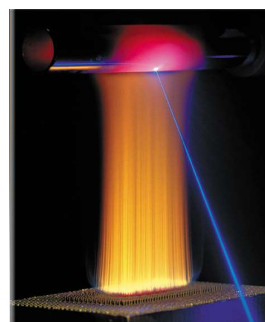
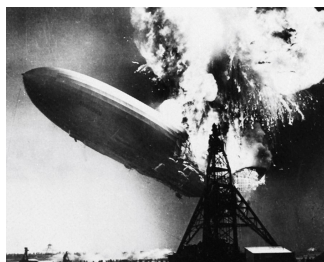


## Unidad 5

# TERMODINÁMICA



Capítulos 6 y 18 del R. Chang

**Energía:** **capacidad para efectuar trabajo**

**TÉRMICA** *La energía térmica es la energía asociada con el movimiento arbitrario de átomos y moléculas.*

**POTENCIAL** *La energía potencial es la energía disponible en virtud de la posición de un objeto.*

**SOLAR** *La energía radiante proviene del Sol y es la fuente de energía primaria de la Tierra.*

**QUÍMICA** *La energía química es la energía almacenada dentro de los enlaces de las sustancias químicas.*

**Termoquímica:** **Estudia los cambios de energía de las reacciones químicas**

### Cambios de energía en las reacciones químicas

**Calor:** Es la transferencia de energía térmica entre dos cuerpos que se encuentran a diferentes temperaturas

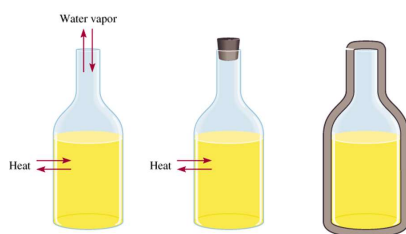
La termoquímica estudia los cambios de calor en las reacciones químicas.

**Sistema:** Parte pequeña del universo que se aísla para someter a estudio.

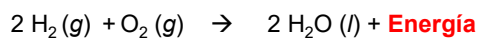
**Entorno o alrededores:** Resto del universo externo al sistema

Los sistemas pueden ser:

- Abiertos (intercambia masa y energía).
- Cerrados (intercambia energía).
- Aislados (no intercambia ni materia ni energía).

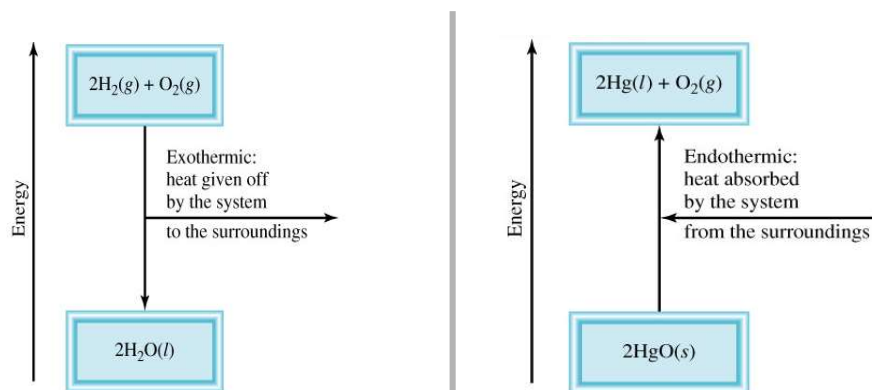
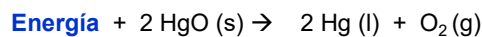


La combustión del Hidrógeno gaseoso con oxígeno, libera gran cantidad de energía.



La mezcla de reacción es el *sistema* y el resto del universo, los *alrededores*. El calor generado por el sistema lo toma los alrededores. El proceso es **Exotérmico**.

Descomposición de Óxido de Mercurio, es un proceso **Endotérmico**



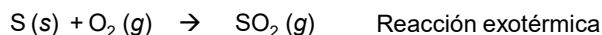
## TERMODINÁMICA

La termodinámica es el estudio de la conversión del calor y otras formas de energía. Examina los cambios en el *estado de un sistema*. Función de estado: aquellas que solo dependen del estado final e inicial del sistema. La composición, energía, temperatura, presión y volumen son funciones de estado.

**Primera Ley de la Termodinámica:** La energía se puede convertir de una forma a otra, pero no se puede crear ni destruir, **SOLO SE CONSERVA**. Cualquier energía que un sistema pierda deberá ser ganada por el entorno y viceversa.

**ENERGÍA INTERNA:** es la suma de la energía cinética (movimiento molecular y movimiento de los electrones) y potencial (Fzas de atracción entre electrones y núcleos, Fza de repulsión entre electrones y entre núcleos de moléculas e interacciones entre moléculas).

La energía no se mide en forma absoluta, se miden los cambios de energía.



