

QUÍMICA

TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

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

emestrada

Uno de los métodos utilizados industrialmente para la obtención de dihidrógeno consiste en hacer pasar una corriente de vapor de agua sobre carbón al rojo, según la reacción:



Explique cómo afectan los siguientes cambios al rendimiento de producción de H_2

- La adición de C(s)
- El aumento de temperatura.
- La reducción del volumen del recipiente.

QUÍMICA. 2019. JUNIO. 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”.

- Al añadir C(s) , el equilibrio no se modifica, ya que los sólidos no intervienen en la constante de equilibrio.
- 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: 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 hidrógeno.
- Al disminuir el volumen del recipiente, la presión aumenta. Por lo tanto, el equilibrio se desplaza en el sentido que sea menor el número de moles, es decir hacia la izquierda, por lo que, disminuye el rendimiento en la obtención de hidrógeno.

En un recipiente de 2 L se introducen 0'043 moles de NOCl(g) y 0'01 moles de Cl₂(g). Se cierra, se calienta hasta una temperatura de 30°C y se deja que alcance el equilibrio:



Calcule:

a) El valor de K_c sabiendo que en el equilibrio se encuentran 0'031 moles de NOCl(g).

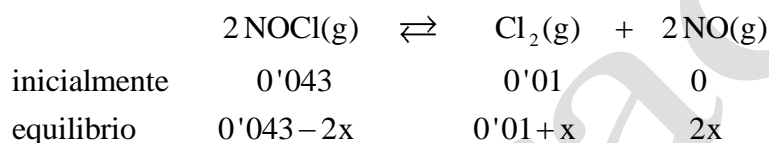
b) La presión total y las presiones parciales de cada gas en el equilibrio.

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

QUÍMICA. 2019. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Como en el equilibrio tenemos 0'031 moles de NOCl(g), entonces:

$$0'043 - 2x = 0'031 \Rightarrow x = 0'006$$

Luego:

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2] \cdot [\text{NO}]^2}{[\text{NOCl}]^2} = \frac{\left(\frac{0'01 + 0'006}{2}\right) \left(\frac{2 \cdot 0'006}{2}\right)^2}{\left(\frac{0'031}{2}\right)^2} = 1'198 \cdot 10^{-3}$$

b) Los moles totales son: $0'043 - 2x + 0'01 + x + 2x = 0'053 + x = 0'059$

$$P_T = \frac{nRT}{V} = \frac{0'059 \cdot 0'082 \cdot 303}{2} = 0'733 \text{ atm}$$

$$P_{\text{NOCl}} = \frac{nRT}{V} = \frac{0'031 \cdot 0'082 \cdot 303}{2} = 0'385 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Cl}_2} = \frac{nRT}{V} = \frac{0'016 \cdot 0'082 \cdot 303}{2} = 0'199 \text{ atm}$$

$$P_{\text{NO}} = \frac{nRT}{V} = \frac{0'012 \cdot 0'082 \cdot 303}{2} = 0'149 \text{ atm}$$

Si la reacción $2A \rightarrow B + C$ es de primer orden, justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) La velocidad de la reacción disminuye al formarse cantidades crecientes de B y C.

b) La ecuación de velocidad es $v = [A]^2$.

c) Al aumentar la temperatura aumenta la velocidad de la reacción.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 1. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Verdadera. Al formarse cantidades crecientes de B y C, la $[A]$ disminuye, con lo cual disminuye la velocidad de reacción.

b) Falsa. La ecuación de velocidad es: $v = k \cdot [A]$.

c) Verdadera. 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, de la velocidad de reacción.

