



Los moles de HCN en la disolución son:  $n(\text{HCN}) = M \cdot V = 1,61 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,3 \text{ L} = 0,48 \text{ moles}$ , a los que corresponde la masa:  $0,48 \text{ moles} \cdot \frac{27 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 12,96 \text{ g}$ .

**Resultado: 12,96 g.**

**CUESTIÓN 2.- a) A partir de la configuración electrónica del catión  $X^{3+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ , indica la configuración electrónica del elemento X, su número atómico y el grupo y período de la tabla periódica a los que pertenece.**

**b) Deduce el carácter polar, o no polar, de las siguientes moléculas: 1.-  $\text{SO}_2$  (molécula angular); 2.-  $\text{CCl}_4$  (molécula tetraédrica).**

Solución:

a) La configuración electrónica del elemento X es la misma que la del catión con tres electrones más en el orbital, que no aparece  $4p^3$ . Es decir, la configuración electrónica de X es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ . Por ser el elemento neutro, su número atómico es el número de electrones de su corteza,  $Z = 33$ . Se encuentra situado en el 4º período, el valor del número cuántico principal de la capa de valencia,  $n = 4$ , grupo 15, 12 más número de electrones  $4p$  de la capa de valencia.

b) 1.- La molécula  $\text{SO}_2$  es polar por tener un momento dipolar resultante, suma vectorial de los momentos dipolares de enlace, distinto de cero.

2.- Es la molécula  $\text{CCl}_4$ , aunque los enlaces C – Cl se encuentran polarizados por la diferente electronegatividad de los átomos unidos, la molécula es apolar por ser cero la suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces, es decir, su momento dipolar resultante es cero.

### OPCIÓN B

**PROBLEMA 1.- En un recipiente cerrado de 0,5 L, en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 1,0 g de  $\text{H}_2$  (g) y 1,06 g de  $\text{H}_2\text{S}$  (g). Se eleva la temperatura de la mezcla hasta 1670 K, alcanzándose el equilibrio:  $2 \text{H}_2\text{S} (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{S}_2 (\text{g})$  En el equilibrio, la fracción molar de  $\text{S}_2$  (g) en la mezcla gaseosa es 0,015. Calcula el valor de  $K_p$  para el equilibrio a 1670 K.**

**DATOS:  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$ .  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1}$ .**

Solución:

Los moles de  $\text{H}_2\text{S}$  y  $\text{H}_2$  que se introducen en el reactor son:

$$n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{\text{gramos}}{M(\text{H}_2\text{S})} = \frac{1,06 \text{ g}}{34 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,031 \text{ moles}; \quad n(\text{H}_2) = \frac{\text{gramos}}{M(\text{H}_2)} = \frac{1 \text{ g}}{2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,5 \text{ moles}.$$

Llamando x a los moles de  $\text{H}_2\text{S}$  que se disocian, los moles de cada especie en el equilibrio son:

$$\begin{array}{l} 2 \text{H}_2\text{S} (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{S}_2 (\text{g}) \\ \text{Moles en el equilibrio:} \quad 0,031 - 2 \cdot x \quad 0,5 + 2 \cdot x \quad x, \\ \text{siendo los moles totales: } n_t = 0,031 - 2 \cdot x + 0,5 + 2 \cdot x + x = 0,531 + x. \end{array}$$

La fracción molar de  $\text{S}_2$  (g) en el equilibrio es:  $\chi(\text{S}_2) = \frac{x}{0,531 + x} = 0,015$ , de donde x tiene el

$$\text{valor: } 0,531 \cdot 0,015 + 0,015 x = x \Rightarrow 0,985 \cdot x = 0,007965 \Rightarrow x = \frac{0,007965}{0,985} = 0,008 \text{ moles}.$$

Los moles de cada especie en el equilibrio son:  $n(\text{H}_2\text{S}) = 0,015$  moles;  $n(\text{H}_2) = 0,516$  moles;  $\text{S}_2 = 0,008$  moles.

