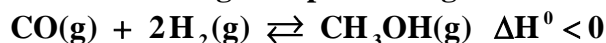


QUÍMICA

TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

- Junio, Ejercicio B2
- Junio, Ejercicio C1
- Reserva 1, Ejercicio B2
- Reserva 1, Ejercicio C1
- Reserva 2, Ejercicio C1
- Reserva 3, Ejercicio B6
- Reserva 3, Ejercicio C1
- Reserva 4, Ejercicio C1
- Julio, Ejercicio B2
- Julio, Ejercicio C1

El metanol se prepara industrialmente según el proceso siguiente:



Razone como afectaría al rendimiento de la reacción:

- a) Aumentar la temperatura.**
- b) Retirar del reactor el CH_3OH a medida que se vaya produciendo.**
- c) Aumentar la presión del sistema a temperatura constante.**

QUIMICA. 2024. JUNIO. EJERCICIO B2

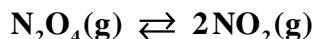
R E S O L U C I Ó N

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) Si se eleva la temperatura, el sistema evolucionará en el sentido en que se absorba calor, es decir, en que sea endotérmica, por lo tanto, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y disminuye el rendimiento de la reacción.
- b) Al retirar $\text{CH}_3\text{OH(g)}$, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta el rendimiento de la reacción.
- c) Si aumentamos la presión el volumen tiene que disminuir, luego, el equilibrio se desplaza hacia la derecha ya que hay menos moles y aumenta el rendimiento de la reacción.

El N_2O_4 se descompone en NO_2 , estableciéndose el siguiente equilibrio:



En un recipiente de 0'5 litros se introducen 0'025 moles de N_2O_4 a 250°C. Una vez alcanzado el equilibrio, la presión total es de 3'86 atm. Calcule:

- a) La presión parcial de cada gas en el equilibrio y el valor de K_p a la temperatura dada.
b) El grado de disociación del N_2O_4 y el valor de K_c a la temperatura dada.

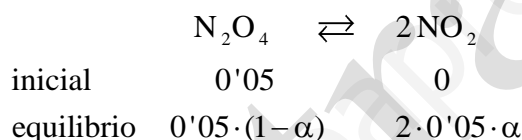
Dato: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

QUÍMICA. 2024. JUNIO. EJERCICIO C1

R E S O L U C I Ó N

Calculamos la concentración inicial de $[N_2O_4] = \frac{0'025}{0'5} = 0'05 \text{ M}$

El equilibrio es:



moles totales en el equilibrio: $0'05 \cdot (1 + \alpha)$

Calculamos el grado de disociación:

$$3'86 = \frac{n \cdot (1 + \alpha) \cdot R \cdot T}{V} = c \cdot (1 + \alpha) \cdot R \cdot T = 0'05 \cdot (1 + \alpha) \cdot 0'082 \cdot 523 \Rightarrow \alpha = 0'8$$

Calculamos las constantes

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{\left(\frac{2n\alpha}{n(1+\alpha)} \cdot P_T \right)^2}{\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} \cdot P_T} = \frac{4\alpha^2 P_T}{1-\alpha^2} = \frac{4 \cdot 0'8^2 \cdot 3'86}{1-0'8^2} = 27'45$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 27'45 \cdot (0'082 \cdot 523)^{-1} = 0'64$$

Calculamos las presiones parciales en el equilibrio

$$P_{NO_2} = \frac{2n\alpha}{n(1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{2\alpha}{(1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{2 \cdot 0'8}{1+0'8} \cdot 3'86 = 3'43 \text{ atm}$$

$$P_{N_2O_4} = \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{(1-\alpha)}{(1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{1-0'8}{1+0'8} \cdot 3'86 = 0'429 \text{ atm}$$

La reacción en fase gaseosa: $2A + B \rightarrow 3C$ es de orden dos respecto de A y de orden uno respecto de B.

a) Escriba la ecuación de velocidad en función de las concentraciones de A y B e indique el orden total de la reacción.

b) Indique las unidades de la velocidad de reacción y de la constante cinética para esta reacción.

c) Razone cómo afectará a la velocidad de reacción un aumento de la temperatura a volumen constante.

