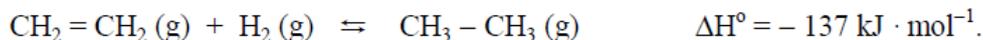


1-2001-Jun-Entalpía de enlace

**PROBLEMA 2.-** El etano puede obtenerse por hidrogenación del eteno a partir de la reacción:



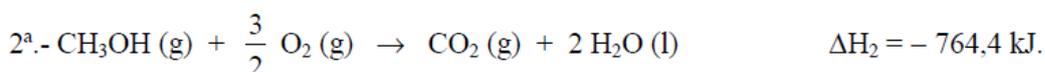
- Calcula la energía del enlace C = C teniendo presente que las energías de los enlaces C – C, H – H y C – H son, respectivamente, 346, 391 y 413 kJ · mol<sup>-1</sup>.
- Razona cuales serán las condiciones de presión y temperatura más adecuadas para obtener un elevado rendimiento en la producción de etano.

**Resultado:** a)  $\Delta H (\text{C}=\text{C}) = 644 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

2-2001-Sep-Ley de Hess con estequiometría

**PROBLEMA 1.-** El metanol se obtiene industrialmente a partir de monóxido de carbono e hidrógeno de acuerdo con la reacción:  $\text{CO} (\text{g}) + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$ .

Teniendo en cuenta las siguientes ecuaciones termoquímicas:



Calcula:

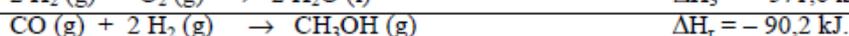
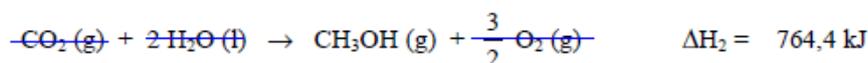
- El cambio de entalpía para la reacción de obtención de metanol a partir de CO (g) y H<sub>2</sub> (g), indicando si la reacción absorbe o cede calor.
- ¿Qué cantidad de energía en forma de calor absorberá o cederá la síntesis de 1 kg de metanol?

DATOS: A<sub>r</sub>(H) = 1 u; A<sub>r</sub>(C) = 12 u; A<sub>r</sub>(O) = 16 u.

**Resultado:** a)  $\Delta H_r = -90,2 \text{ kJ}$ ; b)  $Q = 2818,75 \text{ kJ}$ .

Solución:

a) Aplicando la ley de Hess se obtiene el cambio de entalpía de la reacción. Para ello, se invierte la ecuación de combustión del metanol y se cambia el signo a su entalpía, se multiplica por 2 la ecuación de formación del agua gas, incluida su entalpía, y se suman las tres ecuaciones con sus entalpías:



El signo negativo de la entalpía de reacción indica que se desprende calor, es decir, la reacción es exotérmica.

b) Si en la formación de 1 mol de metanol se desprenden 90,2 kJ, pasando los kilogramos de metanol a moles y multiplicándolos por la relación calor-moles de CH<sub>3</sub>OH, se obtiene el calor que se desprende en la reacción:

$$\text{Moles de CH}_3\text{OH: } 1 \text{ kg CH}_3\text{OH} \cdot \frac{1000 \text{ g CH}_3\text{OH}}{1 \text{ kg CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{32 \text{ g CH}_3\text{OH}} = 31,25 \text{ moles CH}_3\text{OH}, \text{ y la}$$

$$\text{energía que se desprende es: } 31,25 \text{ moles CH}_3\text{OH} \cdot \frac{-90,2 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}} = -2818,75 \text{ kJ}.$$

**Resultado:** a)  $\Delta H_r = -90,2 \text{ kJ}$ ; b)  $Q = -2818,75 \text{ kJ}$ .

### 3-2002-Jun-Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 2.-** El ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) se obtiene industrialmente por reacción del metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) con monóxido de carbono.

- Razona si la reacción es exotérmica o endotérmica.
- Calcula la cantidad de energía intercambiada al hacer reaccionar 50 kg de metanol con 30 kg de monóxido de carbono, siendo el rendimiento de la reacción del 80 %.

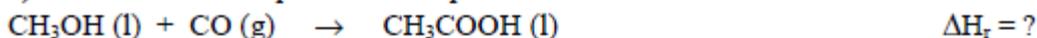
DATOS:  $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}) = -238 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{COOH}) = -485 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  
 $\Delta H_f^\circ(\text{CO}) = -110 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ .

**Resultado:** a)  $\Delta H_r = -137 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  (exotérmica); b)  $-11742,87 \text{ kJ}$ .

Solución:

$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{CO}) = 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

a) La ecuación termoquímica correspondiente a la reacción es:



La reacción será exotérmica si la variación de entalpía es menor que cero, y endotérmica si dicha variación de entalpía es positiva. La variación entálpica de la reacción es:

$$\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos} = \Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{COOH}) - [\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}) + \Delta H_f^\circ(\text{CO})] \Rightarrow$$
$$\Rightarrow \Delta H_r^\circ = -485 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-238 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 110 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -137 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1},$$

que por estar precedida del signo menos indica que la reacción es exotérmica.

b) Se comprueba primero el reactivo limitante, el que se encuentra por defecto según la relación estequiométrica de la reacción, para a partir de aquí, calcular la energía que se intercambia.

$$\text{Moles de CH}_3\text{OH: } n = \frac{\text{gramos}}{M(\text{CH}_3\text{OH})} = \frac{50000 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1562,5 \text{ moles};$$

$$\text{Moles CO: } n = \frac{\text{gramos}}{M(\text{CO})} = \frac{30000 \text{ g}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1071,43 \text{ moles}.$$

Como la reacción transcurre mol a mol, el reactivo limitante es el CO, por lo que de  $\text{CH}_3\text{OH}$  sólo reaccionan los mismos moles que hay de CO, es decir, 1071,43 moles, que multiplicados por la relación molar  $\Delta H_r$ - $\text{CH}_3\text{OH}$  y por el rendimiento de la reacción, proporciona el calor intercambiado:

$$1071,43 \text{ moles } \text{CH}_3\text{OH} \cdot \frac{-137 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{80}{100} = -117.428,73 \text{ kJ}. \text{ El calor es desprendido.}$$

**Resultado:** a)  $\Delta H_r = -137 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  (exotérmica); b)  $-117.428,73 \text{ kJ}$ .

### 4-2002-Sep Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 1.-** Las entalpías de combustión en condiciones estándar,  $\Delta H^\circ$ , del eteno,  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ , y del etanol,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$  valen  $-1411 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  y  $-764 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , respectivamente. Calcula:

- La entalpía en condiciones estándar de la reacción:  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$ .
- Indica si la reacción es exotérmica o endotérmica.
- La cantidad de energía que es absorbida o cedida al sintetizar 75 g de etanol a partir de eteno y agua.

DATOS:  $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ .

**Resultado:** a)  $\Delta H_r^\circ = -665 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; b)  $Q = -1.084,24 \text{ kJ}$ .

### 5-2003-Jun Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 2.-** El butano ( $C_4H_{10}$ ) es un compuesto orgánico gaseoso que puede experimentar una reacción de combustión.

- Formula la reacción y ajústala estequiométricamente.
- Calcula el calor (en Kcal) que puede suministrar una bombona que contiene 4 kg de butano.
- Calcula el volumen de oxígeno, medido en C.N., que será necesario para la combustión de todo el butano contenido en la bombona.

DATOS:  $A_r(C) = 12$  u;  $A_r(H) = 1$  u;  $A_r(O) = 16$  u;  $1 \text{ Kcal} = 4,18 \text{ kJ}$ ;  $\Delta H_f^\circ (C_4H_{10}) = -1125 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [H_2O(l)] = -286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ (CO_2) = -394 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Resultado:** b) 542.246,9 Kcal. ; c)  $V(O_2) = 10.041,92 \text{ L}$ .

