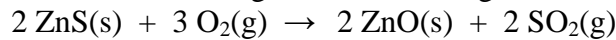


1.- El sulfuro de cinc al tratarlo con oxígeno reacciona según:



Si las entalpías de formación de las diferentes especies expresadas en kJ/mol son:

(ZnS) = $-184'1$; (SO_2) = $-70'9$; (ZnO) = $-349'3$. **a)** ¿Cuál será el calor, a presión constante de una atmósfera, que se desprenderá cuando reaccionen 17 gramos de sulfuro de cinc con exceso de oxígeno? **b)** ¿Cuántos litros de SO_2 , medidos a 25°C y una atmósfera, se obtendrán?

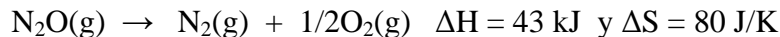
Datos: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: O = 16; S = 32; Zn = $65'4$.

2.- **a)** Calcule la variación de entalpía que se produce cuando se obtiene benceno a partir del acetileno (etino) según la reacción: $3\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$ sabiendo que las entalpías de formación del acetileno gaseoso y del benceno líquido son $-226'7 \text{ kJ/mol}$ y $-49'0 \text{ kJ/mol}$, respectivamente. **b)** Calcule el calor producido, a presión constante, cuando se queman 100 g de acetileno gaseoso sabiendo que: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393'5 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285'5 \text{ kJ/mol}$

Masas atómicas: H = 1; C = 12.

3.- En una reacción en la que $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, se considera que ambas funciones termodinámicas permanecen constantes al cambiar la temperatura. Razone, en función de la temperatura, cuándo esta reacción: **a)** Estará en equilibrio. **b)** Será espontánea.

4.- Dada reacción:



a) Justifique el signo positivo de la variación de entropía. **b)** Si se supone que esas funciones termodinámicas no cambian con la temperatura ¿será espontánea la reacción a 27°C ?

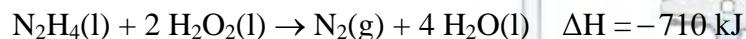
5.- Dada la reacción:



a) Determine la cantidad de calor, a presión constante, que es necesario suministrar para descomponer 3 kg de carbonato de calcio. **b)** Qué cantidad de carbonato de calcio se deberá utilizar para producir 7 kg de óxido de calcio si el rendimiento es del 90%.

Datos: Entalpías de formación expresadas en kJ/mol: (CaCO_3) = $-1209'6$; (CO_2) = $-393'3$; (CaO) = $-635'1$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40.

6.- La reacción entre la hidracina (N_2H_4) y el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) se utiliza para la propulsión de cohetes:



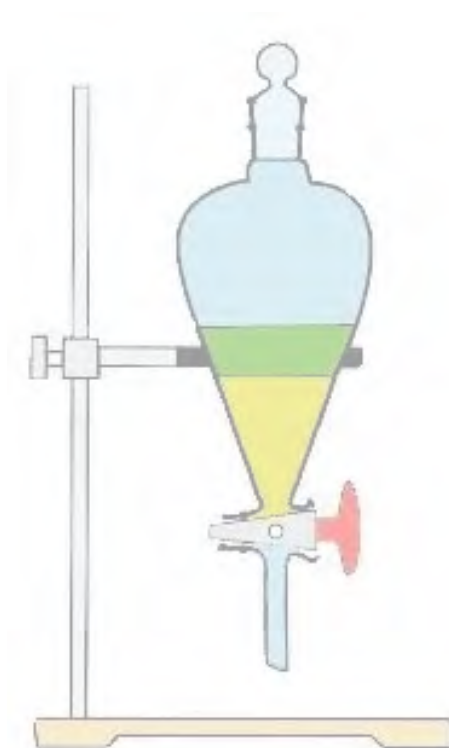
Las entalpías de formación de $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$ y del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ son $-187'8 \text{ kJ/mol}$ y $-285'5 \text{ kJ/mol}$, respectivamente. **a)** Calcule la entalpía de formación de la hidracina. **b)** ¿Qué volumen de nitrógeno, medido a -10°C y 50 mm de mercurio, se producirá cuando reaccionen 64 g de hidracina?