La fracción molar de cada especie en el equilibrio es:  $\chi(\text{H}_2\text{S}) = \frac{0,015}{0,539} = 0,028$ ;

$$\chi(\text{H}_2) = \frac{0,516}{0,539} = 0,96; \quad \chi(\text{S}_2) = 0,015 \text{ y la presión total en el interior del reactor:}$$

$$P = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,539 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1.670 \text{ K}}{0,5 \text{ L}} = 147,6 \text{ atm}.$$

La presión parcial de cada gas en el equilibrio es:  $P_p(\text{H}_2\text{S}) = \chi(\text{H}_2\text{S}) P = 0,028 \cdot 147,6 = 4,1 \text{ atm}$ ;

$P_p(\text{H}_2) = \chi(\text{H}_2) P = 0,96 \cdot 147,6 = 141,7 \text{ atm}$ ;  $P_p(\text{S}_2) = \chi(\text{S}_2) P = 0,015 \cdot 147,6 = 2,21 \text{ atm}$ .  
Llevando estos valores a la constante de equilibrio  $K_p$  y operando se obtiene su valor:

$$K_p = \frac{P_p^2(\text{H}_2) \cdot P_p(\text{S}_2)}{P_p^2(\text{H}_2\text{S})} = \frac{141,7^2 \cdot 2,21}{4,1^2} = 2.639,76.$$

**Resultado:  $K_p = 2.639,76$ .**

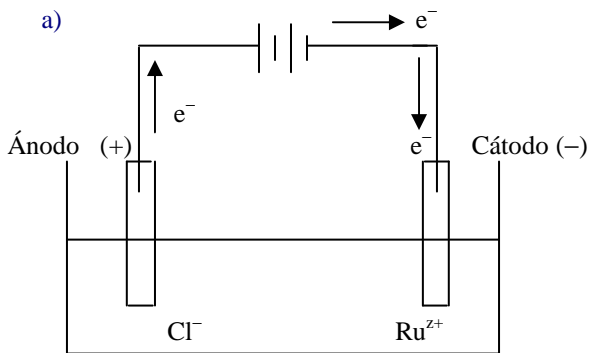
**PROBLEMA 2.-** Cuando se realiza la electrolisis de una disolución acuosa de un cloruro de rutenio, Ru, mediante el paso de una corriente de 0,12 A durante 500 segundos, se depositaron 31,0 mg de rutenio metálico en el cátodo.

a) Dibuja el esquema de la célula electrolítica utilizada en la electrolisis con electrodos inertes de platino. Indica el polo negativo, el polo positivo del dispositivo y el flujo de electrones durante la electrolisis.

a) Determina el número de oxidación del rutenio en el cloruro de rutenio de la disolución y escribe la reacción que tiene lugar en el cátodo.

DATOS:  $F = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$  de electrones;  $A_r(\text{Ru}) = 101,0 \text{ u}$ .

Solución:



b) La sal se encuentra totalmente disociada en sus iones  $\text{Ru}^{z+}$  y  $\text{Cl}^-$ , siendo los iones  $\text{Ru}^{n+}$  los que se reducen en el cátodo según la semirreacción:

Cátodo:  $\text{Ru}^{z+} + z e^- \rightarrow \text{Ru}$ , lo que significa, que para que se deposite 1 mol de átomos Ru, es decir, 101,1 g, se necesita que circule por la disolución n mol de electrones o lo que es lo mismo z faraday ( $z \cdot 96.500 \text{ C}$ ).

Aplicando la ecuación más adecuada de las leyes de Faraday, sustituyendo las variables por sus valores, despejando z (número de electrones que intervienen en la semirreacción) y operando se obtiene el

$$\text{valor de } z: z = \frac{M \cdot I \cdot t}{m \cdot 96.500} = \frac{101,1 \text{ g} \cdot 0,12 \text{ A} \cdot 500 \text{ s}}{0,031 \cdot 96.500 \text{ C}} = 2$$

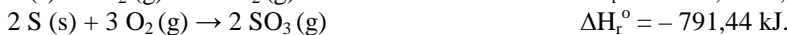
**Resultado: b)  $z = 2$ .**

**CUESTIÓN 3.-** a) A partir de las entalpías de reacción estándar: 1)  $\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}) \Delta H_R^0 = -296,83 \text{ kJ}$ ; 2)  $2 \text{S}(\text{s}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g}) \Delta H_R^0 = -791,44 \text{ kJ}$ . Calcula la entalpía, en condiciones estándar, de la reacción:  $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$ .

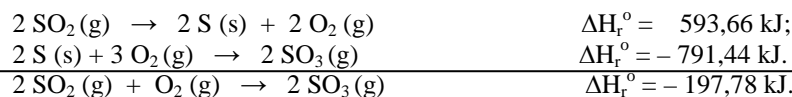
b) Escribe las fórmulas semidesarrolladas y nombra los isómeros geométricos del compuesto 1,2-dicloro-propeno.