QUÍMICA. 2024. RESERVA 1. EJERCICIO B2

R E S O L U C I Ó N

a) $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$. Orden total $2+1=3$

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

c) Experimentalmente, Arrhenius dedujo la relación existente entre la constante de la ecuación de velocidad y la temperatura: $k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$. Al aumentar la temperatura, aumenta el valor de k y, por tanto, la velocidad de reacción.

Se introducen 2 g de CaCO_3 en un recipiente de 2 L y se calienta a $800\text{ }^\circ\text{C}$ estableciéndose el siguiente equilibrio: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

Calcule:

a) Las constantes K_p y K_c a esa temperatura si la presión en el equilibrio es de 0,236 atm.

b) Los gramos de CaCO_3 y de CaO que hay en el recipiente después de que se alcance el equilibrio.

Datos: Masas atómicas relativas: $\text{Ca} = 40$; $\text{O} = 16$; $\text{C} = 12$; $R = 0'082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

QUÍMICA. 2024. RESERVA 1. EJERCICIO C1

R E S O L U C I Ó N

a) Como sólo tenemos un gas, la presión en el equilibrio es la presión parcial del CO_2 , luego:

$$K_p = P_{\text{CO}_2} = 0'236$$

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 0'236 \cdot (0'082 \cdot 1073)^{-1} = 2'68 \cdot 10^{-3}$$

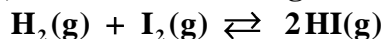
b) Conociendo la presión del CO_2 , podemos calcular el número de moles que hay del mismo en el equilibrio, que será también el número de moles que se han dissociado de carbonato de calcio y moles de CaO en el equilibrio.

$$0'236 \cdot 2 = n \cdot 0'082 \cdot 1073 \Rightarrow n = \frac{0'236 \cdot 2}{0'082 \cdot 1073} = 5'36 \cdot 10^{-3} \text{ moles } \text{CO}_2$$

Gramos de CaO en el equilibrio: $\Rightarrow n = \frac{g}{Mm} \Rightarrow n \cdot Mm = 5'36 \cdot 10^{-3} \cdot 56 = 0'3 \text{ gramos}$

Gramos que quedan de CaCO_3 en el equilibrio $\Rightarrow 2 - n \cdot Mm = 2 - 5'36 \cdot 10^{-3} \cdot 100 = 1'464 \text{ gramos}$

En un recipiente de 10 L se introduce el mismo número de moles de I_2 y H_2 . Se calienta a 623 K y se obtienen 2 moles de HI, de acuerdo con el siguiente equilibrio:



Calcule:

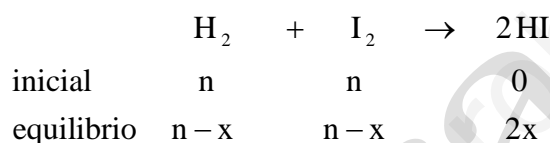
- a) Los moles de I_2 y H_2 que se han introducido y la presión total en el equilibrio.
b) El valor de K_p y el porcentaje de H_2 que ha reaccionado.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $K_c = 60$

QUÍMICA. 2024. RESERVA 2. EJERCICIO C1

RESOLUCIÓN

a)



Sabemos que: $2x = 2 \Rightarrow x = 1$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{\left(\frac{2}{10}\right)^2}{\left(\frac{n-1}{10}\right) \cdot \left(\frac{n-1}{10}\right)} = \frac{4}{(n-1)^2} = 60 \Rightarrow n-1 = \sqrt{\frac{4}{60}} \Rightarrow n = 1'258$$

moles de $H_2 = \text{moles de } I_2 = 1'258$

moles totales: $n_T = n - x + n - x + 2x = 2n = 2 \cdot 1'258 = 2'516$

$$P_T \cdot 10 = 2'516 \cdot 0'082 \cdot 623 \Rightarrow P_T = 12'85 \text{ atm}$$

b) Como $\Delta n = 0 \Rightarrow K_c = K_p = 60$

$$\left. \begin{array}{l} \text{moles de hidrógeno que han reaccionado } 1'258 \rightarrow 1 \\ \phantom{\text{moles de hidrógeno que han reaccionado }} 100 \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{100}{1'258} = 79'49\%$$

La reacción $A + B \rightarrow C$ es de orden cero con respecto a A, orden 2 con respecto a B y su constante de velocidad vale $0'027 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$. Responda a las siguientes preguntas, justificando la respuesta:

a) ¿Cuál es el orden total de la reacción?

b) ¿Cuál es la velocidad si las concentraciones iniciales de A y de B son 0,48 M y 0,35 M, respectivamente?

c) ¿Cómo se modifica la velocidad si la concentración inicial de A se reduce a la mitad?

