

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- En los siguientes átomos: Be, O, Al y Ni.

- Escribe su configuración electrónica ordenada.
- Escribe para cada uno, los cuatro números cuánticos de su electrón diferenciador. (Electrón que le diferencia del átomo de número atómico anterior).
- ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno?

Solución:

a) Be: $1s^2 2s^2$; O: $1s^2 2s^2 2p^4$; Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; Ni: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$,

b) Be: $n = 2; l = 0; m_l = 0; m_s = \frac{1}{2}$; O: $n = 2; l = 1; m_l = 1; m_s = \frac{1}{2}$;

Al: $n = 3; l = 1; m_l = -1; m_s = \frac{1}{2}$; Ni: $n = 2; l = 0; m_l = 0; m_s = \frac{1}{2}$;

c) Be: Dos electrones de valencia; O: Seis electrones; Al: Tres electrones;

PROBLEMA 2.- En un recipiente de 5 L, se produce la reacción $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$. A 397 °C se encuentran en equilibrio 0,02 moles de H_2 , 0,02 moles de I_2 y 0,16 moles de HI. Calcula y responde, razonadamente:

- Las constantes de equilibrio K_c y K_p .
- La presión parcial de cada componente en el equilibrio.
- ¿Cómo evoluciona el equilibrio al aumentar la presión total, si se mantiene constante la T?
- ¿Cómo evoluciona el sistema al añadir hidrógeno, suponiendo constante la temperatura?

Solución:

a) Por encontrarse los gases en un reactor de 5 L de capacidad, sus concentraciones molares son:

$$[H_2] = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{0,02 \text{ moles}}{5 \text{ L}} = 0,004 \text{ M}; \quad [I_2] = \frac{0,02 \text{ moles}}{5 \text{ L}} = 0,004 \text{ M}; \quad [HI] = \frac{0,16 \text{ moles}}{5 \text{ L}} = 0,032 \text{ M}, \text{ y}$$

llevando estas concentraciones a la constante K_c y operando, sale el valor:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{0,032^2}{0,004 \cdot 0,004} = 64, \text{ y de la relación entre } K_c \text{ y } K_p \text{ se obtiene el valor de } K_p,$$

después de despejarla, sustituir valores y operar: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$, siendo Δn la diferencia entre los moles de los productos y los reactivos, es decir, $\Delta n = 2 - 2 = 0$, por lo que el valor de K_p es el mismo que el de K_c . En efecto, $K_p = 64 \cdot (0,082 \cdot 670)^0 = 64 \cdot 1 = 64$.

b) Despejando la presión de la ecuación de estado de los gases ideales, sustituyendo valores y operando, se obtiene el valor de la presión parcial de cada gas:

$$P_p(H_2) = P_p(I_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,02 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 670 \text{ K}}{5 \text{ L}} = 0,22 \text{ atm};$$

$$P_p(HI) = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,16 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 670 \text{ K}}{5 \text{ L}} = 1,76 \text{ atm}.$$

c) Cuando se aumenta la presión disminuye el volumen del reactor, por lo que el equilibrio evoluciona, hasta alcanzarlo de nuevo, en el sentido en el que aparece un menor número de moles, pero como el número de moles es el mismo en ambos miembros de la ecuación, el equilibrio no se altera.

d) Si se añade hidrógeno aumenta su concentración, respondiendo el sistema haciendo reaccionar parte del hidrógeno añadido con yodo para producir más yoduro de hidrógeno, hasta alcanzar un nuevo equilibrio, por lo que el equilibrio inicial se desplaza hacia la derecha.

Resultado: a) $K_c = K_p = 64$; b) $P_p(H_2) = P_p(I_2) = 0,22 \text{ atm}$; $P_p(HI) = 1,76 \text{ atm}$.

PROBLEMA 4.- Un compuesto orgánico está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno, siendo su composición centesimal 68,85 %, 4,92 % y 26,23 %, respectivamente. Su masa molecular es 122,13 g/mol. Calcula:

- La fórmula molecular del compuesto.
- La reacción química de combustión ajustada.
- El volumen de CO₂ que se obtiene, medido en condiciones normales, al quemar de forma completa 61,06 gramos del compuesto orgánico.