Solución:

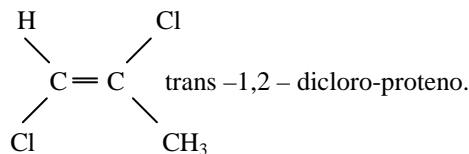
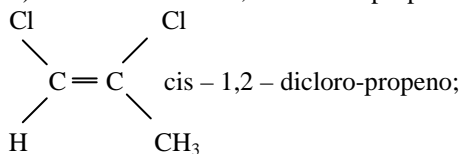
a) Las reacciones con sus entalpías de reacción estándar son:



Multiplicando la reacción 1) por 2, incluida su entalpía, invirtiéndola y cambiando el signo a la entalpía, y sumando ambas ecuaciones, ley de Hess, se obtiene la ecuación pedida con su variación entálpica:



b) Los isómeros del 1,2 - dicloro-propeno son:

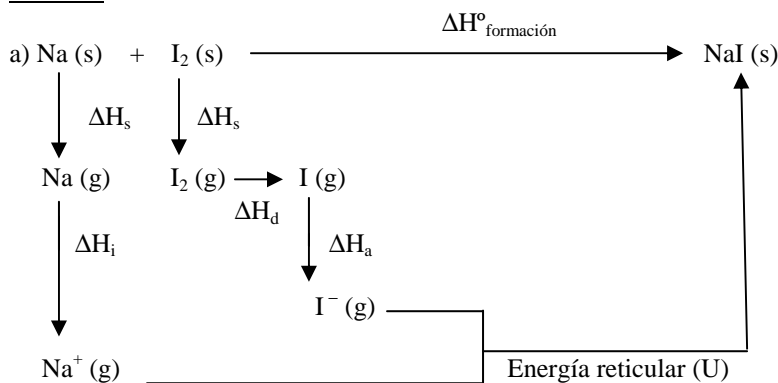


### OPCIÓN A

#### ESPECÍFICA.

**CUESTIÓN 1.-** Construye el ciclo de Born-Haber para la formación del NaI(s), a partir de yodo sólido y sodio metálico, y calcula la energía de red ( $\Delta H_r$ ) del compuesto, a partir de los siguientes datos:  $\Delta H_f^\circ \text{ NaI}(\text{s}) = -287,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_s[\text{Na}(\text{s})] = 107,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_s[\text{I}_2(\text{s})] = 62,44 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_d[\text{I}_2(\text{g})] = 151 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_{\text{ioniz}}[\text{Na}(\text{g})] = 495,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_{\text{afini}}[\text{I}(\text{g})] = -295,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Solución:



La energía reticular se obtiene despejándola de la ecuación:

$$\begin{aligned}
 \Delta H_f^\circ &= \Delta H_s(\text{Na}) + \Delta H_s(\text{I}_2) + \Delta H_d(\text{I}_2) + \Delta H_i(\text{Na}) + \Delta H_a(\text{I}) + U \Rightarrow \\
 \Rightarrow U &= \Delta H_f^\circ - [\Delta H_s(\text{Na}) + \Delta H_s(\text{I}_2) + \Delta H_d(\text{I}_2) + \Delta H_i(\text{Na}) + \Delta H_a(\text{I})] \\
 U &= -287,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - [107,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 62,44 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 151 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 495 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 295,2 \\
 &\text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}] = 232,84 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.
 \end{aligned}$$

**PROBLEMA 1.-** El oro se suele depositar sobre otros metales menos caros mediante electrolisis, dando lugar a la joyería de objetos bañados en oro. La reacción electrolítica en la superficie donde se deposita el oro es:  $\text{Au}^{3+}(\text{ac}) + 3 \text{ e}^- \rightarrow \text{Au}(\text{s})$ . En la celda electrolítica, el objeto que se baña con oro es uno de los electrodos y el otro es una lámina de oro.

a) Indica el electrodo que actúa como ánodo y el que actúa como cátodo en la celda. Escribe las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo de la célula electrolítica. Justifica las respuestas.

b) Cuando se hace pasar una corriente de 2,5 A durante 7,5 minutos, se depositan 0,65 g de oro. Calcula el rendimiento del proceso electrolítico.

DATOS:  $A_r(\text{Au}) = 197,0 \text{ u}$ ; 1 Faraday =  $96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$  de electrones.

Solución:

a) El electrodo en el que se deposita el oro es el cátodo, polo negativo de la cuba electrolítica, y el que sirve de suministro de iones oro es el ánodo, polo positivo.

