

QUÍMICA

TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

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

Al calentar yodo en una atmósfera de dióxido de carbono, se produce monóxido de carbono y pentóxido de yodo: $I_2(g) + 5CO_2(g) \rightleftharpoons 5CO(g) + I_2O_5(s)$ $\Delta H = 1.175 \text{ kJ}$

Justifique el efecto que tendrán los cambios que se proponen:

- Disminución del volumen sobre el valor de la constante K_c .
- Adición de I_2 sobre la cantidad de CO .
- Reducción de la temperatura sobre la cantidad de CO_2 .

QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

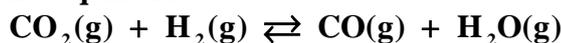
R E S O L U C I Ó N

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:

- No tiene ningún efecto ya que la constante de equilibrio sólo depende de la temperatura.
- Si se adiciona I_2 , el equilibrio se desplaza hacia la derecha, por lo tanto, aumenta la cantidad de CO .
- La reducción de temperatura favorece la reacción exotérmica, luego, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y aumenta la cantidad de CO_2 .

En un recipiente de 2 L se introducen 2'1 mol de CO_2 y 1'6 mol de H_2 y se calienta a 1800 °C.

Una vez alcanzado el siguiente equilibrio:



Se analiza la mezcla y se encuentra que hay 0'9 mol de CO_2 . Calcule:

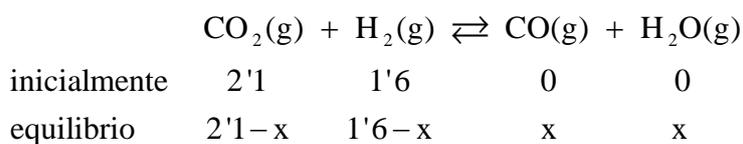
a) La concentración de cada especie en el equilibrio.

b) El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Según el enunciado $2'1 - x = 0'9 \Rightarrow x = 1'2$.

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

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{1'2}{2} = 0'6 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{1'6 - 1'2}{2} = 0'2 \text{ mol/L}$$

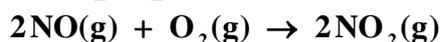
$$[\text{CO}_2] = \frac{2'1 - 1'2}{2} = 0'45 \text{ mol/L}$$

b)

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]} = \frac{0'6 \cdot 0'6}{0'2 \cdot 0'45} = 4$$

Como $\Delta n = 0$, entonces: $K_c = K_p$

La ecuación de velocidad $v = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$ corresponde a la reacción:



Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Se puede considerar que, durante el transcurso de la reacción química, la velocidad de la reacción permanece constante?
- ¿Cuál es el orden total de la reacción?
- ¿Qué factores pueden modificar la velocidad de esta reacción?

QUÍMICA. 2011. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) No. La velocidad varía con las concentraciones de los reactivos, que van disminuyendo a medida que transcurre la reacción, por tanto, no permanece constante.

b) El orden total de la reacción es la suma de los exponentes de las concentraciones de los reactivos en la ecuación de velocidad: $2 + 1 = 3$.

c) Los factores que influyen en la velocidad de una reacción son: naturaleza de los reactivos, estado físico de los mismos, concentración de éstos, temperatura y la presencia de un catalizador. Como la reacción dada es en fase gaseosa entre sustancias covalentes y no hay catalizador, sólo se podrían modificar:

- La concentración de los reactivos que, como se aprecia en la ecuación de velocidad, aumentarían la velocidad si dichas concentraciones aumentasen.

- La temperatura. 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.

Cuando se mezclan 0'40 moles de gas xenón con 0'80 moles de gas flúor en un recipiente de 2 litros a cierta temperatura, se observa que el 60 % del xenón reacciona con el flúor formando XeF₄ gaseoso.

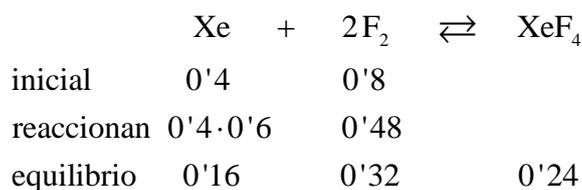
a) Calcule el valor de K_c a esa temperatura, para la reacción: Xe(g) + 2F₂(g) ⇌ XeF₄(g)

b) ¿Cuántos moles de F₂ se deben añadir a la cantidad inicial para que la conversión sea del 75 %?