QUÍMICA. 2024. RESERVA 3. EJERCICIO B6

R E S O L U C I Ó N

a) La ecuación de velocidad es $v = k \cdot [B]^2$. El orden total de la reacción es 2.

b) $v = k \cdot [B]^2 = 0'027 \cdot 0'35^2 = 3'3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

c) La concentración de A no afecta a la velocidad, por lo tanto, la velocidad no se modifica.

Al calentar $\text{HgO}(s)$ a $400\text{ }^\circ\text{C}$ en un recipiente cerrado se obtiene $\text{Hg}(g)$ y $\text{O}_2(g)$, estableciéndose el siguiente equilibrio: $2\text{HgO}(s) \rightleftharpoons 2\text{Hg}(g) + \text{O}_2(g)$

Si la presión total cuando se alcanza el equilibrio es de $0,195\text{ atm}$, calcule:

a) Las presiones parciales de cada gas en el equilibrio y el valor de K_p a $400\text{ }^\circ\text{C}$.

b) El valor de K_c a $400\text{ }^\circ\text{C}$ y los moles de HgO que se han descompuesto si el recipiente tiene un volumen de 2 L .

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

QUÍMICA. 2024. RESERVA 3. EJERCICIO C1

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:

$$P_T = 0'195 = P_{\text{Hg}} + P_{\text{O}_2} = 2P_{\text{O}_2} + P_{\text{O}_2} = 3P_{\text{O}_2} \Rightarrow P_{\text{O}_2} = \frac{0'195}{3} = 0'065\text{ atm}$$

$$P_{\text{Hg}} = 2P_{\text{O}_2} = 2\cdot 0'065 = 0'13\text{ atm}$$

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

$$K_p = P_{\text{Hg}}^2 \cdot P_{\text{O}_2} = (0'13)^2 \cdot 0'065 = 1'09 \cdot 10^{-3}$$

b) A partir de K_p , calculamos K_c :

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 1'09 \cdot 10^{-3} \cdot (0'082 \cdot 673)^{-3} = 6'53 \cdot 10^{-9}$$

Calculamos el número de moles de oxígeno desprendidos:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0'065 \cdot 2}{0'082 \cdot 673} = 2'35 \cdot 10^{-3}$$

Por cada mol obtenido de oxígeno se descomponen 2 moles de HgO , por tanto:

$$2'35 \cdot 10^{-3}\text{ moles O}_2 \cdot \frac{2\text{ moles HgO}}{1\text{ mol O}_2} = 4'7 \cdot 10^{-3}\text{ moles HgO}$$

El cloro gaseoso, $\text{Cl}_2(\text{g})$, se obtiene industrialmente a partir de $\text{HCl}(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$, de acuerdo con la siguiente ecuación: $4\text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 2\text{Cl}_2(\text{g})$

Se introducen 32,85 g de HCl y 38,40 g de O_2 en un recipiente cerrado de 10 L y se calienta la mezcla de reacción a 390°C . Cuando se alcanza el equilibrio se observa que la presión parcial del $\text{Cl}_2(\text{g})$ vale 2,175 atm. Calcule:

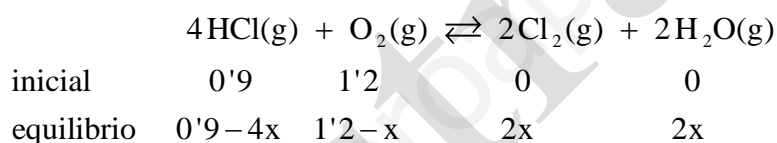
- Las concentraciones de todos los gases en el equilibrio.
- Las constantes K_c y K_p a 390°C .

