

BLOQUE A

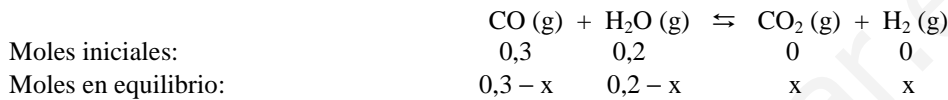
PROBLEMA 1.- La constante K_p correspondiente al equilibrio $\text{CO (g)} + \text{H}_2\text{O (g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{ (g)} + \text{H}_2\text{ (g)}$ vale 10 a la temperatura de 690 K. Si inicialmente se introducen en un reactor de 15 L de volumen, 0,3 moles de CO y 0,2 moles de H_2O , calcula:

- Las concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio.
- La presión en el interior del recipiente al alcanzarse el equilibrio.
- Si la constante de equilibrio K_p correspondiente a este mismo equilibrio alcanza un valor de 66,2 a 550 K, deduce si se trata de una reacción endotérmica o exotérmica.

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

Solución:

a) Como la reacción transcurre mol a mol, llamando x a los moles de CO y H_2O que reaccionan, los moles iniciales y en el equilibrio de las distintas especies son:



siendo los moles totales en el equilibrio: $n_t = 0,3 - x + 0,2 - x + x + x = 0,5$ moles.

Las fracciones molares de cada componente de la mezcla en equilibrio es:

$$\chi_{\text{CO}} = \frac{0,3-x}{0,5}; \quad \chi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,2-x}{0,5}; \quad \chi_{\text{CO}_2} = \chi_{\text{H}_2} = \frac{x}{0,5}.$$

Siendo P_t la presión total de la mezcla en el equilibrio, la presión parcial de cada componente es:

$$P_{\text{CO}} = \chi_{\text{CO}} \cdot P_t = \frac{0,3-x}{0,5} \cdot P_t \text{ atm}; \quad P_{\text{H}_2\text{O}} = \chi_{\text{H}_2\text{O}} \cdot P_t = \frac{0,2-x}{0,5} \cdot P_t \text{ atm};$$

$$P_{\text{CO}_2} = \chi_{\text{CO}_2} \cdot P_t = \frac{x}{0,5} \cdot P_t \text{ atm}; \quad P_{\text{H}_2} = \chi_{\text{H}_2} \cdot P_t = \frac{x}{0,5} \cdot P_t \text{ atm};$$

y llevándolas a la expresión de la constante de equilibrio K_p , operando y resolviendo la ecuación de segundo grado, sale para x el valor:

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{H}_2}}{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}} \Rightarrow 10 = \frac{\frac{x}{0,5} \cdot P_t \text{ atm} \cdot \frac{x}{0,5} \cdot P_t \text{ atm}}{\frac{0,3-x}{0,5} \cdot P_t \text{ atm} \cdot \frac{0,2-x}{0,5} \cdot P_t \text{ atm}} = \frac{x^2}{(0,3-x) \cdot (0,2-x)} \Rightarrow 9 \cdot x^2 - 5 \cdot x + 0,6 = 0$$

cuyas dos soluciones son: $x_1 = 0,38$ moles, imposible por ser superior a las cantidades de CO y H_2O que se han introducido al principio, y $x_2 = 0,175$ moles, que es la solución válida.

Como los moles de cada sustancia se encuentran ocupando un volumen de 15 L, la concentración de cada uno de ellos en el equilibrio es:

$$[\text{CO}] = \frac{(0,3-0,175) \text{ moles}}{10 \text{ L}} = \frac{0,125}{10} = 0,0125 \text{ M}; \quad [\text{H}_2\text{O}] = \frac{(0,2-0,175) \text{ moles}}{10 \text{ L}} = \frac{0,025}{10} = 0,0025 \text{ M};$$

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = \frac{0,175 \text{ moles}}{10 \text{ L}} = 0,0175 \text{ M}.$$

b) La presión total en el equilibrio se obtiene despejándola de la ecuación de estado de los gases ideales, sustituyendo las variables conocidas por sus valores y operando:

$$P \cdot V = n_t \cdot R \cdot T \Rightarrow P = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,5 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 690 \text{ K}}{15 \text{ L}} = 1,89 \text{ atm}.$$

c) Como al descender la temperatura el sistema cede calor y al mismo tiempo aumenta el valor de la constante de equilibrio, se deduce que ha habido un aumento de la reacción entre el CO y el H_2O para producir más productos de reacción, es decir, el equilibrio se desplaza hacia la derecha, lo que indica que la reacción es exotérmica.

