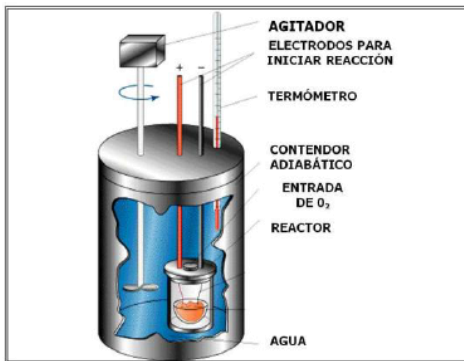


# TERMODINÁMICA

## Entalpía

Para poder medir experimentalmente el flujo de calor de las reacciones químicas es necesario disponer de aparatos llamados calorímetros.



CALORÍMETRO			
Recipiente de paredes aislantes, donde no hay intercambio de calor ( <b>ADIABÁTICO</b> ).	Contiene en su interior un fluido que puede dar o recibir calor (por ejemplo agua).	Cuenta con un termómetro preciso para medir el cambio de temperatura ocurrido.	Posee un recipiente pequeño donde se llevará a cabo la reacción estudiada.

### El proceso en un calorímetro, ocurre de la siguiente forma:

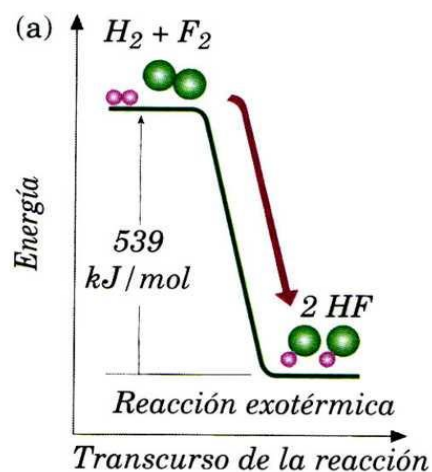
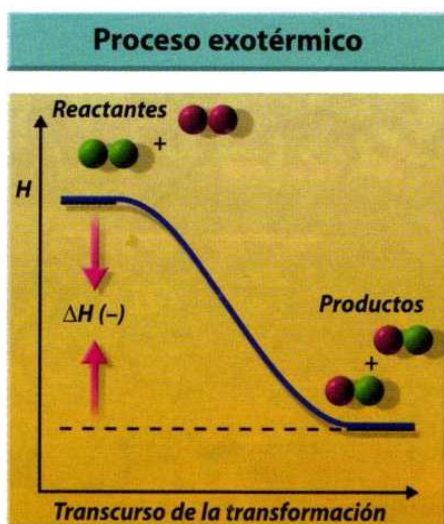
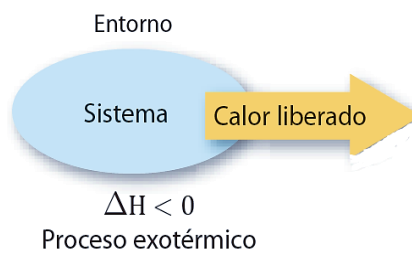
En un inicio se dispone el sistema a temperatura constante (en equilibrio térmico), luego se lleva a cabo la reacción (transferencia de calor) y finalmente se mide el cambio de temperatura producido en el sistema. De este cambio se puede calcular el calor liberado o absorbido.

El proceso se realiza usualmente a presión constante de 1 atmósfera y el calor medido se denomina **ENTALPÍA DE REACCIÓN ( $\Delta H$ )**