En un recipiente de 5 L se introducen 1 mol de SO_2 y 1 mol de O_2 y se calienta a 727°C , produciéndose la siguiente reacción: $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$. Una vez alcanzado el equilibrio, se analiza la mezcla encontrando que hay 0,15 moles de SO_2 . Calcule:

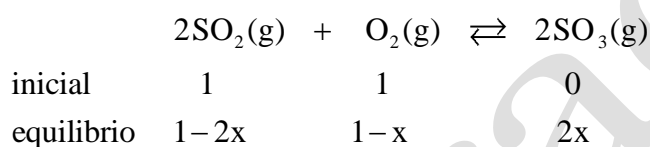
- a) Los gramos de SO_3 que se forman.
b) El valor de la constante de equilibrio K_c .

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; masas atómicas relativas $S = 32$; $O = 16$.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Sabemos que: $1-2x = 0'15 \Rightarrow x = 0'425$

Luego: Moles de $\text{SO}_3 = 2x = 2 \cdot 0'425 = 0'85$ moles $= 0'85 \cdot 80 = 68 \text{ g SO}_3$

b) Calculamos la constante de equilibrio

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{0'85}{5}\right)^2}{\left(\frac{0'15}{5}\right)^2 \cdot \left(\frac{0'575}{5}\right)} = 279'22$$

La descomposición del hidrogenosulfuro de amonio según la reacción



es un proceso endotérmico. Una muestra de 6,16 g del sólido se coloca en un recipiente al vacío de 4 L a 24 °C. Una vez alcanzado el equilibrio la presión total en el interior es de 0,709 atm. Calcule:

a) El valor de K_p para la reacción.

b) El porcentaje de sólido que se ha descompuesto.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; masas atómicas relativas $N = 14$; $H = 1$; $S = 32$.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

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.

$$P_{\text{NH}_3} = P_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{0'709}{2} = 0'3545$$

$$K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{H}_2\text{S}} = 0'3545 \cdot 0'3545 = 0'126$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = \frac{0'14}{(0'082 \cdot 300)^2} = 2'31 \cdot 10^{-4} \text{ (mol/L)}^2$$

b) Los moles que desaparecen de NH_4HS son los mismos que aparecen de amoníaco o de sulfuro de hidrógeno:

$$0'3545 = \frac{n \cdot 0'082 \cdot 297}{4} \Rightarrow n = 0'058 \text{ moles } \text{NH}_4\text{HS} = 0'058 \cdot 51 = 2'958 \text{ g de } \text{NH}_4\text{HS}$$

Luego, el porcentaje de sólido descompuesto es:

$$\frac{2'958}{6'16} \cdot 100 = 48'02\%$$

La reacción elemental $A + B \rightarrow C$ es de orden 1 para cada reactivo.

a) Escriba la ecuación de velocidad correspondiente a dicha reacción.

b) A una determinada temperatura la velocidad inicial es de $6'68 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ y las concentraciones de A y B son $0'17 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, calcule la constante de velocidad indicando sus unidades.

c) Justifique qué le ocurriría a la velocidad de la reacción si se adiciona un catalizador.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) La ecuación de velocidad es: $v = k \cdot [A] \cdot [B]$

$$b) k = \frac{v}{[A] \cdot [B]} = \frac{6'68 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{0'17 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0'17 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 231'14 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

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.

En un matraz de 5 L se introduce una mezcla de 0,92 moles de N_2 y 0,51 moles de O_2 . Se calienta la mezcla hasta 2200 K, estableciéndose el equilibrio $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$. Teniendo en cuenta que en estas condiciones reacciona el 1,09 % del N_2 inicial con el O_2 correspondiente, calcule:

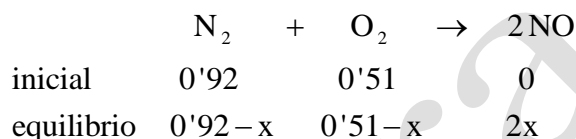
- a) La concentración de todos los compuestos en el equilibrio a 2200 K.
 b) El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

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

QUÍMICA. 2019. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

RESOLUCIÓN

a)



