



Termodinámica

Preuniversitario Facultad de
Medicina

Universidad de Chile

Plan Electivo de Química

Robyn Alexander Yañez Araya

Objetivos

- **Comprensión de terminología aplicada en Termodinámica (sistema, entorno y universo).**
- **Reacciones químicas; características, reversibilidad, etapas, estado de transición y complejo activado.**
- **Teoría Cinético Molecular.**
- **Leyes de la Termodinámica.**
- **Entalpía, Entropía y Energía Libre.**

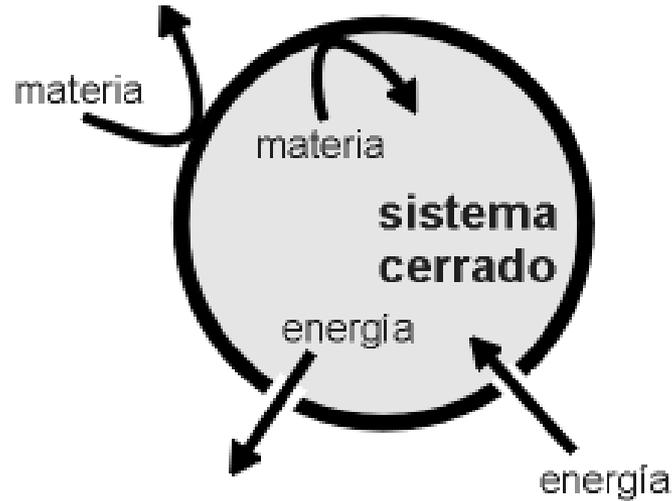


¿Qué es la Termodinámica?

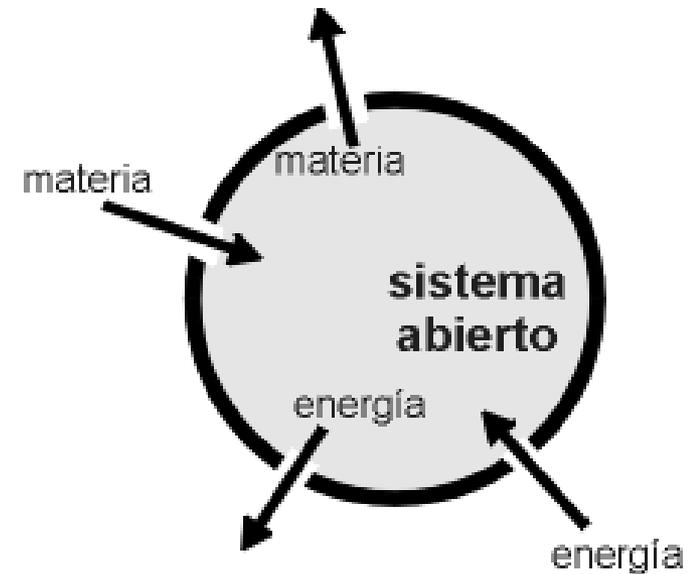
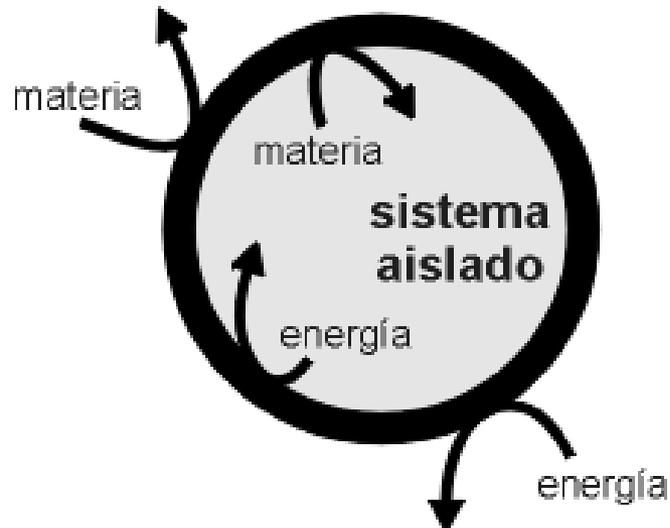
La termodinámica es una ciencia netamente experimental que se ocupa de la energía y sus transformaciones en los sistemas, desde un punto de vista macroscópico. Sus leyes surgen del análisis de los sistemas físico-químicos, a partir de evaluaciones de los intercambios energéticos entre el sistema y el entorno.