### 6-2003-Sep Entalpía de reacción con estequiometría

**CUESTIÓN 3.-** El óxido de calcio, CaO, se transforma en hidróxido de calcio,  $Ca(OH)_2$ , tras reaccionar con agua. Calcula:

- El cambio de entalpía molar, en condiciones estándar, de la reacción anterior. Indica si se trata de una reacción exotérmica o endotérmica.
- La cantidad de energía en forma de calor que es absorbida o cedida cuando 0,25 g de óxido de calcio se disuelve en agua.

DATOS:  $A_r(H) = 1$  u;  $A_r(Ca) = 40$  u;  $A_r(O) = 16$  u;  $\Delta H_f^\circ [CaO(s)] = -634,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [H_2O(l)] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [Ca(OH)_2(s)] = -986,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Resultado:** a)  $\Delta H_r^\circ = -66,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; b)  $Q = 295 \text{ J}$ .

### 7-2004-Jun Entalpía de reacción-Espontaneidad Energía libre

**PROBLEMA 1B.-** Considera la reacción de descomposición del trióxido de azufre,  $SO_3(g)$ , en dióxido de azufre,  $SO_2(g)$ , y oxígeno molecular:

- Calcula la variación de entalpía de la reacción indicando si ésta absorbe o cede calor.
- Si la variación de entropía de la reacción (por mol de  $SO_3$  descompuesto) vale  $94,8 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ , predi si la reacción es espontánea a  $25^\circ \text{C}$  y 1 atm de presión.
- Calcula la temperatura a la cual  $\Delta G^\circ = 0$ .

DATOS:  $\Delta H_f^\circ [SO_3(g)] = -395,18 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [SO_2(g)] = -296,06 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Resultado:** a)  $\Delta H_r^\circ = 99,12 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; c)  $T_{eq} = 1.045,57 \text{ K} = 772,57^\circ \text{C}$ .

Solución:

a) La reacción de descomposición del  $SO_3$  es:  $SO_3(g) \rightleftharpoons SO_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g)$ .

La entalpía de la reacción se obtiene de la expresión:  $\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$ .

Recordando que los elementos libres tienen de entalpía de formación el valor 0, la entalpía de la reacción es:  $\Delta H_r^\circ = -296,06 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-395,18) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 99,12 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , que por ser positivo pone de manifiesto que la reacción absorbe calor.

b) Una reacción es espontánea si  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S < 0$ . Al ser, tanto  $\Delta H$  como  $\Delta S$  positivos, la expresión anterior sólo es menor que cero si el minuendo,  $\Delta H$ , es mayor que el sustraendo,  $T \cdot \Delta S$ , pero para los valores que se tienen de  $\Delta H$  y  $T \cdot \Delta S$ , se cumple que  $\Delta G > 0$ , por lo que la reacción no es espontánea. En efecto:  $\Delta G = 99,12 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 298 \text{ K} \cdot 94,8 \cdot 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 70,87 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , muy superior a 0.

c) Si  $\Delta G = 0$ ,  $\Delta H = T \cdot \Delta S$ , y despejando T, sustituyendo las variables conocidas por sus valores y operando se obtiene la temperatura para la que se cumple la condición pedida:

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{99,12 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}{94,8 \cdot 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} = 1.045,57 \text{ K} = 772,57^\circ \text{C}.$$

## 8-2004-Sep-Espontaneidad Energía libre

**CUESTIÓN 1B.-** En la siguiente tabla se indican los signos de  $\Delta H$  y de  $\Delta S$  para cuatro procesos diferentes:

Proceso	(I)	(II)	(III)	(IV)
Signo $\Delta H$	-	+	-	+
Signo $\Delta S$	+	-	-	+

Razona, en cada caso, si el proceso será o no espontáneo.

### Solución:

Un proceso es espontáneo cuando se cumple que  $\Delta G < 0$ , y como  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ , cuando  $\Delta H - T \cdot \Delta S < 0$ .

Para el primer proceso en el que  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S > 0$ , éste siempre será espontáneo porque si se le resta cualquier cantidad a otra negativa, el resultado siempre es otra cantidad negativa. Ello es debido a que el producto  $T \cdot \Delta S$  es negativo, y al restarlo a otra cantidad negativa,  $\Delta H$ , el resultado es otra cantidad negativa,  $\Delta H - T \cdot \Delta S < 0$ , condición de espontaneidad.

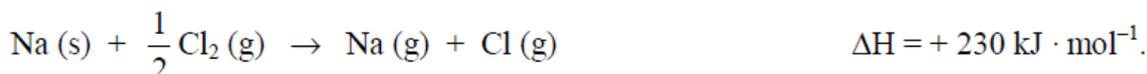
Para el segundo proceso en el que  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S < 0$ , el producto  $T \cdot \Delta S$  es positivo por llevar el producto el signo menos delante y ser  $\Delta S$  negativo, y al sumar a  $\Delta H$  otra cantidad positiva la expresión  $\Delta H - T \cdot \Delta S > 0$ , por lo que todo proceso con estos valores de  $\Delta H$  y  $\Delta S$  nunca puede ser espontáneo.

Para el tercer proceso en el que  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S < 0$ , éste será espontáneo sólo para temperaturas bajas, pues en estas condiciones el valor absoluto de  $\Delta H$  es superior al valor absoluto del producto  $T \cdot \Delta S$ , es decir,  $|\Delta H| > |T \cdot \Delta S|$ , y se cumple que  $\Delta H - T \cdot \Delta S < 0$ .

Para el cuarto proceso en el que  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S > 0$ , éste será espontáneo solamente para altas temperaturas, pues en estas condiciones el valor absoluto del producto  $T \cdot \Delta S$  puede ser superior a  $\Delta H$ , es decir,  $|\Delta H| < |T \cdot \Delta S|$ , y se cumple que  $\Delta H - T \cdot \Delta S < 0$  que es la condición de espontaneidad.

## 9-2005-Jun-Ley de Hess con estequiometría

**PROBLEMA 3.-** Dadas las reacciones:



- Calcula la variación de entalpía para la reacción  $\text{Na}^+ \text{ (g)} + \text{Cl}^- \text{ (g)} \rightarrow \text{NaCl (s)}$ .
- Calcula la cantidad de energía intercambiada en forma de calor al formarse 100 g de NaCl (s) según la reacción del apartado a).
- Calcula la entalpía de formación de NaCl expresada en  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  y en  $\text{J} \cdot \text{g}^{-1}$ .

DATOS:  $A_r(\text{Na}) = 23 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$ .

**Resultado:** a)  $\Delta H_f = - 788 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; b)  $Q = 1.347 \text{ kJ}$ ; c)  $7.025,64 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1}$ .

## 10-Espontaneidad Energía libre

**CUESTIÓN 1B.-** La variación de entalpía de la reacción:  $\text{Ag}_2\text{O (s)} \rightarrow 2 \text{Ag (s)} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \text{ (g)}$  es  $\Delta H^\circ = 30,60 \text{ kJ}$ . Sabiendo que la variación de entropía de esta reacción es  $\Delta S^\circ = 66,04 \text{ J/K}$ , y suponiendo que  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$  permanecen constante con la temperatura, calcula:

- La variación de energía libre de Gibbs a  $25^\circ \text{C}$ , indicando si la reacción es o no espontánea.
- La temperatura a partir de la cual la reacción es espontánea.

**Resultado:** a)  $\Delta G = 10,92 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; b)  $T = 463,36 \text{ K} = 190,36^\circ \text{C}$ .

### Solución:

a) La variación de la energía libre de Gibbs se obtiene de la expresión:  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ .

Llevando a dicha expresión los valores de las variables conocidas y operando se obtiene el valor o variación de la energía libre de Gibbs:

$$\Delta G = 30,60 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 298 \text{ K} \cdot 66,04 \cdot 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 10,92 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Por ser positivo el incremento de energía libre la reacción no es espontánea.

b) La reacción será espontánea si la energía libre de Gibbs  $\Delta G < 0$ , y esto sólo se consigue para altas temperaturas, pues en estas condiciones, el producto  $T \cdot \Delta S$  es más negativo y supera a  $\Delta H$  en valor absoluto y, al efectuar la diferencia, el resultado es negativo. En efecto, haciendo  $\Delta G = 0$ , despejando la temperatura de la expresión  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ , sustituyendo las variables conocida por sus valores y operando, resulta:

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{30,60 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}{66,04 \cdot 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} = 463,36 \text{ K o } 190,36 \text{ }^\circ\text{C}, \text{ y a partir de esta temperatura la}$$

reacción es espontánea, pues  $\Delta G < 0$ .

