

## OPCIÓN A

**CUESTIÓN 2.- a) Representa la estructura de la molécula de agua mediante el diagrama de Lewis.  
b) Determina la geometría de la molécula de agua mediante la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.  
c) ¿Por qué a temperatura ambiente el agua es líquida mientras que el sulfuro de hidrógeno, de mayor masa molecular, es gaseoso?**

Solución:

a) El átomo de oxígeno con 6 electrones en su capa de valencia ( $2s^2 2p^4$ ), se une a dos átomos de hidrógeno compartiendo los dos pares de electrones de los enlaces covalentes, quedando los otros dos pares de electrones libres rodeándolo.

La estructura de Lewis para la molécula de agua es, según lo expuesto:  $\text{H} \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \text{H}$

b) La teoría RPECV dice: los pares de electrones compartidos y libres situados alrededor del átomo central, adquieren determinadas direcciones en el espacio, para conseguir la mínima repulsión entre ellos.

Por ello, en la molécula de agua los pares de electrones enlazantes y libres se dirigen en el espacio hacia los vértices de un tetraedro distorsionado, uniéndose los dos átomos de hidrógeno en dos vértices opuestos, y en los otros dos se sitúan los dos pares de electrones libres, resultando para la molécula una geometría angular con un ángulo  $\text{H} - \text{O} - \text{H}$  de unos  $104,5^\circ$ .



c) En el agua las moléculas se unen entre sí por enlaces de hidrógeno. Estos enlaces se forman cuando en la molécula, un átomo de hidrógeno se une covalentemente a un átomo de pequeño tamaño y muy electronegativo (F, O o N), razón por la que el par de electrones del enlace se desplaza, en este caso, hacia el átomo de oxígeno, apareciendo sobre éste una carga parcial negativa y sobre el átomo de hidrógeno una carga parcial positiva. El dipolo formado hace que el polo positivo de una de las moléculas de agua sea atraído, electrostáticamente, por el polo negativo y par de electrones no compartidos del átomo de oxígeno de otra molécula vecina, quedando así las moléculas unidas por un puente o enlace de hidrógeno, bastante más fuerte que las atracciones debidas a las fuerzas de Van der Waals que unen las moléculas de sulfuro de hidrógeno, por lo que el agua es líquida en condiciones normales y el sulfuro de hidrógeno gas.

**CUESTIÓN 3.- Considera el siguiente sistema en equilibrio:  $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{g})$ .**

**a) Escribe las expresiones de las constantes  $K_c$  y  $K_p$ .**

**b) Establece la relación entre ambas constantes de equilibrio.**

Solución:

a) Por ser un sistema heterogéneo, en las constantes de equilibrio sólo intervienen las sustancias gaseosas, siendo las expresiones correspondientes a cada constante de equilibrio las siguientes:

$$K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}; \quad K_p = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}}.$$

b) La concentración de una sustancia que ocupa un volumen  $V$  viene dado por la expresión:  $C = \frac{\text{moles}}{V}$ , por lo que la expresión de la presión parcial de cada gas en el equilibrio es:  $P_{\text{CO}} = [\text{CO}] \cdot R \cdot T$ , y

$P_{\text{CO}_2} = [\text{CO}_2] \cdot R \cdot T$ , y despejando las concentraciones, sustituyéndolas en la expresión de  $K_c$  y operando

resulta: 
$$K_c = \frac{P_{\text{CO}}^2 \cdot (R \cdot T)^{-2}}{P_{\text{CO}_2} \cdot (R \cdot T)^{-1}} = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}} \cdot (R \cdot T)^{-1} \text{ y como } K_p = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}} \Rightarrow K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-1}.$$

**PROBLEMA 1.- El ácido nítrico reacciona con el sulfuro de hidrógeno según:**



**a) Ajusta por el método del ión-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.**

**b) Calcula el volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 700 mm Hg y  $60^\circ\text{C}$ , necesario para reaccionar con 500 mL de una disolución 0,5 M de ácido nítrico.**

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

Solución:

a) Las semirreacciones redox que tienen lugar son:

Semirreacción de oxidación:  $\text{S}^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} - 6 \text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2 + 4 \text{H}^+$ ,

Semirreacción de reducción:  $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$

Multiplicando la semirreacción de reducción por 2 para igualar los electrones intercambiados y sumándolas para eliminarlos, se obtiene la ecuación iónica ajustada:

$\text{S}^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} - 6 \text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2 + 4 \text{H}^+$

$2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$

$2 \text{NO}_3^- + \text{S}^{2-} + 4 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{NO} + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ .

Llevando estos coeficientes a la ecuación molecular, y teniendo presente que de los 4  $\text{H}^+$  2 son del ácido nítrico y otros 2 del sulfuro de hidrógeno, la ecuación molecular ajustada es:

$2 \text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .

b) Los moles de ácido nítrico consumidos en la valoración son:

$n(\text{HNO}_3) = M \cdot V = 0,5 \text{ moles} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,25 \text{ moles}$ , y como la estequiometría de la reacción indica que por cada mol de  $\text{H}_2\text{S}$  reaccionan 2 moles de  $\text{HNO}_3$ , los moles de  $\text{H}_2\text{S}$  consumidos en la valoración son 0,125 moles, la mitad de los consumidos de  $\text{HNO}_3$ , a los que corresponde un volumen, en las condiciones dadas de:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,125 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 333 \text{ K}}{760 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}}} = 3,706 \text{ L}.$$

**Resultado: b)  $V(\text{H}_2\text{S}) = 3,706 \text{ L}$ .**

### OPCIÓN B

**CUESTIÓN 2.- Si se consideran los compuestos  $\text{C}_6\text{H}_6$  y  $\text{C}_2\text{H}_2$ , razona de las siguientes afirmaciones cuáles son ciertas y cuáles falsas:**

- a) Los dos tienen la misma fórmula empírica.
- b) Los dos tienen la misma fórmula molecular.
- c) Los dos tienen la misma composición centesimal.

Solución:

a) Verdadera. La fórmula empírica de un compuesto indica la proporción en la que se encuentran los átomos de la molécula. En las fórmulas  $\text{C}_6\text{H}_6$  y  $\text{C}_2\text{H}_2$ , dividiendo en cada una de ellas los subíndices de los átomos por 6 y 2, respectivamente, se obtiene la fórmulas CH para cada una de ellas y que se conoce como fórmula empírica de ambos compuestos.

b) Falsa. La fórmula molecular de un compuesto es aquella que indica el número de átomos de cada elemento en la molécula. Las fórmulas  $\text{C}_6\text{H}_6$  y  $\text{C}_2\text{H}_2$  son las fórmulas moleculares de cada uno de los compuestos propuestos, y como puede apreciarse, cada molécula contiene distinto número de átomos componentes, 6 átomos de carbono e hidrógeno para la primera, y 2 átomos de carbono e hidrógeno para la segunda.

c) Verdadera. Por ser la proporción de los elementos que componen los compuestos la misma, su composición centesimal es también la misma para ambos. En efecto, al ser 78 y 26 los gramos de 1 mol de cada uno de los compuestos, la composición centesimal de cada compuesto es:

Para el  $\text{C}_6\text{H}_6$ :

$$\% \text{C} = \frac{72 \text{ g C}}{78 \text{ g compuesto}} \cdot 100 = 92,31 \%$$

$$\% \text{H} = \frac{6 \text{ g H}}{78 \text{ g compuesto}} \cdot 100 = 7,69 \%$$

Para el  $\text{C}_2\text{H}_2$ :

$$\% C = \frac{24 \text{ g C}}{26 \text{ g compuesto}} \cdot 100 \text{ g compuesto} = 92,31 \%;$$

$$\% H = \frac{2 \text{ g H}}{26 \text{ g compuesto}} \cdot 100 \text{ g compuesto} = 7,69 \%;$$

**CUESTIÓN 3.- El número de electrones de los elementos A, B, C, D y E es 2, 9, 11, 12 y 13 respectivamente.**

**Indica, razonando la respuesta, cuál de ellos:**

- a) **Corresponde a un gas noble.**
- b) **Es un metal alcalino.**
- c) **Es el más electronegativo.**

Solución:

a) El número de electrones de la corteza de un átomo, coincide con el número de protones de su núcleo (número atómico Z) para adquirir la neutralidad eléctrica, por lo que, la configuración electrónica de cada elemento es:

A (Z = 2):  $1s^2$ ; B (Z = 9):  $1s^2 2s^2 2p^5$ ; C (Z = 11):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ; D (Z = 12):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ; E (Z = 13):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ .

De las configuraciones electrónicas puede deducirse fácilmente las características propuestas:

Un gas noble es el A, pues su configuración electrónica es la del elemento helio.

b) Un metal alcalino es el elemento que posee un solo electrón en su capa de valencia, y esta condición la cumple el elemento C.

c) El elemento más electronegativo es el que se encuentre más a la derecha en un período y más arriba en su grupo, es decir, el que posee más electrones en su capa de valencia, exceptuando los gases nobles, y esta condición la cumple el elemento B con 7 electrones en su capa de valencia.

**PROBLEMA 1.- En un matraz, en el que se ha hecho el vacío, se introduce cierta cantidad de  $\text{NaHCO}_3$  y se calienta a  $100^\circ\text{C}$ . Sabiendo que la presión en el equilibrio es  $0,962 \text{ atm}$ , calcula:**

**a) La constante  $K_p$  para la descomposición del  $\text{NaHCO}_3$ , a esa temperatura, según:**



**b) La cantidad de  $\text{NaHCO}_3$  descompuesto si el matraz tiene una capacidad de 2 L.**

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

Solución:

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

a) 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 las 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:  $K_p = P_{\text{H}_2\text{O}} \cdot P_{\text{CO}_2} = 0,481 \text{ atm} \cdot 0,481 \text{ atm} = 0,231 \text{ atm}^2$ .

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 determina los moles y masa del  $\text{NaHCO}_3$  que se descomponen. Los moles de  $\text{H}_2\text{O}$  o  $\text{CO}_2$  en los que se descompone el  $\text{NaHCO}_3$  son:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,481 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 373 \text{ K}} = 0,0174 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O} \text{ o } \text{CO}_2.$$

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

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

**Resultado: a)  $K_p = 0,231 \text{ atm}^2$ ; b) 2,92 g  $\text{NaHCO}_3$ .**

Tu Profe al Rescate