Datos: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.

TERMOQUÍMICA QCA 01 ANDALUCÍA

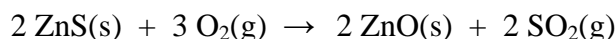
7.- Uno de los alimentos más consumido es la sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$. Cuando reacciona con el oxígeno se transforma en dióxido de carbono y agua desprendiendo $348'9$ kJ/mol, a la presión de una atmósfera. El torrente sanguíneo absorbe, por término medio, 26 moles de O_2 en 24 horas. Con esta cantidad de oxígeno: **a)** ¿Cuántos gramos de sacarosa se pueden quemar al día? **b)** ¿Cuántos kJ se producirán en la combustión? Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

8.- Las entalpías de formación del agua líquida y del dióxido de carbono gas son respectivamente, $-285'5$ kJ/mol y $-393'5$ kJ/mol a $25^\circ C$ y la entalpía de combustión del acetileno es $-1295'8$ kJ/mol. **a)** Calcule la entalpía de formación del acetileno si consideramos que el agua formada en la combustión está en estado líquido. **b)** Sabiendo que la entalpía de formación del etano es $-84'6$ kJ/mol, calcule la entalpía de hidrogenación del acetileno según la reacción: $C_2H_2(g) + 2H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$



TERMOQUÍMICA QCA 01 ANDALUCÍA

1.-



a) Calculamos el calor de reacción a presión constante

$$\Delta H_r = 2 \Delta H_f^0 (\text{ZnO}) + 2 \Delta H_f^0 (\text{SO}_2) - 2 \Delta H_f^0 (\text{ZnS})$$

$$\Delta H_r = 2 \cdot (-349,3) + 2 \cdot (-70,9) - 2 \cdot (-184,1) = -472,2 \text{ KJ}$$

Sabiendo que la masa molar del sulfuro de cinc es $Mm(\text{ZnS}) = 97,4 \text{ g/mol}$, establecemos la proporción entre la reacción y los datos del problema

$$\frac{2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS}}{472,2 \text{ KJ}} = \frac{17 \text{ g ZnS}}{x} \quad x = 41,2 \text{ KJ}$$

Se desprenden 41,2 KJ

b) Calculamos los moles de sulfuro de cinc que reaccionan

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{17 \text{ g}}{97,4 \text{ g/mol}} = 0,17 \text{ mol}$$

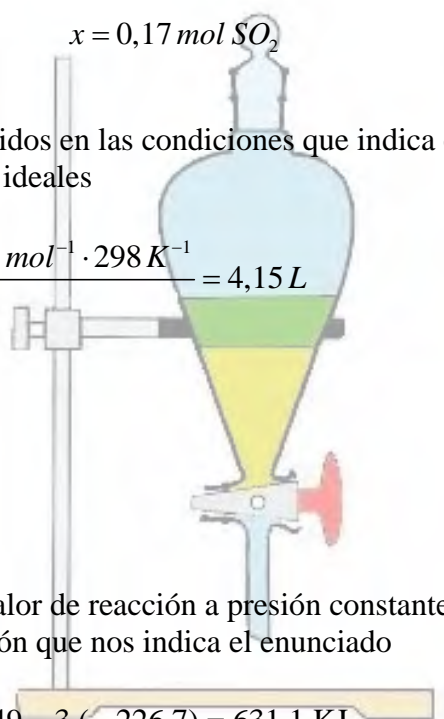
establecemos la proporción entre la reacción y los datos del problema, en moles

$$\frac{2 \text{ mol ZnS}}{2 \text{ mol SO}_2} = \frac{0,17 \text{ mol ZnS}}{x}$$

$$x = 0,17 \text{ mol SO}_2$$

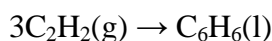
calculamos el volumen en litros que ocuparán, medidos en las condiciones que indica el enunciado, usando la ecuación general de los gases ideales