## 11-2005-Sep Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 2.-** Bajo ciertas condiciones el cloruro de amonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (s), se disocia completamente en amoníaco,  $\text{NH}_3$  (g), y cloruro de hidrógeno,  $\text{HCl}$  (g). Calcula:

- La variación de entalpía de la reacción de descomposición del cloruro de amonio en condiciones estándar, indicando si la reacción absorbe o cede energía en forma de calor.
- ¿Qué cantidad de energía en forma de calor absorberá o cederá la descomposición de una muestra de 87 g de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  de una pureza del 79 %?
- Si la reacción del apartado anterior se lleva a cabo a 1000 K en un horno eléctrico de 25 L de volumen, ¿cuál será la presión en su interior al finalizar la reacción?

DATOS:  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{N}) = 14 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;

$\Delta H_f^\circ [\text{NH}_4\text{Cl} (\text{s})] = -315,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{NH}_3 (\text{g})] = -46,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{HCl} (\text{g})] = -92,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Resultado: a)  $\Delta H_r^\circ = -454 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; b)  $Q = -583,24 \text{ kJ}$ ; c)  $P = 8,43 \text{ atm}$ .**

### Solución:

a) La reacción de descomposición completa del cloruro de amonio es:

$\text{NH}_4\text{Cl} (\text{s}) \rightarrow \text{NH}_3 (\text{g}) + \text{HCl} (\text{g})$ , siendo la variación entálpica de la reacción:

$$\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos} = [(-46,3) + (-92,3) - (-315,4)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 176,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

El signo positivo de la entalpía de reacción indica que a la reacción hay que suministrarle calor para que se produzca, es decir, es endotérmica.

b) Si por cada mol de cloruro de amonio que se descompone hay que suministrar 176,8 kJ, de energía, la que se ha de suministrar para descomponerse los 87 g es:

$$87 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl} \cdot \frac{79 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl } \text{puro}}{100 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl } \text{impuro}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{Cl}}{53,5 \text{ g } \text{N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{176,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{Cl}} = 227,13 \text{ kJ}$$

c) La reacción completa produce por cada mol de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  que se descompone, 1 mol de  $\text{NH}_3$ , y 1 mol de  $\text{HCl}$ , es decir, 2 moles totales de gases, por lo que 87 g de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  que se descomponen dan lugar a los siguientes moles totales de gases:

$$87 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl} \cdot \frac{79 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl } \text{puro}}{100 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl } \text{impuro}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{Cl}}{53,5 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl}} \cdot \frac{2 \text{ moles totales}}{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{Cl}} = 2,57 \text{ moles totales, que llevados a}$$

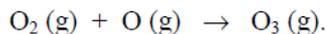
la ecuación de estado de los gases ideales en las condiciones propuestas, da para la presión en el interior del reactor al finalizar la reacción de descomposición:

$$P \cdot V = n_t \cdot R \cdot T \Rightarrow P = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = \frac{2,57 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1000 \text{ K}}{25 \text{ L}} = 8,43 \text{ atm}$$

**Resultado: a)  $\Delta H_r^\circ = 176,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; b)  $Q = 227,13 \text{ kJ}$ ; c)  $P = 8,43 \text{ atm}$ .**

## 12-Espontaneidad Energía libre

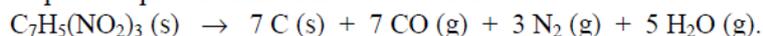
**CUESTIÓN 1A.-** Justifica mediante cálculo la afirmación de que el aumento en la temperatura de la estratosfera está relacionado con la formación del ozono de acuerdo a la reacción (no ajustada):



DATOS:  $\Delta H_f^\circ [\text{O}_3(\text{s})] = 142,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{O}(\text{g})] = 247,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

## 13-2006-Jun Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 1.-** El trinitrotolueno (TNT),  $\text{C}_7\text{H}_5(\text{NO}_2)_3$ , es un explosivo muy potente que presenta como ventaja frente a la nitroglicerina su mayor estabilidad en caso de impacto. La descomposición explosiva del TNT se puede representar mediante la ecuación:



a) Calcula el calor producido al explotar 2,27 kilogramos de TNT.

b) Calcula el volumen total (en L) ocupado por los gases liberados en dicha explosión a  $500^\circ \text{C}$  y 740 mm Hg.

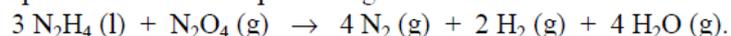
DATOS:  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{N}) = 14 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;

$\Delta H_f^\circ [\text{TNT}(\text{s})] = -364,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{CO}(\text{g})] = -110,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -241,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Resultado: a) Q = 16.160 kJ; b) V = 976,49 L.**

## 14-2006-Sep Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 3.-** La mezcla constituida por hidracina,  $\text{N}_2\text{H}_4$ , y tetraóxido de dinitrógeno,  $\text{N}_2\text{O}_4$ , se utiliza en la propulsión de cohetes espaciales, ya que el extraordinario volumen gaseoso generado en la reacción, crea el impulso necesario al expeler los gases desde la cámara del cohete. La reacción ajustada es:



a) Calcula la variación de entalpía estándar para la reacción anterior, indicando si la reacción absorbe o cede energía en forma de calor.

b) ¿Qué cantidad de energía en forma de calor se absorberá o cederá cuando reaccionan 4.500 g de hidracina con la cantidad adecuada de  $\text{N}_2\text{O}_4$ ?

c) Si la reacción del apartado b) se lleva a cabo a  $800^\circ \text{C}$  y 740 mm Hg, ¿cuál será el volumen que ocuparían los gases producto de la reacción?

DATOS:  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{N}) = 14 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

$\Delta H_f^\circ [\text{N}_2\text{H}_4(\text{l})] = 50,63 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})] = 9,16 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -241,82 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Resultado: a)  $\Delta H_r^\circ = -1.128,33 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; b) Q = -12.693,7 Kcal; c) V = 42.358,125 L.**

## 15-Espontaneidad Energía libre

**CUESTIÓN 1.-** El proceso de vaporización de un cierto compuesto A puede expresarse mediante la reacción química:  $\text{A}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{A}(\text{g})$ . Teniendo en cuenta que para la reacción anterior  $\Delta H^\circ = 38,0 \text{ kJ/mol}$  y  $\Delta S^\circ = 112,9 \text{ J/(K} \cdot \text{mol)}$ :

a) Indica si la reacción de vaporización del compuesto A es espontánea a  $25^\circ \text{C}$ .

b) Calcula la temperatura a la cual el A (l) se encuentra en equilibrio con el A (g).

**Resultado: b) T = 336,58 K = 63,58 °C.**

Solución:

a) Una reacción es espontánea cuando cumple que  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ < 0$ , y como tanto  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$  son positivos, siendo  $\Delta S^\circ$  muy inferior con respecto al valor de  $\Delta H^\circ$ , se comprueba fácilmente que la diferencia  $\Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ > 0$ , lo que pone de manifiesto que la vaporización del compuesto A no es un proceso espontáneo.

En efecto:  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ = 38,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 298 \text{ K} \cdot 112,9 \cdot 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 4,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

b) Todo sistema se encuentra en equilibrio, a cierta temperatura, cuando  $\Delta G^\circ = 0$ , es decir, el compuesto A (l) se encuentra en equilibrio con A (g) cuando  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ = 0$ , y despejando la temperatura, sustituyendo las variables conocidas por sus valores y operando, sale la temperatura para la

que se establece el equilibrio:  $T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{38,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}{112,9 \cdot 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} = 336,58 \text{ K} = 63,58^\circ \text{C}$ .