BLOQUE B

PROBLEMA 1.- Un compuesto está formado por C, H y O y su masa molar es de $60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Cuando se queman 30 g del compuesto en presencia de un exceso de oxígeno, se obtiene un número igual de moles de dióxido de carbono (CO_2) y de agua. Sabiendo que el dióxido de carbono obtenido genera una presión de 2449 mm Hg en un recipiente de 10 L a 120°C de temperatura:

- Determina la fórmula empírica del compuesto.
- Escribe la fórmula molecular y nombre del compuesto.

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

Solución:

a) Los moles de CO_2 obtenidos en la combustión en las condiciones de volumen, temperatura y presión dadas son:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{3,22 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 393 \text{ K}} = 1 \text{ mol } \text{CO}_2, \text{ que es el mismo}$$

número de moles de H_2O , a los que corresponden una masa de 44 y 18 gramos, respectivamente, siendo las masas de C y H que se obtienen al quemar 30 g de compuesto:

$$1 \text{ mol } \text{CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \cdot \frac{12 \text{ g } \text{C}}{1 \text{ mol } \text{C}} = 12 \text{ g } \text{C}; \quad \text{moles H: } 1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ moles } \text{H}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ g } \text{H}}{1 \text{ mol } \text{H}} = 2 \text{ g } \text{H}, \text{ y}$$

los gramos de O es la diferencia entre los gramos de compuesto y los de C más los de H, es decir:

$$\text{gramos O} = \text{gramos compuesto} - (\text{gramos C} + \text{gramos H}) = 30 \text{ g} - (12 \text{ g} + 2 \text{ g}) = 16 \text{ g de O}.$$

Los moles de cada elemento, subíndices de ellos en la fórmula, son:

$$\text{Moles C: } \frac{12 \text{ g } \text{C}}{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1; \quad \text{moles H: } \frac{2 \text{ g } \text{H}}{1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2; \quad \text{moles O: } \frac{16 \text{ g } \text{O}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1; \text{ siendo}$$

la fórmula empírica del compuesto: CH_2O , cuya masa molar es $30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La relación entre la fórmula empírica y molecular de un compuesto es:

$$M[(\text{CH}_2\text{O})_n] = n \cdot M(\text{CH}_2\text{O}) \Rightarrow n = \frac{M[(\text{CH}_2\text{O})_n]}{M(\text{CH}_2\text{O})} = \frac{60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2; \text{ por lo que la fórmula}$$

molecular del compuesto es $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ que corresponde al ácido acético: $\text{CH}_3 - \text{COOH}$.

BLOQUE C

CUESTIÓN 1.- a) Ordena razonadamente los elementos A, B y C cuyos números atómicos son 3, 11 y 19, respectivamente, por orden creciente de su energía de ionización.

b) Ordena razonadamente los elementos D, E y F cuyos números atómicos son, respectivamente, 4, 6 y 9, por orden creciente de su radio atómico.

Solución:

a) Primeramente se escribe la configuración electrónica de los elementos para, conocido el grupo y período al que pertenecen, poder responder con precisión a la pregunta que se hace.

La configuración electrónica de los elementos es:

$$\text{A } (Z = 3): 1s^2 2s^1; \quad \text{B } (Z = 11): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1; \quad \text{C } (Z = 19): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1.$$

Energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo gaseoso, en su estado electrónico fundamental y neutro, para arrancarle un electrón de su último nivel energético y formar un ión monopositivo, también en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental.

Al bajar en un grupo crece la carga nuclear, pero al ir situándose el electrón que se adiciona en un nivel energético cada vez más alejado del núcleo, la fuerza atractiva núcleo-electrón más externo se va haciendo menor y, por tanto, en este sentido va disminuyendo la energía de ionización.

Luego, por pertenecer elementos al mismo grupo, el 1, el orden creciente de la energía de ionización de estos elementos es: E.I. (C) < E.I. (B) < E.I. (A).

b) Por la misma razón anterior, se escribe la configuración electrónica de los elementos dados:

$$\text{D } (Z = 4): 1s^2 2s^2; \quad \text{E } (Z = 6): 1s^2 2s^2 2p^2; \quad \text{F } (Z = 9): 1s^2 2s^2 2p^5.$$

El radio atómico es una propiedad periódica que disminuye al avanzar en un período hacia la derecha. La razón se encuentra en que el electrón diferenciador, electrón demás que tiene un átomo

respecto al anterior, se sitúa en el mismo nivel energético, y como al avanzar en el período aumenta la carga nuclear efectiva, la fuerza atractiva núcleo-electrón diferenciador es grande, experimentando el átomo una contracción de su volumen y, en consecuencia, una disminución del radio.