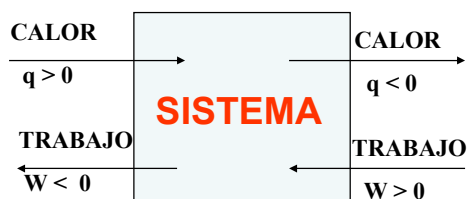
$$\Delta E = E (\text{productos}) - E (\text{reactivos})$$

$$\Delta E_{\text{sis}} + \Delta E_{\text{alr}} = 0$$

$$\Delta E_{\text{sis}} = -\Delta E_{\text{alr}}$$

Cambio de energía de un sistema       $\Delta E = q + W$

El cambio de E interna de un sistema lo podemos expresar como la suma del intercambio de calor (q) y el trabajo (w) realizado por o sobre el sistema



## TRABAJO

cambio de energía producido por un proceso.

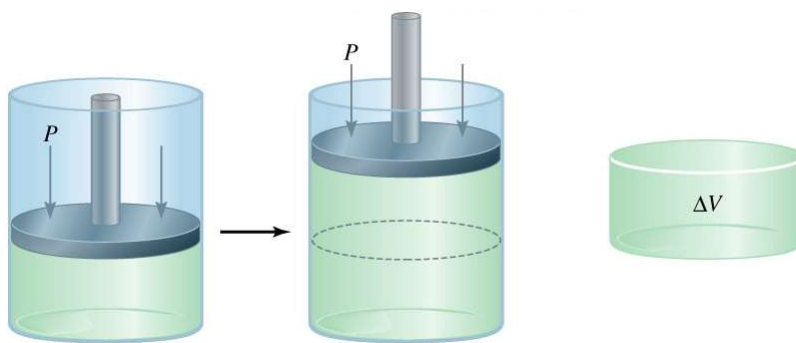
$$W = F \cdot d$$

$$W = - P \Delta V$$

### Signo del trabajo

Compresión ( $\Delta V < 0$ )    -     $\Rightarrow W (+)$

Expansión ( $\Delta V > 0$ )    +     $\Rightarrow W (-)$



### Calor a volumen constante ( $q_v$ )

$$\Delta E = q + w$$

$$w = - P \Delta V$$

$$w = - 0$$

$$\Delta E = q_v$$

### Calor a presión constante ( $q_p$ ), Entalpia

$$\Delta E = q + w$$

$$\Delta E = \Delta H - P \Delta V$$

$$\Delta H = \Delta E + P \Delta V$$

$$q_p = \Delta H$$

$$w = - P \Delta v$$

Para sistemas gaseosos

$$\Delta H = \Delta E + RT \Delta n$$

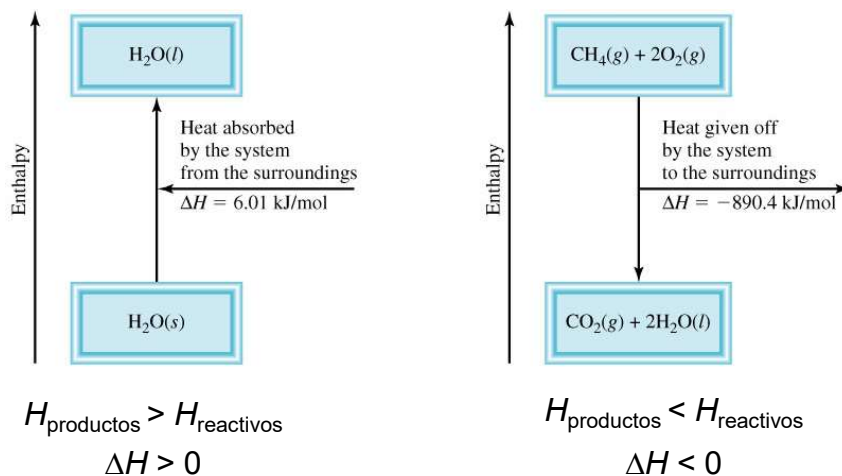
$$P \Delta V = \Delta (nRT)$$

$$P \Delta V = RT \Delta n$$

**Entalpia ( $H$ ) =  $q_p$**  es la cantidad de calor medido en condiciones de presión constante

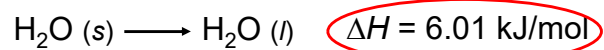
$$\Delta H = H(\text{productos}) - H(\text{reactivos})$$

$\Delta H$  = calor liberado o absorbido a presión constante



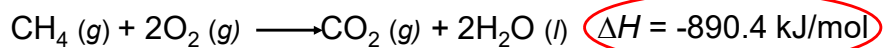
### Ecuaciones termoquímicas

Cada mol de hielo que se funde a  $0^\circ\text{C}$  y 1 atm absorbe 6.01 kJ



El sistema absorbe calor    Endotérmico     $\Delta H > 0$

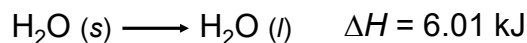
Para cada mol de metano que se quema a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm se liberan -890.4 KJ



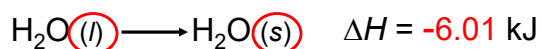
El sistema emite el calor    Exotérmico     $\Delta H < 0$

## Ecuaciones termoquímicas

- Los coeficientes **estequiométricos** siempre se refieren al número de moles de una sustancia



- Si se invierte una reacción, el signo de  $\Delta H$  también se invierte



- Si se multiplican ambos lados de la ecuación por un factor, entonces  $\Delta H$  deben multiplicarse por el mismo factor.