**Resultado: a) No es espontánea; b) T = 336,58 K = 63,58 °C.**

### 16-2007-Jun Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 2B.-** El propano,  $C_3H_8$ , es un hidrocarburo que se utiliza habitualmente como combustible gaseoso. En un reactor de 25 L de volumen manteniendo a una temperatura constante de  $150^\circ C$  se introducen 17,6 g de propano y 72 g de oxígeno. La reacción de combustión se inicia mediante una chispa eléctrica. Calcula:

- La cantidad (en gramos) de vapor de agua obtenida tras finalizar la combustión.
- La cantidad de energía en forma de calor que se libera en la combustión.
- La presión total en el interior del reactor al finalizar la reacción.

DATOS:  $A_r(H) = 1$  u;  $A_r(C) = 12$  u;  $A_r(O) = 16$  u;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

$\Delta H_f^\circ [C_3H_8 (g)] = -103,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [CO_2 (g)] = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [H_2O (g)] = -241,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Resultado:** a) 28,8 g; b)  $Q = -817,56 \text{ kJ}$ ; c)  $P = 3,95 \text{ atm}$ .

### 17-2007-Sep Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 2B.-** El octano,  $C_8H_{18}$ , es un hidrocarburo líquido de densidad  $0,79 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$  y es el componente mayoritario de la gasolina. Teniendo en cuenta las entalpías de formación estándar que se dan al final del enunciado, calcula:

- La entalpía molar de combustión del octano en condiciones estándar.
- Si 1 L de octano cuesta 0,97 €, ¿cuál será el coste de combustión necesario para producir  $10^6$  J de energía en forma de calor?
- ¿Cuál será el volumen de octano que debe quemarse para fundir 1 kg de hielo si la entalpía de fusión del hielo es  $6,01 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ?

DATOS:  $A_r(H) = 1$  u;  $A_r(C) = 12$  u;  $A_r(O) = 16$  u;

$\Delta H_f^\circ [C_8H_{18} (l)] = -249,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [CO_2 (g)] = -395,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [H_2O (l)] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Resultado:** b) 0,0255 €; c)  $V (C_8H_{18}) = 8,78 \text{ mL}$ .

### 18-2008-Jun Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 2B.-** El etanol,  $CH_3CH_2OH (l)$ , está siendo considerado como un posible sustituto de los combustibles fósiles tales como el octano,  $C_8H_{18} (l)$ , componente mayoritario de la gasolina. Teniendo en cuenta que la combustión del etanol como del octano, da lugar a  $CO_2 (g)$  y  $H_2O (l)$ , calcula:

- La entalpía correspondiente a la combustión de 1 mol de etanol y 1 mol de octano.
- La cantidad de energía en forma de calor que desprenderá al quemarse 1 gramo de etanol y compárala con la que desprende la combustión de 1 gramo de octano.
- La cantidad de energía en forma de calor que se desprende en cada una de las reacciones de combustión (de etanol y de octano) por cada mol de  $CO_2$  que se produce.

DATOS:  $\Delta H_f^\circ [CH_3CH_2OH (l)] = -277,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [C_8H_{18} (l)] = -250,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;

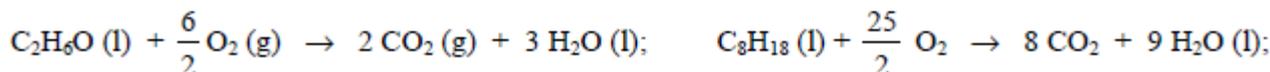
$\Delta H_f^\circ [CO_2 (g)] = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [H_2O (l)] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $A_r (H) = 1$  u;  $A_r (C) = 12$  u;  $A_r (O) = 16$  u.

**Resultado:** a)  $\Delta H_r^\circ (C_2H_6O) = -1366,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_r^\circ (C_8H_{18}) = -5470,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;

b)  $(C_2H_6O) = -29,71 \text{ kJ}$ ;  $(C_8H_{18}) = -47,98 \text{ kJ}$ ; c)  $(C_2H_6O) = -683,35 \text{ kJ}$ ;  $(C_8H_{18}) = -683,76 \text{ kJ}$ .

Solución:

a) Las reacciones de combustión del etanol y gasolina son:



La entalpía de las reacciones de combustión se obtiene de la expresión:

$$\Delta H_r^\circ = \sum n \cdot \Delta H_f^\circ \text{productos} - \sum m \cdot \Delta H_f^\circ \text{reactivos};$$

$$\Delta H_r^\circ (\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \cdot (-393,5) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 3 \cdot (-285,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-277,7) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -1366,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$\Delta H_r^\circ (\text{C}_8\text{H}_{18}) = 8 \cdot (-393,5) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 9 \cdot (-285,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-250,1) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -5470,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

b) Para determinar el calor que se desprende al quemar 1 g de etanol y 1 g de gasolina, se multiplica la masa por la relación mol-gramos y por la relación  $\Delta H_c$ -mol de etanol y gasolina en cada

$$\text{reacción: } 1 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}}{46 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{-1366,7 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = -29,71 \text{ kJ}.$$

$$1 \text{ g } \text{C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}}{114 \text{ g } \text{C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{-5470,1 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}} = -47,98 \text{ kJ}.$$

c) De las reacciones de combustión se deduce que por cada 2 y 8 moles de  $\text{CO}_2$  que se desprenden, respectivamente, se producen  $-1366,7 \text{ kJ}$  y  $-5470,1 \text{ kJ}$ , por lo que para obtener el calor desprendido por mol de  $\text{CO}_2$  producido, basta con dividir por 2 y 8 los correspondientes calores de combustión del apartado a), es decir:

$$-1366,7 \text{ kJ} \cdot \frac{1}{2} = -683,35 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ de } \text{CO}_2 \text{ desprendido en la combustión del etanol};$$

$$-5470,1 \text{ kJ} \cdot \frac{1}{8} = -683,76 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ de } \text{CO}_2 \text{ desprendido en la combustión de la gasolina}.$$

**Resultado:** a)  $\Delta H_r^\circ (\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -1366,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_r^\circ (\text{C}_8\text{H}_{18}) = -5470,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;

b)  $(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -29,71 \text{ kJ}$ ;  $(\text{C}_8\text{H}_{18}) = -47,98 \text{ kJ}$ ; c)  $(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -683,35 \text{ kJ}$ ;  $(\text{C}_8\text{H}_{18}) = -683,76 \text{ kJ}$ .

### 19-2008-Sep Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 2 B.-** En la combustión de 9,2 g de etanol,  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} (\text{l})$ , a  $25^\circ \text{C}$  se desprenden 274,1 kJ, mientras que en la combustión de 8,8 g de etanal  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O} (\text{l})$ , a  $25^\circ \text{C}$  se desprenden 234,5 kJ. En estos procesos de combustión se forman  $\text{CO}_2 (\text{g})$  y  $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$  como productos.

- Escribe las ecuaciones ajustadas correspondientes a la combustión del etanol y etanal.
- Calcula el calor desprendido en la combustión de 1 mol de etanol y de 1 mol de etanal.
- Mediante la reacción con oxígeno (g) el etanol (l) se transforma en etanal (l) y agua (l). Calcula  $\Delta H^\circ$  para la transformación de 1 mol de etanol (l) en etanal (l).

DATOS:  $A_r (\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r (\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r (\text{O}) = 16 \text{ u}$ .

