

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Formula o nombra los siguientes compuestos: a) Óxido de cromo (III); b) ácido perclórico; c) 2,2-dimetilbutano; d) H_2SO_3 ; e) NaH ; f) $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$.

Solución:

a) Cr_2O_3 ; b) HClO_4 ; c) $\text{CH}_3 - \text{C}(\text{CH}_3)_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$; d) ácido sulfuroso; e) hidruro de sodio; f) acetato de metilo.

CUESTIÓN 2.- Contesta razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Por qué el momento dipolar del hidruro de berilio es nulo y el del sulfuro de hidrógeno no lo es?
- b) ¿Es lo mismo “enlace covalente polar” que “enlace covalente dativo o coordinado”?
- c) ¿Por qué es más soluble en agua el etanol que el etano?

Solución:

a) En la molécula hidruro de berilio la geometría es lineal con ángulo de enlace $\text{H} - \text{Be} - \text{H}$ de 180° , y al ser el momento dipolar de los enlaces $\text{Be} - \text{H}$ del mismo valor y sentido opuesto, su suma vectorial (momento dipolar resultante de la molécula) es cero.

Por el contrario, en la molécula sulfuro de hidrógeno su geometría es angular, y aunque el momento dipolar de los enlaces $\text{H} - \text{S}$ sean del mismo valor, su momento dipolar resultante (suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces), no se anulan.

b) No. En el enlace covalente polar, el par de electrones compartido por los átomos que lo forman, es atraído con más fuerza por uno de los átomos debido a su mayor electronegatividad, lo que provoca que aparezca sobre el átomo más electronegativo una carga parcial negativa y sobre el átomo menos electronegativo una carga parcial positiva.

El enlace covalente dativo es el que se forma aportando uno de los átomos el par de electrones que es compartido por los dos átomos, el dador y el receptor.

c) El etanol posee en su molécula el grupo alcohol, $-\text{OH}$, que forma con las moléculas de agua un enlace de hidrógeno, que es la causa de la separación de las moléculas de etanol entre sí y su mezcla con las de agua.

La molécula de etano (apolar) no presenta ningún punto de atracción a las moléculas de agua y es, por ello, insoluble en ella.

CUESTIÓN 4.- Justifica el pH de las disoluciones acuosas de las siguientes sales mediante las ecuaciones de hidrólisis correspondientes: a) NaNO_2 ; b) KCl ; c) NH_4NO_3 .

Solución:

Las sales se encuentran totalmente ionizadas en disolución acuosa. Solo los iones procedentes de ácidos o bases débiles, (bases o ácidos conjugados relativamente fuertes), sufren hidrólisis y dan a la disolución un carácter ácido o básico. Por el contrario, los iones procedentes de ácidos o bases fuertes (bases o ácidos conjugados extremadamente débiles), no se hidrolizan y el pH de la disolución es neutro.

a) El catión Na^+ , por lo expuesto en el párrafo anterior, ácido conjugado extremadamente débil, no sufre hidrólisis, mientras que el anión NO_2^- , base conjugada relativamente fuerte, se hidroliza según la ecuación: $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$, por lo que al aumentar en la disolución la concentración de iones hidróxidos, esta adquiere carácter básico.

b) El catión K^+ y el anión Cl^- son un ácido y base conjugados extremadamente débiles y no sufren hidrólisis, siendo la disolución es neutra, es decir, existe la misma concentración de iones oxonios, H_3O^+ , e hidróxidos, OH^- , procedentes de la ionización del agua.

c) Solo el catión amonio, NH_4^+ , ácido conjugado relativamente fuerte sufre hidrólisis, según la ecuación: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, y por incrementar la concentración de iones oxonios, la disolución final adquiere carácter ácido.

PROBLEMA 1.- a) Determina la fórmula empírica de un hidrocarburo sabiendo que cuando se quema cierta cantidad de compuesto se forman 3,035 g de CO₂ y 0,621 g de H₂O.

b) Establece su fórmula molecular si 0,649 g del compuesto en estado gaseoso ocupan 254,3 mL a 100 °C y 760 mm Hg.

DATOS: R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹; A_r (C) = 12 u; A_r (H) = 1u.

