

**CUESTIONES**

**y**

**PROBLEMAS**

**TERMOQUÍMICA**

**Autor: Tomás Mata García**

## CUESTIONES

1.- Indique, razonadamente, si cada una de las siguientes proposiciones, relativas a la variación de energía libre de Gibbs,  $\Delta G$ , es verdadera o falsa:

- a) Puede ser positiva o negativa, pero nunca puede ser cero.
- b) Es independiente de la temperatura.
- c) Cuando  $\Delta G$  es negativo, la reacción es espontánea.

### Solución:

a) Falso.  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ . Luego la suma de estos dos términos puede ser positiva (reacción no espontánea), negativa (reacciones espontáneas) y cero cuando la reacción se encuentra en equilibrio.

b) Falso. Como puede verse el término  $-T\Delta S$  es directamente proporcional a la temperatura, luego  $\Delta G$  depende de la temperatura.

c) Verdadero. Si el  $\Delta G$  es negativo quiere decir que los reactivos tienden a pasar a productos espontáneamente cediendo energía y adquiriendo el sistema un estado de menor energía y por tanto más estable.

2.- Explique cómo variará con la temperatura la espontaneidad de una reacción química en la que  $\Delta H^\circ < 0$  y  $\Delta S^\circ < 0$ , suponiendo que ambas magnitudes permanecen constantes con la variación de temperatura.

### Solución:

a)  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ . Para temperaturas bajas el término entrópico ( $-T\Delta S$ ) es mayor que cero y menor en valor absoluto al término entálpico  $\Delta H$ . Decimos que el término entálpico predomina sobre el término entrópico. Luego  $\Delta G < 0$  y la reacción es espontánea.

b) Para temperaturas altas el término entrópico es positivo mayor en valor absoluto que el término entálpico que es negativo. Luego el término entrópico predomina sobre el término entálpico y  $\Delta G > 0$  y la reacción es no espontánea.

3.- Indique razonando la respuesta, si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones:

- a) La energía libre depende de la temperatura.
- b) No basta que una reacción sea exotérmica para que sea espontánea.
- c) En una reacción química la variación de entropía es siempre positiva.

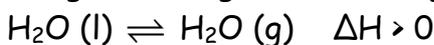
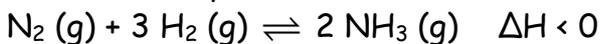
**Solución:**

a) Verdadero.  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ , como vemos  $\Delta G$  depende del término entrópico ( $- T\Delta S$ ) y este depende de la temperatura.

b) Verdadero. Puede ocurrir que el término entálpico sea negativo y el término entrópico sea positivo y mayor en valor absoluto que  $\Delta H$ , con lo cual predomina el término entrópico sobre el término entálpico, y  $\Delta G$  será positivo y por lo tanto la reacción es no espontánea.

c) Falso. La entropía es una medida del desorden del sistema, y esta puede aumentar o disminuir, es decir  $\Delta S$  puede ser positiva o negativa.

4.- Dados los procesos:



- a) Indique de forma razonada, cómo será el signo de  $\Delta S$  en cada reacción.
- b) Analice la espontaneidad de ambos procesos.

**Solución:**

a) La entropía es una medida del desorden del sistema, y esta puede aumentar o disminuir, es decir  $\Delta S$  puede ser positiva o negativa. En general una reacción que origina un aumento en el número de moles de gas va acompañada de un aumento de la entropía y en este caso (reacción 1ª) disminuye el número de moles gaseosos que pasan de 4 a 2, luego la entropía disminuye.

En cuanto a la segunda reacción, el desorden y por lo tanto aumenta al aumentar el movimiento caótico de las moléculas de agua al pasar de líquido a vapor de agua.

b)  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ , a bajas temperaturas puesto que el término entálpico es negativo y predominará sobre el término entrópico que es positivo,  $\Delta G$  es negativo y la reacción es espontánea. En cambio a altas temperaturas es el término entrópico el que predominará sobre el término entálpico y  $\Delta G$  es positivo luego la reacción es no espontánea.