¿Cómo definir el espacio físico de las reacciones químicas?

- **Universo**
- **Sistema**
- **Entorno**



entorno





Cambio Físico:

Es aquel en que hay variaciones en su comportamiento macroscópico, sin alterar la composición de la sustancia.

Cambio Químico:

Es aquel en que si existe cambios en la composición molecular de la sustancia, que no necesariamente tiene que ser percibidos macroscópicamente.



Los Procesos Termodinámicos

Todo proceso termodinámico conlleva cambios físicos y/o químicos de la materia.

Se establece un estado inicial y final en el proceso

Las propiedades que ayudan a medir estos procesos se llaman funciones de estado

- Cantidad de materia.
- Temperatura.
- Presión.
- Volumen.
- Entalpía.
- Entropía.
- Energía Libre.

Propiedades Extensivas:

Dependientes de la cantidad de materia del sistema.

- **Volumen**
- **Energía**

Propiedades Intensivas:

Independientes de la cantidad de materia del sistema.

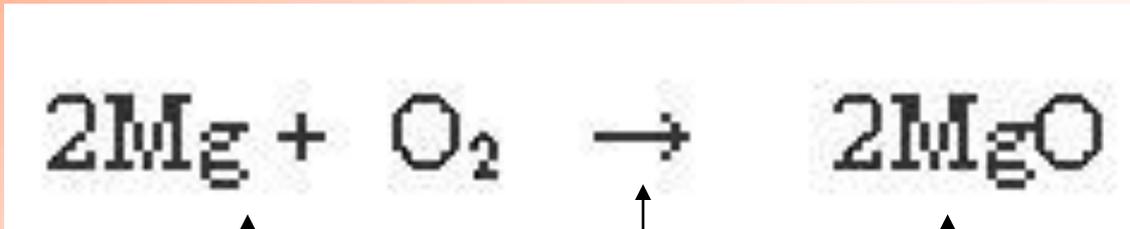
- **Densidad**
- **Temperatura**

Energía:

