

CASTILLA-LEÓNJ-08
OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- La combustión completa del etanol genera dióxido de carbono y agua.

- a) **Calcula el número de moléculas de agua que se producirán si se quema 1 kg de etanol.**
b) **¿Cuántos moles de etanol reaccionarán con 1 m³ de oxígeno (gas ideal) medido en C.N.**

DATOS: A_r (C) = 12 u; A_r (H) = 1 u; A_r (O) = 16 u; R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

Solución:

a) La reacción de combustión ajustada es: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$.

Aplicando al Kg (1000 g) de etanol los correspondientes factores de conversión y relación molar, se obtienen las moléculas de agua que se producen.

$$1000 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}}{46 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{3 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc. } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} = 3,93 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{O}.$$

b) Aplicando al m³ (1000 L) de oxígeno la ecuación de estado de los gases ideales, despejando los moles, sustituyendo las variables por sus valores y operando, se obtienen los moles de oxígeno que se consumen en la combustión, y multiplicando estos moles por la relación molar de la reacción se hallan los moles de etanol quemados.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 1000 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}} = 44,67 \text{ moles de } \text{O}_2, \text{ que al}$$

multiplicarlos por la relación molar: $44,67 \text{ moles } \text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}}{3 \text{ moles } \text{O}_2} = 14,89 \text{ moles de } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Resultado: a) $3,93 \cdot 10^{25}$ moléculas de H₂O; b) 14,89 moles C₂H₅OH.

CUESTIÓN 3.-Escribe las ecuaciones iónicas para la reacción en disolución acuosa, en caso de haberla, de cada uno de los siguientes iones, indicando si la disolución final será ácida, básica o neutra.

- a) NH₄⁺; b) Cl⁻; c) K⁺; d) CH₃ – COO⁻

Solución:

a) El catión NH₄⁺ es el ácido conjugado de fuerza media de la base débil NH₃, y en presencia de agua se hidroliza según la ecuación $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, por lo que al producirse un incremento en la concentración de iones oxidrilos, H₃O⁺, la disolución resultante es ácida.

b) Cl⁻: éste anión es la base conjugada, extremadamente débil, del ácido muy fuerte HCl, y en disolución acuosa no experimenta hidrólisis, por lo que, la disolución correspondiente a la disolución de la sal es neutra.

c) Al igual que en el caso anterior, el catión K⁺ ácido extremadamente débil de la base muy fuerte KOH, no sufre hidrólisis en disolución acuosa, por lo que ésta es neutra.

d) El anión CH₃ – COO⁻ es la base conjugada relativamente fuerte del ácido débil CH₃ – COOH, y en disolución acuosa se hidroliza según la ecuación $\text{CH}_3 - \text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{OH}^-$, presentando la disolución carácter básico por aumentar la concentración de iones hidronio, OH⁻.

PROBLEMA 2.- Se dispone de una botella de ácido sulfúrico cuya etiqueta aporta los siguientes datos: densidad 1,84 g · mL⁻¹ y riqueza en peso 96 %.

- a) **Calcula e indica como se prepararía 100 mL de disolución 7 M de dicho ácido. ¿Hay que tomar alguna precaución especial?**
b) **Describe y dibuja el material necesario para preparar dicha disolución.**

DATOS: A_r (S) = 32 u; A_r (H) = 1 u; A_r (O) = 16 u.

Solución:

a) Multiplicando la densidad por los factores de conversión 1000 mL-L, riqueza en HCl-100 g disolución y mol-gramos, se obtiene la molaridad de la disolución:

$$1,84 \frac{\cancel{\text{g disolución}}}{\cancel{\text{mL disolución}}} \cdot \frac{1000 \cancel{\text{mL disolución}}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{96 \cancel{\text{g HCl}}}{100 \cancel{\text{g disolución}}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \cancel{\text{g HCl}}} = 48,39 \text{ M.}$$

Conocida la molaridad de la disolución original, se determinan los moles de HCl existentes en los 100 mL de la disolución que se desea preparar, y esos moles son los que han de estar disueltos en el volumen de disolución original que se tome y que a continuación se diluyen hasta los 100 mL

Moles de HCl a preparar: $n(\text{HCl}) = M \cdot V = 7 \text{ moles} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,7 \text{ moles}$, que han de estar contenidos en el volumen de disolución original que se halla despejándolo de la definición de molaridad:

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} \Rightarrow V = \frac{\text{moles}}{M} = \frac{0,7 \cancel{\text{moles}}}{48,39 \cancel{\text{moles}} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,0145 \text{ L} = 14,5 \text{ mL.}$$

Se prepara tomando con una pipeta los 14,5 mL de disolución original, depositándolos en un matraz aforado de 100 mL y diluyendo hasta la señal de enrase.

b) Se deja para que la resuelvas.