## Ecuaciones termoquímicas

Los estados físicos de todos los reactivos y productos deben ser especificados en ecuaciones termoquímicas.



¿Cuánto calor se libera al quemar 266 g de fósforo blanco ( $\text{P}_4$ ) en el aire?



$$266 \text{ g } \cancel{\text{P}_4} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{P}_4}}{123.9 \text{ g } \cancel{\text{P}_4}} \times \frac{-3013 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{P}_4}} = -6470 \text{ kJ}$$

El **calor específico (s)** de una sustancia es la cantidad de calor ( $q$ ) requerido para elevar la temperatura de **un gramo** de la sustancia en **un grado** Celsius

La **capacidad calorífica (C)** de una sustancia es la cantidad de calor ( $q$ ) requerido para elevar la temperatura de **una masa dada (m)** de sustancia en **un grado** Celsius.

TABLE 6.2

The Specific Heats of Some Common Substances

Substance	Specific Heat (J/g · °C)
Al	0.900
Au	0.129
C (graphite)	0.720
C (diamond)	0.502
Cu	0.385
Fe	0.444
Hg	0.139
H <sub>2</sub> O	4.184
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (ethanol)	2.46

$$C = m \cdot s$$

Calor (q) absorbido o liberado:

$$q = m \cdot s \cdot \Delta t$$

$$q = C \cdot \Delta t$$

$$\Delta t = t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}$$

¿Cuánto calor es emitido cuando se enfría una barra de hierro de 869 g desde 94°C hasta 5°C?

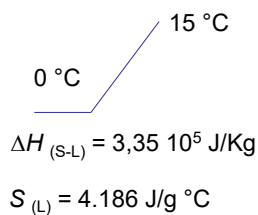
Calor específico de Fe = 0.444 J/g · °C

$$\Delta t = t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}} = 5^{\circ}\text{C} - 94^{\circ}\text{C} = -89^{\circ}\text{C}$$

$$q = m \cdot s \cdot \Delta t = 869 \cancel{\text{g}} \times 0.444 \frac{\text{J}}{\cancel{\text{g}} \cdot ^{\circ}\text{C}} \times (-89^{\circ}\text{C}) = -34.000 \text{ J}$$



¿Cuánto calor es necesario suministrar al sistema para llevar 30 g de hielo a 15°C?



$$q = q_{(S-L)} + q_{(L)}$$

$$q = m \Delta H_{(S-L)} + m \cdot s \cdot \Delta t$$

$$q = 30 \text{ g} \times 3,35 \cdot 10^5 \frac{\text{J} \times \text{Kg}}{\text{Kg} \cdot 1000 \text{ g}} + 30 \text{ g} \times 4.186 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \times (15 - 0) ^\circ\text{C}$$

$$q = 11.933,7 \text{ J}$$

## ENTALPÍA ESTÁNDAR DE FORMACIÓN

**Entalpía estándar de formación ( $\Delta H_f^\circ$ ):** es el cambio de entalpía de la reacción que forma 1 mol de compuesto a partir de sus elementos en condiciones de presión de 1 atm y 25 °C.

**La entalpía estándar de formación de cualquier elemento en su forma más estable es 0 (cero)**

$$\Delta H_f^\circ (\text{O}_2) = 0$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{C, grafito}) = 0$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{O}_3) = 142 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{C, diamante}) = 1.90 \text{ kJ/mol}$$

**Entalpía de combustión ( $\Delta H_c^\circ$ ):** es el cambio de entalpía por mol de una sustancia que se quema en una reacción de combustión en condiciones estándar.

Los productos de combustión de un compuesto orgánico son  $\text{CO}_2$  gas y  $\text{H}_2\text{O}$ , cualquier nitrógeno presente se libera como  $\text{N}_2$  a menos que se especifiquen otros productos. **Siempre es exotérmico**



