

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Para las moléculas SiF₄ y CHF₃:

- Escribe sus estructuras de Lewis.
- Determina la geometría molecular utilizando la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- Indica, justificando brevemente la respuesta, si se trata de moléculas polares.
- Indica, justificando brevemente la respuesta, si alguno de los átomos implicados en estas moléculas ha sufrido alguna hibridación, indicando en su caso cual.

Solución:

a) A partir de las configuraciones electrónicas: Si (Z = 14): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$; F (Z = 9): $1s^2 2s^2 2p^5$; C (Z = 6): $1s^2 2s^2 2p^2$; H (Z = 1): $1s^1$; Cl (Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; se determinan las estructuras de Lewis de las moléculas que se proponen.

En las moléculas SiF₄ y CHF₃, tanto el átomo de silicio como el de carbono, se unen mediante enlaces covalentes, respectivamente, a cuatro átomos de flúor y tres átomos de flúor y uno de hidrógeno, por lo que se encuentran rodeados de 4 pares de electrones, perteneciendo, también, cada par a cada uno de los átomos que los rodean, siendo sus estructuras de Lewis:



b) Como se aprecia en las correspondientes estructuras de Lewis, los átomos de Si y C no poseen pares de electrones libres, por lo que los pares de electrones compartidos se alejan lo suficiente para que las repulsiones entre ellos sea mínima, orientándose hacia los vértices de un tetraedro regular desde el átomo central, es decir, la geometría de las moléculas es tetraédrica, estando la de CHCl₃ ligeramente distorsionada debido al mayor volumen de los átomos de cloro:



c) La molécula SiF₄ es apolar por ser su momento dipolar resultante (la suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces) cero, debido a la geometría simétrica de la molécula.

Por el contrario, y aunque la geometría molecular es idéntica a la anterior, los enlaces C^{δ+} — Cl^{δ-} son mucho más polares que el C — H y, por ello, el momento dipolar resultante de la molécula es distinto de cero, razón por la que dicha molécula es polar.

d) Los átomos de silicio y carbono han sufrido hibridación. En ambos átomos ha habido una promoción de un electrón desde el orbital ns^2 al orbital vacío np , adquiriendo el átomo la configuración electrónica $ns^1 np^3$, y por combinación lineal de estos orbitales se forman cuatro orbitales híbridos sp^3 , de la misma energía y dirigidos, partiendo del átomo central, hacia los vértices de un tetraedro regular.

CUESTIÓN 2.- Indica, justificando brevemente la respuesta, si son ciertas o falsas las siguientes:

- Como consecuencia de las fuerzas que mantienen unidos los iones, un sólido iónico presenta una resistencia a los golpes muy alta.
- Los sólidos moleculares presentan un punto de fusión elevado debido a la fortaleza de los enlaces covalentes presentes en sus moléculas.
- Un compuesto iónico fundido es buen conductor de la corriente eléctrica.

Solución:

a) Falsa. Aunque las fuerzas atractivas de naturaleza electrostática entre iones de distinta carga son intensas, los compuestos iónicos son frágiles (fáciles de romper), pues un golpe, aunque no sea muy fuerte, deforma su estructura (desplaza una capa de iones sobre otra) y al enfrentarse iones del mismo signo provoca, al repelerse, la ruptura de la estructura.

b) Falsa. Los sólidos moleculares son sustancias formadas por moléculas que se unen entre sí por débiles fuerzas de Van der Waals, razón por la que fundirlas requiere un aporte pequeño de energía, es decir, su punto de fusión es muy bajo.

c) Verdadera. Al fundir un compuesto iónico y establecer un campo eléctrico, los iones positivos y negativos se mueven con mayor libertad desplazándose hacia los electrodos, al positivo irán los iones negativos para dejar los electrones y al negativo los iones positivos para tomarlos. Luego, los compuestos iónicos fundido si conducen la corriente eléctrica, siendo una conducción con transporte de materia, pues las cargas eléctricas son transportadas por los iones.

PROBLEMA 1.- Se disuelve en agua 1,0 g de un compuesto A que solo contiene hierro y cloro. Posteriormente se añade a la disolución nitrato de plata hasta conseguir que todo el cloro precipite como cloruro de plata, obteniéndose 2,26 g de esta sal. Determina la fórmula empírica del compuesto A.

DATOS: $A_r(\text{Fe}) = 55,8 \text{ u}$; $A_r(\text{Ag}) = 107,9 \text{ u}$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$.