Capacidad de hacer trabajo

- **Calor (Q)**
- **Trabajo (PV)**

Reacciones Químicas



Reactantes

Productos

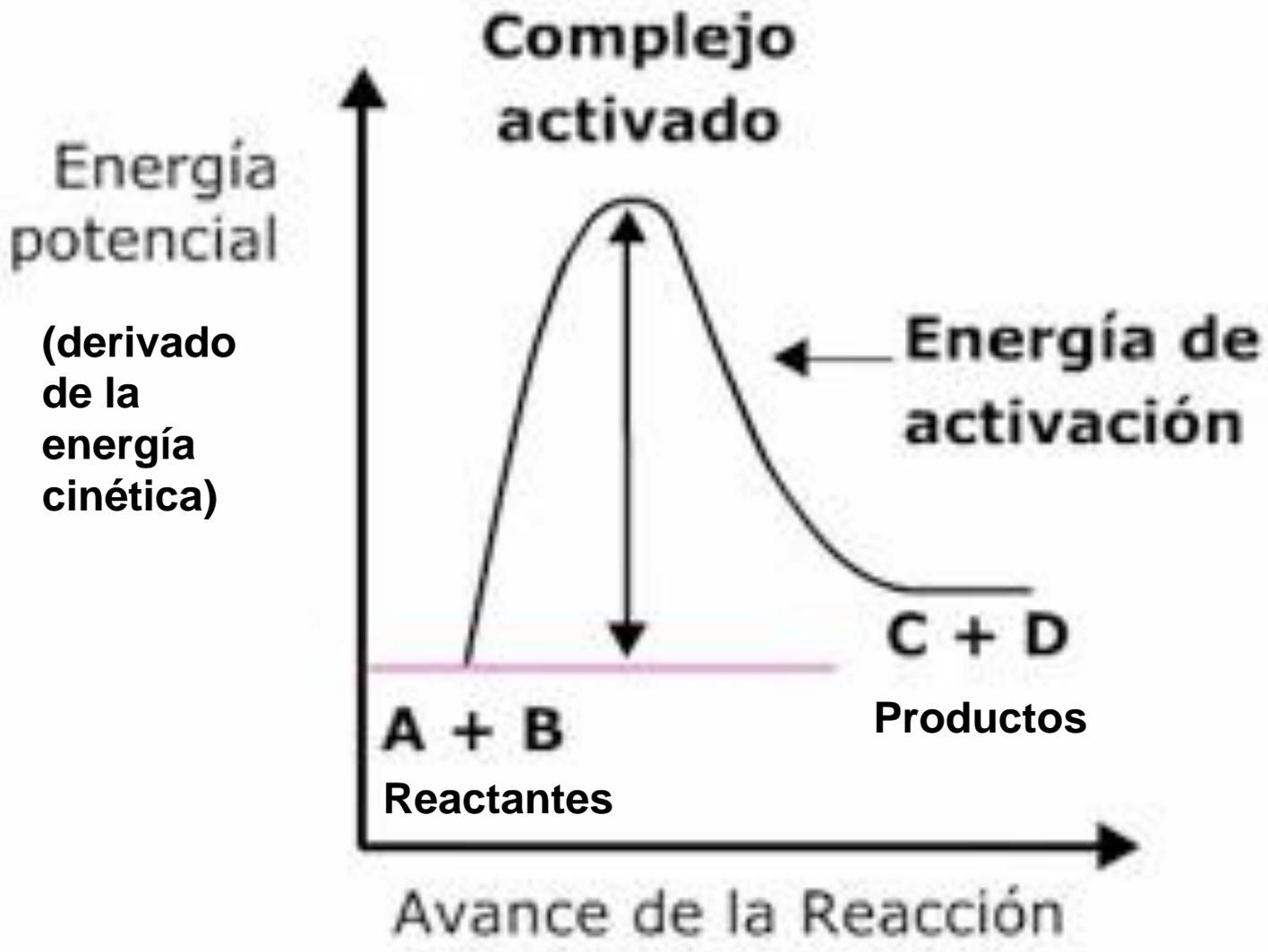
Sentido de la reacción

- Reversible
- Irreversible

Teoría Cinético Molecular de los Gases

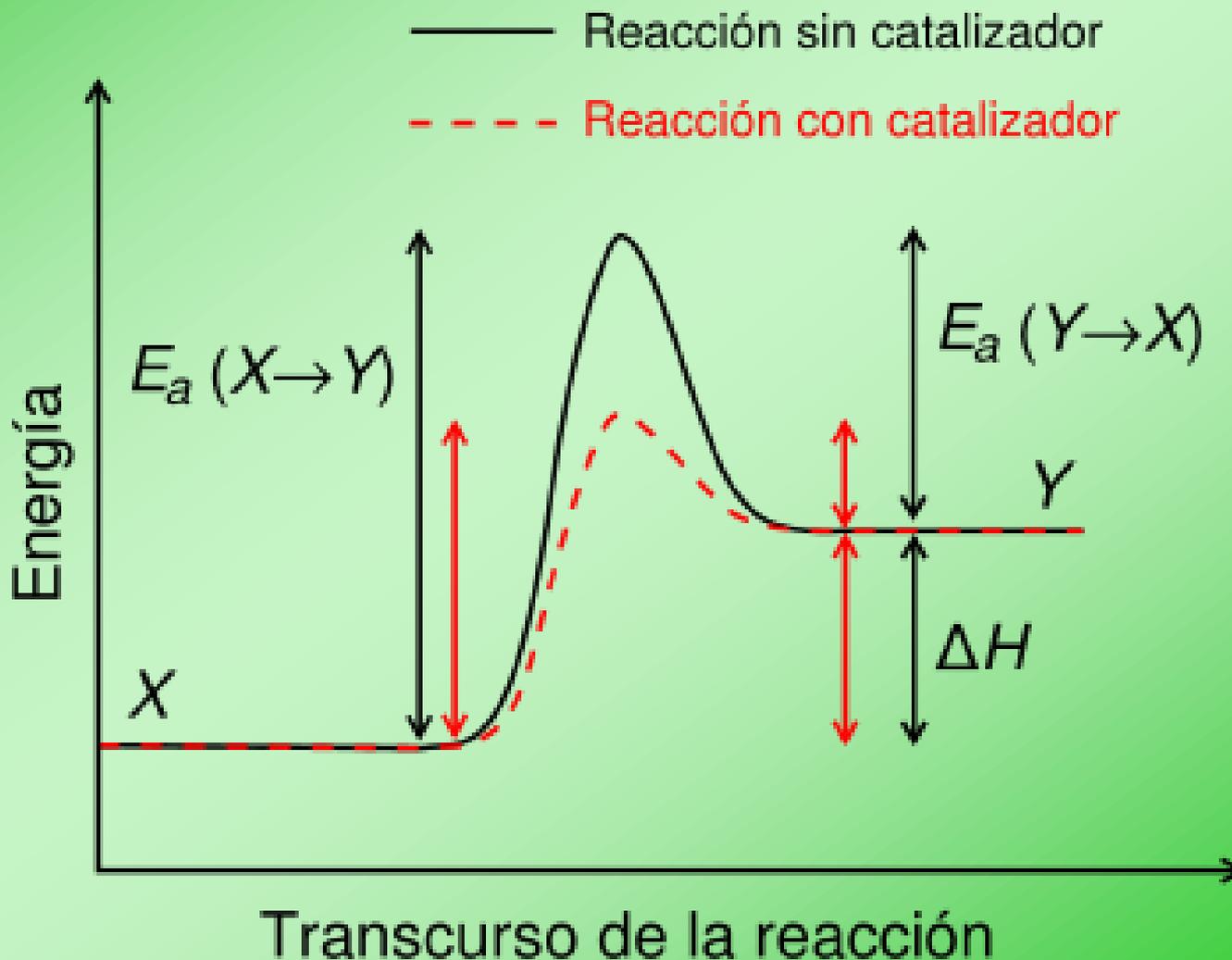
Por Ludwig Boltzmann y James Maxwell (siglo XIX).