Como reacciona el 1,09 % del $N_2 \Rightarrow x = 0'92 \cdot \frac{1'09}{100} = 0'01$

$$\text{Luego: } [N_2] = \frac{0'92 - x}{5} = \frac{0'92 - 0'01}{5} = 0'182 \text{ M}$$

$$[O_2] = \frac{0'51 - x}{5} = \frac{0'51 - 0'01}{5} = 0'1 \text{ M}$$

$$[NO] = \frac{2x}{5} = \frac{2 \cdot 0'01}{5} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

b) Calculamos las constantes de equilibrio

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2] \cdot [O_2]} = \frac{(4 \cdot 10^{-3})^2}{0'182 \cdot 0'1} = 8'79 \cdot 10^{-4}$$

Como $\Delta n = 0 \Rightarrow K_c = K_p = 8'79 \cdot 10^{-4}$

Cuando el óxido de mercurio HgO(s) se calienta en un recipiente cerrado, en el que se ha hecho el vacío, se disocia reversiblemente en vapor de mercurio y oxígeno, de acuerdo con el equilibrio: $2\text{HgO(s)} \rightleftharpoons 2\text{Hg(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$. Tras alcanzar el equilibrio, la presión total fue de 0,185 atm a 380 °C. Calcule:

- Las presiones parciales de cada uno de los componentes gaseosos.
- El valor de las constantes de equilibrio K_p y K_c .

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

QUÍMICA. 2019. RESERVA 4. EJERCICIO 5. 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:

$$P_T = 0'185 = P_{\text{Hg}} + P_{\text{O}_2} = 2P_{\text{O}_2} + P_{\text{O}_2} = 3P_{\text{O}_2} \Rightarrow P_{\text{O}_2} = \frac{0'185}{3} = 0'062$$

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

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

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

A partir de K_p , calculamos K_c :

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 9'53 \cdot 10^{-4} \cdot (0'082 \cdot 653)^{-3} = 6'2 \cdot 10^{-9}$$

Un recipiente de 2 L contiene 1'37 moles de FeBr_3 , 2'42 moles de FeBr_2 y 1'34 moles de Br_2 , a una temperatura dada. Sabiendo que para la reacción $2\text{FeBr}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{FeBr}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$, la constante de equilibrio, K_c , a esa temperatura, vale 0'683, responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Se encuentra el sistema en equilibrio?
- Si no lo está, ¿en qué sentido evolucionará?
- Una vez en equilibrio, ¿qué ocurrirá si aumentamos el volumen del recipiente?

QUÍMICA. 2019. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

- a) Calculamos el cociente de reacción con los datos del problema:

$$Q_c = \left(\frac{2'42}{2}\right)^2 \cdot \left(\frac{1'34}{2}\right) = 0'981 > 0'683 \Rightarrow \text{No está en equilibrio}$$

- b) El equilibrio se desplazará hacia la izquierda para que disminuya el cociente de reacción.
- c) Al aumentar el volumen del recipiente la presión disminuye, por lo tanto, el equilibrio se desplaza en el sentido en que aumente el número de moles, es decir, hacia la derecha.

La obtención de dicloro mediante el proceso Deacon tiene lugar por medio de la siguiente reacción: $4\text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Si a 390°C se mezclan $0'08$ moles de HCl y $0'1$ moles de O_2 se forman, a la presión total de 1 atmósfera, $3'32 \cdot 10^{-2}$ moles de Cl_2 . Calcule:

- a) El volumen del recipiente que contiene la mezcla.
b) El valor de K_p a esa temperatura.