Solución:

$$M(\text{AgCl}) = 143,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Al precipitar todo el cloro como cloruro de plata, AgCl, la masa de cloro en la muestra de 1,0 g del compuesto A es: $2,26 \text{ g AgCl} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143,4 \text{ g AgCl}} \cdot \frac{35,5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 0,56 \text{ g}$.

Si en la muestra del compuesto A hay 0,56 g de cloro, los gramos de hierro serán la diferencia entre la masa de la muestra y la de cloro, es decir: $1 - 0,56 = 0,44 \text{ g Fe}$.

Los moles de cada uno de los elementos anteriores, que representan los subíndices de cada uno de ellos en la fórmula empírica del compuesto, son: $n(\text{Cl}) = 0,56 \text{ g Cl} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} = 0,0158 \text{ moles Cl}$;

$$n(\text{Fe}) = 0,44 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} = 0,0079 \text{ moles Fe}$$

Al no poder ser los subíndices números decimales se dividen los dos por el menor:

$$\text{Cl: } \frac{0,0158}{0,0079} = 2; \quad \text{Fe: } \frac{0,0079}{0,0079} = 1, \text{ por lo que la fórmula será: } \text{FeCl}_2$$

Resultado: FeCl₂.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Indica, justificando brevemente la respuesta, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Los átomos neutros de dos isótopos del mismo elemento tienen distinto número de electrones.
- Dos elementos que pertenecen a la misma columna de la tabla periódica presentan propiedades químicas similares.
- El ión $^{39}\text{K}^+$ tiene el mismo número de protones que el átomo ^{40}Ar .
- Si se recorre la tabla periódica de izquierda a derecha o de arriba a bajo, el volumen atómico aumenta, debido a que en ambos casos el número de partículas en el átomo aumenta.

Solución:

a) Falso. Por ser isótopos del mismo elemento, los átomos tienen el mismo número de protones y electrones para mantener la neutralidad eléctrica. Se diferencian en el número de neutrones.

b) Verdadero. Las propiedades químicas de los elementos de un mismo grupo son similares, pues estas dependen de la configuración electrónica de la capa de valencia, y los elementos de un mismo grupo presentan todos, en su capa de valencia, la misma configuración electrónica.

c) Falso. El potasio es un elemento que se encuentra situado en la tabla periódica en el 4º período grupo 1, por lo que su número atómico es $Z = 19$, lo que indica que un átomo posee 19 protones en el

núcleo y 19 electrones en la corteza. El ión $^{39}\text{K}^+$ con un electrón menos, tiene el mismo número de protones en el núcleo y 18 electrones en la corteza, de ahí su carga eléctrica positiva.

El argón es un gas noble situado en la tabla periódica en el período 3º grupo 18, por lo que su número atómico es $Z = 18$, lo que pone de manifiesto que un átomo tiene en su núcleo 18 protones y en su corteza 18 electrones. Luego, se llega a la conclusión de que el ión $^{39}\text{K}^+$ posee un protón más que el átomo ^{40}Ar . En el núcleo del Ar hay un neutrón más que en el núcleo de $^{39}\text{K}^+$, pues el número que aparece es el número másico A, que es la suma de protones más neutrones: $A = Z + N \Rightarrow N = A - Z = 40 - 18 = 22$ neutrones para el Ar y $39 - 19 = 20$ neutrones para el K^+ .

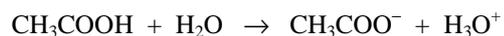
d) Falso. Al avanzar en un período de izquierda a derecha aumenta el número atómico Z de los elementos, y el electrón diferenciador (electrón de más que tiene el siguiente átomo respecto del anterior) se va situando en el mismo nivel energético, por lo que al aumentar la carga nuclear efectiva, la fuerza atractiva núcleo-electrón se va haciendo más intensa provocando, salvo alguna excepción, contracción en el volumen de los átomos.

Al bajar en un grupo, aunque aumenta el número de protones del núcleo, los electrones se van situando en niveles cada vez más alejado del núcleo, por lo que la carga nuclear efectiva permanece casi constante, y en consecuencia, disminuye la fuerza atractiva del núcleo sobre los electrones, por lo que el volumen atómico se va incrementando.

CUESTIÓN 3.- Justifica la variación, si la hay, del grado de disociación cuando se diluye con agua una disolución 0,5 M de ácido acético.