- Los gases están compuestos de moléculas en movimiento aleatorio. Las moléculas sufren colisiones aleatorias entre ellas y las paredes del recipiente contenedor del gas.
- Las colisiones entre las moléculas del gas y las paredes del recipiente contenedor son colisiones elásticas.
- La Energía asociada a la rapidez de las moléculas del gas es directamente proporcional a la temperatura



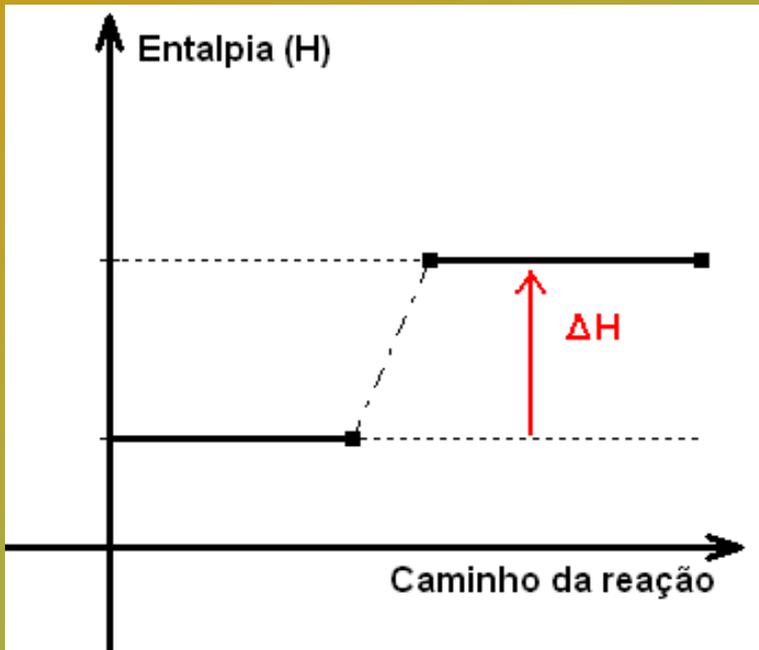
Catalizador:

Sustancia que baja la energía de activación de una reacción, provocando aumento de velocidad, alcanzando el equilibrio químico en menos tiempo que en una reacción ordinaria.



