

QUÍMICA

TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

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

emestrada

En el equilibrio: $C(s) + 2H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g)$ $\Delta H^0 = -75 \text{ kJ}$. Prediga, razonadamente, cómo se modificará el equilibrio cuando se realicen los siguientes cambios:

- Una disminución de la temperatura.
- La adición de $C(s)$.
- Una disminución de la presión de H_2 , manteniendo la temperatura constante.

QUÍMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El Principio de Le Châtelier, establece que “si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio”. Basándonos en él:

- La disminución de la temperatura favorece la reacción exotérmica, luego, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
- La adición de $C(s)$ no tiene efecto sobre el equilibrio, ya que la concentración de los sólidos permanece constante.
- Si disminuye la presión el volumen debe aumentar, luego el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

Dada la reacción: $4\text{NH}_3(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{N}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ $\Delta H^0 = -80'4 \text{ kJ}$. Razone:

- Cómo tendría que modificarse la temperatura para aumentar la proporción de nitrógeno molecular en la mezcla.
 - Cómo influiría en el equilibrio la inyección de oxígeno molecular en el reactor en el que se encuentra la mezcla.
 - Cómo tendría que modificarse la presión para aumentar la cantidad de NH_3 en la mezcla.
- QUÍMICA. 2014. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

El Principio de Le Chatelier dice que si en un sistema en equilibrio se modifica alguno de los factores externos (temperatura, presión o concentración), el sistema evoluciona de forma que se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación. Atendiendo a él, se pueden razonar las tres cuestiones anteriores:

- Una disminución de la temperatura favorece el sentido exotérmico de la reacción, ya que el sistema tenderá a generar calor para contrarrestar la bajada de temperatura. Por lo tanto, si disminuye la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta la proporción de nitrógeno.
- Si añadimos oxígeno estamos aumentando la presión con lo cual el volumen debe disminuir y el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
- Si queremos aumentar la cantidad de amoníaco, la presión debe de disminuir para que aumente el volumen.

En una cámara de vacío y a 448°C se hacen reaccionar 0,5 moles de $I_2(g)$ y 0,5 moles de $H_2(g)$. Si la capacidad de la cámara es de 10 litros y el valor de K_c a dicha temperatura es de 50, determine para la reacción: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$.

a) El valor de K_p .

b) Presión total y presiones parciales de cada gas en el interior de la cámara, una vez alcanzado el equilibrio.

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

QUÍMICA. 2014. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

RESOLUCIÓN

a) Como $\Delta n = 0 \Rightarrow K_c = K_p = 50$.

b) El valor de la presión se puede calcular con el número total de moles (que será el mismo que inicialmente por ser $\Delta n = 0$), con la ecuación de los gases ideales:

$$P_T \cdot 10 = 1 \cdot 0'082 \cdot 721 \Rightarrow P_T = 5'91 \text{ atm}$$

	H_2	+	I_2	\rightarrow	$2HI$
inicial	0'5		0'5		0
equilibrio	$0'5 - x$		$0'5 - x$		$2x$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{10}\right)^2}{\left(\frac{0'5-x}{10}\right) \cdot \left(\frac{0'5-x}{10}\right)} = \frac{4x^2}{(0'5-x)^2} = 50 \Rightarrow x = 0'39$$

$$\text{moles de } H_2 = \text{moles de } I_2 = 0'5 - 0'39 = 0'11$$

$$\text{moles de } HI = 2 \cdot 0'39 = 0'78$$

$$P_{I_2} = P_{H_2} \Rightarrow P_{I_2} \cdot 10 = 0'11 \cdot 0'082 \cdot 721 \Rightarrow P_{I_2} = P_{H_2} = 0'65 \text{ atm}$$

$$P_{HI} \cdot 10 = 0'78 \cdot 0'082 \cdot 721 \Rightarrow P_{HI} = 4'61 \text{ atm}$$

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



A la temperatura de 900°C el valor de la constante K_c para el proceso anterior es de $0'083$. Si en un recipiente de 2 L se introducen, a la temperatura indicada, $0'4\text{ mol}$ de COCl_2 , calcule:

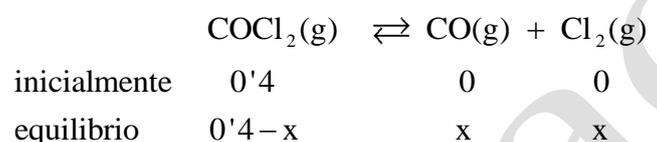
a) Las concentraciones de todas las especies en equilibrio.

b) El grado de disociación del fosgeno en esas condiciones.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