En la segunda reacción, a bajas temperaturas,  $\Delta G > 0$ , luego la reacción es no espontánea. A altas temperaturas ocurre lo contrario y  $\Delta G < 0$ , luego la reacción es espontánea.

5.- Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) Algunas reacciones exotérmicas son espontáneas.
- b) En ciertas reacciones químicas, la variación de entalpía coincide con la variación de energía interna.
- c) La variación de entropía de una reacción espontánea puede ser negativa.

**Solución:**

a) Verdadero, se cumple para todas aquellas en que el término entálpico que es negativo predomine sobre el término entrópico, o ambos términos sean negativos. Aquellas reacciones exotérmicas en las que el término entrópico sea positivo y predomine sobre el término entálpico, no serán espontáneas.

b) Verdadero. Se cumple cuando no hay variación en el número de moles gaseosos entre los reactivos y productos.  $\Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T$

c) Verdadero, pues la reacción es espontánea cuando  $\Delta G < 0$ , indistintamente del valor de la variación de entropía.

6.- Dada la reacción:  $2 \text{C}_2\text{H}_6 (\text{g}) + 7 \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

Razone:

- a) Si a una misma temperatura, el calor desprendido a volumen constante es mayor, menor o igual que el desprendido si la reacción tuviera a presión constante.
- b) Si la entropía en la reacción anterior aumenta o disminuye.

**Solución:**

a)  $\Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T$ . En este caso  $\Delta n = 4 - 9 = -5$ , luego el calor desprendido a presión constante  $\Delta H$  será menor que el calor desprendido a volumen constante  $\Delta U$ .

b) La entropía disminuye cuando se origina una disminución de los moles de gas en la reacción. En este caso en los reactivos hay 9 moles y en los productos sólo 4 moles luego la entropía disminuirá.

7.- Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Toda reacción exotérmica es espontánea.
- b) En toda reacción química espontánea, la variación de entropía es positiva.
- c) En el cambio de estado  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g})$  se produce un aumento de entropía.

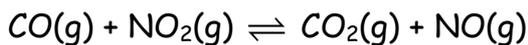
**Solución:**

a) Falso. Para que una reacción sea espontánea  $\Delta G < 0$ . Cuando el término entrópico es positivo y mayor en valor absoluto que el término entálpico la reacción es no espontánea.

b) Falso. La entropía es una magnitud que nos mide el estado de desorden del sistema, y puede aumentar o disminuir.

c) Verdadero. La entropía aumenta cuando en la reacción se origina un aumento del número de moles gas, como en este caso.

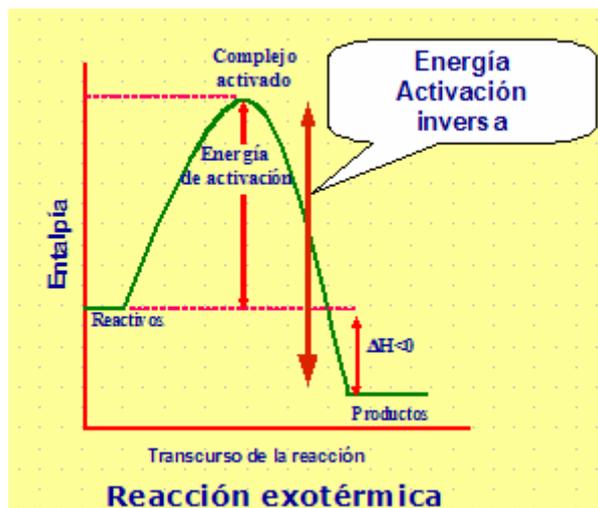
8.- Dada la reacción:



- a) Dibuje el diagrama de entalpía teniendo en cuenta que las energías de activación para la reacción directa e inversa son 134 kJ/mol y 360 kJ/mol.
- b) Justifique si la reacción directa es exotérmica o endotérmica.