**Resultado:** b)  $\Delta H_c^\circ = -1.370,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_c^\circ = -1.172,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; c)  $\Delta H_r^\circ = -198 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

### Solución:

a) Las ecuaciones correspondientes a las reacciones de combustión del etanol y etanal ajustadas son:

$$\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}; \quad \text{C}_2\text{H}_4\text{O} + \frac{5}{2} \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}.$$

b) Los moles de etanol y etanal que se queman son:

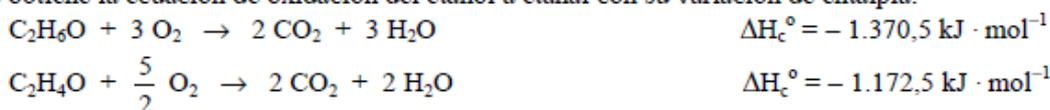
$$9,2 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}}{46 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 0,2 \text{ moles } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}; \quad 8,8 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_4\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_4\text{O}}{44 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_4\text{O}} = 0,2 \text{ moles } \text{C}_2\text{H}_4\text{O}$$

y si al quemar 0,2 moles de cada una de las sustancias se desprenden, respectivamente, 274,1 y 234,5 kJ, la combustión de un mol de etanol y de etanal desprenderán:

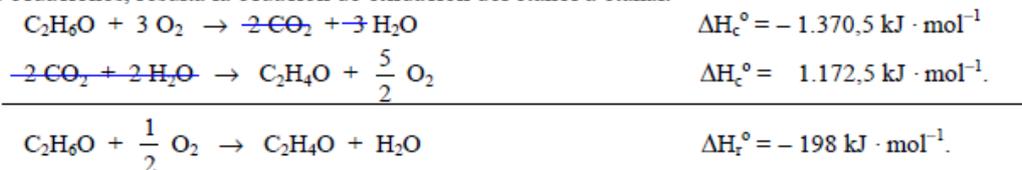
$$274,1 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}}{0,2 \text{ moles } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 1.370,5 \text{ kJ}; \quad 234,5 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_4\text{O}}{0,2 \text{ moles } \text{C}_2\text{H}_4\text{O}} = 1.172,5 \text{ kJ}$$

es decir,  $\Delta H_c^\circ (\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -1.370,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , y  $\Delta H_c^\circ (\text{C}_2\text{H}_4\text{O}) = -1.172,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

c) Aplicando a las ecuaciones de combustión del etanol (I) y etanal (II) del apartado a) la ley de Hess, se obtiene la ecuación de oxidación del etanol a etanal con su variación de entalpía:



Invirtiendo la ecuación de combustión del etanal, cambiando el signo de su entalpía y sumando las dos ecuaciones, resulta la ecuación de oxidación del etanol a etanal:



Resultado: b)  $\Delta H_c^\circ = -1.370,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_c^\circ = -1.172,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; c)  $\Delta H_r^\circ = -198 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

## 20-2009-Jun Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 2A.-** En 1.947 un barco cargado de fertilizante a base de nitrato amónico,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , estalló en Texas City (Texas USA) al provocarse un incendio. La reacción de descomposición explosiva del nitrato amónico se puede escribir según la ecuación:  $2 \text{NH}_4\text{NO}_3 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{N}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ . Calcula:

- El volumen total en litros de los gases formados por la descomposición de 1.000 Kg de nitrato amónico a la temperatura de  $819^\circ\text{C}$  y  $740 \text{ mm Hg}$ .
- La cantidad de energía en forma de calor que se desprende en la descomposición de 1.000 Kg de nitrato amónico.

DATOS:  $A_r (\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $A_r (\text{N}) = 14 \text{ u}$ ;  $A_r (\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{NH}_4\text{NO}_3 (\text{s})] = -366,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{g})] = -241,82 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;

Resultado: a)  $V = 4.023.429,73 \text{ L}$ ; b)  $Q = -1.463.125 \text{ kJ}$ .

## 21-2009-Sep Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 2 B.-** La gasolina es una mezcla compleja de hidrocarburos que a efectos prácticos se considera que está constituida por octano,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  (l). La combustión de un hidrocarburo produce agua y dióxido de carbono. Se quema completamente 60 L de octano. Calcula:

- El volumen de aire (en  $\text{m}^3$ ), que se necesitará, medido a  $765 \text{ mm Hg}$  y  $25^\circ\text{C}$ , para llevar a cabo esta combustión.
- La masa de agua, en kg, producida en dicha combustión.
- El calor que se desprende.

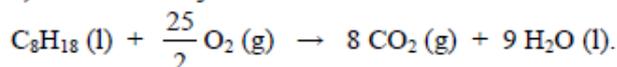
DATOS: Aire (21 %  $\text{O}_2$ ) en volumen;  $d (\text{C}_8\text{H}_{18}) = 0,8 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{C}_8\text{H}_{18} (\text{l})] = -249,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $A_r (\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r (\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $A_r (\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

Resultado: a)  $V = 608,43 \text{ m}^3$ ; b)  $68,21 \text{ Kg H}_2\text{O}$ ; c)  $2.303.311,92 \text{ kJ}$  o  $552.794,86 \text{ Kcal}$ .

Solución:

$$M(C_8H_{18}) = 114 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

a) La ecuación ajustada de la combustión del octano es:



Los moles correspondientes a los 60 L de octano que se quemaron se obtienen despejando su masa

$$\text{de la expresión de la densidad: } d = \frac{\text{masa}}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 0,8 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot 60 \text{ L} = 48.000 \text{ g de } C_8H_{18}$$

$$\text{a los que corresponden el número de moles: } 48.000 \text{ g } C_8H_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_8H_{18}}{114 \text{ g } C_8H_{18}} = 421,05 \text{ moles de } C_8H_{18}$$

Como la estequiometría de la reacción indica que por cada mol de octano se consumen 12,5 moles de oxígeno, los moles de este elemento que se necesitan son  $421,05 \cdot 12,5 = 5.263,13$  moles de  $O_2$  a los que corresponde un volumen en las condiciones dadas de:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{5263,13 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{765 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}}} = 127.769,26 \text{ L de } O_2$$

y por ser el volumen del  $N_2$  en el aire el 79 % y el del  $O_2$  el 21 %, el volumen de aire que ha de emplearse es  $127.769,26 \text{ L } O_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21 \text{ L } O_2} = 608.425,05 \text{ L de aire}$ , que expresado en metros cúbicos son:

$$608.425,05 \text{ dm}^3 \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1.000 \text{ dm}^3} = 608,43 \text{ m}^3 \text{ de aire.}$$

b) Aplicando a los moles de octano los correspondientes factores de conversión y relación molar  $H_2O-C_8H_{18}$  (9 a 1), se obtienen los kg de agua que se producen:

$$421,05 \text{ moles } C_8H_{18} \cdot \frac{9 \text{ moles } H_2O}{1 \text{ mol } C_8H_{18}} \cdot \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ kg } H_2O}{1.000 \text{ g } H_2O} = 68,21 \text{ kg de agua.}$$

c) El calor que se desprende, calor de combustión, se obtiene de la expresión:

$\Delta H_c = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$ , y teniendo presente que los elementos simples no tienen entalpía estándar de formación, la expresión anterior queda de la forma:

$\Delta H_c = 8 \cdot \Delta H_f^\circ(CO_2) + 9 \cdot \Delta H_f^\circ(H_2O(l)) - \Delta H_f^\circ(C_8H_{18}(l))$ , en la que sustituyendo las variables que se conocen por sus valores y operando sale:

$$\Delta H_c = 8 \cdot (-393,5) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 9 \cdot (-285,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-249,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 5.470,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

luego, la combustión de los 421,05 moles de  $C_8H_{18}$  producen el calor:

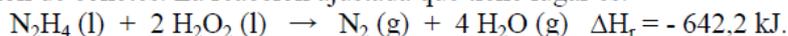
$$421,05 \text{ moles } C_8H_{18} \cdot 5.470,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 2.303.311,92 \text{ kJ, o expresado en kilocalorías:}$$

$$421,05 \text{ moles } C_8H_{18} \cdot 5.470,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol } C_8H_{18}} \cdot \frac{1.000 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} \cdot \frac{0,24 \text{ cal}}{1 \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ kcal}}{1.000 \text{ cal}} = 552.794,86 \text{ kcal.}$$

**Resultado:** a)  $V = 608,43 \text{ m}^3$ ; b)  $68,21 \text{ Kg } H_2O$ ; c)  $2.303.311,92 \text{ kJ}$  o  $552.794,86 \text{ Kcal}$ .

