

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

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:

a) Una disminución de la temperatura.

b) La adición de $C(s)$.

c) 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:

a) La disminución de la temperatura favorece la reacción exotérmica, luego, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

b) La adición de $C(s)$ no tiene efecto sobre el equilibrio, ya que la concentración de los sólidos permanece constante.

c) 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:

- a) Cómo tendría que modificarse la temperatura para aumentar la proporción de nitrógeno molecular en la mezcla.**
- b) Cómo influiría en el equilibrio la inyección de oxígeno molecular en el reactor en el que se encuentra la mezcla.**
- c) 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:

- a) 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.
- b) Si añadimos oxígeno estamos aumentando la presión con lo cual el volumen debe disminuir y el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
- c) 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

R E S O L U C I Ó N

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 mol de COCl_2 , calcule:

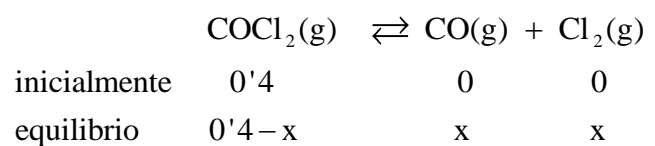
a) Las concentraciones de todas las especies en equilibrio.

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)

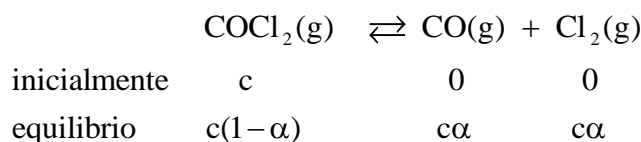


$$K_c = 0'083 = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} = \frac{\frac{x}{2} \cdot \frac{x}{2}}{\frac{0'4 - x}{2}} \Rightarrow x \approx 0'188$$

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

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

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

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:

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