**Solución:**

a)



b) Puesto que la entalpía de los productos es menor que la entalpía de los reactivos, la reacción será exotérmica.  $\Delta H_R = 134 - 360 = - 260 \text{ KJ}$

9.- 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.

**Solución:**

a) Una reacción se encuentra en equilibrio cuando  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 0$ , y esto sucede cuando el término entrópico igualen valor absoluto y signo contrario al término entálpico, esto sucede en este caso a una cierta temperatura tal que  $T = \frac{\Delta H}{\Delta S}$ .

b) Una reacción es espontánea cuando  $\Delta G < 0$  y esto sucede cuando el término entálpico que es negativo, es mayor n valor absoluto que el término entrópico ( $-T\Delta S$ ) que es positivo.

10.- Razone la certeza o falsedad de las siguientes afirmaciones, en relación con un proceso exotérmico:

- a) La entalpía de los reactivos es siempre menor que la de los productos.
- b) El proceso siempre será espontáneo.

**Solución:**

a) Falso. Puesto que la entalpía de reacción es la diferencia entre la entalpía de los productos y la entalpía de los reactivos y el enunciado indica que la reacción es exotérmica, es decir tiene signo negativo, ello indica que la entalpía de los reactivos debe ser mayor que la entalpía de los productos.

b) Falso. Para que una reacción sea espontánea  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$ . Cuando el término entrópico es positivo y mayor en valor absoluto que el término entálpico la reacción es no espontánea.

11.- Indique, razonadamente, cómo variará la entropía en los siguientes procesos:

- a) Disolución de nitrato de potasio,  $\text{KNO}_3$ , en agua.
- b) Solidificación del agua.
- c) Síntesis del amoníaco:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$

**Solución:**

a) Al disolverse una sal en agua los iones pasan de un estado de ordenación cristalina a un desorden total en el seno de la disolución, por lo tanto la entropía aumentará.

b) En la solidificación del agua las moléculas de líquido pasan de un estado de vibración alto y con pequeñas fuerzas intermoleculares a un estado de vibración bastante inferior y con unas fuerzas intermoleculares mucho más fuertes, con lo cual se produce una ordenación cristalina de dichas moléculas. Esta ordenación hace que el desorden disminuya y la entropía también.

c) Hay una reducción de las moléculas que hay en estado gaseoso (de 4 a 2)., por lo tanto disminuye el desorden y también la entropía.

12.- Justifique si es posible que:

- a) Una reacción endotérmica sea espontánea.
- b) Los calores de reacción a volumen constante y a presión constante sean iguales en algún proceso químico.

**Solución:**

a) Por supuesto que sí. Como  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ , aunque el término entálpico sea positivo si el término entrópico es negativo y mayor en valor absoluto que el término entálpico, la suma de los dos términos será menor que cero que es la condición para que una reacción sea espontánea.

b) Verdadero. Se cumple cuando no hay variación en el número de moles gaseosos entre los reactivos y productos.  $\Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T$ .

## PROBLEMAS

1.- Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción de hidrogenación del acetileno ( $C_2H_2$ ) para formar etano:

a) A partir de las energías medias de enlace: (C-H) = 414 kJ/mol; (H-H) = 436 kJ/mol; (C-C) = 347 kJ/mol; ( $C\equiv C$ ) = 837 kJ/mol.

b) A partir de las entalpías estándar de formación del etano, -85 kJ/mol, y del acetileno, 227 kJ/mol.

