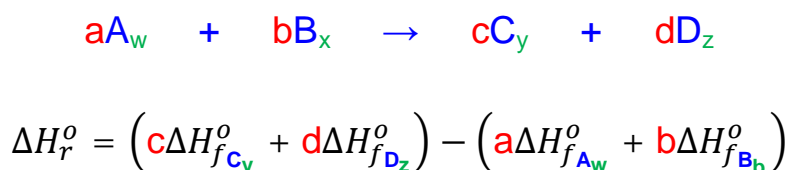


### “CÓMO RESOLVER EJERCICIOS DE TERMOQUÍMICA”

Cuando se lleva a cabo una reacción química a presión constante, se libera o se absorbe calor y esa cantidad de calor es lo que se conoce como entalpia de reacción. Existen tres formas de determinar la entalpia de una reacción, una de ellas es experimentalmente y las otras dos formas son teóricas. Para determinar experimentalmente la entalpia de una reacción, simplemente se realiza la reacción en condiciones controladas de presión y de temperatura, y se calcula la cantidad de calor involucrado, tomando en cuenta la diferencia de temperatura entre el estado inicial y el estado final. Para determinar teóricamente la entalpia de una reacción, se tienen dos casos:

- I. A partir de las entalpias de formación en condiciones normales (1 [atm] y 25 [°C]), de los reactivos y de los productos, como se muestra en el esquema siguiente:



Donde:

**A, B** = Reactivos.

**C, D** = Productos.

**a, b, c, d** = Coeficientes estequiométricos que indican los moles de cada compuesto.

**w, x, y, z** = Estados de agregación.

$\Delta H_r^o$  = Entalpia de reacción en condiciones normales, en [kJ].

$\Delta H_f^o$  = Entalpia de formación en condiciones normales, en [kJ·mol<sup>-1</sup>]

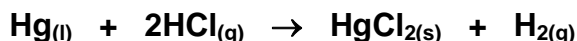
- II. A partir de las entalpias de otras reacciones que se tienen como datos; es decir, empleando la ley de Hess, donde:
- Si se invierte una reacción, su entalpia cambia de signo.
  - Si una reacción se multiplica por un escalar, su entalpia también se multiplica por dicho escalar.

- Si se suman dos o más reacciones, se deben sumar también sus entalpías para obtener la entalpía de la reacción resultante.

Teniendo en cuenta lo anterior, se resuelven a continuación algunos ejercicios típicos de termoquímica.

### Ejercicio 1

Calcule la cantidad de calor involucrado en la producción de 49 [g] de  $\text{HgCl}_{2(s)}$  con base en la reacción siguiente:



#### **Resolución:**

- Para resolver este ejercicio, es necesario conocer la entalpía de la reacción, ya que ésta nos indicaría la cantidad de calor involucrado en la producción de 1 [mol] de  $\text{HgCl}_{2(s)}$ ; por lo tanto, se debe emplear el esquema del caso I, quedando:

$$\Delta H_r^o = 1\Delta H_{f\text{HgCl}_{2(s)}}^o + 1\Delta H_{f\text{H}_{2(g)}}^o - 1\Delta H_{f\text{Hg}_{(l)}}^o - 2\Delta H_{f\text{HCl}_{(g)}}^o$$

- Consultando en tablas los valores de las entalpías de formación en condiciones normales, se obtiene:

$$\Delta H_r^o = 1 [\text{mol}](-230.1[\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}]) + 1 [\text{mol}](0.0[\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}]) - 1 [\text{mol}](0.0[\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}]) - 2 [\text{mol}](-92.3[\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}])$$

$$\Delta H_r^o = -45.5[\text{kJ}]$$

- Este valor de la entalpía indica que se liberan 45.5 [kJ] por cada 1 [mol] de  $\text{HgCl}_2$  que se produce; por lo tanto, es necesario conocer cuántos moles hay en 49 [g] de  $\text{HgCl}_2$ . Para ello, se emplea un factor de conversión obtenido de la masa molar, como se muestra a continuación:

