

BLOQUE A

PROBLEMA 2.- A 400 °C el hidrogenocarbonato de sodio, NaHCO_3 , se descompone parcialmente según el siguiente equilibrio: $\text{NaHCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$. Se introduce una cierta cantidad de NaHCO_3 en un recipiente cerrado de 2 L en el que previamente se ha hecho el vacío; se calienta a 400 °C, y cuando se alcanza el equilibrio a la temperatura citada se observa que la presión en el interior del recipiente es de 0,962 atm.

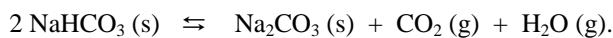
- Calcula el valor de K_c y K_p .
- Calcula la cantidad (en gramos) de NaHCO_3 que se ha descompuesto.
- Si inicialmente hay 1,0 g de NaHCO_3 calcula la cantidad que se habrá descompuesto tras alcanzarse el equilibrio.

DATOS: $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{Na}) = 23 \text{ u}$; $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

$$M(\text{NaHCO}_3) = 84 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

a) La reacción de descomposición del hidrogenocarbonato de sodio ajustada es:



Por tratarse de un equilibrio heterogéneo, solamente las sustancias gaseosas intervienen en la constante de equilibrio, y por existir el mismo número de moles de sustancias gaseosas, agua y dióxido de carbono, la presión total en el interior del recipiente es la suma de las presiones parciales de cada gas, es decir, la presión parcial de cada gas es la mitad de la presión total, $\frac{0,962 \text{ atm}}{2} = 0,481 \text{ atm}$, por lo que la constante de equilibrio K_p vale: $K_p = P_{\text{H}_2\text{O}} \cdot P_{\text{CO}_2} = 0,481 \text{ atm} \cdot 0,481 \text{ atm} = 0,231 \text{ atm}^2$.

De la relación existente entre las constantes de equilibrio K_p y K_c , se determina el valor de ésta. El valor de $\Delta n = \text{moles de productos gaseosos} - \text{moles de reactivos gaseosos} = 2 - 0 = 2$.

$$K_c = \frac{K_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} = \frac{0,231 \text{ atm}^2}{(0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 673 \text{ K})^2} = 7,58 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$$

También se puede resolver el problema calculando los moles de CO_2 y H_2O de la ecuación de estado de los gases ideales; la mitad de ellos es de CO_2 y la otra mitad de H_2O . Conocido los moles y el volumen en el que se encuentran, se halla la concentración de cada uno, se lleva a la expresión de K_c para determinar su valor y de la relación anterior se obtiene el valor de K_p .

b) Del valor de la presión parcial de cualquiera de los dos gases, llevándola a la ecuación de estado de los gases ideales, sustituyendo las variables conocidas por sus valores, despejando el número de moles y operando, se obtiene su valor, a partir del cual se determinan los moles y masa del NaHCO_3 que se descomponen. Los moles de H_2O o CO_2 en los que se descompone el NaHCO_3 son:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,481 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 673 \text{ K}} = 0,0174 \text{ moles } \text{CO}_2 \text{ o } \text{H}_2\text{O}$$

Como es indiferente tomar los moles de H_2O o CO_2 , pues en la descomposición se produce un mol de cada uno, es decir, por cada 2 moles de NaHCO_3 que se descompone se forma un mol de H_2O y un mol de CO_2 , tomando como sustancia de trabajo el CO_2 y multiplicando sus moles por la relación molar $\text{NaHCO}_3\text{-CO}_2$ y el correspondiente factor de conversión gramos-mol de NaHCO_3 , se obtienen los gramos de sustancia que se descomponen:

$$0,0174 \text{ moles } \text{CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{NaHCO}_3}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \cdot \frac{84 \text{ g } \text{NaHCO}_3}{1 \text{ mol } \text{NaHCO}_3} = 2,92 \text{ g de } \text{NaHCO}_3$$

c) En las condiciones expuestas, sea cual sea la cantidad de NaHCO_3 que se introduzca, las K_c y K_p valen lo mismo cuando se alcanza el equilibrio, por lo que la cantidad de NaHCO_3 que se descompone es la que se ha obtenido en el apartado anterior, es decir, 2,92 g, y esta cantidad es superior a la que se propone de partida.