### Solución:

a) La reacción que tiene lugar es:  $CH\equiv CH + 2H_2 \rightleftharpoons CH_3-CH_3$

Enlaces Rotos	Enlaces formados
1 ( $C\equiv C$ )	1 (C-C)
2 (H-H)	4(C-H)

$$\Delta H_R^\circ = \sum n_r \cdot (EE_{rotos}) - \sum n_f \cdot (EE_{formados})$$

$$\Delta H_R^\circ = (837 + 2 \cdot 436) - (347 + 4 \cdot 414) = -294 KJ$$

b)  $\Delta H_R^\circ = \sum n_p \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Productos}) - \sum n_r \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Reactivos})$

$$\Delta H_R^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{Etano}) - \Delta H_f^\circ(\text{Etino}) = -85 KJ - 227 KJ = -312 KJ$$

2.- a) Calcule la variación de entalpía que se produce en la reacción de combustión del butano en condiciones estándar, enunciando los principios teóricos o leyes en los que se basa.

b) ¿Qué cantidad de calor se desprenderá en la combustión completa de los 12 kg de butano que contiene una bombona?

Datos: Entalpías estándar de formación:  $CO_2(g) = -393 \text{ kJ/mol}$ ,  $H_2O(l) = -286 \text{ kJ/mol}$ ;  $C_4H_{10}(g) = -125 \text{ kJ/mol}$

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

### Solución:

a) La reacción de combustión del butano es:  $C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}O_2(g) \rightleftharpoons 4CO_2(g) + 5H_2O(l)$

$$\Delta H_R^\circ = \sum n_p \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Pr oductos}) - \sum n_r \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Re activos})$$

$$\Delta H_R^\circ = [4\Delta H_f^\circ(CO_2) + 5\Delta H_f^\circ(H_2O)] - \Delta H_f^\circ(C_4H_{10}) = [4 \cdot (-393) + 5(-286)] - (-125) = -2877 \text{ KJ}$$

b)  $M_{C_4H_{10}} = 58 \text{ g/mol}$

$$12000 \text{ gramos } C_4H_{10} \cdot \frac{-2877 \text{ KJ}}{58 \text{ gramos } C_4H_{10}} = -595241,38 \text{ KJ}$$

3.- En un calorímetro adecuado a 25°C y 1 atm de presión, se queman completamente 5 cm<sup>3</sup> de etanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) produciéndose dióxido de carbono gaseoso y agua líquida. El calor desprendido a presión constante, es 117,04 kJ. Calcule:

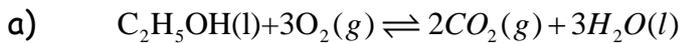
a) La variación de entalpía de combustión estándar del etanol.

b) La variación de energía interna a la temperatura de 25°C.

Datos: Densidad del etanol = 0,79 g/cm<sup>3</sup>; R = 8,31 J·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>

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

### Solución:



$$5\text{cm}^3 \cdot \frac{0,79\text{gramos } C_2H_5OH}{1\text{cm}^3} \cdot \frac{1\text{mol } C_2H_5OH}{46\text{gramos } C_2H_5OH} = 0,086\text{moles } C_2H_5OH$$

$$1\text{mol } C_2H_5OH \cdot \frac{-117,04\text{KJ}}{0,086\text{moles } C_2H_5OH} = -1360,9\text{KJ} \Rightarrow \Delta H_c^\circ = -1360,9\text{KJ} / \text{mol}$$

b)

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T \Rightarrow \Delta U = \Delta H - \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$\Delta n = 2 - 3 = -1$$

$$\Delta U = -1360,9\text{KJ} - (-1)\text{mol} \cdot 8,31 \cdot 10^{-3}\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (25 + 273)\text{K} = -1358,42\text{KJ}$$

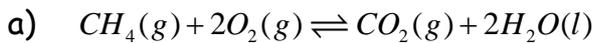
4.- Las variaciones de entalpías estándar de formación del  $CH_4(g)$ ,  $CO_2(g)$  y  $H_2O(l)$  son, respectivamente,  $-74,8 \text{ kJ/mol}$ ;  $-395 \text{ kJ/mol}$  y  $-285,5 \text{ kJ/mol}$ . Calcule:

a) La variación de entalpía de combustión del metano.

b) El calor producido en la combustión completa de  $1 \text{ m}^3$  de metano medido en condiciones normales.