TABLE 6.4

Standard Enthalpies of Formation of Some Inorganic Substances at 25°C

Substance	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	Substance	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
Ag(s)	0	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (l)	-187.6
AgCl(s)	-127.0	Hg(l)	0
Al(s)	0	I <sub>2</sub> (s)	0
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	-1669.8	HI(g)	25.9
Br <sub>2</sub> (l)	0	Mg(s)	0
HBr(g)	-36.2	MgO(s)	-601.8
C(graphite)	0	MgCO <sub>3</sub> (s)	-1112.9
C(diamond)	1.90	N <sub>2</sub> (g)	0
CO(g)	-110.5	NH <sub>3</sub> (g)	-46.3
CO <sub>2</sub> (g)	-393.5	NO(g)	90.4
Ca(s)	0	NO <sub>2</sub> (g)	33.85
CaO(s)	-635.6	N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (g)	9.66
CaCO <sub>3</sub> (s)	-1206.9	N <sub>2</sub> O(g)	81.56
Cl <sub>2</sub> (g)	0	O(g)	249.4
HCl(g)	-92.3	O <sub>2</sub> (g)	0
Cu(s)	0	O <sub>3</sub> (g)	142.2
CuO(s)	-155.2	S(rhombic)	0
F <sub>2</sub> (g)	0	S(monoclinic)	0.30
HF(g)	-271.6	SO <sub>2</sub> (g)	-296.1
H(g)	218.2	SO <sub>3</sub> (g)	-395.2
H <sub>2</sub> (g)	0	H <sub>2</sub> S(g)	-20.15
H <sub>2</sub> O(g)	-241.8	ZnO(s)	-348.0
H <sub>2</sub> O(l)	-285.8		

## ENTALPÍA ESTÁNDAR DE REACCIÓN

**Entalpía estándar de reacción ( $\Delta H^\circ$ ):** se define como la cantidad de calor a P = cte de 1 atm que el sistema puede absorber o liberar.



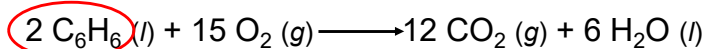
### Método Directo

$$\Delta H_r^\circ = \sum n \Delta H_{\text{prod}}^\circ - \sum m \Delta H_{\text{reac}}^\circ$$

$$\Delta H_r^\circ = [c\Delta H^\circ(\text{C}) + d\Delta H^\circ(\text{D})] - [a\Delta H^\circ(\text{A}) + b\Delta H^\circ(\text{B})]$$

Para hacer el balance energético se considera que las reacciones tienen lugar hasta el consumo total de los reactivos

El benceno (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) se quema en presencia de aire para producir el dióxido de carbono y el agua líquida. ¿Cuánto calor se libera por cada mol de benceno quemado? La entalpía estándar de formación del benceno es 49.04 kJ/mol.



$$\Delta H_{\text{rxn}}^0 = \sum n \Delta H_f^0(\text{productos}) - \sum m \Delta H_f^0(\text{reactivos})$$

$$\Delta H_{\text{rxn}}^0 = [12 \Delta H_f^0(\text{CO}_2) + 6 \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O})] - [2 \Delta H_f^0(\text{C}_6\text{H}_6)]$$

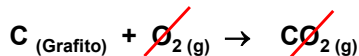
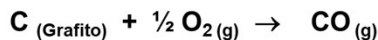
$$\Delta H_{\text{rxn}}^0 = [12 \times (-393.5) + 6 \times (-285.8)] - [2 \times 49.03]$$

$$\Delta H_{\text{rxn}}^0 = -6534.86 \text{ kJ}$$

$$\frac{-6534.86 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = -3267.43 \text{ kJ/mol C}_6\text{H}_6$$

### Método indirecto – Ley de Hess

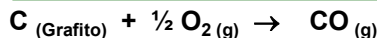
La energía intercambiada en forma de calor en una reacción química es la misma tanto si la reacción ocurre en una etapa como si ocurre en varias.



$$\Delta H_r^\circ = -393.5 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_r^\circ = +283 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_r^\circ = -110.5 \text{ kJ}$$

### Función de estado

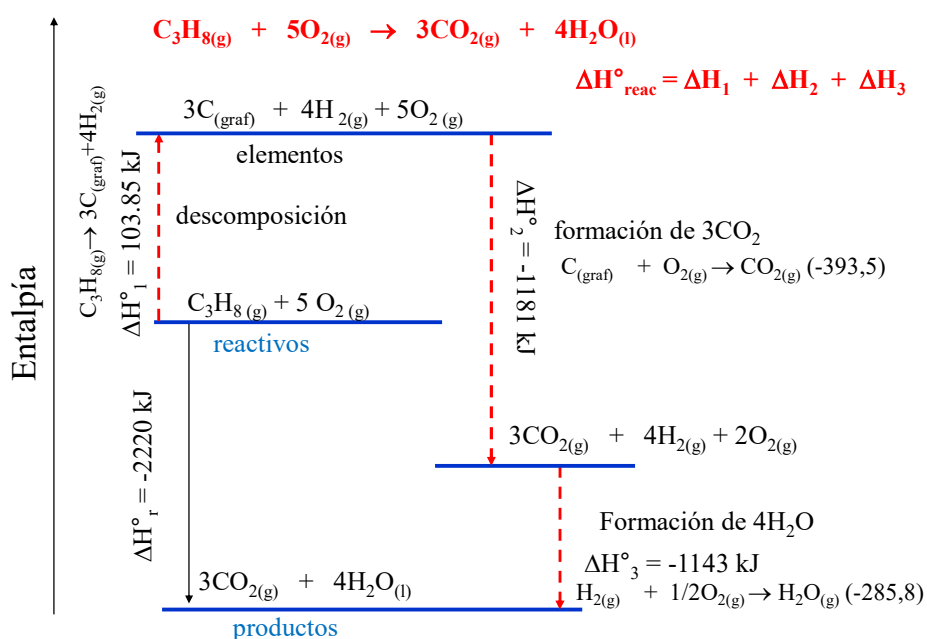
Tienen un **valor único** para cada estado del sistema.

