

QUÍMICA

TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

- Junio, Ejercicio 5, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 4, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 5, Opción B

Para el equilibrio: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$, la constante $K_c = 4'40$ a 200 K.

Calcule:

a) Las concentraciones en el equilibrio cuando se introducen simultáneamente 1 mol de H_2 y 1 mol de CO_2 en un reactor de 4'68 L a dicha temperatura.

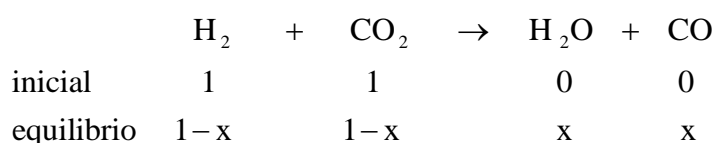
b) La presión parcial de cada especie en el equilibrio y el valor de K_p .

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

QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}]}{[\text{H}_2] \cdot [\text{CO}_2]} = 4'40 = \frac{\left(\frac{x}{4,68}\right) \cdot \left(\frac{x}{4,68}\right)}{\left(\frac{1-x}{4,68}\right) \cdot \left(\frac{1-x}{4,68}\right)} = \frac{x^2}{x^2 - 2x + 1} \Rightarrow 3'4x^2 - 8'8x + 4'4 = 0 \Rightarrow x = 0'677$$

Por lo tanto, las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}] = \left(\frac{x}{4,68}\right) = 0'144 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = \left(\frac{1-x}{4,68}\right) = \left(\frac{0'323}{4,68}\right) = 0'069 \text{ M}$$

b) Calculamos las presiones parciales

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = P_{\text{CO}} = \frac{x \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'677 \cdot 0'082 \cdot 200}{4'68} = 2'37 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{CO}_2} = \frac{(1-x) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'323 \cdot 0'082 \cdot 200}{4'68} = 1'13 \text{ atm}$$

Luego:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 4'4 \cdot (0'082 \cdot 200)^0 = 4'4$$

La reacción: $A + 2B + C \rightarrow D + E$, tiene como ecuación de velocidad: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$.

a) ¿Cuáles son los ordenes parciales de la reacción y el orden total?.

b) Deduzca las unidades de la constante de velocidad.

c) Justifique cuál es el reactivo que se consume más rápidamente.

QUÍMICA. 2017. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) El orden de la reacción respecto al reactivo A es el exponente al que está elevada la concentración del reactivo A en la ecuación de velocidad, es decir, 2. El orden de la reacción con respecto al reactivo B es 1.

El orden total de la reacción es la suma de los exponentes a los que están elevadas las concentraciones de los reactivos en la ecuación de velocidad, es decir, 3.

b)

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

c) Observando los coeficientes estequiométricos de la reacción vemos que el reactivo que se consume más rápidamente es el B.

El cianuro de amonio se descompone según el equilibrio:



Cuando se introduce una cantidad de cianuro de amonio en un recipiente de 2 L en el que previamente se ha hecho el vacío, se descompone en parte y cuando se alcanza el equilibrio a la temperatura de 11°C la presión es de 0'3 atm. Calcule:

a) Los valores de K_c y K_p para dicho equilibrio.

b) La cantidad máxima de NH_4CN (en gramos) que puede descomponerse a 11°C en un recipiente de 2 L.

Datos: Masas atómicas: H = 1 ; C = 12 ; N = 14 . R = 0'082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹

QUIMICA. 2017. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. 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.

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

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

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

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

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