Dato:  $R = 0,082 \text{ atm.L.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

### Solución:



$$\Delta H_R^\circ = \sum n_p \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Productos}) - \sum n_r \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Reactivos})$$

$$\Delta H_R^\circ = [1\Delta H_f^\circ(CO_2) + 2\Delta H_f^\circ(H_2O)] - \Delta H_f^\circ(CH_4) = [1 \cdot (-395) + 2(-285,5)] - (-74,8) = -891,2 \text{ KJ}$$

$$\Delta H_c^\circ = -891,2 \text{ KJ/mol}$$

b)

$$1 \text{ m}^3 CH_4 = 1000 \text{ Litros } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{22,4 \text{ Litros } CH_4} = 44,64 \text{ moles } CH_4$$

$$44,64 \text{ moles } CH_4 \cdot \frac{-891,2 \text{ KJ}}{1 \text{ mol } CH_4} = 39.785,7 \text{ KJ}$$

5.- a) Calcule la variación de entalpía de formación del amoníaco, a partir de los siguientes datos de energías de enlace:  $E(\text{H-H}) = 436 \text{ kJ/mol}$ ;  $E(\text{N-H}) = 389 \text{ kJ/mol}$ ;  $E(\text{N}\equiv\text{N}) = 946 \text{ kJ/mol}$ .

c) Calcule la variación de energía interna en la formación del amoníaco a la temperatura de  $25^\circ\text{C}$ .

Dato:  $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

### Solución:

a) La reacción que tiene lugar es:  $\frac{1}{2}\text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2}\text{H}_2(\text{g}) = \text{NH}_3(\text{g})$

Enlaces Rotos	Enlaces formados
1/2 (N≡N)	3 (N-H)
3/2 (H-H)	

$$\Delta H_R^\circ = \sum n_r \cdot (EE_{\text{rotos}}) - \sum n_f \cdot (EE_{\text{formados}})$$

$$\Delta H_R^\circ = \left(\frac{1}{2} \cdot 946 + \frac{3}{2} \cdot 436\right) - (3 \cdot 389) = -40 \text{ KJ} \Rightarrow \Delta H_f^\circ = -40 \text{ KJ/mol}$$

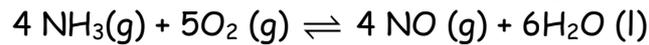
b)

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T \Rightarrow \Delta U = \Delta H - \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$\Delta n = 1 - \left(\frac{1}{2} + \frac{3}{2}\right) = -1$$

$$\Delta U = -40 \text{ KJ} - (-1) \text{ mol} \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (25 + 273) \text{ K} = -37,55 \text{ KJ}$$

6.- El amoníaco, a 25°C y 1 atm, se puede oxidar según la reacción:



Calcule:

a) La variación de entalpía.

b) La variación de energía interna.

Datos:  $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ ,  $\Delta H_f^\circ[\text{NH}_3(\text{g})] = -46,2 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ[\text{NO}(\text{g})] = 90,4 \text{ kJ/mol}$   
 $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -286,4 \text{ kJ/mol}$ .