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,17 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}^{-1}}{1 \text{ atm}} = 4,15 \text{ L}$$



2.-

a)



La variación de entalpía, o lo que es lo mismo, el calor de reacción a presión constante, lo calculamos partiendo de las entalpías de formación que nos indica el enunciado

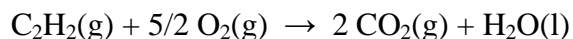
$$\Delta H_r = \Delta H_f^0 (\text{C}_6\text{H}_6) - 3 \cdot \Delta H_f^0 (\text{C}_2\text{H}_2) = -49 - 3 \cdot (-226,7) = 631,1 \text{ KJ}$$

La producción de benceno partiendo de acetileno, es un proceso endotérmico.

TERMOQUÍMICA QCA 01 ANDALUCÍA

2.-

b) Formulamos la reacción de combustión del acetileno y calculamos la variación de entalpía (calor de reacción a presión constante), con las entalpías de formación



$$\Delta H_r = 2 \Delta H_f^0(\text{CO}_2) + \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_2) = 2 \cdot (-393,5) + (-285,5) - (-226,7)$$

$$\Delta H_r = -845,8 \text{ KJ}$$

cada mol de acetileno quemado produce 845,8 KJ. Calculamos el número de moles de acetileno que se queman y establecemos la proporción con el resultado anterior, habiendo calculado la masa molar de acetileno $Mm(\text{C}_2\text{H}_2) = 26 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{100 \text{ g}}{26 \text{ g/mol}} = 3,85 \text{ mol}$$

$$\frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{845,8 \text{ KJ}} = \frac{3,85 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{x} \quad x = 3256,3 \text{ KJ}$$

se producen (se desprenden) 3256,3 KJ

3.- $\Delta H < 0$ $\Delta S < 0$

a) La reacción estará en equilibrio cuando la variación de la energía libre de Gibbs sea nula

$$\Delta G_{\text{sistema}} = \Delta H_{\text{sistema}} - T\Delta S_{\text{sistema}} = 0$$

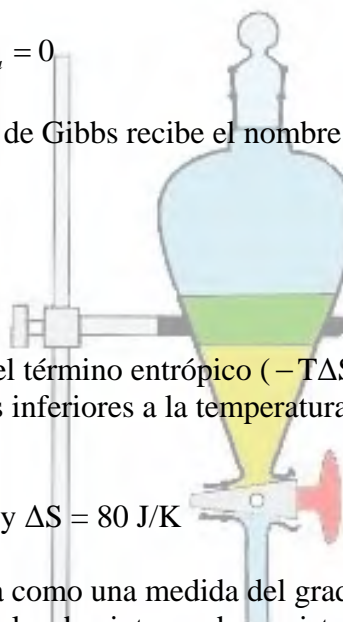
la temperatura a la que se hace cero la energía libre de Gibbs recibe el nombre de temperatura de equilibrio

$$T_{\text{equilibrio}} = \frac{\Delta H_{\text{sistema}}}{\Delta S_{\text{sistema}}}$$

b) Como el término entálpico (ΔH) es negativo y el término entrópico ($-T\Delta S$) es positivo, la reacción será espontánea a temperaturas inferiores a la temperatura de equilibrio.

4.- $\text{N}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g})$ $\Delta H = 43 \text{ kJ}$ y $\Delta S = 80 \text{ J/K}$

a) A escala microscópica, la entropía se interpreta como una medida del grado de desorden molecular del sistema. Cuanto mayor sea el orden interno de un sistema, más baja es su entropía. En la reacción que nos ocupa, se produce un aumento del desorden ya que en el proceso, un solo gas se convierte en una mezcla de gases, por consiguiente la entropía del sistema aumenta y su variación es positiva.