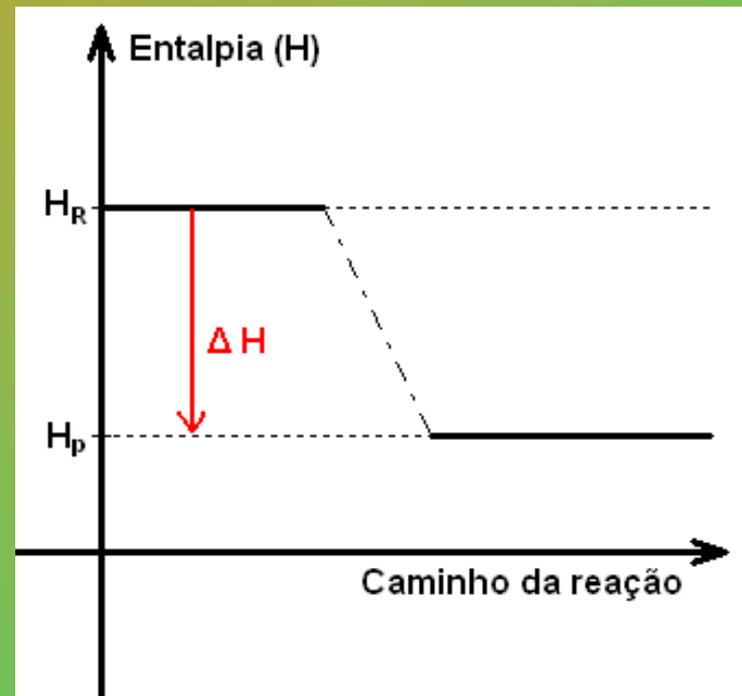
Entalpía (H)

Calor absorbido o liberado en un sistema durante un proceso a presión constante.



$$\Delta H > 0$$

Reacción endotérmica



$$\Delta H < 0$$

Reacción exotérmica

Entalpía de Formación ($\Delta H^{\circ}f$)

Se define como el cambio de calor que se produce al formar un mol de compuesto en su estado estándar a 1 atm.

Entalpía de Reacción ($\Delta H^{\circ}r$)

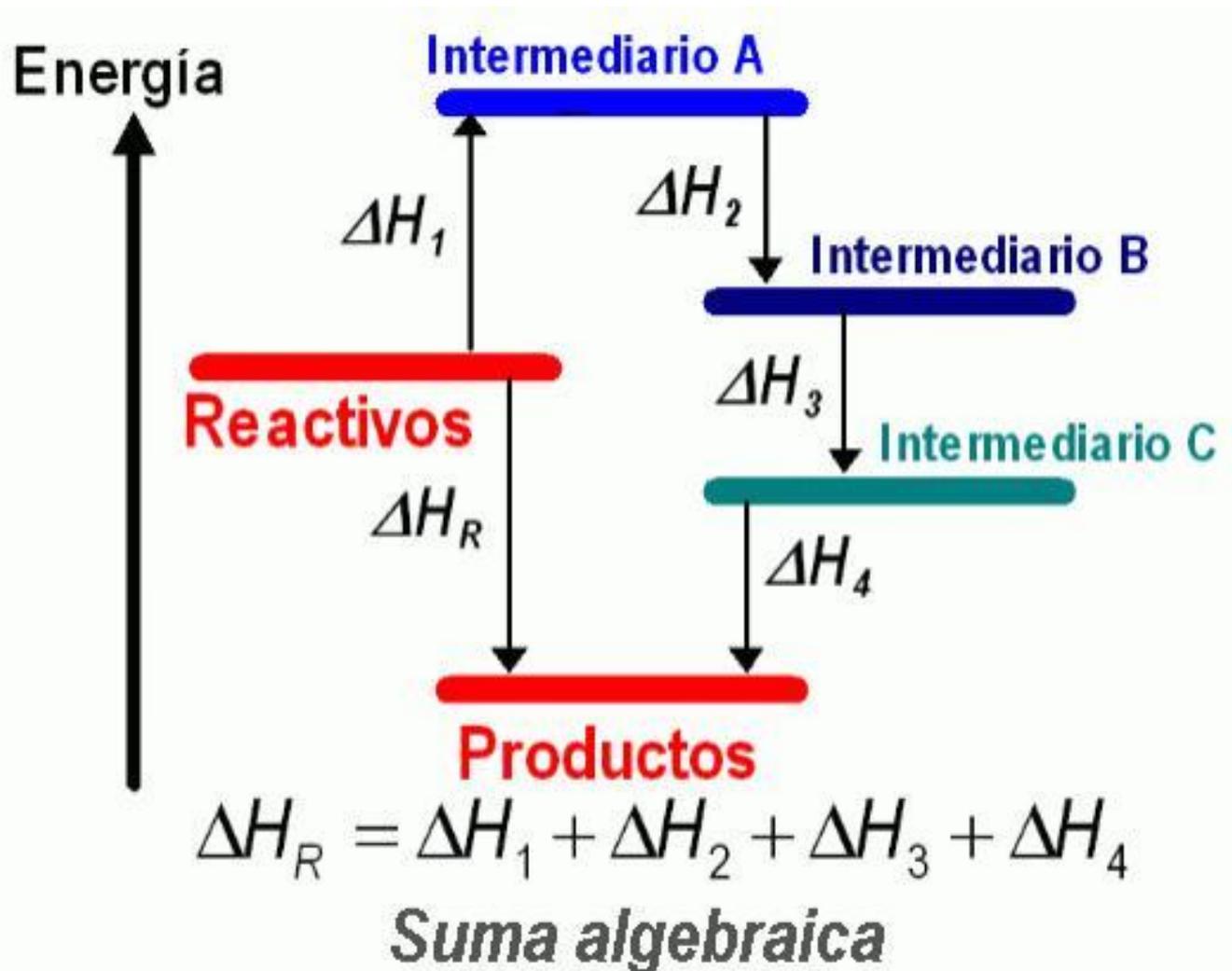
Se define como la Entalpía de una reacción que se efectúa a 1 atm.