### Solución:

a)

$$\Delta H_R^\circ = \sum n_p \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Productos}) - \sum n_r \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Reactivos})$$

$$\Delta H_R^\circ = [4\Delta H_f^\circ(\text{NO}) + 6\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})] - 4\Delta H_f^\circ(\text{NH}_3) = [4 \cdot 90,4 + 6(-286,4)] - 4(-46,2) = -1172 \text{ KJ}$$

b)

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T \Rightarrow \Delta U = \Delta H - \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$\Delta n = 4 - (4 + 5) = -5$$

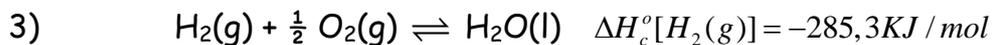
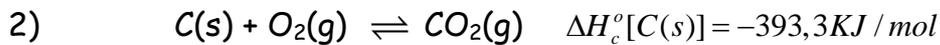
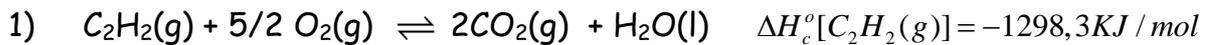
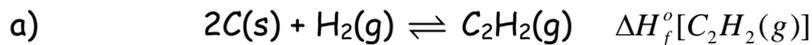
$$\Delta U = -1171 \text{ KJ} - (-5) \text{ moles} \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (25 + 273) \text{ K} = -1159,6 \text{ KJ}$$

7.- a) Calcule la variación de entalpía estándar de formación del acetileno (etino) a partir de las entalpías estándares de combustión (kJ/mol) del hidrógeno, C (grafito) y acetileno cuyos valores son, respectivamente: -285,3; -393,3 y -1298,3.

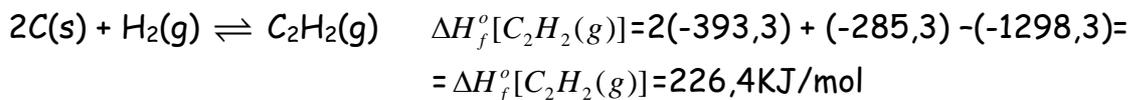
b) Calcule el calor desprendido, a presión constante, cuando se quema 1 kg de acetileno

Masas atómicas: H = 1; C = 12.

**Solución:**



Multiplicando la ecuación 2) por 2 , sumándole la ecuación 3) y restándole la ecuación 1) obtenemos:



b)  $M_{C_2H_2} = 26 \text{ g/mol}$

$$1000 \text{ gramos } C_2H_2 \cdot \frac{-1298,3 \text{ KJ}}{26 \text{ gramos } C_2H_2} = -49.934,62 \text{ KJ}$$

8.- 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 estándar de formación expresadas en kJ/mol:  $\text{CaCO}_3(\text{s}) = -1209,6$ ;  $\text{CO}_2(\text{g}) = -393$ ;  $\text{CaO}(\text{s}) = -635,1$ . Masas atómicas:  $\text{C} = 12$ ;  $\text{O} = 16$ ;  $\text{Ca} = 40$ .

**Solución:**



$$\Delta H_R^\circ = \sum n_p \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Productos}) - \sum n_r \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Reactivos})$$

$$\Delta H_R^\circ = [\Delta H_f^\circ(\text{CaO}) + \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)] - \Delta H_f^\circ(\text{CaCO}_3) = [-393 + (-635,1)] - (-1209,6) = 181,5 \text{ KJ}$$

$M_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ g/mol}$

$$3000 \text{ gramos CaCO}_3 \cdot \frac{181,5 \text{ KJ}}{100 \text{ gramos CaCO}_3} = 5445 \text{ KJ}$$

b)  $M_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{CaO}} = 56 \text{ g/mol}$

$$7000 \text{ gramos CaO} \cdot \frac{100 \text{ gramos CaCO}_3(\text{prac})}{56 \text{ gramos CaO}} \cdot \frac{100 \text{ gramos (teo)}}{90 \text{ gramos (prac)}} = 13888,9 \text{ gramos CaCO}_3$$

9.- 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:

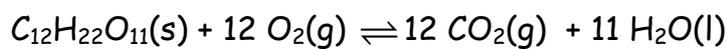
a) ¿Cuántos gramos de sacarosa se pueden quemar al día?

b) ¿Cuántos kJ se producirán en la combustión?