Solución:

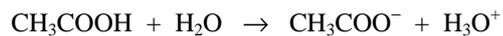
Siendo α (tanto por uno) el grado de disociación, las concentraciones en el equilibrio de todas las especies son:



Concentraciones en el equilibrio: $0,5 \cdot (1 - \alpha)$ $0,5 \cdot \alpha$ $0,5 \cdot \alpha$
 y llevando estas concentraciones a la constante de equilibrio, despreciando α frente a 1 y operando se tiene para el valor de α :

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{0,5^2 \cdot \alpha^2}{0,5 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{0,5 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{0,5}}$$

Si la disolución inicial se diluye la concentración se hace menor, y suponiendo el valor 0,3 M para la nueva concentración y α' (tanto por uno) para el nuevo grado de disociación, las concentraciones en el equilibrio de todas las especies son:



Concentraciones en el equilibrio: $0,3 \cdot (1 - \alpha')$ $0,3 \cdot \alpha'$ $0,3 \cdot \alpha'$
 y llevando estas concentraciones a la constante de equilibrio, despreciando α frente a 1 y operando se tiene para el valor de α :

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{0,3^2 \cdot \alpha'^2}{0,3 \cdot (1 - \alpha')} = \frac{0,3 \cdot \alpha'^2}{1 - \alpha'} \Rightarrow \alpha' = \sqrt{\frac{K_a}{0,3}}$$

de ser constante, si el valor de α no variase al diluir, $\sqrt{\frac{K_a}{0,5}}$ sería igual a $\sqrt{\frac{K_a}{0,3}}$, y como puede observarse

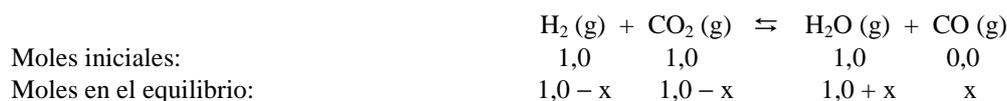
esto no se cumple, lo que pone de manifiesto que si se diluye la disolución inicial de ácido acético, el grado de disociación varía haciéndose mayor.

PROBLEMA 2.- Para el equilibrio $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$, $K_c = 4,40$ a 2000 K. Si se introducen simultáneamente 1,0 mol de H_2 , 1,0 mol de CO_2 y 1,0 mol de H_2O en un recipiente de 4,68 L a 2000 K, determina la composición de la mezcla en el equilibrio final.

Solución:

Si reaccionan x moles de hidrógeno con x moles de dióxido de carbono, para obtener x moles de agua y x moles de monóxido de carbono, los moles de cada una de las especies al inicio y en el equilibrio son:

Llamando x a la cantidad de moles que reaccionan de H_2 y CO_2 , los moles iniciales y en el equilibrio de las distintas especies son:



siendo la concentración de cada especie en el equilibrio:

$$[H_2] = [CO_2] = \frac{1-x \text{ moles}}{4,68 \text{ L}} = \frac{1-x}{4,68} \text{ M}; \quad [H_2O] = \frac{1+x}{4,68} \text{ M}; \quad [CO] = \frac{x}{4,68} \text{ M, y llevando}$$

estas concentraciones a la constante de equilibrio y operando se obtiene el valor de x :

$$K_c = \frac{[H_2O] \cdot [CO]}{[H_2] \cdot [CO_2]} \Rightarrow 4,4 = \frac{\frac{1+x}{4,68} \text{ M} \cdot \frac{x}{4,68} \text{ M}}{\frac{(1-x)^2}{4,68^2} \text{ M}^2} = \frac{(1+x) \cdot x}{(1-x)^2} \Rightarrow 3,4 \cdot x^2 - 9,8 \cdot x + 4,4 = 0, \text{ que}$$

al resolverla produce como valores de x : $x_1 = 2,33$ moles, que carece de significado por ser superior a los valores que se introducen de $H_2(g)$ y $CO_2(g)$, y $x_2 = 0,56$ moles que es la solución válida.

Luego, los moles de cada especie en el equilibrio son:

moles de H_2 = moles de CO_2 = $1 - x = 1 - 0,56 = 0,44$ moles;

moles de H_2O = $1 + x = 1,56$ moles; moles de CO = $0,56$ moles.

Los moles totales en el equilibrio son $0,44 + 0,44 + 1,56 + 0,56 = 3$ moles, y expresando el resultado en tanto por ciento:

$$\% H_2 = \% CO_2 = \frac{0,44}{3} \cdot 100 = 14,67 \%; \quad \% H_2O = \frac{1,56}{3} \cdot 100 = 52 \%; \quad \% CO = \frac{0,56}{3} \cdot 100 = 18,67 \%.$$

Resultado: $H_2 = CO_2 = 0,44$ moles = 14,67 %; $H_2O = 1,56$ moles = 52 %; $CO = 0,56 = 18,67$ %.