Su variación solo depende del estado inicial y final y no del camino desarrollado.

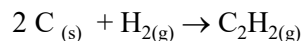
SÍ son: Presión, temperatura, volumen, energía interna, entalpía.

NO son: calor, trabajo

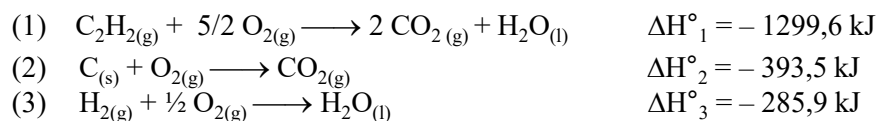
## ENTALPÍA ESTÁNDAR DE REACCIÓN



Calcular el  $\Delta H$  de la siguiente reacción:



- Si utilizamos la ley de Hess, la reacción:



La 1ª reac. la debemos invertir.  ~~$2CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$~~   $\rightarrow C_2H_{2(g)} + 5/2 O_{2(g)}$

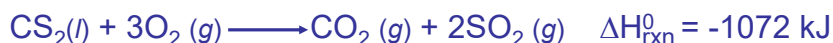
La 2ª reac. multiplicarla por 2.  ~~$2C_{(s)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)}$~~

La 3ª reac. dejarla como está  ~~$H_{2(g)} + 1/2 O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$~~

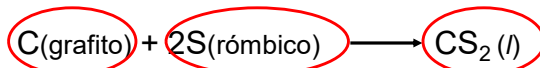
$$\frac{2 C_{(s)} + H_{2(g)} \rightarrow C_2H_{2(g)}}{2 C_{(s)} + H_{2(g)} \rightarrow C_2H_{2(g)}}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{reac}} = 1299,6 + 2(-393,5) + (-285,9) = \mathbf{226,7 \text{ kJ}}$$

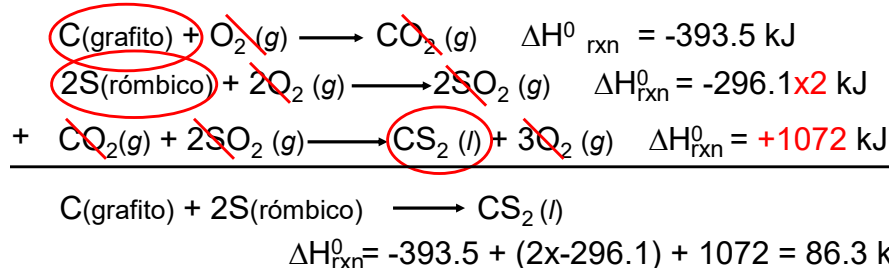
Calcule la entalpía estándar de formación de  $\text{CS}_2(l)$  a partir de las siguientes reacciones



1. Escribir la reacción de formación para  $\text{CS}_2$



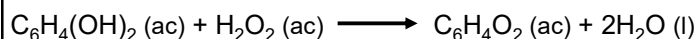
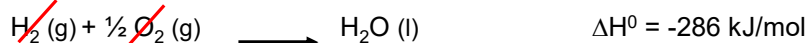
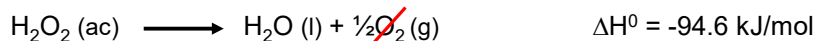
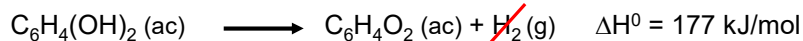
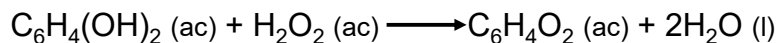
2. Sumar las tres ecuaciones algebraicamente.



### La química en acción: Cómo se defiende el escarabajo

Hidroquinona

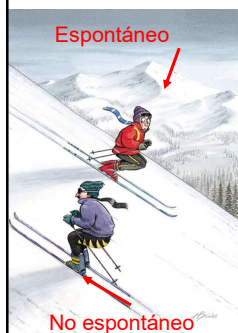
Benzoquinona



$$\Delta H^0 = 177 - 94.6 - 286 = -204 \text{ kJ/mol}$$

¡Exotérmico!