Resultado: a) $K_c = 7,58 \cdot 10^{-5} \text{ M}^2$; $K_p = 0,231 \text{ atm}^2$; b) 2,92 g NaHCO_3 ; c) No hay suficiente.

BLOQUE A

PROBLEMA 3.- El sulfato de cobre, CuSO_4 , se utilizó hace años como aditivo en piscinas para la eliminación de las algas. Este compuesto se puede preparar tratando el cobre metálico con ácido sulfúrico en caliente, según la reacción (no ajustada):

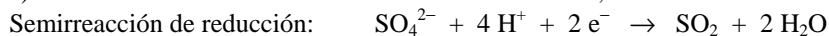
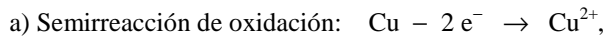


a) Ajusta la reacción molecular.

b) Calcula los mL de ácido sulfúrico de densidad 1,98 g/mL y riqueza del 95 % en peso, necesarios para reaccionar con 10 g de cobre metálico.

DATOS: $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$; $A_r(\text{Cu}) = 63,5 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución:



Por ser el número de electrones intercambiados en las dos semirreacciones el mismo, se suman y se obtiene la ecuación iónica ajustada:

$\text{Cu} + \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, y teniendo presente que los 4 H^+ corresponden a 2 moléculas de ácido sulfúrico, la ecuación molecular ajustada es:



b) Los moles de Cu que reaccionan son: $10 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} = 0,157 \text{ moles de Cu}$.

Por indicar la reacción que 1 mol de Cu reaccionan con 2 moles de H_2SO_4 , de la disolución ha de tomarse un volumen que lleve disuelto $0,157 \cdot 2 = 0,314$ moles de H_2SO_4 .

La molaridad de la disolución es:

$$1,98 \frac{\text{g disolución}}{\text{mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{95 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 19,19 \text{ M}.$$

El volumen de esta disolución que contiene disueltos los 0,314 moles de H_2SO_4 es:

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow V = \frac{n}{M} = \frac{0,314 \text{ moles}}{19,19 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,0164 \text{ L} = 16,4 \text{ mL}.$$

Resultado: b) $V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 16,4 \text{ mL}$.

BLOQUE B

CUESTIÓN 1.- La ley de velocidad para la reacción $\text{X} + \text{Y} \rightarrow \text{productos}$, es de primer orden tanto respecto de X como de Y. Cuando la concentración de X es de $0,15 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$ y la de Y es de $0,75 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$, la velocidad de reacción es de $4,2 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. Calcula:

a) El valor de la constante de velocidad de la reacción.

b) La velocidad de reacción cuando las concentraciones de X e Y son $0,5 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$.

Solución:

a) La expresión de la velocidad de reacción es: $v = k \cdot [\text{X}] \cdot [\text{Y}]$, y despejando la constante de velocidad k, sustituyendo las demás variables por sus valores y operando, sale para k el valor:

$$k = \frac{v}{[\text{X}] \cdot [\text{Y}]} = \frac{4,2 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{0,15 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,75 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 3,73 \cdot 10^{-2} \text{ moles}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}.$$

b) La velocidad de reacción se obtiene sustituyendo valores y operando en la expresión:

$$v = k \cdot [\text{X}] \cdot [\text{Y}] \Rightarrow v = 3,73 \cdot 10^{-2} \text{ moles}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 0,5^2 \text{ moles}^2 \cdot \text{L}^{-2} = 9,3 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}.$$

CUESTIÓN 2.- Responde justificando la respuesta a las siguientes cuestiones:

a) Si la configuración electrónica de la capa de valencia de un elemento es $4s^2 3d^{10} 4p^3$, indica a qué período y familia pertenece dicho elemento. ¿Qué estado de oxidación negativo puede tener?