Solución:

Para determinar la fórmula del compuesto se hallan los moles de C e H (subíndices de ambos en la fórmula del compuesto) y si no son enteros se dividen por el menor de ellos:

$$\text{C: } 3,035 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,069 \text{ moles C;}$$

$$\text{H: } 0,621 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ moles H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0,069 \text{ moles de H, y dividiendo ambos por el}$$

menor de ellos para intentar convertirlos en enteros resulta: C: $\frac{0,069}{0,069} = 1$; H: $\frac{0,069}{0,069} = 1$, siendo la fórmula empírica del compuesto: CH.

b) De la ecuación de estado de los gases ideales se calcula la masa molar del compuesto:

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{0,649 \text{ g} \cdot 0,02 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 373 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 0,2543 \text{ L}} = 78 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

La fórmula molecular del compuesto orgánico contiene n veces a la fórmula empírica (CH)_n, y su masa molar es n veces mayor, es decir: M [(CH)_n] = n · M(CH).

Como la masa molar de la fórmula empírica es M (CH) = 13 g · mol⁻¹, y la de la fórmula molecular es M (CH)_n = 78 g · mol⁻¹, el valor de n se obtiene despejándolo de la relación anterior, sustituyendo las variables por sus valores y operando:

$$M [(CH)_n] = n \cdot M(CH) \Rightarrow n = \frac{M[(CH)_n]}{M(CH)} = \frac{78 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{13 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 6.$$

La fórmula molecular del compuesto es, por tanto, C₆H₆.

Resultado: a) CH; b) C₆H₆.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 2.- La configuración electrónica 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ corresponde a un ión A²⁺. Justifica:

- El número atómico y el periodo al que pertenece el átomo A.**
- El número de electrones de valencia que posee A.**
- ¿Qué tipo de enlace formará el elemento A con un elemento X cuya configuración electrónica es 1s² 2s² 2p⁵? Razona cuál será la fórmula del compuesto formado por X y A.**

Solución:

a) El catión A²⁺ posee una configuración electrónica con 2 electrones menos que el átomo neutro del que procede, por lo que, su número atómico es Z = 20 y se encuentra situado en el 4º período, pues la configuración electrónica de la capa de valencia es 4s².

b) Por ser la configuración electrónica de su capa de valencia 4s², el átomo posee 2 electrones de valencia.

c) El elemento a es un metal alcalinotérreo con valencia +2, mientras que el elemento X es un no metal, halógeno, con valencia - 1, y cuando dichos elementos forman sus correspondientes iones, A²⁺ y X⁻, el catión se une a dos aniones mediante fuerzas atractivas electrostáticas, formando un compuesto cristalino iónico. Su fórmula es AX₂ (CaF₂).

CUESTIÓN 4.- Dado el siguiente compuesto $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$, justifica si las afirmaciones siguientes son verdaderas o falsas:

- a) El compuesto reacciona con H_2SO_4 concentrado para dar dos compuestos isómeros geométricos.**
- b) El compuesto no presenta isomería óptica.**
- c) El compuesto adiciona H_2 para dar $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$.**

Solución:

a) Verdadera. El compuesto que se obtiene en la deshidratación del 2-butanol es el 2-buteno, que presenta isomería geométrica, un isómero será el cis-2-buteno y el otro el trans-2-buteno.

b) Falsa. El compuesto propuesto, 2-butanol, posee un carbono asimétrico o quiral, el carbono 2, por lo que presenta isomería óptica.

c) Falsa. Al no presentar el compuesto que se propone insaturación alguna entre los carbonos de la cadena, no puede producirse una reacción de adición de hidrógeno. No puede formarse el compuesto $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$.

PROBLEMA 2.- Una corriente de 5 A circula durante 30 minutos por una disolución de una sal de cinc, depositando 3,048 g de cinc en el cátodo. Calcula:

- a) La masa atómica del cinc.**
- b) Los gramos de cinc que se depositarán al pasar una corriente de 10 A durante 1 hora.**

DATO: $F = 96.500 \text{ C}$

Solución:

a) A partir de la ecuación deducida de las leyes de Faraday, se obtiene la masa molar (masa atómica expresada en g) del cinc que se deposita en el cátodo según la semirreacción de reducción:

Cátodo: $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$.

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} \Rightarrow M = \frac{m \cdot z \cdot F}{I \cdot t} = \frac{3,048 \text{ g} \cdot 2 \cdot 96500 \text{ A} \cdot \text{s}}{5 \text{ A} \cdot 1800 \text{ s}} = 65,36 \text{ g}.$$

b) De la expresión anterior: $m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{65,36 \text{ g} \cdot 10 \text{ A} \cdot 3.600 \text{ s}}{2 \cdot 96.500 \text{ A} \cdot \text{s}} = 12,19 \text{ g}$

Resultado: a) $A_r(\text{Zn}) = 65,36 \text{ u}$; b) $12,19 \text{ g Zn}$.