## 22-2010-Jun Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 1.-** La reacción de la hidracina,  $N_2H_4$ , con el peróxido de hidrógeno,  $H_2O_2$ , se usa en la propulsión de cohetes. La reacción ajustada que tiene lugar es:



a) Calcula la entalpía de formación estándar de la hidracina.

b) Calcula el volumen total, en litros, de los gases formados al reaccionar 320 g de hidracina con la cantidad adecuada de peróxido de hidrógeno a  $600^\circ\text{C}$  y  $650 \text{ mm Hg}$ .

DATOS:  $\Delta H_f^\circ[H_2O_2(l)] = -187,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ[H_2O(g)] = -241,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $A_r(H) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(O) = 16 \text{ u}$ ;  $A_r(N) = 14 \text{ u}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$ .

**Resultado:** a)  $\Delta H_f^\circ N_2H_4(l) = 50,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; b)  $V = 4.185 \text{ L}$ .

### Solución:

a) La entalpía de formación estándar de la hidracina, puede obtenerse a partir de las entalpías de reacción y las de formación del agua oxigenada y agua, pues la del nitrógeno, por ser un elemento, su entalpía de formación es cero. La expresión que se utiliza es:

$$\begin{aligned}\Delta H_r^\circ &= \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos} = 4 \cdot \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{g}) - \Delta H_f^\circ \text{N}_2\text{H}_4(\text{l}) - 2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \Rightarrow \\ &\Rightarrow -642,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 4 \cdot (-241,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - \Delta H_f^\circ \text{N}_2\text{H}_4(\text{l}) - 2 \cdot (-187,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \Rightarrow \\ &\Rightarrow \Delta H_f^\circ \text{N}_2\text{H}_4(\text{l}) = 4 \cdot (-241,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 2 \cdot (-187,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 642,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 50,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.\end{aligned}$$

b) Los moles de  $\text{N}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ , ambas sustancias gaseosas, se determinan a partir de los moles de  $\text{N}_2\text{H}_4(\text{l})$  introducidos en el reactor, y aplicando a ambos la ecuación de los gases ideales se calcula el volumen, que sumados proporciona el volumen total que se desprende en la reacción.

Los moles de  $\text{N}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  se hallan, separadamente, multiplicando la masa de  $\text{N}_2\text{H}_4(\text{l})$  por el factor de conversión mol-gramos y por la relación estequiométrica moles de  $\text{N}_2$ -moles  $\text{N}_2\text{H}_4$  y moles  $\text{H}_2\text{O}$ -moles de  $\text{N}_2\text{H}_4$ .

$$320 \text{ g-N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol-N}_2\text{H}_4}{32 \text{ g-N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{1 \text{ mol-N}_2\text{H}_4} = 10 \text{ moles de N}_2;$$

$$320 \text{ g-N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol-N}_2\text{H}_4}{32 \text{ g-N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{4 \text{ moles H}_2\text{O}}{1 \text{ mol-N}_2\text{H}_4} = 40 \text{ moles H}_2\text{O}.$$

Aplicando a los moles totales, 50, la ecuación de estado de los gases ideales en las condiciones pedidas, despejando el volumen y sustituyendo las demás variables por sus valores, se obtiene el valor del volumen total de los gases desprendidos:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{50 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 873 \text{ K}}{650 \text{ mm-Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm-Hg}}} = 4.185 \text{ L}$$

**Resultado:** a)  $\Delta H_f^\circ \text{N}_2\text{H}_4(\text{l}) = 50,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; b)  $V = 4.185 \text{ L}$ .

## 23-2010-Sep Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 1.-** Las mezclas de termita se utilizan en algunas soldaduras debido al carácter fuertemente exotérmico de la siguiente reacción no ajustada:  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{Al}(\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{Fe}(\text{s})$ .

a) Ajusta la reacción anterior y calcula la cantidad de energía en forma de calor que se libera al reaccionar 2 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  con la cantidad adecuada de Al.

b) ¿Qué cantidad de Al, en gramos, será necesaria que reaccione con la cantidad adecuada de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  para que se liberen  $10^6 \text{ J}$  de energía en forma de calor?

DATOS:  $A_r(\text{Al}) = 27 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Fe}) = 55,8 \text{ u}$ ;  $\Delta H_f^\circ[\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})] = -824 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ[\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})] = -1676 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Resultado:** a)  $-10,65 \text{ kJ}$ ; b)  $39,91 \text{ g Al}$ .

### Solución:

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

a) La reacción ajustada es:  $2 \text{ Al}(\text{s}) + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{ Fe}(\text{s}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$ .

Teniendo presente que la entalpía de los elementos químicos es cero, la variación de entalpía de la reacción se obtiene a partir de la expresión:  $\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos} = \Delta H_f^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3) - \Delta H_f^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) \Rightarrow \Delta H_r^\circ = -1.676 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-824) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -852 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Multiplicando la masa de aluminio por la relación de equivalencia mol-gramos y por la relación molar  $\Delta H_r^\circ$ -moles Al, se obtiene la correspondiente variación de entalpía:

$$2,0 \text{ g-Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol-Fe}_2\text{O}_3}{160 \text{ g-Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{-852 \text{ kJ}}{1 \text{ mol-Fe}_2\text{O}_3} = -10,65 \text{ kJ}.$$

b) Los  $10^6 \text{ J}$  equivalen a  $10^3 \text{ kJ}$ , y si esta es la energía que ha de desprenderse, multiplicándola por la relación  $\Delta H$ -moles Al y por el factor de conversión gramos-mol de Al, se obtiene la masa de aluminio que debe reaccionar:

$$10^3 \text{ kJ} \cdot \frac{2 \text{ moles Al}}{852 \text{ kJ}} \cdot \frac{27 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 63,38 \text{ g de Al}.$$

**Resultado:** a)  $-10,65 \text{ kJ}$ ; b)  $63,38 \text{ g Al}$ .

## 24-2011-Jun Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 2.-** El metanol se puede obtener a partir de la reacción  $2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} (\text{l})$ , siendo su  $\Delta H = -128 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

- Si la entalpía de formación del monóxido de carbono,  $\text{CO} (\text{g})$ , vale  $-110,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , calcula la entalpía molar de formación del metanol líquido.
- Si la entalpía de vaporización del metanol es de  $35,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , calcula la entalpía de formación del metanol gas.

**Resultado:** a)  $\Delta H_f^\circ (\text{CH}_3\text{OH}) (\text{l}) = -238,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; b)  $\Delta H_f^\circ (\text{CH}_3\text{OH}) (\text{g}) = -203,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

## 25-Espontaneidad Energía libre

**CUESTIÓN 2.-** Considere la siguiente reacción ajustada de descomposición del carbonato cálcico:



Explica, justificando la respuesta, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- La reacción es espontánea a cualquier temperatura.
- La reacción sólo es espontánea a bajas temperaturas.
- La variación de entropía se opone a la espontaneidad de la reacción.
- La reacción será espontánea a altas temperaturas.

Solución:

a) Por producirse en la reacción un desorden molecular, se pasa de un mol de sólido a otro más un mol de gas, la variación de entropía es positiva, es decir,  $\Delta S > 0$ . De otra parte, una reacción es espontánea cuando su variación de energía libre de Gibbs es menor que cero, es decir,  $\Delta G < 0$ , y como  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ , analizando los valores de  $\Delta H$  y  $T \cdot \Delta S$ , puede determinarse si la reacción es o no espontánea. En efecto, por ser positivo  $\Delta H$  y negativo  $T \cdot \Delta S$ , la reacción no puede ser espontánea para cualquier temperatura, pues para un determinado número de ellas,  $|\Delta H| > |T \cdot \Delta S|$  y, por ello,  $\Delta G > 0$ , lo que indica que la reacción no es espontánea a cualquier temperatura.

b) Falsa. Para bajas temperaturas ocurre lo expuesto en el apartado anterior, es decir, el valor absoluto de la variación de entalpía es mayor que el valor absoluto del producto de la temperatura por la variación de entropía, lo que indica que  $\Delta G > 0$  y, por tanto, la reacción no es espontánea.

c) Falsa. Si en ningún caso pudiera producirse que  $\Delta G < 0$ , podría decirse que la variación de entropía se opone a la espontaneidad de una reacción, pero no es así, ya que hay casos en los que la variación de entropía favorece el que una reacción sea espontánea.

d) Verdadera. En este caso se cumple que el valor absoluto de la variación de entalpía es menor que el valor absoluto del producto de la temperatura por la variación de entropía, es decir, si  $|\Delta H| < |T \cdot \Delta S|$ , lo que se traduce en que  $\Delta G < 0$  y, por ello, a altas temperaturas la reacción es espontánea.