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16

**Solución:**

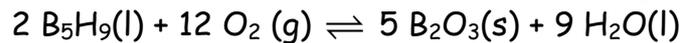
a)  $M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 342 \text{ g/mol}$



$$26 \text{ moles } O_2 \cdot \frac{342 \text{ gramos } C_{12}H_{22}O_{11}}{12 \text{ moles } O_2} = 741 \text{ gramos } C_{12}H_{22}O_{11}$$

b)  $741 \text{ gramos } C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{-348,9 \text{ KJ}}{342 \text{ gramos } C_{12}H_{22}O_{11}} = -755,95 \text{ KJ}$

10.- La combustión del pentaborano líquido se produce según la reacción:



a) La entalpía estándar de la reacción.

b) El calor que se desprende, a presión constante, en la combustión de un gramo de pentaborano.

Datos: Masas atómicas: H = 1; B = 11.

$\Delta H_f^\circ[\text{B}_5\text{H}_9(\text{l})] = 73,2 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ[\text{B}_2\text{O}_3(\text{s})] = -1263,6 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -286 \text{ kJ/mol}$

### **Solución:**

a)

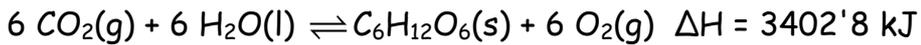
$$\Delta H_R^\circ = \sum n_p \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Productos}) - \sum n_r \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Reactivos})$$

$$\Delta H_R^\circ = [5 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{B}_2\text{O}_3) + 9 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})] - 2 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{B}_5\text{H}_9) = [5(-1263,6) + 9(-286)] - 2 \cdot 73,2 = -9038,4 \text{ KJ}$$

b)  $M_{\text{B}_5\text{H}_9} = 64 \text{ g/mol}$

$$1 \text{ gramo B}_5\text{H}_9 \cdot \frac{-9038,4 \text{ KJ}}{2 \cdot 64 \text{ gramos B}_5\text{H}_9} = -70,61 \text{ KJ}$$

11.- El proceso de fotosíntesis se puede representar por la ecuación:



Calcule:

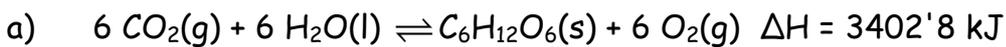
a) La entalpía de formación estándar de la glucosa,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$

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

Datos:  $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,8 \text{ kJ/mol}$  ;  $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] = -393 \text{ kJ/mol}$ .

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

### Solución:



$$\Delta H_R^\circ = \sum n_p \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Pr oductos}) - \sum n_r \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Re activos})$$

$$\Delta H_R^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) - [6 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 6 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)] = 3402,8 \text{ KJ}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) - [6 \cdot (-285,8 + 6 \cdot (-393))] = 3402,8 \text{ KJ}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = (3402,8 - 1714,8 - 2358) \text{ KJ / mol} = -670 \text{ KJ / mol}$$

b)  $M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 180 \text{ g/mol}$

$$500 \text{ gramos } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{3402,8 \text{ KJ}}{180 \text{ gramos } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 9452,2 \text{ KJ}$$

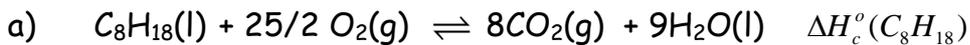
12.- A efectos prácticos se puede considerar la gasolina como octano ( $C_8H_{18}$ ). Las entalpías de formación estándar de  $H_2O(g)$ ,  $CO_2(g)$  y  $C_8H_{18}(l)$  son, respectivamente:  $-241,8$  kJ/mol,  $-393$  kJ/mol y  $-250$  kJ/mol. Calcule:

a) La entalpía de combustión estándar del octano líquido, expresada en kJ/mol, sabiendo que se forman  $CO_2$  y  $H_2O$  gaseosos.

b) La energía, en kilojulios, que necesita un automóvil por cada kilómetro, si su consumo es de 5 L de octano líquido por cada 100 km.