TERMOQUÍMICA QCA 01 ANDALUCÍA

4.-

b) Calculamos la variación de la energía libre

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 43000 J - 300 K \cdot 80 J / K = 19.000 J$$

como es positiva, la reacción no es espontánea a 27°C

5.- $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

a) Calculamos el calor de reacción a presión constante

$$\Delta H_r = \Delta H_f^0(\text{CO}_2) + \Delta H_f^0(\text{CaO}) - \Delta H_f^0(\text{CaCO}_3) = -393,3 - 635,1 + 1209,6 = 181,2 \text{ KJ}$$

hay que suministrar 181,2 KJ por cada mol de carbonato descompuesto.

Calculamos los moles que son 3 Kg de carbonato cálcico $Mm(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{3000 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = 30 \text{ mol}$$

establecemos la proporción

$$\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{181,2 \text{ KJ}} = \frac{30 \text{ mol CaCO}_3}{x} \quad x = 5436 \text{ KJ}$$

b) Calculamos los moles que son 7 Kg de óxido de calcio $Mm(\text{CaO}) = 56 \text{ g/mol}$

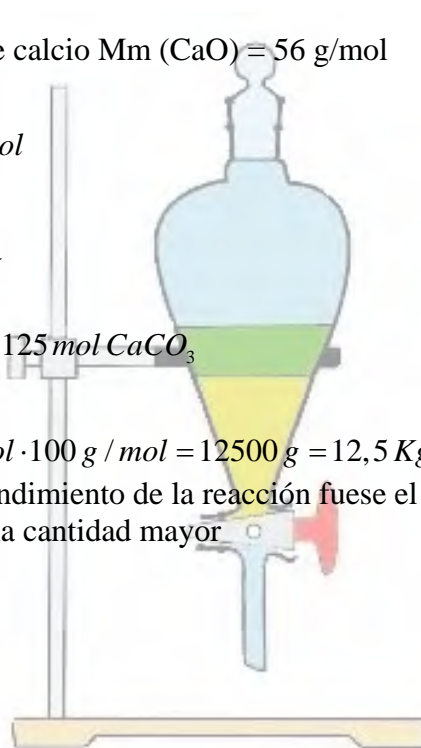
$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{7000 \text{ g}}{56 \text{ g/mol}} = 125 \text{ mol}$$

establecemos la proporción con la reacción ajustada

$$\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaO}} = \frac{x}{125 \text{ mol CaO}} \quad x = 125 \text{ mol CaCO}_3$$

lo expresamos en kilogramos $m = n \cdot Mm = 125 \text{ mol} \cdot 100 \text{ g/mol} = 12500 \text{ g} = 12,5 \text{ Kg}$
esta cantidad es de la que deberíamos partir, si el rendimiento de la reacción fuese el 100%, pero como es del 90% habrá que partir de una cantidad mayor

$$12,5 \text{ Kg} \cdot \frac{100}{90} = 13,9 \text{ Kg CaCO}_3$$



TERMOQUÍMICA QCA 01 ANDALUCÍA



a) $\Delta H_r = 4\Delta H_f^0(H_2O) - 2\Delta H_f^0(H_2O_2) - \Delta H_f^0(N_2H_4)$

despejamos la entalpía de formación de la hidracina

$$\Delta H_f^0(N_2H_4) = 4\Delta H_f^0(H_2O) - 2\Delta H_f^0(H_2O_2) - \Delta H_r = 4 \cdot (-285,5) - 2 \cdot (-187,8) - (-710)$$

$$\Delta H_f^0(N_2H_4) = -56,4 \text{ KJ / mol}$$

b) Calculamos los moles que son 64 g de hidracina $Mm(N_2H_4) = 32 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{64 \text{ g}}{32 \text{ g / mol}} = 2 \text{ mol}$$

establecemos la proporción con la reacción ajustada

$$\frac{1 \text{ mol } N_2H_4}{1 \text{ mol } N_2} = \frac{2 \text{ mol } N_2H_4}{x} \quad x = 2 \text{ mol } N_2$$