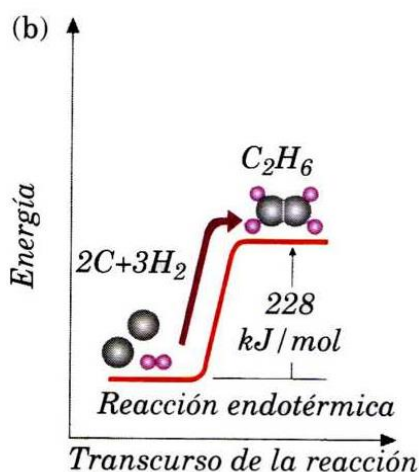
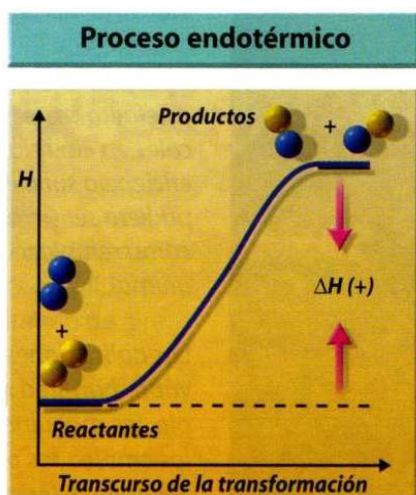
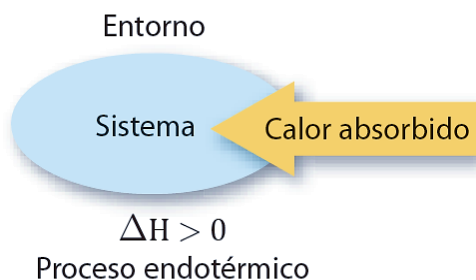
En todos los casos al escribir una reacción termodinámica, junto con las fórmulas de cada sustancia se debe **indicar el estado físico** (no cuesta la misma energía producir agua líquida que agua vapor). Para este caso se incluye dentro del valor de entalpía la energía usada para evaporar agua (convertir líquidos en gases)

**El valor y el signo** de la entalpía definen el tipo de reacción y la cantidad de calor transferido. Al respecto se verifica lo siguiente:

### Proceso Exotérmico:



### Proceso endotérmico



Reacción **exotérmica**:  $A + B \longrightarrow C + D + \text{calor}$

Reacción **endotérmica**:  $A + B + \text{calor} \longrightarrow C + D$

### ENTALPÍA DE FORMACIÓN ESTÁNDAR

Corresponde a la formación de un compuesto a partir de los elementos que lo constituyen, denominada **entalpía de formación** (o calor de formación). Se designa como  $\Delta H_f^\circ$  donde el subíndice indica que el compuesto se generó a partir de sus elementos.

Por otra parte, la magnitud de cualquier cambio de entalpía depende de las condiciones de temperatura, presión y estado (gas, líquido, o sólido) de los reactivos y productos. Por ello, a fin de poder comparar las entalpías de diferentes reacciones, es conveniente definir un conjunto de condiciones llamadas **estado o condiciones estándar**, que corresponden a la presión atmosférica con un valor equivalente a 1 atmósfera (1 atm) y a la temperatura de 298 K, correspondiente a 25 °C. Por lo que, la **entalpía estándar de formación** de un compuesto ( $\Delta H_f^\circ$ ) es el cambio de entalpía de la reacción que forma 1 mol del compuesto a partir de sus elementos.

Por convención la entalpía estándar de formación de un elemento (su forma más estable) tiene valor cero, ya que no se requiere una reacción para formar al elemento en condiciones estándar.

$$\Delta H = \sum H_{\text{productos}} - \sum H_{\text{reactivos}}$$

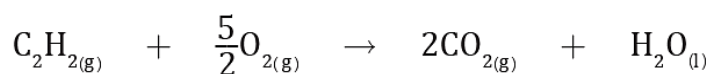


Entalpías estándar de formación (25 °C, 1 atmósfera)

Sustancia	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	Sustancia	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	Sustancia	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
Al <sub>(s)</sub>	0	C <sub>2</sub> H <sub>6(g)</sub>	-83,85	I <sub>2(g)</sub>	+62,2
Ca <sub>(s)</sub>	0	CH <sub>3</sub> OH <sub>(g)</sub>	-201,2	NO <sub>2(g)</sub>	+33,85
CaCO <sub>3(s)</sub>	-1206,9	CH <sub>3</sub> OH <sub>(l)</sub>	-238,4	NO <sub>(g)</sub>	+90,4
CaO <sub>(s)</sub>	-635,6	Cl <sub>2(g)</sub>	0	NH <sub>3(g)</sub>	-46,3
C <sub>(grafito)</sub>	0	CH <sub>3</sub> COOH <sub>(l)</sub>	-487	NaHCO <sub>3(s)</sub>	-947,68
C <sub>(diamante)</sub>	+1,9	H <sub>2(g)</sub>	0	NaCl <sub>(s)</sub>	-411,0
C <sub>(g)</sub>	+716,67	H <sub>2</sub> O <sub>(g)</sub>	-241,8	O <sub>2(g)</sub>	0
CO <sub>(g)</sub>	-110,5	Ca <sup>2+</sup>	-542,96	SO <sub>2(g)</sub>	-296,4
CO <sub>2(g)</sub>	-393,5	H <sub>2</sub> O <sub>(l)</sub>	-285,8	SO <sub>3(g)</sub>	-395,2
CH <sub>4(g)</sub>	-74,87	HI <sub>(g)</sub>	+25,9	PCl <sub>3(g)</sub>	-306,3
C <sub>2</sub> H <sub>2(g)</sub>	226,73	H <sub>2</sub> S <sub>(g)</sub>	-20,1	PCl <sub>5(g)</sub>	-339,2