Datos: Densidad del octano líquido =  $0,8$  kg/L. Masas atómicas:  $C = 12$ ;  $H = 1$ .

### Solución:



$$\Delta H_R^\circ = \sum n_p \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Productos}) - \sum n_r \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Reactivos})$$

$$\Delta H_R^\circ = [9 \cdot \Delta H_f^\circ(H_2O) + 8 \cdot \Delta H_f^\circ(CO_2)] - \Delta H_f^\circ(C_8H_{18}) = [9(-241,8) + 8(-393)] - (-250) = -5070,2 \text{ KJ}$$

$$\Delta H_c^\circ(C_8H_{18}) = -5070,2 \text{ KJ/mol}$$

b)  $M_{C_8H_{18}} = 114 \text{ g/mol}$

$$1 \text{ Km} \cdot \frac{5 \text{ Litros}}{100 \text{ Km}} \cdot \frac{0,8 \text{ Kg } C_8H_{18}}{1 \text{ Litro}} \cdot \frac{1000 \text{ g } C_8H_{18}}{1 \text{ Kg } C_8H_{18}} \cdot \frac{5070,2 \text{ KJ}}{114 \text{ g } C_8H_{18}} = 1779 \text{ KJ}$$

13.- A 25°C y 1 atm, la variación de entalpía es 3351 kJ para la reacción:



Calcule:

a) La entalpía de formación estándar del  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$ .

b) La variación de entalpía cuando se forman 10 g de  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$ , en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Masas atómicas: Al = 27; O = 16.

### Solución:



$$\Delta H_R^\circ = \sum n_p \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Pr oductos}) - \sum n_r \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Re activos})$$

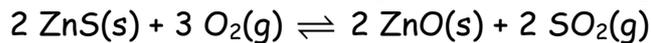
$$\Delta H_R^\circ = [4 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Al}) + 3 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{O}_2)] - 2 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3) = 3351 \text{KJ}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{-3351}{2} = -1675,5 \text{KJ / mol}$$

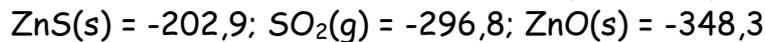
b)  $M_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 102 \text{ g/mol}$

$$10 \text{gramos Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{-1675,5 \text{KJ}}{102 \text{gramos Al}_2\text{O}_3} = -164,27 \text{KJ}$$

14.- El sulfuro de zinc al tratarlo con oxígeno reacciona según:



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



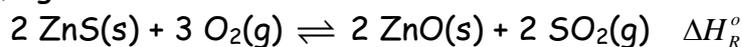
a) ¿Cuál será el calor, a presión constante de una atmósfera, que se desprenderá cuando reaccionen 17 gramos de sulfuro de zinc con exceso de oxígeno?

b) ¿Cuántos litros de  $\text{SO}_2$ , medidos a  $25^\circ\text{C}$  y una atmósfera, se obtendrán?

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

### Solución:

a)  $M_{\text{ZnS}} = 97,4 \text{ g/mol}$



$$\Delta H_R^\circ = \sum n_p \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Pr oductos}) - \sum n_r \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Re activos})$$

$$\Delta H_R^\circ = [2 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{ZnO}) + 2 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{SO}_2)] - 2 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{ZnS}) = -884,4 \text{ KJ}$$

$$17 \text{ gramosZnS} \cdot \frac{-884,4 \text{ KJ}}{2 \cdot 97,4 \text{ gramosZnS}} = -77,18 \text{ KJ}$$

b)  $17 \text{ gramosZnS} \cdot \frac{2 \text{ molesSO}_2}{2 \cdot 97,4 \text{ gramosZnS}} = 0,175 \text{ molesSO}_2$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,175 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atmLK}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot (25 + 273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 4,28 \text{ LitosSO}_2$$