## 25B-Espontaneidad Energía libre

**CUESTIÓN 3.-** Contesta razonadamente y justifica la respuesta:

- ¿Cuál de los siguientes procesos es siempre espontáneo y cual no lo será nunca?

Proceso	$\Delta H$	$\Delta S$
1	$\Delta H < 0$	$\Delta S > 0$
2	$\Delta H > 0$	$\Delta S < 0$
3	$\Delta H < 0$	$\Delta S < 0$
4	$\Delta H > 0$	$\Delta S > 0$

- ¿Por encima de qué temperatura será espontánea una reacción  $\Delta H = 98 \text{ kJ}$  y  $\Delta S = 125 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$ ?

b) ¿Por encima de qué temperatura será espontánea una reacción  $\Delta H = 98 \text{ kJ}$  y  $\Delta S = 125 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$ ?

Solución:

a) Un proceso es espontáneo cuando su variación de energía libre de Gibbs es menor que cero, es decir, cuando  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S < 0$ , y no será nunca espontáneo (nunca podrá producirse), cuando su variación de energía libre de Gibbs es mayor que cero, es decir, cuando  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S > 0$ .

El proceso 1, en el que  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S > 0$ , siempre será espontáneo, sea cual sea el valor de T, porque al ser el producto  $T \cdot \Delta S$  positivo, al restar su valor a una cantidad negativa,  $\Delta H < 0$ , el resultado siempre es negativo y, por tanto, se cumple la condición de espontaneidad,  $\Delta G < 0$ .

Por el contrario, el proceso 2 en el que  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S < 0$ , nunca será espontáneo para cualquier valor de T, porque al ser el producto  $T \cdot \Delta S$  negativo, al sumar una cantidad positiva [ $- T \cdot (-\Delta S)$  es positiva] a otra, la suma total es positiva y, por ello, no se cumple la condición de espontaneidad, es decir,  $\Delta G > 0$ .

b) Una reacción en la que  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S > 0$  será espontánea, cuando se verifique que el valor absoluto de su entalpía es siempre menor que el valor absoluto del producto de la temperatura absoluta por la variación de entropía, es decir, cuando  $|\Delta H| < |T \cdot \Delta S|$ , pues al restar a una cantidad positiva otra mayor, el valor que se obtiene es siempre negativo. Esto ocurre siempre para temperaturas elevadas, pues en estas condiciones siempre el valor positivo  $T \cdot \Delta S$  es superior al valor positivo de  $\Delta H$ , y en estas condiciones se cumple que  $\Delta G < 0$ , condición de espontaneidad. En efecto, para el caso propuesto, se tiene:  $\Delta G = 98 \text{ kJ} - T \cdot 125 \cdot 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} = 98 \text{ kJ} - T \cdot 0,125 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}$ , de donde es fácil deducir, que si T es del orden 800 K,  $\Delta G < 0$ , concretamente,  $\Delta G = -2 \text{ kJ}$ .

## 26-2011-Sep Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 1.-** En una fábrica de cemento se requiere aportar al horno 3.300 kJ por cada Kg de cemento producido. La energía se obtiene por combustión del gas metano,  $\text{CH}_4$ , con oxígeno del aire de acuerdo con la reacción no ajustada:  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ . Calcula:

- La cantidad de gas metano consumido, en Kg, para obtener 1.000 Kg de cemento.
- La cantidad de aire, en metros cúbicos, medido a 1 atmósfera de presión y 25 °C necesarios para la combustión completa del metano del apartado anterior.

DATOS:  $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ; aire = 21 %  $\text{O}_2$ ;  $\Delta H_f^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] = -74,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Resultado:** a) 59,36 Kg de  $\text{CH}_4$ ; b) 906,6  $\text{m}^3$  de aire.

### Solución:

a) La variación de entalpía estándar de la reacción se determina por la expresión:

$$\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos} = \Delta H_f^\circ [\text{CO}_2 (\text{g})] + 2 \cdot \Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] - \Delta H_f^\circ [\text{CH}_4 (\text{g})]$$

pues el  $\text{O}_2$ , por ser un elemento simple no tiene entalpía de formación.

Sustituyendo valores y operando:

$\Delta H_r^\circ = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 2 \cdot (-285,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-74,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -890,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Esta es la energía que se desprende por mol de metano combustionado. Luego, dividiendo los 3.300 kJ que se consumen por cada Kg de cemento producido entre los kJ proporcionados por 1 mol de metano, se hallan los moles de metano que hay que quemar para producir 1 Kg de cemento.

$$3.300 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{890,3 \text{ kJ}} = 3,71 \text{ moles de CH}_4. \text{ Luego, si para obtener 1 Kg de cemento se queman}$$

3,71 moles, para obtener 1.000 Kg de cemento se necesitarán quemar 1.000 veces más de moles de  $\text{CH}_4$ , concretamente  $3,71 \cdot 1.000 = 3.710$  moles, a los que corresponden la masa en Kg:

$$3.710 \text{ moles CH}_4 \cdot \frac{16 \text{ g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ Kg CH}_4}{1.000 \text{ g CH}_4} = 59,36 \text{ Kg de CH}_4.$$

b) De la misma manera, si un mol de metano necesita para quemarse 2 moles de oxígeno, los

3.710 moles necesitarán:  $3.710 \text{ moles CH}_4 \cdot \frac{2 \text{ moles O}_2}{1 \text{ mol CH}_4} = 7.420$  moles, que llevados a la ecuación de los

gases ideales después de despejar el volumen, sustituir las demás variables por sus valores y operar pasando los litros a  $\text{m}^3$  de  $\text{O}_2$ , y estos a  $\text{m}^3$  de aire, se tiene:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{7.420 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1.000 \text{ dm}^3} \cdot \frac{100}{20} = 906,6 \text{ m}^3 \text{ de aire.}$$

**Resultado: a) 59,36 Kg de  $\text{CH}_4$ ; b) 906,6  $\text{m}^3$  de aire.**

### 27-2012-Jun Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 2.-** El proceso de fotosíntesis se puede representar por la ecuación química siguiente:  $6 \text{CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{s}) + 6 \text{O}_2 (\text{g})$   $\Delta H^\circ = 3.402,8 \text{ kJ}$ . Calcula:

a) La entalpía de formación estándar de la glucosa,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

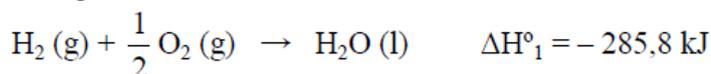
b) La energía necesaria para la formación de 500 g de glucosa mediante fotosíntesis.

DATOS:  $A_r (\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r (\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r (\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2 \text{ g}) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O l}) = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

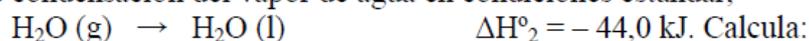
**Resultado: a)  $\Delta H_f^\circ \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = -673 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; b)  $Q = 9.452,2 \text{ kJ}$ .**

### 28-2012-Sep Entalpía de reacción con estequiometría

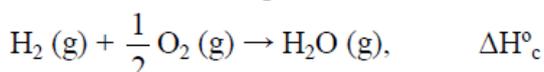
**PROBLEMA 2.-** La combustión de mezclas hidrógeno-oxígeno se utiliza en algunas operaciones industriales cuando es necesario alcanzar altas temperaturas. Teniendo en cuenta la reacción de combustión del hidrógeno en condiciones estándar,



y la reacción de condensación del vapor de agua en condiciones estándar,



a) La entalpía de combustión del hidrógeno cuando da lugar a la formación de vapor de agua:



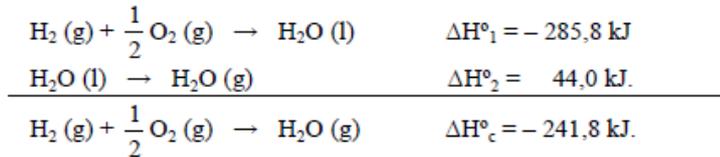
b) La cantidad de energía en forma de calor que se desprenderá al quemar 9 g de hidrógeno,  $\text{H}_2 (\text{g})$ , y 9 g de oxígeno,  $\text{O}_2 (\text{g})$ , si el producto de la reacción es vapor de agua.