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

QUÍMICA. 2019. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

	$4\text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$			
inicial	0'08	0'1	0	0
equilibrio	$0'08 - 4x$	$0'1 - x$	$2x$	$2x$

Por el enunciado sabemos que: $2x = 0'0332 \Rightarrow x = 0'0166$. Luego, los moles en el equilibrio de cada sustancia serán:

	$4\text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$			
equilibrio	0'0136	0'0834	0'0332	0'0332

- a) Calculamos el volumen

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0'1634 \cdot 0'082 \cdot 663}{1} = 8'88 \text{ L}$$

- b) Calculamos K_p

$$K_p = \frac{P_{\text{Cl}_2}^2 \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}^2}{P_{\text{HCl}}^4 \cdot P_{\text{O}_2}} = \frac{\left(\frac{0'0332}{0'1634} \cdot 1\right)^2 \cdot \left(\frac{0'0332}{0'1634} \cdot 1\right)^2}{\left(\frac{0'0136}{0'1634} \cdot 1\right)^4 \cdot \left(\frac{0'0834}{0'1634} \cdot 1\right)} = 69'57$$

QUÍMICA

TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

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

emestrada

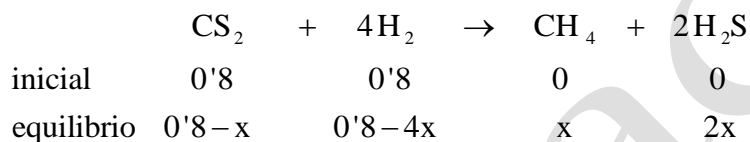
En un reactor de 5 L se introducen inicialmente 0'8 moles de CS_2 y 0'8 moles de H_2 . A 300°C se establece el equilibrio: $\text{CS}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{g})$, siendo la concentración de CH_4 de 0'025 mol/L. Calcule:

- a) La concentración molar de todas las especies en el equilibrio.
b) K_c y K_p a dicha temperatura.

QUÍMICA. 2018. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

RESOLUCIÓN

a)



$$[\text{CH}_4] = \frac{x}{5} = 0'025 \Rightarrow x = 0'125$$

Luego, las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{CS}_2] = \frac{0'8 - x}{5} = \frac{0'8 - 0'125}{5} = 0'135 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{0'8 - 4x}{5} = \frac{0'8 - 4 \cdot 0'125}{5} = 0'06 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_4] = \frac{x}{5} = \frac{0'125}{5} = 0'025 \text{ M}$$

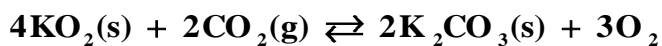
$$[\text{H}_2\text{S}] = \frac{2x}{5} = \frac{2 \cdot 0'125}{5} = 0'05 \text{ M}$$

b) Calculamos las constantes de equilibrio

$$K_c = \frac{[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{CS}_2] \cdot [\text{H}_2]^4} = \frac{0'025 \cdot 0'05^2}{0'135 \cdot 0'06^4} = 35'72$$

$$K_p = K_c \cdot (\text{R} \cdot \text{T})^{\Delta n} = 35'72 \cdot (0'082 \cdot 573)^{-2} = 0'016$$

Para la obtención de O_2 se utiliza la siguiente reacción:



Sabiendo que K_p es 28,5 a $25^\circ C$, justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

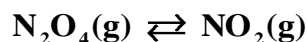
- a) Una vez alcanzado el equilibrio, la presión total del sistema es la presión parcial de O_2 elevado al cubo.
- b) La constante K_c tiene un valor de 28,5.
- c) Un aumento de la cantidad de KO_2 implica una mayor obtención de O_2

QUÍMICA. 2018. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

- a) Falsa. La presión total será la presión parcial del O_2 más la presión parcial del CO_2 .
- b) Falsa. Ya que: $K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = K_p(RT)^{-1}$
- c) Falsa. Si se adiciona KO_2 , el equilibrio no se modifica ya que es un sólido.

En un recipiente de 2 L y a 100°C se encontró que los moles de N_2O_4 y NO_2 eran 0,4 y 0,6 respectivamente. Sabiendo que K_c a dicha temperatura es de 0,212 para la reacción:



- a) Razone si el sistema se encuentra en equilibrio.
 b) Calcule las concentraciones de NO_2 y N_2O_4 en el equilibrio.