Solución:

a) Considerando 100 g del compuesto, en él existen 68,85 g de C, 4,92 g de H y 26,23 g de O. Al dividir la masa de cada elemento entre su masa molar se obtienen, si los cocientes son números enteros, los subíndices de los elementos en la fórmula empírica del compuesto.

$$C = \frac{68,85}{12} = 5,74; \quad H = \frac{4,92}{1} = 4,92; \quad O = \frac{26,23}{16} = 1,64.$$

Por ser los números decimales, se dividen por el menor de ellos, y si son enteros corresponden a los subíndices, y si no se multiplica por un número entero que los haga enteros; C: $\frac{5,74}{1,64} = 3,5$; H: $\frac{4,92}{1,64} = 3$; O: $\frac{1,64}{1,64} = 1$; y multiplicando por estos valores por 2, se obtienen los subíndices y la fórmula empírica, a partir de la cual se determina la molecular.

La fórmula empírica es C₇H₆O₂, cuya masa molar es 122, que prácticamente coincide con la masa molar del compuesto, lo que indica que la fórmula empírica es también la molecular del compuesto, que es el ácido benzoico.

- b) La ecuación química ajustada, por tanteo, de la reacción de combustión de ácido benzoico es:
 $2 \text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2 + 15 \text{O}_2 \rightarrow 14 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$.

c) Los moles de compuesto que se queman son $n(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2) = \frac{61,06 \text{ g}}{122,13 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,5$ moles, y al

indicar la estequiometría de la ecuación que dos moles de C₇H₆O₂ producen catorce moles de CO₂, los moles que se obtienen a partir de los 0,5 moles son: $0,5 \text{ moles C}_7\text{H}_6\text{O}_2 \cdot \frac{14 \text{ moles CO}_2}{2 \text{ moles C}_7\text{H}_6\text{O}_2} = 3,5$ moles de

CO₂, que llevados a la ecuación de estado de los gases ideales después de despejar el volumen, sustituir las variables por sus valores y operar, sale el valor:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{3,5 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 78,35 \text{ L}.$$

Resultado: a) C₇H₆O₂; c) V = 78,35 L.

CUESTIÓN 3.- Nombre los siguientes compuestos:

a) CH₂=CH-CH₃; CH₂OH-CH₂-CH₂-CH₂OH; CH₃-O-C₆H₅; CH₃-CO-CH₃; CH₃-CH₂-COO-CH₃.

b) Formula los siguientes compuestos: 2-metilheptano; 1,3-butadieno; fenol; ácido propanoico; etilamina.

Solución:

a) Propeno; 1,4-butanodiol; fenilmetiléter; propanona; propanoato de metilo.

b) CH₃-CH(CH₃)-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-CH₃; CH₂=CH-CH=CH₂; C₆H₅OH;
 CH₃-CH₂-COOH; CH₃-CH₂-NH₂.

PROBLEMA 4.- Un residuo industrial que contiene una concentración de Cd²⁺ de 1,1 mg/L se vierte en un depósito, con objeto de eliminar parte del Cd²⁺ precipitándolo con un hidróxido, en forma de Cd(OH)₂. Calcula:

- El pH necesario para iniciar la precipitación.
- La concentración de Cd²⁺, en mg/L, cuando el pH es igual a 12.

DATOS: K_s Cd(OH)₂ = 1,2 · 10⁻¹⁴.

Solución:

a) El equilibrio de ionización del hidróxido de cadmio es: $\text{Cd}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 2 \text{OH}^-$, y si la concentración del ión Cd^{2+} es $1,1 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$, su concentración molar es:

$$[\text{Cd}^{2+}] = 1,1 \frac{\text{mg}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ g}}{1.000 \text{ mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{112,4 \text{ g}} = 9,79 \cdot 10^{-6} \text{ M. Luego, si de la expresión del producto de solubilidad}$$

se despeja la concentración de iones hidróxidos, se sustituyen valores y se opera, se obtiene el valor:

$$K_{ps} = [\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 \Rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_{ps}}{[\text{Cd}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{1,2 \cdot 10^{-14}}{9,79 \cdot 10^{-6}}} = 3,5 \cdot 10^{-5} \text{ M, de donde se determina el pOH}$$

y de la relación $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ el pH, o se calcula la concentración de iones oxonios, H_3O^+ , a partir de la expresión $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$, y de ella el pH del inicio de la precipitación.