Resultado: a) V = 14,5 mL.

OPCIÓN B

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

- Cuando se añade un catalizador a una reacción, ésta se hace más exotérmica y su velocidad aumenta.**
- En general, las reacciones químicas aumentan su velocidad cuando más alta es su temperatura.**
- Las reacciones químicas entre compuestos iónicos en disolución suelen ser más rápidas que en fase sólida.**
- La velocidad de las reacciones químicas, en general, es mayor en las disoluciones concentradas que en las diluidas.**

Solución:

a) Falsa. Un catalizador, si es positivo, sólo afecta a la energía de activación disminuyéndola y, en consecuencia, a la velocidad de reacción aumentándola, y para nada afecta a la entalpía de la reacción, es decir, la reacción no se hace más exotérmica y si aumenta su velocidad con la presencia de un catalizador.

b) Verdadera. De la ecuación de Arrhenius, $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$, se deduce que un aumento de la temperatura, incrementa el exponente y aumenta la potencia, lo que provoca un aumento de la constante de velocidad k, y al ser la velocidad de reacción directamente proporcional a dicha constante, aquella también aumenta con la temperatura.

c) Verdadera. Los compuestos iónicos en disolución se encuentran totalmente ionizados, y este aumento de la superficie de contacto de los reactivos es lo que provoca un incremento de los choques efectivos entre las partículas reaccionantes, lo que se traduce en un aumento de la velocidad de reacción.

d) Verdadera. Mientras más concentrada es una disolución mayor cantidad de reactivo contiene, y como para reacciones homogéneas, la velocidad de una reacción es directamente proporcional a la concentración de los reactivos, es fácil comprender que un incremento de la concentración produce un aumento de la velocidad de reacción.

CUESTIÓN 3.- Escribe las siguientes reacciones orgánicas, nombrando los productos que se obtienen en cada una de ellas e indicando a qué tipo de reacciones pertenece:

- Ácido propanoico con 2-butanol.**
- 2-buteno con hidrógeno en presencia de platino como catalizador.**

Solución:

a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COO-CH(CH}_3\text{)-CH}_2\text{-CH}_3$.
Esta es una reacción de esterificación obteniéndose el producto propanoato de 1-metilpropilo.

b) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{H}_2$ (Pt catalizador) $\rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ que es una reacción de adición a un doble enlace y se obtiene como producto el n-butano.

PROBLEMA 1.- Resuelve:

a) ¿Qué volumen de hidrógeno (gas ideal), medido a 27 °C y presión de 740 mm Hg es posible obtener al añadir ácido clorhídrico en exceso sobre 75 g de cinc con un 7 % de impurezas inertes?

b) ¿Qué cantidad de cloruro de cinc se obtendrá?

DATOS: $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{Zn}) = 65,4 \text{ u}$.

Solución:

a) La reacción ajustada es: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$, por lo que aplicando a los 75 g de cinc los factores de conversión, gramos Zn puro-100 gramos de muestra, mol Zn-gramos y relación molar H_2 -Zn, se obtienen los moles de H_2 desprendidos, a los que al aplicarles la ecuación de estado de los gases ideales, proporciona el volumen que ocupan en las condiciones dadas:

$$75 \text{ g muestra Zn} \cdot \frac{93 \text{ g Zn puros}}{100 \text{ g muestra Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 1,067 \text{ moles de H}_2, \text{ que llevados a}$$

la ecuación de estado de los gases ideales, despejar el volumen, sustituyendo las demás variables por sus valores y operando, sale para el volumen el valor:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,067 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{740 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}}} = 26,96 \text{ L.}$$

b) Repitiendo el proceso anterior sustituyendo la relación molar H_2 -Zn por la de ZnCl_2 -Zn, e incluyendo el factor de conversión gramos-mol ZnCl_2 se tiene:

$$75 \text{ g muestra Zn} \cdot \frac{93 \text{ g Zn puros}}{100 \text{ g muestra Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnCl}_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{136,4 \text{ g ZnCl}_2}{1 \text{ mol ZnCl}_2} = 145,47 \text{ g de ZnCl}_2.$$

Resultado: a) $V = 26,96 \text{ L}$; b) $145,47 \text{ g ZnCl}_2$.