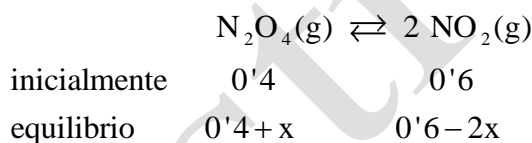
QUÍMICA. 2018. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

- a) Calculamos el cociente de reacción con los datos del problema:

$$Q_c = \frac{\left(\frac{0'6}{2}\right)^2}{\left(\frac{0'4}{2}\right)} = 0'45 > 0'212 \Rightarrow \text{No está en equilibrio y tiende a desplazarse hacia la izquierda}$$

- b)



Sustituyendo en la expresión del constante de equilibrio:

$$0'212 = \frac{\left(\frac{0'6 - 2x}{2}\right)^2}{\left(\frac{0'4 + x}{2}\right)} \Rightarrow x = 0'0755 \text{ moles}$$

Por lo tanto, las concentraciones en equilibrio serán:

$$[NO_2] = \frac{0'6 - 2 \cdot 0'0755}{2} = 0'2245 \text{ mol/L}$$

$$[N_2O_4] = \frac{0'4 + 0'0755}{2} = 0'23775 \text{ mol/L}$$

La reacción $\text{CO(g)} + \text{NO}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{NO(g)}$ tiene la siguiente ecuación de velocidad obtenida experimentalmente: $v = k[\text{NO}_2]^2$. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) La velocidad de desaparición del CO es igual a la velocidad de desaparición del NO_2 .
- b) La constante de velocidad no depende de la temperatura porque la reacción se produce en fase gaseosa.
- c) El orden total de la reacción es 1 porque la velocidad solo depende de la concentración de NO_2 .

QUÍMICA. 2018. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

- a) Verdadera. Ya que por la estequiometría de la reacción vemos que 1 mol reacciona con 1 mol.
- b) Falsa. La constante de velocidad si depende de la temperatura, ya que a mayor temperatura hay mayor número de partículas que superan la energía de activación.

$$k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}$$

- c) Falsa. El orden total de la reacción es 2.

En un recipiente de 2 L se introducen 4,90 g de CuO y se calienta hasta 1025°C, alcanzándose el equilibrio siguiente: $4\text{CuO(s)} \rightleftharpoons 2\text{Cu}_2\text{O(s)} + \text{O}_2\text{(g)}$ Si la presión total en el equilibrio es de 0,5 atm, calcule:

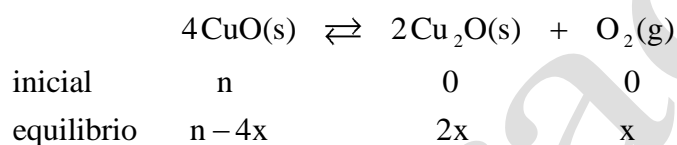
- a) Los moles de O_2 que se han formado y la cantidad de CuO que queda sin descomponer.
b) Las constantes K_p y K_c a esa temperatura.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masas atómicas relativas $\text{O} = 16$; $\text{Cu} = 63,5$

QUÍMICA. 2018. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



$$P_T = P_{\text{O}_2} = 0'5 \Rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{0'5 \cdot 2}{0'082 \cdot 1298} = 9'39 \cdot 10^{-3}$$

Cantidad de CuO sin descomponer:

$$n - 4x = \frac{4'9}{79'5} - 4 \cdot 9'39 \cdot 10^{-3} = 0'024 \text{ moles} = 0'024 \cdot 79'5 = 1'91 \text{ g CuO}$$

b) Calculamos las constantes

$$K_p = P_{\text{O}_2} = 0'5$$

$$K_c = [\text{O}_2] = \frac{9'39 \cdot 10^{-3}}{2} = 4'69 \cdot 10^{-3}$$

Explique cómo afecta al siguiente equilibrio: $3\text{Fe(s)} + 4\text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4\text{(s)} + 4\text{H}_2\text{(g)}$

a) Un aumento del volumen del recipiente donde se lleva a cabo la reacción.

b) Un aumento de la concentración de H_2 .

c) Un aumento de la cantidad de Fe presente en la reacción.