DATOS.- Masas atómicas: H = 1; O = 16.

Resultado: a)  $\Delta H^{\circ}_c = - 241,8 \text{ kJ}$ ; b)  $Q = - 135,41 \text{ kJ}$ .

Solución:

a) Aplicando la ley de Hess a las ecuaciones propuestas, previo cambio de sentido a la ecuación de condensación del vapor de agua y de signo a su entalpía, se obtiene la ecuación que se busca y su entalpía.



b) La estequiometría de la ecuación de combustión del hidrógeno es 1 a  $\frac{1}{2}$ , es decir, por cada mol de hidrógeno que se quema, se gasta 0,5 moles de oxígeno.

Pasando los moles de cada uno de los gases a moles se determina el que se encuentra por defecto, y a partir de él la energía que desprende la combustión:

$$\text{Moles de H}_2 = 9 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ g}} = 4,5 \text{ moles};$$

$$\text{Moles de O}_2 = 9 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} = 0,28 \text{ moles}.$$

Luego, se consumen los moles de oxígeno, 0,28 moles, que desprenden la cantidad de calor:  $Q = 0,28 \text{ moles} \cdot \frac{-241,8 \text{ kJ}}{0,5 \text{ moles}} = - 135,41 \text{ kJ}$ .

Resultado: a)  $\Delta H^{\circ}_c = - 241,8 \text{ kJ}$ ; b)  $Q = - 135,41 \text{ kJ}$ .

## 29-2013-Jun Entalpía de reacción con estequiometría

### PROBLEMA 2

La descomposición de la piedra caliza,  $\text{CaCO}_3(\text{s})$ , en cal viva,  $\text{CaO}(\text{s})$ , y  $\text{CO}_2(\text{g})$ , se realiza en un horno de gas.

(1 punto cada apartado)

a) Escriba la reacción ajustada de la descomposición de la caliza y **calcule** la cantidad de energía, en forma de calor, necesaria para obtener 1000 kg de cal viva,  $\text{CaO}(\text{s})$ , por descomposición de la cantidad adecuada de  $\text{CaCO}_3(\text{s})$ .

b) Si el calor proporcionado al horno en el apartado anterior proviene de la combustión del butano,  $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$ , ¿qué cantidad de butano (en kg) será necesario quemar para la obtención de los 1000 kg de cal viva,  $\text{CaO}(\text{s})$  ?

DATOS.- Masas atómicas: H = 1 ; C = 12; O = 16; Ca = 40,1 ; Entalpías de formación estándar,  $\Delta H^{\circ}_f$  ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ):

$\text{CaCO}_3(\text{s}) = - 1207$  ;  $\text{CaO}(\text{s}) = - 635$  ;  $\text{CO}_2(\text{g}) = - 393,5$  ;  $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) = - 125,6$  ;  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = - 285,8$

## 30-Espontaneidad Energía libre

### CUESTION 3

Para cierta reacción química  $\Delta H^{\circ} = +10,2 \text{ kJ}$  y  $\Delta S^{\circ} = +45,8 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$ . Indique, razonadamente, si son verdaderas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones: (0,5 puntos cada apartado)

- Se trata de una reacción espontánea porque aumenta la entropía.
- Se trata de una reacción que libera energía en forma de calor.
- Es una reacción en que los productos están más ordenados que los reactivos.
- A  $25^{\circ}\text{C}$  la reacción no es espontánea.

## 31-2013-Jul- Entalpía de reacción con estequiometría

**PROBLEMA 1.-** Dadas las entalpías estándar de combustión del hexano líquido,  $C_6H_{14}$  (l), C (s) y  $H_2$  (g), calcula:

- La entalpía de formación del hexano líquido a 25 °C.
- El número de moles de  $H_2$  (g) consumidos en la formación de cierta cantidad de  $C_6H_{14}$  (l), si en la citada reacción se han liberado 30 kJ.

DATOS:  $\Delta H_c^\circ$  (kJ · mol<sup>-1</sup>):  $C_6H_{14}$  (l) = - 4.192,0; C (s) = - 393,1;  $H_2$  (g) = - 285,8. El agua siempre es líquida.

Resultado: a)  $\Delta H_f^\circ = - 167,2$  kJ · mol<sup>-1</sup>; b) 1,256 moles.

### 32-Espontaneidad-Energía Libre

**CUESTIÓN 2.-** Para cada una de las siguientes reacciones, justifica si será espontánea a baja temperatura, si será espontánea a alta temperatura, espontánea a cualquier temperatura o no será espontánea para cualquier temperatura:

- |   |                                    |
|---|------------------------------------|
| a) $2 NH_3$ (g) $\rightarrow$ $N_2$ (g) + 3 $H_2$ (g);                    | $\Delta H^{\circ r} = + 92,2$ kJ   |
| b) $2 NH_4NO_3$ (s) $\rightarrow$ 2 $N_2$ (g) + 4 $H_2O$ (g) + $O_2$ (g); | $\Delta H^{\circ r} = - 225,5$ kJ  |
| c) $N_2$ (g) + 3 $Cl_2$ (g) $\rightarrow$ 2 $NCl_3$ (l);                  | $\Delta H^{\circ r} = + 230,0$ kJ  |
| d) 2 $H_2$ (g) + $O_2$ (g) $\rightarrow$ 2 $H_2O$ (l);                    | $\Delta H^{\circ r} = - 571,6$ kJ. |

### 33-2014-Jun- Entalpía de reacción con estequiometría

#### PROBLEMA 2

El sulfuro de cinc reacciona con el oxígeno según:  $2 ZnS$  (s) + 3  $O_2$  (g)  $\rightarrow$  2  $ZnO$  (s) + 2  $SO_2$  (g)

- Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción anterior. **(1 punto)**
- Calcule la cantidad de energía en forma de calor que se absorbe o se libera cuando 17 g de sulfuro de cinc reaccionan con la cantidad adecuada de oxígeno a presión constante de 1 atmósfera. **(1 punto)**

DATOS.- Masas atómicas relativas: O = 16 ; S = 32 ; Zn = 65,4 .

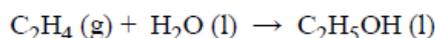
Entalpías de formación estándar,  $\Delta H_f^\circ$  (kJ·mol<sup>-1</sup>): ZnS = -184,1; ZnO = - 349,3 ;  $SO_2$  = - 70,9 .

### 2014-Jul- Entalpía de reacción con estequiometría

#### PROBLEMA 2

La variación de entalpía, en condiciones estándar, para la reacción de combustión de 1 mol de eteno,  $C_2H_4$  (g), es  $\Delta H^\circ = -1411$  kJ, y para la combustión de 1 mol de etanol,  $C_2H_5OH$  (l), es  $\Delta H^\circ = -764$  kJ, formándose en ambos casos agua líquida,  $H_2O$  (l). **(1 punto cada apartado)**

- Teniendo en cuenta la ley de Hess, **calcule** la entalpía en condiciones estándar de la siguiente reacción, e **indique** si la reacción es exotérmica o endotérmica:



- Calcule la cantidad de energía, en forma de calor, que es absorbida o cedida al sintetizar 75 g de etanol según la reacción anterior, a partir de las cantidades adecuadas de eteno y agua.

DATOS.- Masas atómicas relativas: H = 1 ; C = 12 ; O = 16

### ESTADÍSTICA

Entalpía de enlace: 01

Entalpía de reacción con estequiometría: 24

Espontaneidad Energía libre: 09

Ley de Hess con estequiometría: 02