

ENTROPIA Y ENERGIA LIBRE DE GIBBS

Objetivo: “ Aplicar las leyes y conceptos como la entalpía, entropía y energía libre, a situaciones de la vida cotidiana”

ENTROPIA

La **entropía (ΔS)** de una sustancia es una de sus propiedades características, y es una medida del **desorden molecular**.

A mayor entropía, mayor desorden

Generalmente, los **sistemas tienden** de forma natural hacia **un mayor desorden**, es decir, hacia un aumento de entropía.

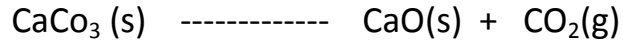
La variación de entropía viene dada por:

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

La entropía de una sustancia tiene un valor definido para cada temperatura y presión, es decir, es una **función de estado** que sólo depende del estado de la sustancia.

Para determinar la entropía con valores determinados, sólo reemplazamos en la fórmula.

Por ejemplo en la siguiente reacción:



$$\text{Si } \Delta S \text{ CaCO}_3 = 92.9 \text{ j/mol}^\circ\text{K}$$

$$\text{CaO} = 39.8 \text{ j/mol}^\circ\text{k}$$

$$\text{CO}_2 = 213.6 \text{ j/mol}^\circ\text{K}$$

Vamos a la fórmula y reemplazamos

$$\Delta S = \sum n \Delta S \text{ Prod.} - \Delta S \text{ mReact.}$$

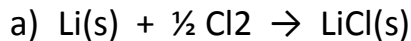
$$\Delta S = 253.4 - 92.9$$

$$\Delta S = +160.5 \quad \Delta S > 0 \quad \textit{Entropía + Desorden}$$

Cuando **no** tengo valores de entropía, puedo trabajar con los moles presentes en reactantes y los productos. Aplicando:

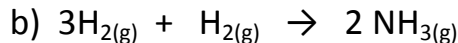
$$\Delta n = \text{moles(n) productos} - \text{moles(n) reactantes}$$

Ejemplos:



$$\Delta S = 1 - 1.5$$

$$\Delta S = -0.5 \quad \Delta S < 0 \quad \textit{Orden}$$



$$\Delta S = 2 - 4$$

$$\Delta S = -2 \quad \Delta S < 0 \quad \textit{Orden}$$

También podemos determinar la entropía según estados de agregación de las \rightarrow sustancias. Para ello debemos observar los estados de agregación de reactantes (estado inicial) y la de productos (estado final) y recordar el orden o desorden de la estructura molecular.

Por ejemplo



Orden $\Delta S < 0$ Desorden $\Delta S > 0$ (en los procesos progresivos de cambio estado van al desorden y los regresivos al orden)

Son ejemplos de procesos espontáneos:

El agua cae desde una cascada

El proceso de envejecimiento

El calor fluye desde un cuerpo caliente a uno frío

La oxidación de un metal

El sodio explota al contacto con el agua

Los gases se expanden

Se ha observado que en una gran cantidad de procesos exotérmicos ,como la combustión del gas natural, está favorecida la formación de productos, y se podría suponer que todos los procesos **exotérmicos son espontáneos, pero, no siempre es así; ya que sí analizamos** el proceso de evaporación del agua es espontáneo siendo un **proceso endotérmico**, por lo tanto , para determinar la espontaneidad es necesario manejar otra variable de la termodinámica además de la temperatura , **la entropía**

Entonces tenemos que para saber si un proceso **es espontáneo**, debemos relacionar 2 variables termodinámicas: **entalpía y entropía**.

$$G = H - TS$$

Pero como estudiamos la variación, tenemos que:

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

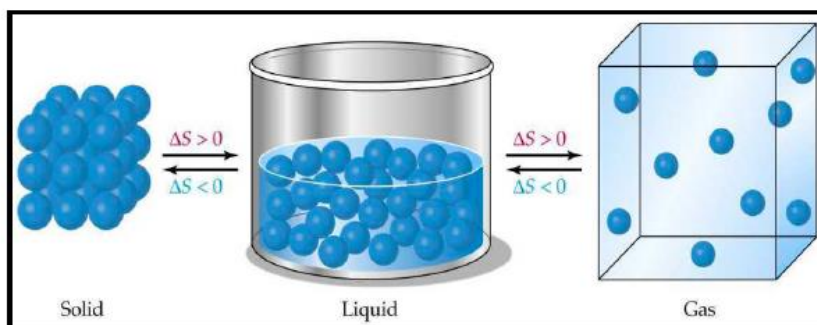
Para esto debemos recordar que:

$\Delta H >$ **reacción endotérmica**

$\Delta H <$ **reacción exotérmica**

$\Delta S >$ **aumento del desorden**

De acuerdo a la **segunda ley de la termodinámica**, se establece que en todo proceso **espontáneo** ocurre un **aumento en la entropía** y si el proceso está en equilibrio esta se mantiene constante.



Al igual que la **entalpía y la entropía**, la energía **libre de Gibbs** o entalpía libre, G , **es una función de estado**. Por tanto, su variación solo depende del estado inicial y del estado final. Se define:

$$G = H - TS$$

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

$\Delta G < 0$	Reacción espontánea en el sentido indicado.
$\Delta G > 0$	Reacción no espontánea en el sentido indicado.
$\Delta G = 0$	El sistema está en equilibrio .