}\right)^2}{\left(\frac{0'5 - x}{1}\right) \cdot \left(\frac{0'5 - x}{1}\right)} = \frac{4x^2}{0'25 + x^2 - x} = 54'3 \Rightarrow x = 0'39$$

$$[HI] = 2 \cdot 0'39 = 0'78$$

$$[H_2] = [I_2] = 0'5 - 0'39 = 0'11$$

b) Como  $\Delta n = 0 \Rightarrow K_c = K_p = 54'3$ .

Al calentar bicarbonato de sodio,  $\text{NaHCO}_3$ , en un recipiente cerrado se establece el siguiente equilibrio:



Indique razonadamente, cómo se afectaría la posición del equilibrio si permaneciendo constante la temperatura: a) Se retira  $\text{CO}_2$  del sistema. b) Se adiciona  $\text{H}_2\text{O}$  al sistema. c) Se retira parte de  $\text{NaHCO}_3$  del sistema.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice que: “Si sobre un sistema en equilibrio se introduce una modificación, el sistema evolucionará en el sentido en que se oponga a tal cambio”.

- a) Si se retira  $\text{CO}_2$ , el equilibrio tiende a aumentar su concentración, desplazándose hacia la derecha.
- b) Si se adiciona  $\text{H}_2\text{O}$ , el equilibrio tiende a consumirla, desplazándose hacia la izquierda.
- c) Si se retira  $\text{NaHCO}_3$ , el equilibrio no se ve afectado, ya que es un sólido.

En la reacción:  $\text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{Br}(\text{g})$

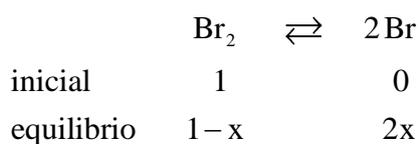
la constante de equilibrio  $K_c$ , a  $1200^\circ \text{C}$ , vale  $1'04 \cdot 10^{-3}$

a) Si la concentración inicial de bromo molecular es 1 M, calcule la concentración de bromo atómico en el equilibrio. b) ¿Cuál es el grado de disociación del  $\text{Br}_2$ ?

QUÍMICA. 2001. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)

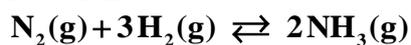


$$K_c = \frac{[\text{Br}]^2}{[\text{Br}_2]} = \frac{(2x)^2}{1-x} = 1'04 \cdot 10^{-3} \Rightarrow x = 0'016$$

$$[\text{Br}] = 2 \cdot 0'016 = 0'032$$

b)  $\alpha = 0'016$ .

La siguiente tabla presenta la variación de la constante de equilibrio con la temperatura para la síntesis del amoníaco según la reacción:



Temperatura(° C)	25	200	300	400	500
$K_c$	$6 \cdot 10^5$	0'65	0'011	$6'2 \cdot 10^{-4}$	$7'4 \cdot 10^{-5}$

Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) La reacción directa es endotérmica. b) Un aumento de la presión sobre el sistema en equilibrio favorece la obtención de amoníaco.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Ya que el aumento de temperatura favorece la reacción endotérmica y vemos que en esta reacción al aumentar la temperatura la constante de equilibrio disminuye.

b) Cierta. Ya que si aumenta la presión el volumen debe disminuir, luego se favorece la obtención de amoníaco.

En un recipiente de 10 litros se introducen 2 moles de compuesto A y 1 mol del compuesto B. Se calienta a 300° C y se establece el siguiente equilibrio:  $A(g) + 3B(g) \rightleftharpoons 2C(g)$

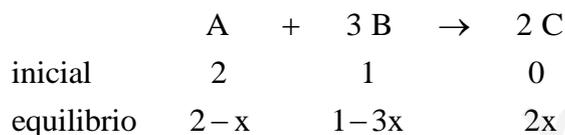
Sabiendo que cuando se alcanza el equilibrio el número de moles de B es igual al de C. Calcule:  
a) Las concentraciones de cada componente en el equilibrio. b) El valor de las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$  a esa temperatura.