El orden creciente del radio atómico de los elementos es: radio (F) < radio (E) < radio (D).

CUESTIÓN 2.- Considera las siguientes moléculas CCl₄, F₂O y NCl₃. Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Dibuja su estructura de Lewis.**
- Describe su forma geométrica.**
- Clasifica las moléculas anteriores como polares o apolares.**

Solución:

a) El átomo de C con 4 electrones en su capa de valencia y configuración electrónica 2s² 2p², después de promocionar uno de los electrones 2s al orbital vacío 2p, adquiere la configuración electrónica en su capa de valencia 2s¹ 2p³, pudiendo formar cuatro enlaces covalentes, es decir, obtiene covalencia 4.

El átomo de O con 6 electrones en su capa de valencia y configuración electrónica 2s² 2p⁴, forma dos enlaces covalentes y queda con dos pares de electrones libres, es decir, presenta covalencia 2.

El átomo de N con 5 electrones en su capa de valencia posee covalencia 3, lo que indica que puede formar 3 enlaces covalente y queda con un par de electrones libres.

De lo expuesto se deduce que la estructura de Lewis de cada una de las moléculas es:



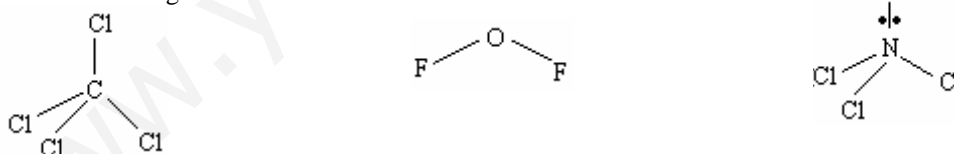
b) Los tres átomos centrales de las moléculas C, O y N por combinación lineal de los orbitales atómicos 2s y 2p, forman cuatro orbitales híbridos sp³, equivalentes energéticamente y dirigidos, desde el átomo central hacia los vértices de un tetraedro. Dependiendo de la existencia o no de pares de electrones libres en el átomo central si la geometría de la molécula es tetraédrica o derivada de ella.

En la molécula CCl₄, los cuatro orbitales híbridos se ocupan por pares de electrones compartidos, cuatro enlaces covalentes, siendo la geometría de la molécula tetraédrica.

En la molécula OF₂, dos de los orbitales híbridos lo ocupan pares de electrones libres y otros dos por pares de electrones de enlace, siendo la molécula, debido a la repulsión entre los pares de electrones libres y de enlace, angular, con un ángulo de enlace de unos 107 °.

La molécula NCl₃ tiene tres orbitales híbridos ocupados por pares de electrones de enlace y uno por un par de electrones libres, siendo la geometría de la molécula, por las repulsiones entre los pares de electrones libres y compartidos, piramidal trigonal.

Estas son las geometrías de las moléculas:



c) La molécula CCl₄, debido a su geometría regular, presenta un momento dipolar resultante de los momentos dipolares de enlace igual a cero, por lo que es apolar.

En las otras dos moléculas, su geometría y existencia de pares de electrones libres, hace que el momento dipolar resultante de los momentos dipolares de los enlaces sea distinto de cero, lo que indica que las moléculas son polares.

CUESTIÓN 5.- a) Formula los siguientes compuestos orgánicos:

n-pentano; 2-pentanol; 3-pentanona; ácido pentanoico; pentanoato de pentilo.

b) Nombra los siguientes compuestos:

CH₃CHO; CH₃CH₂OCH₃; CH₃CH(NH₂)CH₂CH₃; C₆H₅CONH₂; HOCCOOH.

Solución:

a) CH₃CH₂CH₂CH₂CH₃; CH₃CH(OH)CH₂CH₂CH₃; CH₃CH₂COCH₂CH₃;

CH₃CH₂CH₂CH₂COOH; CH₃CH₂CH₂CH₂COOCH₂CH₂CH₂CH₂CH₃;

b) etanal; etilmetiléter; 2-butanoamina (2-butilamina); benzanamida; ácido etanodioico.