QUÍMICA. 2018. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Al aumentar el volumen del recipiente la presión disminuye, por lo tanto el equilibrio se desplaza en el sentido en que aumente el número de moles. En nuestro caso como el número de moles es igual en los dos términos, el equilibrio no se modifica.

b) Al aumentar la concentración de hidrógeno el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

c) El equilibrio es heterogéneo, lo que significa que el equilibrio se establece entre los compuestos gaseosos, por lo tanto, al añadir Fe sólido, el equilibrio no se modifica.

A temperaturas elevadas, el BrF_5 se descompone según la reacción:



En un recipiente herméticamente cerrado de 10 L, se introducen 0,1 moles de BrF_5 y se deja que el sistema alcance el equilibrio a 1500 K. Si en el equilibrio la presión total es de 2,12 atm, calcule:

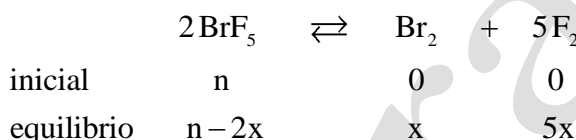
- a) El número de moles de cada gas en el equilibrio.
b) El valor de K_c y K_p .

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

QUÍMICA. 2018. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

RESOLUCIÓN

a)



El número total de moles es: $n_T = n - 2x + x + 5x = n + 4x = 0'1 + 4x$.

$$P \cdot V = nRT \Rightarrow 2'12 \cdot 10 = (0'1 + 4x) \cdot 0'082 \cdot 1500 \Rightarrow x = 0'018$$

$$\text{Moles de } \text{BrF}_5 = n - 2x = 0'1 - 2 \cdot 0'018 = 0'064$$

$$\text{Moles de } \text{Br}_2 = x = 0'018$$

$$\text{Moles de } \text{F}_2 = 5x = 5 \cdot 0'018 = 0'09$$

b)

$$K_c = \frac{[\text{Br}_2] \cdot [\text{F}_2]^5}{[\text{BrF}_5]^2} = \frac{\frac{0'018}{10} \cdot \left(\frac{0'09}{10}\right)^5}{\left(\frac{0'064}{10}\right)^2} = \frac{0'0018 \cdot (0'009)^5}{(0'0064)^2} = 2'59 \cdot 10^{-9}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 2'59 \cdot 10^{-9} \cdot (0'082 \cdot 1500)^4 = 0'594$$

Experimentalmente se halla que la reacción $A \rightarrow B + C$, en fase gaseosa, es de orden 2 respecto de A.

a) Escriba la ecuación de velocidad.

b) Explique cómo variará la velocidad de reacción si el volumen disminuye a la mitad.

c) Calcule la velocidad cuando $[A]=0,3M$, si la constante de velocidad es $k = 0,36 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

QUÍMICA. 2018. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) La ecuación de velocidad para esta reacción es: $v = k \cdot [A(g)]^2$.

b) Si disminuimos el volumen a la mitad, entonces la concentración de A es el doble, con lo cual la velocidad se hace el cuádruple.

c) Calculamos la velocidad: $v = 0'36 \cdot [0'3]^2 = 0'0324 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

El $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ se utiliza en la fabricación del pan. Su descomposición térmica desprende CO_2 , produciendo pequeñas burbujas en la masa que hacen que suba el pan al hornearlo. Para la reacción: $2\text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$, K_p tiene un valor de 3,25 a 125°C . Si se calientan a esa temperatura 100 g de $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ en un recipiente cerrado de 2 L de capacidad, calcule:

a) El valor de la presión parcial de cada uno de los gases y la presión total cuando se alcance el equilibrio.

b) La masa de NaHCO_3 que se ha descompuesto y la masa de todos los sólidos que quedan en el recipiente.