Datos: Masas atómicas $\text{Cl} = 35,5$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2024. RESERVA 4. EJERCICIO C1

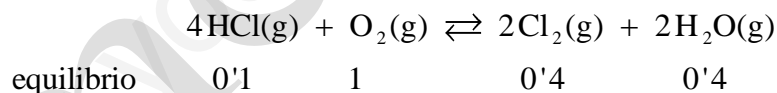
R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) moles HCl} = \frac{32,85}{36,5} = 0,9 \qquad \text{moles O}_2 = \frac{38,4}{32} = 1,2$$



Por el enunciado sabemos que: $P_{\text{Cl}_2} = \frac{nRT}{V} = \frac{2x \cdot 0,082 \cdot 663}{10} = 2,175 \Rightarrow x = \frac{10 \cdot 2,175}{2 \cdot 0,082 \cdot 663} = 0,2$.

Luego, los moles en el equilibrio de cada sustancia serán:



Luego, las concentraciones de los gases en el equilibrio son:

$$[\text{HCl}] = \frac{0,1}{10} = 0,01$$

$$[\text{O}_2] = \frac{1}{10} = 0,1$$

$$[\text{Cl}_2] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{0,4}{10} = 0,04$$

b) Calculamos las constantes

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{(0,04)^2 \cdot (0,04)^2}{(0,01)^4 \cdot (0,1)} = 2,560$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 2,560 \cdot (0,082 \cdot 663)^{-1} = 47,09$$

El bromuro de amonio es un sólido cristalino que se descompone en un proceso endotérmico según el siguiente equilibrio: $\text{NH}_4\text{Br(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_3\text{(g)} + \text{HBr(g)}$

En un reactor en el que se ha alcanzado el equilibrio anterior:

- Explique si la cantidad de $\text{NH}_4\text{Br(s)}$ aumenta, disminuye o no se modifica al introducir $\text{NH}_3\text{(g)}$ en el reactor.
- Justifique qué ocurre si duplicamos el volumen del reactor a temperatura constante.
- Razone si el valor de la constante de equilibrio a 400°C será mayor, menor o igual que a 25°C .

QUÍMICA. 2024. JULIO. EJERCICIO B2

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:

- Al aumentar la cantidad de amoníaco, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, con lo cual aumenta la cantidad de bromuro de amonio.
- Un aumento de volumen del reactor provoca una disminución de la presión en el interior del mismo y el sistema evoluciona aumentando dicha presión. Para ello se desplazará hacia la derecha, ya que, aumenta el número de moles gaseosos y, por lo tanto, aumenta la presión.
- El aumento de temperatura favorece la reacción endotérmica, con lo cual, la constante de equilibrio aumenta.

Se introduce 0,1 mol de PCl_5 en un matraz cerrado de 0,5 L y se calienta a 525 °C, disociándose un 48% según la siguiente reacción: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

Calcule:

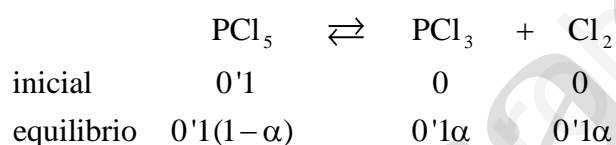
- a) Las concentraciones de los gases en el equilibrio y el valor de K_c a esa temperatura.
b) La presión total en el interior del matraz cuando se alcanza el equilibrio y el valor de K_p a esa temperatura.

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

QUIMICA. 2024. JULIO. EJERCICIO C1

RESOLUCIÓN

a)



El número total de moles es: $n_T = 0'1(1-\alpha) + 0'1\alpha + 0'1\alpha = 0'1(1+\alpha)$.

$$[\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = \frac{0'1}{V} = \frac{0'1 \cdot 0'48}{0'5} = 0'096$$

$$[\text{PCl}_5] = \frac{0'1(1-\alpha)}{V} = \frac{0'1 \cdot 0'52}{0'5} = 0'104$$

Luego: $K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0'096 \cdot 0'096}{0'104} = 0'089$

b) Calculamos la presión total

$$P_T = \frac{0'1 \cdot (1+\alpha) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'1 \cdot (1+0'48) \cdot 0'082 \cdot 525}{0'5} = 12'74 \text{ atm}$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 0'089 \cdot (0'082 \cdot 525)^1 = 5'82$$