QUÍMICA. 2011. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

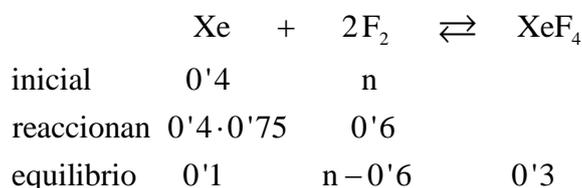
R E S O L U C I Ó N

a)



$$K_c = \frac{[\text{XeF}_4]}{[\text{Xe}] \cdot [\text{F}_2]^2} = \frac{\frac{0'24}{2}}{\frac{0'16}{2} \cdot \left(\frac{0'32}{2}\right)^2} = 58'59$$

b)



Como la constante de equilibrio no varia, tenemos que:

$$58'59 = \frac{[\text{XeF}_4]}{[\text{Xe}] \cdot [\text{F}_2]^2} = \frac{\frac{0'3}{2}}{\frac{0'1}{2} \cdot \left(\frac{n-0'6}{2}\right)^2} \Rightarrow n = 1'05$$

Como inicialmente ya teníamos 0'8 moles de flúor, solamente tenemos que añadir

$$n = 1'05 - 0'8 = 0'25 \text{ moles de flúor}$$

En un recipiente de 1 litro de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0'1 mol de SbCl_3 , 0'1 mol de Cl_2 y 1 mol de SbCl_5 . A 200 °C se establece el equilibrio: $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

Sabiendo que a esa temperatura K_c vale $2'2 \cdot 10^{-2}$:

a) Determine si el sistema está en equilibrio y, si no lo está, el sentido en el que va a evolucionar.

b) La composición del sistema en equilibrio.

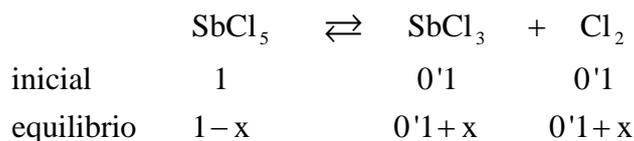
QUÍMICA. 2011. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Si calculamos:
$$\frac{[\text{SbCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{SbCl}_5]} = \frac{0'1 \cdot 0'1}{\frac{1}{1}} = 0'01 < K_c$$
, luego no está en equilibrio. El equilibrio

se desplazará hacia la derecha.

b)



$$K_c = 0'022 = \frac{[\text{SbCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{SbCl}_5]} = \frac{\frac{0'1+x}{1} \cdot \frac{0'1+x}{1}}{\frac{1-x}{1}} \Rightarrow x = 0'045$$

Luego, las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{SbCl}_5] = 1 - 0'045 = 0'955 \text{ mol/L}$$

$$[\text{SbCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 0'1 + 0'045 = 0'145 \text{ mol/L}$$

La descomposición del HgO sólido a 420 °C se produce según:



En un matraz en el que previamente se ha hecho el vacío, se introduce una cierta cantidad de HgO y se calienta a 420 °C. Sabiendo que la presión total en el equilibrio es 0'510 atmósferas, calcule:

a) El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

b) La cantidad de HgO expresada en gramos que se ha descompuesto si el matraz tiene una capacidad de 5 litros.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Hg = 200'6; O = 16.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) a. Como el mercurio y el óxido de mercurio se encuentran en estado sólido:

$$K_p = P_{\text{O}_2} = P_T = 0'510 \text{ atm}$$

A partir de K_p , calculamos K_c :

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 0'510 \cdot (0'082 \cdot 693)^{-1} = 8'97 \cdot 10^{-3}$$

b) Calculamos el número de moles de oxígeno desprendidos:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0'510 \cdot 5}{0'082 \cdot 693} = 0'045$$

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

$$0'045 \text{ moles O}_2 \cdot \frac{2 \text{ moles HgO}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{216'6 \text{ g HgO}}{1 \text{ mol HgO}} = 19'5 \text{ g HgO}$$

Considere el siguiente sistema en equilibrio: $3\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{O}_3(\text{g}) \quad \Delta H^0 = 284 \text{ kJ}$

Razone cuál sería el efecto de:

- a) Aumentar la presión del sistema disminuyendo el volumen.
- b) Añadir O_2 a la mezcla en equilibrio.
- c) Disminuir la temperatura.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 4. 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) Al aumentar la presión disminuyendo el volumen el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
- b) Si añadimos O_2 a la mezcla en equilibrio, este se desplaza hacia la derecha.
- c) La disminución de la temperatura favorece la reacción exotérmica. Luego, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.