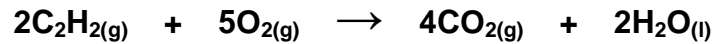
$$49 [\text{g}]\text{HgCl}_2 \left( \frac{1 [\text{mol}]\text{HgCl}_2}{271.496 [\text{g}]\text{HgCl}_2} \right) = 0.1804 [\text{mol}]\text{HgCl}_2$$

- Ya conociendo los moles de  $\text{HgCl}_2$  producidos, se emplea un factor de conversión obtenido de la entalpía de reacción, para conocer la cantidad de calor involucrado, como se muestra a continuación:

$$0.1804 [\text{mol}]\text{HgCl}_2 \left( \frac{-45.5 [\text{kJ}]}{1 [\text{mol}]\text{HgCl}_2} \right) = -8.2119 [\text{kJ}]$$

## Ejercicio 2

El acetileno es un combustible ampliamente utilizado para la soldadura y corte de metales. El proceso de combustión que se lleva al cabo es:



Calcule el calor involucrado en la producción de 70 [L] de  $\text{CO}_2(\text{g})$  medidos a 77 [kPa] y 28 [°C].

### **Resolución:**

- Para resolver este ejercicio, es necesario conocer la entalpía de la reacción, ya que ésta nos indicaría la cantidad de calor involucrado en la producción de 4 [mol] de  $\text{CO}_2(\text{g})$ ; por lo tanto, se debe emplear el esquema del caso I, quedando:

$$\Delta H_r^o = 4\Delta H_f^o_{\text{CO}_2(\text{g})} + 2\Delta H_f^o_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})} - 2\Delta H_f^o_{\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})} - 5\Delta H_f^o_{\text{O}_2(\text{g})}$$

- Consultando en tablas los valores de las entalpías de formación en condiciones normales, se obtiene:

$$\Delta H_r^o = 4 [\text{mol}](-393.5[\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}]) + 2 [\text{mol}](-241.82[\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}]) - 2 [\text{mol}](226.7[\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}]) - 2 [\text{mol}](0.0[\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}])$$

$$\Delta H_r^o = -2\,511.04[\text{kJ}]$$

- Este valor de la entalpía indica que se liberan 2 511.04 [kJ] por cada 4 [mol] de  $\text{CO}_2$  que se producen; por lo tanto, es necesario conocer cuántos moles hay en 70 [L] de  $\text{CO}_2(\text{g})$  medidos a 77 [kPa] y 28 [°C]. Para ello, se emplea la ecuación de estado del gas ideal, como se muestra a continuación:

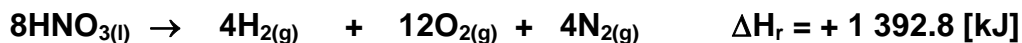
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{77 [\text{kPa}] \cdot \left(\frac{1 [\text{atm}]}{101.325 [\text{kPa}]}\right) \cdot 70 [\text{L}]}{0.08205 \frac{[\text{L} \cdot \text{atm}]}{[\text{mol} \cdot \text{K}]} \cdot 301.15 [\text{K}]} = 2.1528[\text{mol}]\text{CO}_2$$

- Ya conociendo los moles de  $\text{CO}_2$  producidos, se emplea un factor de conversión obtenido de la entalpía de reacción, para conocer la cantidad de calor involucrado, como se muestra a continuación:

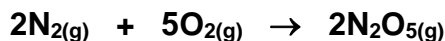
$$2,1528[\text{mol}]\text{CO}_2 \left( \frac{-2\,511,04 [\text{kJ}]}{4 [\text{mol}]\text{CO}_2} \right) = -1\,351.4635 [\text{kJ}]$$

### Ejercicio 3

A partir de las entalpías de las reacciones siguientes:

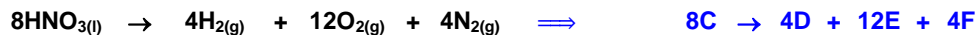


Calcule la entalpia de la reacción:



**Resolución:**

- Este ejercicio está en la situación descrita en el caso II; por lo tanto, se deben modificar las reacciones que se tienen como datos, para que al sumarlas se obtenga la reacción deseada y su correspondiente entalpia (obtenida con la suma de las reacciones ya modificadas). Para lograr lo anterior, es recomendable que primero se asigne una literal a cada compuesto, como se muestra a continuación:



- A continuación, la segunda reacción se invierte y se multiplica por  $\frac{1}{2}$ , ya que como se observa, en la reacción deseada el compuesto **F** está como reactivo y con coeficiente 2. Al invertir la reacción, se cambia el signo de su entalpia y al multiplicar la reacción por  $\frac{1}{2}$ , la entalpia también se multiplica por  $\frac{1}{2}$ , quedando lo siguiente:



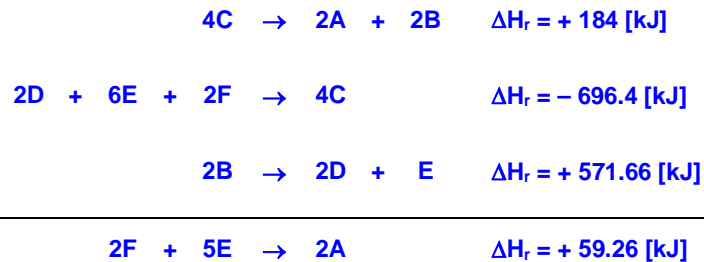
- La tercera reacción sólo se invierte para que el compuesto **E** quede como producto y con coeficiente **1**; de tal forma que, cuando se suma a la reacción anterior, se obtiene el compuesto **E**, como reactivo y con coeficiente 2, tal como está en la reacción deseada. Al invertir la reacción, se cambia el signo de su entalpia, quedando lo siguiente:



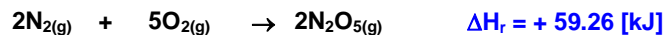
- La primera reacción se invierte y se multiplica por 2, ya que en la reacción deseada, el compuesto **A** tiene que estar como producto y con coeficiente 2. Al invertir la reacción, se cambia el signo de su entalpia y al multiplicar la reacción por 2, la entalpia también se multiplica por 2, quedando lo siguiente.



- Después de modificar las reacciones que se tienen como datos, se suman para obtener la reacción deseada (cancelando lo que esté como reactivo y como producto en la misma cantidad) y también se suman sus entalpias para obtener la entalpia de la reacción deseada.



- Así que finalmente se tiene que:

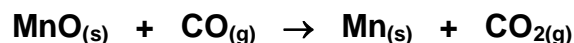


#### Ejercicio 4

Con base en los datos de las reacciones siguientes:



Para la reacción siguiente, determine la cantidad de calor involucrado en la producción de 7.0 [L] de  $CO_{2(g)}$  medidos a 77 [kPa] y 280 [K].



### Resolución:

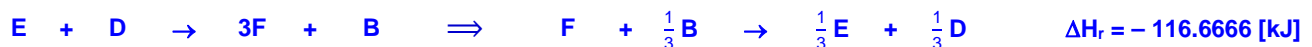
- Este ejercicio está en una situación similar a la descrita en el caso II, ya que se requiere determinar la entalpia de la última reacción para poder determinar la cantidad de calor que se solicita; por lo tanto, se deben modificar las reacciones que se tienen como datos para que al sumarlas se obtenga la reacción deseada y su correspondiente entalpia (obtenida con la suma de las reacciones ya modificadas). Para lograr lo anterior, es recomendable que primero se asigne una literal a cada compuesto, como se muestra a continuación:



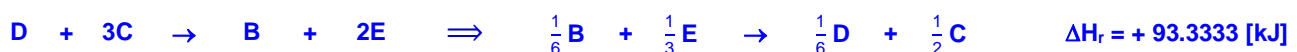
- A continuación, la primera reacción se invierte y se multiplica por  $\frac{1}{2}$ , ya que en la reacción deseada el compuesto **A** esta como producto y con coeficiente 2. Al invertir la reacción, se cambia el signo de su entalpia y al multiplicar la reacción por  $\frac{1}{2}$ , la entalpia también se multiplica por  $\frac{1}{2}$ , quedando lo siguiente:



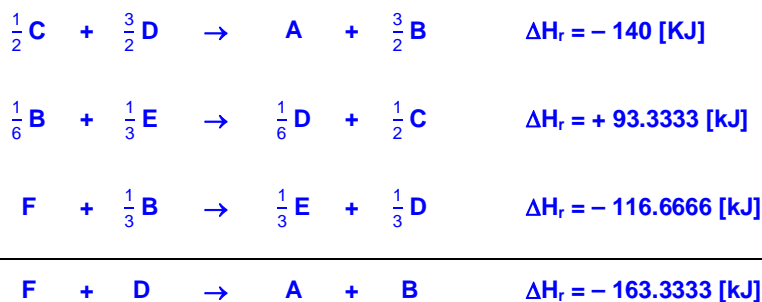
- La tercera reacción se invierte y se multiplica por  $\frac{1}{3}$ , ya que en la reacción deseada, el compuesto **F** esta como reactivo y con coeficiente 1. Al invertir la reacción, se cambia el signo de su entalpia y al multiplicar la reacción por  $\frac{1}{3}$ , la entalpia también se multiplica por  $\frac{1}{3}$ , quedando lo siguiente:



- La segunda reacción se invierte y se multiplica por  $\frac{1}{6}$ , para que los compuestos **D** y **B** quedaran con los coeficientes adecuados, para que al sumar las tres reacciones se obtenga la reacción deseada. Al invertir la reacción, se cambia el signo de su entalpia y al multiplicar la reacción por  $\frac{1}{6}$ , la entalpia también se multiplica por  $\frac{1}{6}$ , quedando lo siguiente



- Después de modificar las reacciones que se tienen como datos, se suman para obtener la reacción deseada (cancelando lo que esté como reactivo y como producto en la misma cantidad) y también se suman sus entalpías para obtener la entalpía de la reacción deseada.



- Así que finalmente se tiene que:



- Este valor de la entalpía indica que se liberan 163.3333 [kJ] por cada 1 [mol] de CO<sub>2</sub> que se produce; por lo tanto, es necesario conocer cuántos moles hay en 7 [L] de CO<sub>2(g)</sub> medido a 77 [kPa] y 280 [K]. Para ello, se emplea la ecuación de estado del gas ideal, como se muestra a continuación:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{77 \text{ [kPa]} \cdot \left( \frac{1 \text{ [atm]}}{101.325 \text{ [kPa]}} \right) \cdot 7 \text{ [L]}}{0.08205 \frac{\text{[L} \cdot \text{atm]}}{\text{[mol} \cdot \text{K]}} \cdot 280 \text{ [K]}} = 0.2315 \text{ [mol] CO}_2$$

- Ya conociendo los moles de CO<sub>2</sub> que se producen, se emplea un factor de conversión obtenido de la entalpía de reacción, para conocer la cantidad de calor involucrado, como se muestra a continuación:

$$0.2315 \text{ [mol] CO}_2 \left( \frac{-163.3333 \text{ [kJ]}}{1 \text{ [mol] CO}_2} \right) = -37.8190 \text{ [kJ]}$$

#### **BIBLIOGRAFÍA:**

- Brown, Theodore L.; LeMay, H. Eugene, Jr.; Bursten, Bruce E. *Química. La Ciencia Central*, 9ª edición; Pearson Prentice-Hall: México, **2004**.
- Chang, Raymond *Química*, 7ª edición; McGraw-Hill: México, **2002**.
- Kotz, John C.; Treichel, Paul M. *Química y Reactividad Química*, 5ª edición; Thomson: México, **2003**.