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

QUÍMICA. 2001. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)



Como, en el equilibrio, el número de moles de B es igual al número de moles de C, tenemos:

$$1 - 3x = 2x \Rightarrow 1 = 5x \Rightarrow x = \frac{1}{5} = 0'2$$

Por lo tanto, el número de moles de cada componente en el equilibrio será:

$$\text{moles de A} = 2 - x = 2 - 0'2 = 1'8$$

$$\text{moles de B} = 1 - 3x = 1 - 0'6 = 0'4$$

$$\text{moles de C} = 2x = 0'4$$

b)

$$K_c = \frac{\left(\frac{0'4}{10}\right)^2}{\left(\frac{1'8}{10}\right) \cdot \left(\frac{0'4}{10}\right)^3} = 138'88$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 138'88 \cdot (0'082 \cdot 573)^{-2} = 0'062$$

A 200° C y 2 atmósferas el  $\text{PCl}_5$  se encuentra disociado en un 50%, según el siguiente equilibrio:



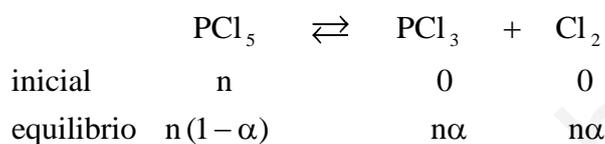
Calcule: a) La presión parcial de cada gas en el equilibrio. b) Las constantes  $K_c$  y  $K_p$  a esa temperatura.

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

QUÍMICA. 2001. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a)



El número total de moles es:  $n_T = n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1+\alpha)$ .

$$P_{\text{PCl}_3} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{n \cdot \alpha}{n \cdot (1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0'5}{1'5} \cdot 2 = 0'66 \text{ at}$$

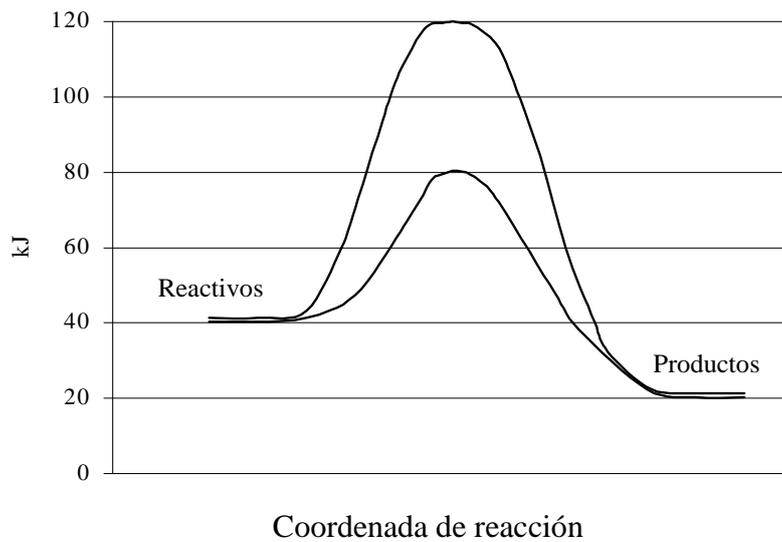
$$P_{\text{PCl}_5} = \frac{n \cdot (1-\alpha)}{n \cdot (1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0'5}{1'5} \cdot 2 = 0'66 \text{ at}$$

b)

$$K_p = \frac{\left( \frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T \right) \cdot \left( \frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T \right)}{\left( \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} P_T \right)} = \frac{\alpha^2 \cdot P_T}{1-\alpha^2} = \frac{0'5^2 \cdot 2}{1-0'5^2} = 0'66 \text{ at}$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 0'66 \cdot (0'082 \cdot 473)^{-1} = 0'017$$

La figura muestra dos caminos posibles para una cierta reacción. Uno de ellos corresponde a la reacción en presencia de un catalizador:



- a) ¿Cuál es el valor de la energía de activación de la reacción catalizada?  
b) ¿Cuál es el valor de la entalpía de la reacción?  
c) ¿Qué efecto producirá un aumento de la temperatura en la velocidad de la reacción?
- QUÍMICA. 2001. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

- a) 40 kJ  
b) -20 kJ  
c) Aumenta.

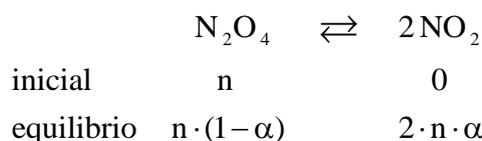
En un recipiente de 2 litros que se encuentra a 25° C, se introducen 0'5 gramos de N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> en estado gaseoso y se produce la reacción: N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>(g) ⇌ 2NO<sub>2</sub>(g)

Calcule: a) La presión parcial ejercida por el N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> en el equilibrio. b) El grado de disociación del mismo.