En el ánodo se produce la reacción de oxidación del oro,  $\text{Au} - 3 \text{ e}^- \rightarrow \text{Au}^{3+}$ , y en el cátodo la reducción de los iones oro,  $\text{Au}^{3+} + 3 \text{ e}^- \rightarrow \text{Au}$ .

b) A partir de la ecuación deducida de las leyes de Faraday, se obtiene la masa de oro que debe depositarse en el cátodo con la intensidad de corriente y tiempo indicados:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{197 \text{ g} \cdot 2,5 \text{ A} \cdot 450 \text{ s}}{3 \cdot 96.485 \text{ A} \cdot \text{s}} = 0,766 \text{ g}$$

Para determinar el rendimiento en tanto por ciento del proceso electrolítico, se divide la masa obtenida entre la que se tendría que haber obtenido, y el resultado se multiplica por 100:

$$\text{rendimiento} = \frac{0,65}{0,766} \cdot 100 = 84,86 \%$$

**Resultado: b) r = 84,86 %.**

**PROBLEMA 2.- a) Calcula los moles de carbonato de calcio sólido,  $\text{CaCO}_3$  (s), que se obtienen al evaporar a sequedad 100 mL de una disolución acuosa saturada de carbonato de calcio.**

**DATOS:  $K_{ps}(\text{CaCO}_3) = 4,5 \cdot 10^{-9}$ .**

**b) Escribe las fórmulas semidesarrolladas y nombra los isómeros geométricos del 2-penteno.**

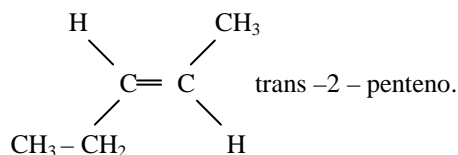
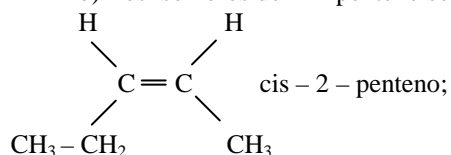
Solución:

a) El equilibrio de ionización de la sal  $\text{CaCO}_3$  es:  $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$ .

De la estequiometría del equilibrio de solubilidad se deduce que, si la solubilidad de la sal en disolución es  $S$  moles  $\cdot \text{L}^{-1}$ , la solubilidad de los iones  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{CO}_3^{2-}$  es  $S$ .

De la expresión del producto de solubilidad:  $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = S \cdot S = S^2$  se obtiene el valor de la solubilidad de la sal:  $K_{ps} = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{4,5 \cdot 10^{-9}} = 6,71 \cdot 10^{-5}$  moles  $\cdot \text{L}^{-1}$ , que es la solubilidad de la sal, que expresada en moles  $\cdot \text{mL}^{-1}$  es:  $6,71 \cdot 10^{-5} \frac{\text{moles } \text{CO}_3^{2-}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 6,71 \cdot 10^{-2}$  moles  $\cdot \text{mL}^{-1}$ , siendo los moles que precipitan al evaporar la disolución,  $6,71 \cdot 10^{-2}$  moles  $\cdot \text{mL}^{-1} \cdot 100 \text{ mL} = 6,71$  moles.

b) Los isómeros del 2 – penteno son:



**Resultado: 6,71 moles.**

## OPCIÓN B

**CUESTIÓN 1.- Determina si se formará precipitado cuando se mezclan 250 mL de agua destilada con 30 mL de disolución acuosa 0,1 M de nitrato de bario,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ , y con 20 mL de disolución acuosa de carbonato de sodio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , 0,015 M. Supón que los volúmenes son aditivos.**

**DATO:  $K_{ps}(\text{BaCO}_3) = 5,0 \cdot 10^{-9}$ .**

Solución:

Las sales se encuentran totalmente ionizadas en disolución.

Para conocer las concentraciones de los distintos iones en la disolución que se forma al mezclar ambas disoluciones, se determinan sus moles, se dividen por el volumen total de la nueva disolución y se halla el producto iónico, que se compara con el producto de solubilidad dado; si  $Q$  es menor o igual que  $K_s$  no se producirá precipitación y si es mayor sí.

Moles de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ :  $n = M \cdot V = 0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,030 \text{ L} = 0,0030$  moles de  $\text{Ba}^{2+}$ .

Moles de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :  $n = M \cdot V = 0,015 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,020 \text{ L} = 0,0003$  moles de  $\text{CO}_3^{2-}$ .

El equilibrio de ionización del  $\text{BaCO}_3$  es:  $\text{BaCO}_3 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$ .

Las concentraciones de los iones  $\text{Ba}^{2+}$  y  $\text{CO}_3^{2-}$  en la nueva disolución son:

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{0,0030 \text{ moles}}{0,3 \text{ L}} = 0,01 \text{ M}; \quad [\text{CO}_3^{2-}] = \frac{0,0003 \text{ moles}}{0,3 \text{ L}} = 0,001 \text{ M.}$$

Sustituyendo las concentraciones en la expresión del producto iónico del  $\text{BaCO}_3$  y operando:  
 $Q = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 0,01 \text{ M} \cdot 0,001 \text{ M} = 10^{-5} \text{ M}^2$  que es mucho mayor que  $K_{ps}$ , lo que pone de manifiesto que se produce precipitación.