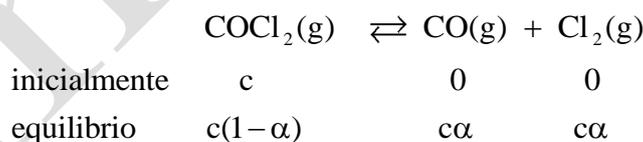


$$K_c = 0'083 = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} = \frac{\frac{x}{2} \cdot \frac{x}{2}}{\frac{0'4 - x}{2}} \Rightarrow x \approx 0'188$$

$$[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = \frac{x}{2} = \frac{0'188}{2} = 0'094$$

$$[\text{COCl}_2] = \frac{0'4 - x}{2} = \frac{0'188}{2} = 0'106$$

b)



$$K_c = 0'083 = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} = \frac{c\alpha^2}{(1 - \alpha)} = \frac{0'2\alpha^2}{(1 - \alpha)} \Rightarrow \alpha \approx 0'47 = 47\%$$

Otra forma: $\left. \begin{array}{l} 0'4 \text{ moles} \rightarrow 0'188 \\ 1 \quad \quad \rightarrow x \end{array} \right\} x = 0'47 = 47\%$

Cuando el óxido de mercurio (sólido) se calienta en un recipiente cerrado en el que se ha hecho el vacío, se disocia reversiblemente en vapor de Hg y O₂ hasta alcanzar una presión total que en el equilibrio a 380°C vale 141 mmHg, según $2\text{HgO(s)} \rightleftharpoons 2\text{Hg(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$ Calcule:

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

b) El valor de K_p .

QUÍMICA. 2014. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Sabemos que: $P_T = P_{\text{Hg}} + P_{\text{O}_2}$

Como en el equilibrio hay doble número de moles de mercurio que de oxígeno, la presión del mercurio será el doble $P_{\text{Hg}} = 2 \cdot P_{\text{O}_2}$, luego sustituyendo, tenemos que:

$$P_T = \frac{141}{760} = 0'186 = P_{\text{Hg}} + P_{\text{O}_2} = 2P_{\text{O}_2} + P_{\text{O}_2} = 3P_{\text{O}_2} \Rightarrow P_{\text{O}_2} = \frac{0'186}{3} = 0'062$$

$$P_{\text{Hg}} = 2P_{\text{O}_2} = 2 \cdot 0'062 = 0'124$$

b) Como el óxido de mercurio se encuentra en estado sólido, entonces:

$$K_p = P_{\text{Hg}}^2 \cdot P_{\text{O}_2} = (0'124)^2 \cdot 0'062 = 9'53 \cdot 10^{-4}$$

La ecuación de velocidad de cierta reacción es $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$. Razone si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

- a) La unidad de la constante de velocidad es $\text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}$
b) Si se duplican las concentraciones de A y B, en igualdad de condiciones, la velocidad de la reacción será ocho veces mayor.
c) Si se disminuye el volumen a la mitad, la velocidad de reacción será ocho veces mayor.
- QUÍMICA. 2014. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Ya que:

$$k = \frac{v}{[A]^2 \cdot [B]} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}} = \text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

b) Verdadera. Calculamos las velocidades antes y después de duplicar

$$\left. \begin{array}{l} v_1 = k \cdot [A]^2 \cdot [B] \\ v_2 = k \cdot [2A]^2 \cdot [2B] \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{v_2}{v_1} = \frac{k \cdot [2A]^2 \cdot [2B]}{k \cdot [A]^2 \cdot [B]} = \frac{k \cdot 4[A]^2 \cdot 2[B]}{k \cdot [A]^2 \cdot [B]} = 8$$

c) Verdadera. Si disminuimos el volumen a la mitad, entonces las concentraciones de A y B se hacen el doble, con lo cual ocurre lo mismo que en el apartado anterior.

El cianuro de amonio, a 11° C, se descompone según la reacción:



En un recipiente de 2 litros de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introduce una cierta cantidad de cianuro de amonio y se calienta a 11° C. Cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 0,3 atm. Calcule:

a) K_c y K_p .

b) La masa de cianuro de amonio que se descompondrá en las condiciones anteriores.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masas atómicas: $N = 14$; $C = 12$; $H = 1$

QUÍMICA. 2014. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Se trata de un equilibrio heterogéneo en el que los únicos gases son los que aparecen en los productos y como aparece la misma cantidad de cada uno, la presión parcial de cada uno de ellos será la mitad de la total.

$$P_{\text{NH}_3} = P_{\text{HCN}} = \frac{0'3}{2} = 0'15$$

$$K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{HCN}} = 0'15 \cdot 0'15 = 0'0225 \text{ at}^2$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = \frac{0'0225}{(0'082 \cdot 284)^2} = 4'15 \cdot 10^{-5} \text{ (mol/L)}^2$$

b) Los moles que desaparecen de NH_4CN son los mismos que aparecen de amoníaco o de cianuro de hidrógeno:

$$0'15 = \frac{n \cdot 0'082 \cdot 284}{2} \Rightarrow n = 0'013 \text{ moles } \text{NH}_4\text{CN} = 0'572 \text{ g de } \text{NH}_4\text{CN}$$