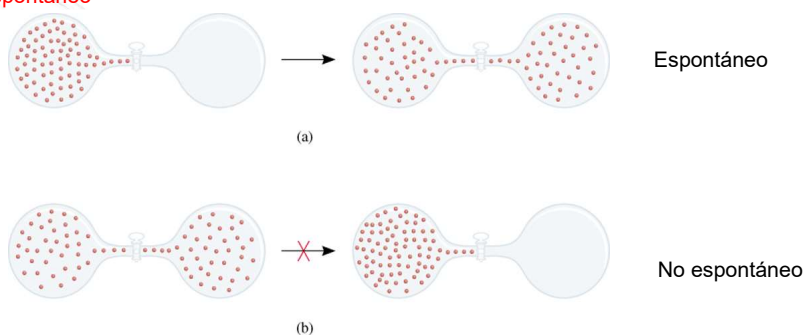


PROCESOS ESPONTÁNEOS

Los procesos que ocurren en forma espontánea en una dirección no pueden ocurrir en las mismas condiciones en la dirección puesta.

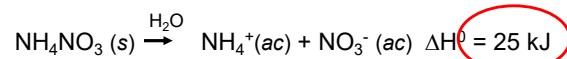
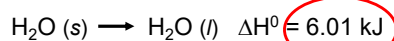
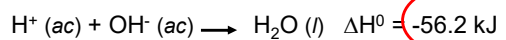
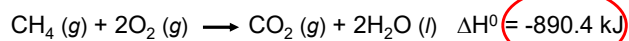
Para predecir la espontaneidad de un proceso se necesita conocer dos aspectos del sistema:

$\Delta H$  y  $S$



¿Una disminución en la entalpía significa que una reacción sucede espontáneamente?

Reacciones espontáneas



## ENTROPÍA (S)

Es una medida del desorden o caos molecular del sistema que puede medirse y tabularse.

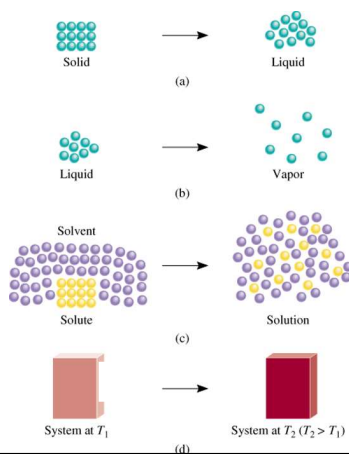
$$\Delta S = S_{\text{final}} - S_{\text{inicial}}$$

Existen tablas de  $S^\circ$  (entropía molar estándar) de diferentes sustancias.

La entropía es una función de estado.

$$S_{\text{sólido}} < S_{\text{líquido}} < S_{\text{gas}}$$

Procesos que conducen a un aumento de la entropía ( $\Delta S > 0$ )



## SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA

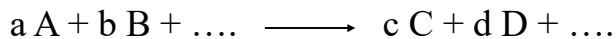
“La entropía del universo aumenta en un proceso espontáneo y se mantiene constante en un proceso en equilibrio”.

Para procesos Espontáneo  $\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{entorno}} > 0$

Para procesos en Equilibrio  $\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{entorno}} = 0$

A veces el sistema pierde entropía (se ordena) espontáneamente. En dichos casos el entorno se desordena.

### CAMBIOS DE ENTROPÍA EN EL SISTEMA

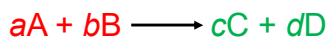


$$\Delta S^\circ_r = [c\Delta S^\circ(C) + d\Delta S^\circ(D)] - [a\Delta S^\circ(A) + b\Delta S^\circ(B)]$$

$$\Delta S^\circ_r = \sum n \Delta S^\circ_{\text{prod}} - \sum n \Delta S^\circ_{\text{reac}}$$

### Cambio de entropía en el sistema ( $\Delta S_{\text{sis}}$ )

Entropía estándar de reacción ( $\Delta S^0_{\text{rxn}}$ ) es el cambio de entropía para una reacción realizada en 1 atm y 25°C.



$$\Delta S^0_{\text{rxn}} = [cS^0(C) + dS^0(D)] - [aS^0(A) + bS^0(B)]$$

$$\Delta S^0_{\text{rxn}} = \sum nS^0(\text{productos}) - \sum mS^0(\text{reactivos})$$

¿Cuál es el cambio de entropía estándar para la siguiente reacción a 25°C?  $2\text{CO}(g) + \text{O}_2(g) \longrightarrow 2\text{CO}_2(g)$

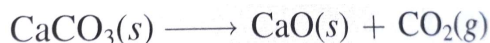
$$S^0(\text{CO}) = 197.9 \text{ J/K}\cdot\text{mol} \quad S^0(\text{CO}_2) = 213.6 \text{ J/K}\cdot\text{mol} \quad S^0(\text{O}_2) = 205.0 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$$

$$\Delta S^0_{\text{rxn}} = 2 \times S^0(\text{CO}_2) - [2 \times S^0(\text{CO}) + S^0(\text{O}_2)]$$

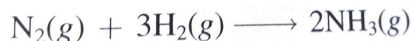
$$\Delta S^0_{\text{rxn}} = 427.2 - [395.8 + 205.0]$$

$$\Delta S^0_{\text{rxn}} = -173.6 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$$

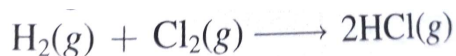
### Reglas generales



Si una reacción produce más moléculas gaseosas que las que consume,  $\Delta S^\circ > 0$ .