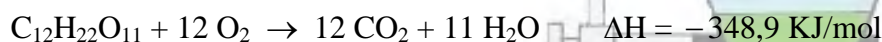
calculamos el volumen de nitrógeno medido en las condiciones de presión

($\frac{50 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg / atm}} = 0,066 \text{ atm}$) y de temperatura (263°K) que nos da el enunciado

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{2 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot K^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 263 \text{ K}}{0,066 \text{ atm}} = 653,5 \text{ L}$$

7.-

a) Escribimos la reacción de combustión de la sacarosa

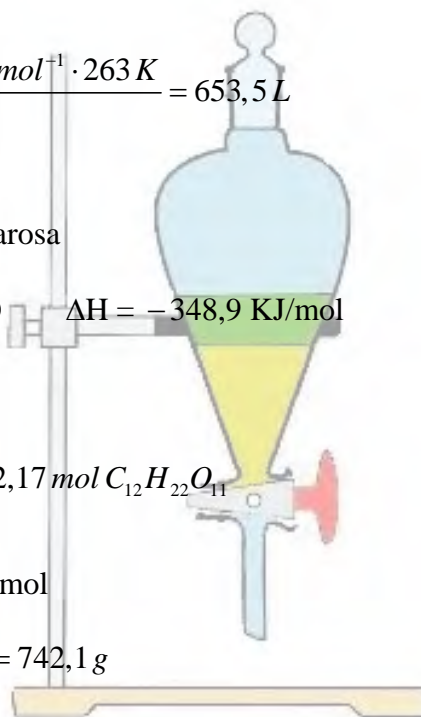


establecemos la proporción con la reacción

$$\frac{12 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}} = \frac{26 \text{ mol } O_2}{x} \quad x = 2,17 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}$$

lo expresamos en gramos $Mm(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342 \text{ g/mol}$

$$m = n \cdot Mm = 2,17 \text{ mol} \cdot 342 \text{ g / mol} = 742,1 \text{ g}$$



TERMOQUÍMICA QCA 01 ANDALUCÍA

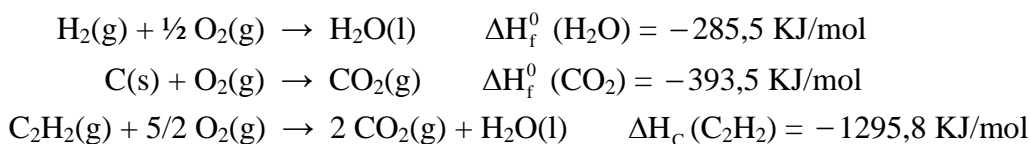
7.-

b) Establecemos la proporción con la reacción de combustión

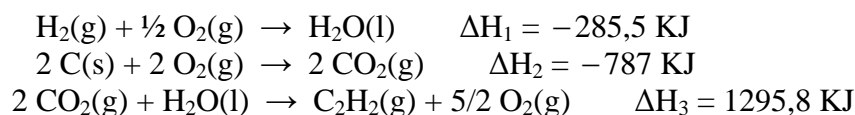
$$\frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{348,9 \text{ KJ}} = \frac{2,17 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{x} \quad x = 757,1 \text{ KJ}$$

8.-

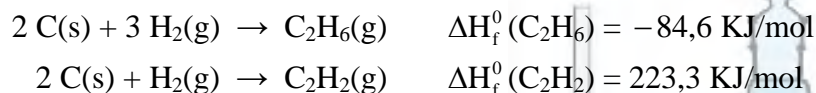
a) Formulamos las tres reacciones, formación del agua líquida, formación del dióxido de carbono y combustión del acetileno



para obtener por suma la reacción de formación del acetileno (ley de Hess), multiplicamos por dos la segunda reacción e invertimos la tercera



b) Formulamos las dos reacciones necesarias, formación del etano y formación del acetileno



para obtener por suma la reacción de formación del acetileno (ley de Hess), invertimos la segunda reacción