**Ejercicio resuelto:**

La entalpía de formación estándar de combustión del acetileno es  $-1299 \text{ kJ/mol}$ . ¿Cuál es la  $\Delta H_f^\circ$  para el acetileno o etino (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>)? La ecuación de combustión es:



**Paso 1:** anotar los datos: Subrayados en rojo

**Paso 2:** seleccionar la formula

$$\Delta H = \sum H_{\text{productos}} - \sum H_{\text{reactivos}}$$

**Paso 3:** reemplazar los datos en la formula escogida

$$\Delta H = \left[ \left( 2 \text{ mol CO}_2 \cdot \Delta H_{f(\text{CO}_2)}^\circ \right) + \left( 1 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \Delta H_{f(\text{H}_2\text{O})}^\circ \right) \right] - \left[ \left( 1 \text{ mol C}_2\text{H}_2 \cdot \Delta H_{f(\text{C}_2\text{H}_2)}^\circ \right) + \left( \frac{5}{2} \text{ mol O}_2 \cdot \Delta H_{f(\text{O}_2)}^\circ \right) \right]$$

**Al reemplazar los valores de entalpía**

$$-1299 \text{ kJ/mol} = \left[ \left( 2 \text{ mol CO}_2 \cdot -393,5 \text{ kJ/mol} \right) + \left( 1 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot -285,8 \text{ kJ/mol} \right) \right] - \left[ \left( 1 \text{ mol C}_2\text{H}_2 \cdot \Delta H_{f(\text{C}_2\text{H}_2)}^\circ \right) + \left( \frac{5}{2} \text{ mol O}_2 \cdot 0 \text{ kJ/mol} \right) \right]$$

**Al despejar la entalpía de formación del acetileno o etino (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>) obtenemos,**

$$\Delta H_{f(\text{C}_2\text{H}_2)}^\circ = \frac{-787,0 \text{ kJ} - 285,8 \text{ kJ} + 1299 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}}$$

$$\Delta H_{f(\text{C}_2\text{H}_2)}^\circ = +226,2 \text{ kJ/mol}$$

Podemos señalar finalmente que, para que se produzca la formación del acetileno bajo estas condiciones, es necesario adicionar al sistema una cantidad de energía igual o superior al valor de la entalpía calculado.

### ENTALPÍA DE REACCIÓN

Como el cambio de entalpía para una reacción química estará dado por la entalpía de los productos y la de los reactivos según la siguiente expresión:

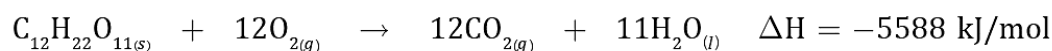
$$\Delta H = \Delta H_{(productos)} - \Delta H_{(reactantes)} \quad \text{o} \quad \Delta H = \Delta H_{(final)} - \Delta H_{(inicial)}$$



Entalpía de reacción

#### Ejercicio resuelto

La combustión completa de la sacarosa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ), produce dióxido de carbono ( $CO_2$ ) y agua ( $H_2O$ ), desprendiéndose **-5.588 kJ**. La reacción que representa este proceso es:



¿Qué cantidad de calor está asociada a la combustión de **950 g** de sacarosa?

**Paso 1:** Para comprender el ejercicio propuesto, es necesario extraer los datos (en color rojo)

**Paso 2:** Seleccionar las fórmulas que relacionan los datos conocidos.

$$n = \frac{m \text{ (g)}}{MM \text{ (g/mol)}}$$

**Paso 3:** Reemplazar los datos y resolver.

$$n = \frac{950 \text{ g}}{342,3 \text{ g/mol}} = 2,8 \text{ moles}$$

Factor de conversión, para la combustión de 1 mol de  $C_{12}H_{22}O_{11}$  que tiene asociado un calor de -5.588 kJ.

$$2,8 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{-5588 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}} = -15646,4 \text{ kJ}$$