**PROBLEMA 1.- La neutralización exacta de 25 mL de una disolución acuosa de ácido cianhídrico, HCN, consumió 15 mL de disolución acuosa de hidróxido de sodio, NaOH, 0,01 M. Calcula el pH de la disolución acuosa de ácido cianhídrico.**

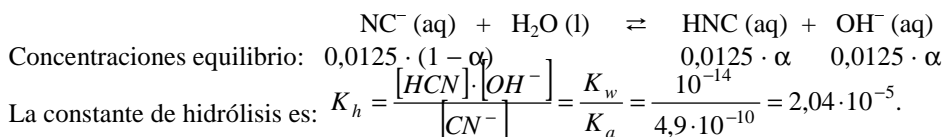
**DATO:  $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$ .**

Solución:

La reacción de neutralización es:  $\text{HCN} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCN} + \text{H}_2\text{O}$  en la que se observa que por cada mol de ácido HCN reacciona un mol de NaOH. Luego, conociendo los moles de NaOH que se utiliza, se determinan los de HCN empleados.

Los moles de base utilizados son:  $n(\text{NaOH}) = M \cdot V = 0,01 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,015 \text{ L} = 0,0005$  moles, que son también los moles de HCN empleados, que al encontrarse disueltos en el volumen de la nueva disolución, proporciona la concentración:  $M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} = \frac{0,0005 \text{ moles}}{0,040 \text{ L}} = 0,0125 \text{ M}$ .

La sal se encuentra totalmente ionizada en sus iones, y el anión  $\text{CN}^-$ , base conjugada relativamente fuerte, se encuentra hidrolizada. Siendo  $\alpha$  el grado de hidrólisis, las concentraciones de las distintas especies que aparecen en el equilibrio son:



Sustituyendo en la constante de hidrólisis los valores de las concentraciones y operando, se halla el grado de hidrólisis  $\alpha$ :

$$K_h = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} \Rightarrow 2,04 \cdot 10^{-5} = \frac{0,0125^2 \cdot \alpha^2}{0,0125 \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{2,04 \cdot 10^{-5}}{0,0125}} = 4,04 \cdot 10^{-2}$$

Se ha despreciado  $\alpha$  en el denominador por ser su valor muy pequeño frente a 1.

Expresado  $\alpha$  en tanto por ciento, su valor es:  $\alpha = 4,04 \%$ .

Del valor de  $\alpha$  se determina el valor de  $[\text{OH}^-]$ :  $[\text{OH}^-] = 0,0125 \cdot 4,04 \cdot 10^{-2} = 5,05 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ .

El pH de la disolución es:  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$  y como  $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{5,05 \cdot 10^{-4}} = 1,98 \cdot 10^{-9} \text{ M}$ .

$\text{pH} = -\log 1,98 \cdot 10^{-9} = 9 - \log 1,98 = 9 - 0,297 = 8,703$ .

**Resultado: pH = 8,703.**

**CUESTIÓN 5.- A) Las entalpías estándar de formación de los óxidos  $\text{P}_4\text{O}_6(\text{s})$  y  $\text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$ , a partir de  $\text{P}_4(\text{s})$  y oxígeno gaseoso, son  $-1640,1$  y  $-2940,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , respectivamente. A partir de estos datos, calcula la entalpía estándar de la reacción:  $\text{P}_4\text{O}_6(\text{s}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$ .**

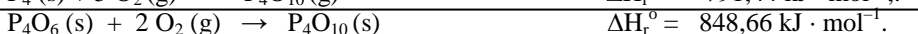
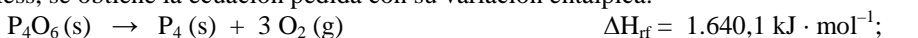
**B) Escribe las fórmulas semidesarrolladas de los siguientes compuestos: 1) 2,4,9-trimetildecano 2) Butanal; 3) 3-pentanona; 4) Acetato de metilo.**

Solución:

a) Las reacciones de formación de los óxidos con sus entalpías de reacción estándar son:



Invirtiendo la ecuación primera, cambiando el signo a su entalpía, y sumando ambas ecuaciones, ley de Hess, se obtiene la ecuación pedida con su variación entálpica:



b) 1.-  $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$ .

2.-  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$ ;      3.-  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$ ;      4.-  $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$ .