Datos: K<sub>p</sub> = 0'114. Masas atómicas: N = 14; O = 16.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N



moles totales en el equilibrio: n · (1 + α)

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{\left( \frac{2 \cdot 0'05 \cdot \alpha}{0'05 \cdot (1 + \alpha)} P_T \right)^2}{\left( \frac{0'05 \cdot (1 - \alpha)}{0'05 \cdot (1 + \alpha)} P_T \right)} = \frac{4\alpha^2 P_T}{1 - \alpha^2} = 0'114$$

$$P_T = \frac{n \cdot (1 + \alpha) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{5'4 \cdot 10^{-3} \cdot (1 + \alpha) \cdot 0'082 \cdot 298}{2} = 0'066 \cdot (1 + \alpha)$$

Resolviendo el sistema formado por las dos ecuaciones, nos queda:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{4\alpha^2 P_T}{1 - \alpha^2} = 0'114 \\ P_T = 0'066 \cdot (1 + \alpha) \end{array} \right\} \Rightarrow \alpha = 0'48$$

$$P_T = 0'066 \cdot (1 + \alpha) = 0'098 \text{ at}$$

$$P_{N_2O_4} = \frac{5'4 \cdot 10^{-3} \cdot (1 - \alpha)}{5'4 \cdot 10^{-3} \cdot (1 + \alpha)} P_T = \frac{5'4 \cdot 10^{-3} \cdot 0'52}{5'4 \cdot 10^{-3} \cdot (1 + 0'48)} \cdot 0'098 = 0'034 \text{ at}$$

Para el siguiente equilibrio:  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \quad \Delta H > 0$

Indique, razonadamente, el sentido en que se desplaza el equilibrio cuando: a) Se agrega cloro gaseoso a la mezcla en equilibrio. b) Se aumenta la temperatura. c) Se aumenta la presión del sistema.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 4. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice que: “Si sobre un sistema en equilibrio se introduce una modificación, el sistema evolucionará en el sentido en que se oponga a tal cambio”.

Como el signo de la entalpía de la reacción es positivo, se deduce que la reacción, de izquierda a derecha, es endotérmica. Por lo que:

- a) Si se introduce cloro, el equilibrio tiende a consumirlo, desplazándose hacia la izquierda.
- b) Si se eleva la temperatura, el sistema evolucionará en el sentido en que se absorba calor, es decir, en que sea endotérmica, que es tal y como está escrita, luego se desplaza hacia la derecha.
- c) Si se aumenta la presión total cloro, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

Para la reacción:  $2\text{NO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta\text{H}^0 = -182\text{kJ}$

Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) La constante de equilibrio aumenta al adicionar NO. b) Una disminución de temperatura favorece la obtención de  $\text{N}_2$  y  $\text{O}_2$ .

QUÍMICA. 2001. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice que: “Si sobre un sistema en equilibrio se introduce una modificación, el sistema evolucionará en el sentido en que se oponga a tal cambio”.

Como el signo de la entalpía de la reacción es negativo, se deduce que la reacción, de izquierda a derecha, es exotérmica. Por lo que:

a) Falsa: la constante de equilibrio permanece constante pese a que se modifiquen concentraciones, puesto que la constante de equilibrio sólo varía con la temperatura.

b) Verdadera. Si se disminuye la temperatura, el sistema evolucionará en el sentido en que se desprenda calor, es decir, en que sea exotérmica, que es tal y como está escrita, aumentando la concentración de los dos productos de reacción

En un recipiente de 1L, a 2000° K, se introducen  $6'1 \cdot 10^{-3}$  moles de  $\text{CO}_2$  y una cierta cantidad de  $\text{H}_2$ , produciéndose la reacción:



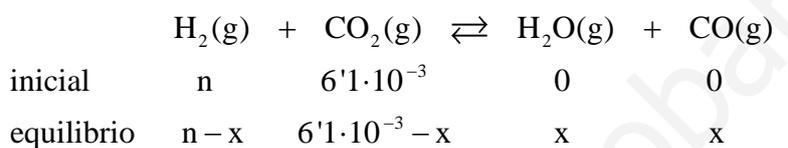
Si cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 6 atm, calcule: a) Los moles iniciales de  $\text{H}_2$ . b) Los moles en el equilibrio de todas las especies químicas presentes.

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

QUÍMICA. 2001. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)



$$n_T = n + 6'1 \cdot 10^{-3}$$

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} \Rightarrow 6 = \frac{(n + 6'1 \cdot 10^{-3}) \cdot 0'082 \cdot 2000}{1} \Rightarrow n = 0'03$$

b)

$$K_c = \frac{x^2}{(0'3 - x) \cdot (6'1 \cdot 10^{-3} - x)} = 4'4 \Rightarrow x = 5'88 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{moles H}_2 = 0'024$$

$$\text{moles CO}_2 = 2'2 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{moles H}_2\text{O} = \text{moles CO} = 5'88 \cdot 10^{-3}$$