Entalpía de Combustión ($\Delta H^{\circ}c$)

Se define como la Entalpía de una reacción de combustión de un mol de una determinada sustancia.

Ley de Hess

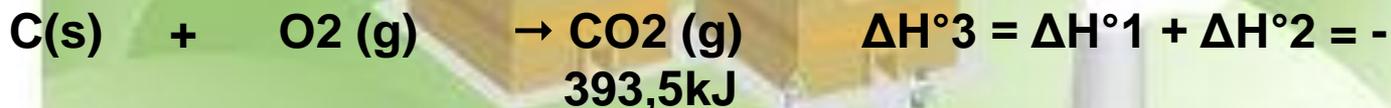
“Cuando los reactivos se convierten en productos, el cambio de entalpía es el mismo, independiente de que la reacción se efectúe en un paso o en una serie de pasos”.



Ejemplo:



Se puede considerar como la suma de dos reacciones:



Entropía

Toda aquella energía que no es usada como calor o trabajo

Queda contenida en la Energía cinética de Moléculas.

Medida de que tan desordenado esta un sistema o de la aleatoriedad del mismo.



Segunda ley de la Termodinámica

Para un proceso espontáneo:

$$\Delta S_{\text{univ}} = \Delta S_{\text{sist}} + \Delta S_{\text{ent}} > 0$$

Para un proceso en equilibrio:

$$\Delta S_{\text{univ}} = \Delta S_{\text{sist}} + \Delta S_{\text{ent}} = 0$$

Energía Libre (de Gibbs)

Energía disponible para realizar trabajo

Forma mas exacta de medir la espontaneidad de una reacción.

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

$$\Delta G < 0$$

La reacción es espontánea en la dirección directa (exergónica).

$$\Delta G = 0$$

El sistema esta en equilibrio. No hay cambio neto.

$$\Delta G > 0$$

La reacción no es espontánea. Es espontánea en la dirección inversa (endergónica).

ΔH	ΔS	ΔG	Ejemplo
+	+	Espontánea a temperaturas elevadas. A bajas temperaturas, la reacción inversa es espontánea	$\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightarrow 2\text{HI}_{(g)}$
+	-	ΔG siempre positiva. La reacción es espontánea en la dirección inversa a cualquier temperatura.	$3 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{O}_{3(g)}$
-	+	ΔG siempre negativa. La reacción es espontánea a cualquier temperatura.	$2 \text{H}_2\text{O}_{2(l)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$
-	-	La reacción es espontánea a bajas temperaturas. A temperaturas elevadas, la reacción inversa se vuelve espontánea.	$\text{NH}_{3(g)} + \text{HCl}_{(g)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$

Fín