Si el número total de moléculas gaseosas disminuye,  $\Delta S^\circ < 0$ .



Si no hay ningún cambio neto del número total de moléculas gaseosas, entonces  $\Delta S^\circ$  puede ser positivo o negativo PERO  $\Delta S^\circ$  tendrá un valor pequeño.

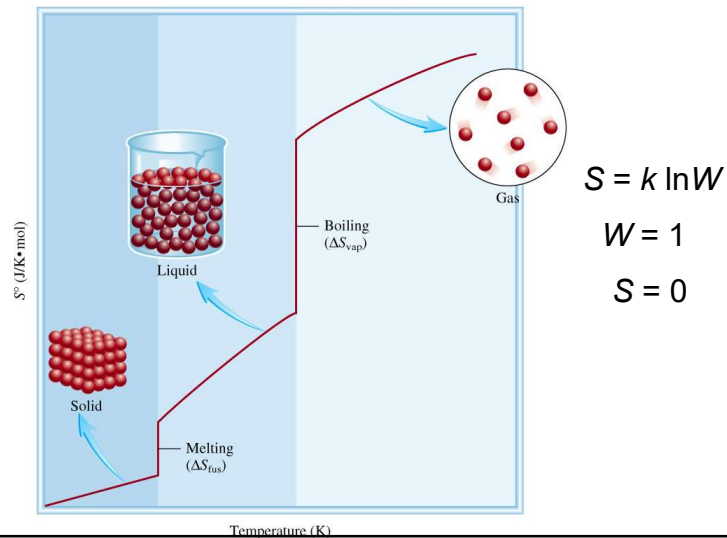
Para sistemas donde solo hay líquidos y sólidos, la entropía aumenta con el número total de moléculas o iones.

¿Cuál es el signo del cambio de entropía para la reacción siguiente?

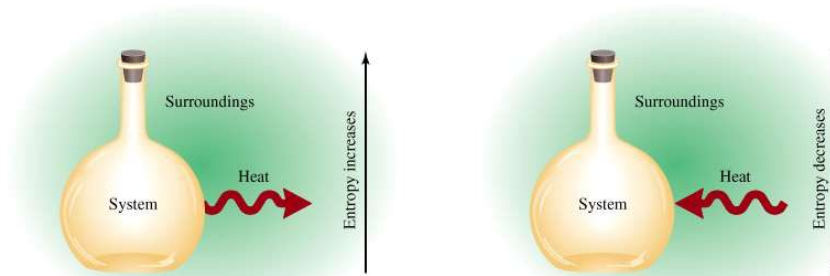


### Tercera ley de la termodinámica

La entropía de una sustancia cristalina perfecta es de cero en el cero absoluto de temperatura (0 K). Los movimientos moleculares son mínimos, el número de microestados es 1 (solo hay 1 forma de distribuir los átomos o moléculas para formar un cristal perfecto).



### Cambio de entropía en el Entorno ( $\Delta S_{\text{Entorno}}$ )



Proceso exotérmico

$$\Delta S_{\text{Entorno}} > 0$$

Proceso endotérmico

$$\Delta S_{\text{Entorno}} < 0$$

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

$$\Delta S_{\text{Univ}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{entorno}}$$



## Energía libre de Gibbs

$$\Delta S_{\text{Univ}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{Entorno}} > 0$$

$$\Delta S_{\text{Univ}} = \Delta S_{\text{sistema}} - \frac{\Delta H_{\text{sistema}}}{T} > 0$$

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

$$\Delta G = \Delta H_{\text{sis}} - T \Delta S_{\text{sis}}$$

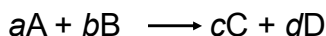
### **Energía libre de Gibbs (G)**

$\Delta G < 0$  La reacción es espontánea

$\Delta G > 0$  La reacción no es espontánea, es inducida.

$\Delta G = 0$  La reacción está en equilibrio

**La energía libre estándar de reacción ( $\Delta G_{\text{rxn}}^0$ )** es el cambio de energía libre para una reacción cuando esto ocurre en condiciones estándar.



$$\Delta G_{\text{rxn}}^0 = [c\Delta G_f^0(\text{C}) + d\Delta G_f^0(\text{D})] - [a\Delta G_f^0(\text{A}) + b\Delta G_f^0(\text{B})]$$

$$\Delta G_{\text{rxn}}^0 = \sum n\Delta G_f^0(\text{productos}) - \sum m\Delta G_f^0(\text{reactivos})$$

**La energía libre estándar de formación ( $\Delta G^0$ )** es el cambio de energía libre que ocurre cuando 1 mol del compuesto se forma a partir de sus elementos en estado estándar.