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

Masas atómicas relativas $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$

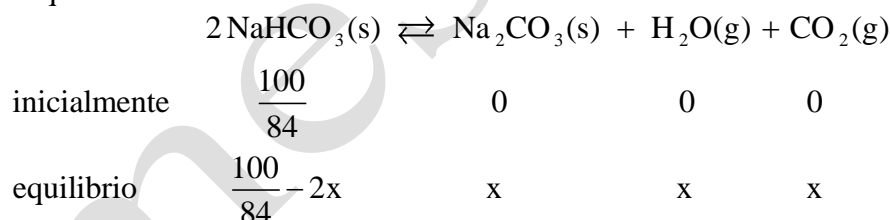
QUÍMICA. 2018. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } K_p = P_{\text{H}_2\text{O}} \cdot P_{\text{CO}_2} = (P_{\text{CO}_2})^2 = 3'25 \Rightarrow P_{\text{CO}_2} = \sqrt{3'25} = 1'8 \text{ atm}$$

$$P_T = P_{\text{CO}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} = 1'8 + 1'8 = 3'6 \text{ atm}$$

b) Escribimos el equilibrio:



$$\text{Calculamos } K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 3'25 \cdot (0'082 \cdot 398)^{-2} = 3'05 \cdot 10^{-3}$$

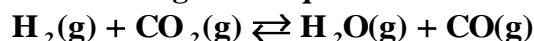
$$K_c = 3'05 \cdot 10^{-3} = [\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}_2] = \left(\frac{x}{2}\right) \cdot \left(\frac{x}{2}\right) \Rightarrow x = 0'11$$

Luego, la masa de NaHCO_3 descompuesta es: $2 \cdot 0'11 \cdot 84 = 18'48 \text{ gr}$

La masa de NaHCO_3 que queda en el recipiente es: $100 - 18'48 = 81'52 \text{ gr}$

La masa que queda de Na_2CO_3 es $0'11 \cdot 106 = 11'66 \text{ gr}$

Se añade el mismo número de moles de CO_2 que de H_2 en un recipiente cerrado de 2 L que se encuentra a 1259 K, estableciéndose el siguiente equilibrio:



Una vez alcanzado el equilibrio, la concentración de CO es 0,16 M y el valor de K_c es 1,58.

Calcule:

a) Las concentraciones del resto de los gases en el equilibrio.

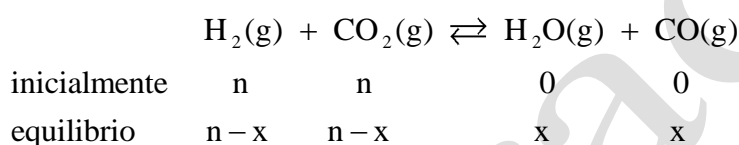
b) La presión total del sistema en el equilibrio.

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

QUIMICA. 2018. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

RESOLUCIÓN

a)



Según el enunciado $[\text{CO}] = 0'16 = \frac{x}{2} \Rightarrow x = 0'32$ moles

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]} = 1'58 = \frac{\frac{x}{2} \cdot \frac{x}{2}}{\frac{n-x}{2} \cdot \frac{n-x}{2}} = \frac{0'32^2}{(n-0'32)^2} \Rightarrow \sqrt{1'58} = \frac{0'32}{n-0'32} \Rightarrow n = 0'57$$

Luego, la concentración en el equilibrio de cada especie es:

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{0'32}{2} = 0'16 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = \frac{0'57 - 0'32}{2} = 0'125 \text{ mol/L}$$

b) Calculamos el número total de moles en el equilibrio

$$n_T = n - x + n - x + x + x = 2n = 2 \cdot 0'57 = 1'14$$

Calculamos la presión total

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1'14 \cdot 0'082 \cdot 1259}{2} = 58'85 \text{ atm}$$