$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 3,5 \cdot 10^{-5} = 5 - \log 3,5 = 5 - 0,544 = 4,456$, y el es $\text{pH} = 14 - 4,456 = 9,544$.

b) Al ser el $\text{pH} = 12$, el pOH es $14 - 12 = 2$, por lo que la concentración de iones hidróxidos es 10^{-2} M , y despejando de la expresión del producto de solubilidad la concentración de iones Cd^{2+} ,

$$\text{sustituyendo valores y operando, se obtiene el valor: } [\text{Cd}^{2+}] = \frac{K_{ps}}{[\text{OH}^-]^2} = \frac{1,2 \cdot 10^{-14}}{(10^{-2})^2} = 1,2 \cdot 10^{-10} \text{ M, que}$$

$$\text{expresada en } \text{mg} \cdot \text{L}^{-1} \text{ es: } 1,2 \cdot 10^{-10} \frac{\text{moles}}{\text{L}} \cdot \frac{112,4 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1.000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 1,35 \cdot 10^{-4} \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Resultado: a) $\text{pH} = 9,544$; b) $1,35 \cdot 10^{-4} \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

PROBLEMA 5.- En el aire se encuentran, entre otros gases, nitrógeno y oxígeno. Considerando que reaccionan a 298 K según la reacción: $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}(\text{g})$. Responde a las siguientes cuestiones:

a) A 298 K, ¿es espontánea la reacción?

b) Suponiendo que los valores de entalpía y entropía de reacción apenas varían con la temperatura, ¿a partir de qué temperatura sería espontánea dicha reacción?

DATOS: $\Delta H^\circ \text{NO}(\text{g}) = 90,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta S^\circ \text{N}_2(\text{g}) = 191,5 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$; $\Delta S^\circ \text{O}_2 = 205,0 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$; $\Delta S^\circ \text{NO}(\text{g}) = 210,6 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$.

Solución:

a) Una reacción es espontánea cuando su variación de energía libre de Gibbs es menor que cero, es decir, cuando $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S < 0$.

La entalpía de la reacción, al ser la entalpía de los elementos simples o moleculares cero, es mayor que cero, $\Delta H > 0$, pues al obtenerse de la expresión $\Delta H^\circ_r = \sum a \cdot \Delta H^\circ_{f \text{ productos}} - \sum b \cdot \Delta H^\circ_{f \text{ reactivos}} = 2 \cdot \Delta H^\circ_{f \text{ NO}}(\text{g}) - \Delta H^\circ_{f \text{ N}_2}(\text{g}) - \Delta H^\circ_{f \text{ O}_2}(\text{g}) = 2 \cdot 90,3 - 0 - 0 = 180,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Del mismo modo, la variación de entropía del sistema se obtiene de la expresión parecida a la anterior: $\Delta S^\circ_r = \sum a \cdot \Delta S^\circ_{f \text{ productos}} - \sum b \cdot \Delta S^\circ_{f \text{ reactivos}} = 2 \cdot \Delta S^\circ_{f \text{ NO}}(\text{g}) - \Delta S^\circ_{f \text{ N}_2}(\text{g}) - \Delta S^\circ_{f \text{ O}_2}(\text{g})$, y sustituyendo valores y operando: $2 \cdot 210,6 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} - 191,5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} - 205,0 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 421,2 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} - 191,5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} - 205,0 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 24,7 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, resultando ser también mayor que cero, $\Delta S > 0$.

De los valores de la entalpía y entropía, $\Delta H = 180,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ y $\Delta S = 24,7 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, es fácil deducir que la variación de energía libre de Gibbs es mayor que cero, por lo que la reacción a 298 K no es espontánea. En efecto, $\Delta G = 180,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 298 \text{ K} \cdot 24,7 \cdot 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 173,54 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

b) Suponiendo condiciones de equilibrio, es decir, $\Delta G = 0$, la expresión $\Delta H - T \cdot \Delta S = 0$, por lo que despejando T, sustituyendo valores y operando sale la temperatura a partir de la cual la reacción es espontánea.

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{180,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}{24,7 \cdot 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} = 7.311,74 \text{ K.}$$

Resultado: a) No es espontánea a 298 K; b) $T = 7311,74 \text{ K}$.