

Segunda Ley de la Termodinámica

Definición

La segunda ley de la termodinámica afirma que la entropía del universo, $S_{\text{UNIV.}}$, siempre aumenta con procesos espontáneos. Los procesos espontáneos, no reversibles, aumentan la entropía del universo, mientras que procesos espontáneos ideales, reversibles, no aumentan la entropía del universo.

Explicación

Sistema

Antes de definir entropía debemos definir lo que es un sistema. Un sistema básicamente es el conjunto de objetos, sustancias, partículas, el cual estamos analizando y estudiando. El entorno es todo lo demás, los alrededores que siempre rodean al sistema. La frontera entre estos dos es el objeto que se esté usando para aislar nuestro sistema a analizar. Podemos verlo como un globo, del cual queramos analizar las partículas de gas internas, las partículas de gas a analizar serían el sistema, las paredes del globo que contienen al gas sería la frontera, y todo lo demás sería el entorno, como el aire que está fuera del globo.

Procesos espontáneos

En la naturaleza siempre ocurren procesos espontáneos, que no requieren intervención exterior para que ocurran, así como la transferencia de calor desde un objeto caliente hacia un objeto frío, o la dispersión de un gas desde un globo hacia el exterior. Todos estos procesos naturales ocurren en una dirección y son esencialmente irreversibles, ya que estos procesos no se revierten de manera espontánea o natural, por lo que para revertir esos procesos necesitaríamos intervención exterior.

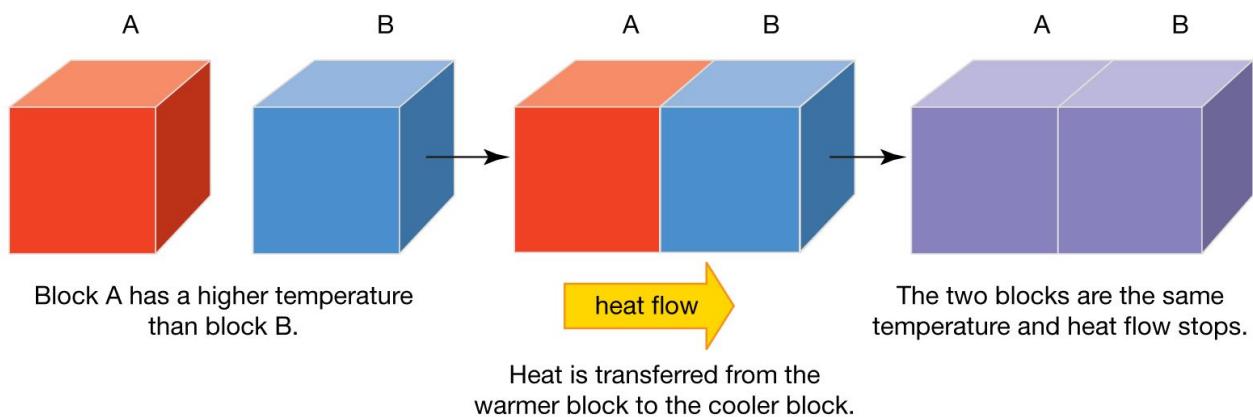
Energía y moléculas

La energía es una propiedad inherente de las cosas, así como una pelota en la cima de una montaña tiene cierta cantidad de energía potencial gravitatoria, una molécula tiene energía cinética al vibrar, rotar o desplazarse. La energía puede presentarse en diferentes concentraciones, un objeto caliente tiene más energía que uno frío, ya que las moléculas de este se mueven mucho más rápido que las moléculas del objeto frío. En los procesos espontáneos siempre hay pérdidas de energía, la energía nunca se mantiene igual dentro del sistema, esta se transfiere al entorno.

Entropía (S):

Podríamos interpretar a la entropía como “desorden”, entre más desordenado esté un sistema más entropía tiene y viceversa. Sin embargo, es mejor si lo entendemos como la dispersión de energía en un sistema, entre más dispersa se encuentre la energía más entropía tiene este y viceversa. Como podemos observar esta dispersión de energía ocurre en una dirección, así como naturalmente un cubo de hielo se derrite, dispersando la energía de la superficie hacia si mismo y llegando a un equilibrio de temperatura con esta, fenómeno que no ocurre se manera inversa, no se forma un cubo de hielo desde un charco de agua.

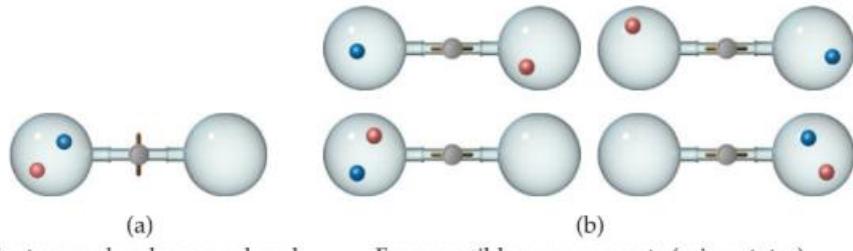
Esta dirección es así ya que, al pensar el sistema como un conjunto de partículas con mayor energía en contacto con otro conjunto de partículas de menor energía, es mucho más probable que, con el paso del tiempo, las partículas con mayor energía se dispersen, choquen con las partículas de menor energía y distribuyan su energía a través del sistema, homogeneizando la energía a través de él. Si bien es teóricamente posible que con el paso del tiempo las partículas no terminen dispersándose sino agrupándose, este caso es extremadamente improbable, las probabilidades de que algo así suceda son prácticamente cero, ya que normalmente se trabaja con sistemas en los cuales millones de partículas colisionan unas con otras. En estos sistemas hay un gran número posible de posiciones que pueden tomar las partículas después de un tiempo, pero hay un número mayor de posiciones en donde las partículas se encuentran dispersas que número de posiciones en donde las partículas están ordenadas o agrupadas.



© Encyclopædia Britannica, Inc.

Ejemplo:

En un sistema de dos frascos unidos por una válvula, en el cual empezamos con 2 moléculas de gas en uno de los frascos. Al abrir la válvula hay 4 posibles posiciones que las moléculas pueden tomar en los frascos, cada partícula tiene una probabilidad de $\frac{1}{2}$ de estar en el frasco inicial, por lo que la probabilidad de que *ambas* partículas se encuentren en el frasco inicial es de $\frac{1}{2} * \frac{1}{2} = (\frac{1}{2})^2 = \frac{1}{4}$. Para un sistema de 3 partículas las probabilidades de que *todas* las partículas terminen en el mismo frasco sería de $(\frac{1}{2})^3 = 1/8$. Así, la probabilidad de que *un mol* de partículas se encuentren en el mismo frasco después de abrir la válvula sería de $(\frac{1}{2})^{6,02214076 \times 10^{23}}$, un número extremadamente pequeño.



The two molecules are colored red and blue to keep track of them.

Four possible arrangements (microstates) once the stopcock is opened.

▲ FIGURE 19.6 Possible arrangements of two gas molecules in two flasks. (a) Before the stopcock is opened, both molecules are in the left flask. (b) After the stopcock is opened, there are four possible arrangements of the two molecules.

Bibliografía

- Brown, T.L.; LeMay, H.E.; Bursten, B.E. (1997). Chemistry The Central Science 12th edition. Prentice Hall. New Jersey. Pp. 784-815
- The Most Misunderstood Concept in Physics. Veritasium. Sacado de Youtube en: <https://youtu.be/DxL2HoqLbyA?si=9978TxdNGuQVCCay>