La  $\Delta G^0$  de cualquier elemento solo en su forma estable es cero.

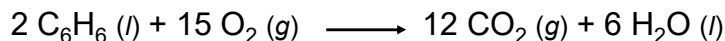
**TABLE 18.2**

#### Conventions for Standard States

State of Matter	Standard State
Gas	1 atm pressure
Liquid	Pure liquid
Solid	Pure solid
Elements*	$\Delta G_f^0 = 0$
Solution	1 molar concentration

\*The most stable allotropic form at 25°C and 1 atm.

¿Cuál es el cambio de energía libre estándar para la siguiente reacción a 25 °C?



$$\Delta G_{\text{rxn}}^0 = \Sigma n \Delta G_f^0 (\text{productos}) - \Sigma m \Delta G_f^0 (\text{reactivos})$$

$$\Delta G_{\text{rxn}}^0 = [12 \Delta G_f^0 (\text{CO}_2) + 6 \Delta G_f^0 (\text{H}_2\text{O})] - [2 \Delta G_f^0 (\text{C}_6\text{H}_6)]$$

$$\Delta G_{\text{rxn}}^0 = [12 \times (-394.4) + 6 \times (-237.2)] - [2 \times 124.5]$$

$$\Delta G^0 = -6405 \text{ kJ/mol} < 0$$

Reacción Espontánea

## ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

**TABLE 18.3** Factors Affecting the Sign of  $\Delta G$  in the Relationship  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$\Delta H$	$\Delta S$	$\Delta G$	Example
+	+	Reaction proceeds spontaneously at high temperatures. At low temperatures, reaction is spontaneous in the reverse direction.	$2\text{HgO}(s) \longrightarrow 2\text{Hg}(l) + \text{O}_2(g)$
+	-	$\Delta G$ is always positive. Reaction is spontaneous in the reverse direction at all temperatures.	$3\text{O}_2(g) \longrightarrow 2\text{O}_3(g)$
-	+	$\Delta G$ is always negative. Reaction proceeds spontaneously at all temperatures.	$2\text{H}_2\text{O}_2(aq) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l) + \text{O}_2(g)$
-	-	Reaction proceeds spontaneously at low temperatures. At high temperatures, the reverse reaction becomes spontaneous.	$\text{NH}_3(g) + \text{HCl}(g) \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(s)$

Según sean positivos o negativos los valores de  $\Delta H$  y  $\Delta S$  ( $T$  siempre es positiva) se cumplirá que:

$$\Delta H < 0 \text{ y } \Delta S > 0 \Rightarrow \Delta G < 0 \quad \text{Espontánea siempre}$$

$$\Delta H > 0 \text{ y } \Delta S < 0 \Rightarrow \Delta G > 0 \quad \text{No espontánea siempre}$$

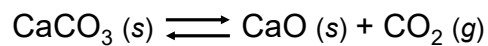
$$\Delta H < 0 \text{ y } \Delta S < 0 \Rightarrow \Delta G < 0 \quad \text{a } T \text{ bajas}$$

$$\Delta H > 0 \text{ y } \Delta S > 0 \Rightarrow \Delta G < 0 \quad \text{a } T \text{ altas}$$

## ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

$\Delta H < 0$ $\Delta S > 0$ <b>Espontánea a todas las temperaturas</b>	$\Delta H > 0$ $\Delta S > 0$ <b>Espontánea a temperaturas altas</b>
$\Delta H < 0$ $\Delta S < 0$ <b>Espontánea a temperaturas bajas</b>	$\Delta H > 0$ $\Delta S < 0$ <b>No Espontánea</b>

### Temperatura y espontaneidad de reacciones químicas



$$\Delta H^0 = 177.8 \text{ kJ}$$

$$\Delta S^0 = 160.5 \text{ J/K}$$

$$\text{A } 25^\circ\text{C}, \Delta G^0 = 130.0 \text{ kJ}$$

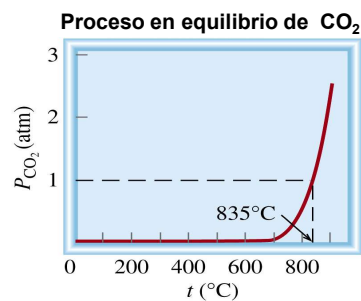
$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

$$\Delta G^0 = 0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{177.8 \text{ kJ}}{160.5 \text{ J/K}}$$

$$T = 1108 \text{ K}$$

$$T = 835^\circ\text{C} \text{ Temperatura de equilibrio}$$



Por arriba de  $835^\circ\text{C}$  el sistema es espontaneo, por debajo de  $835^\circ\text{C}$  es No espontáneo y a  $835^\circ\text{C}$  está en equilibrio.