

Guía 10: Comentarios

Trabajo y calor

El primer principio de la termodinámica expresa que la variación de la energía de un sistema termodinámico puede darse de dos maneras diferentes: por medio de trabajo y a través del calor que intercambia con el ambiente. Analicemos por separado cada uno de ellos mediante un ejemplo. Supongamos que queremos calentar un litro de agua:

- 1) Por medio de calor: colocamos el recipiente en contacto térmico con una fuente de calor (ej. una llama) a mayor temperatura que éste. De ésta forma, se transfiere energía térmica desde la llama al agua mediante el calor.
- 2) Por medio de trabajo: colocamos un sistema de paletas dentro del recipiente y las hacemos girar. Después de un cierto tiempo, veremos que el litro de agua comienza a calentarse debido a la fricción del mismo con las paletas.

Es muy interesante notar que en el segundo caso, estamos aumentando la temperatura del agua (y de las paletas) sin que haya una diferencia de temperaturas entre ambos sistemas. Es decir, no hace falta que fluya calor desde un sistema a otro para calentarlo.

Ahora si, podemos expresar que la variación de la energía de un sistema viene dado por:

$$\Delta U = Q - W$$

donde Q es el calor intercambiado con el ambiente (si $Q > 0$, implica que el sistema absorbe calor del mismo) y W es el trabajo realizado por el sistema. Notar el signo en cada caso: si $Q > 0$, entonces el sistema aumenta su energía, mientras que si $W > 0$, la misma disminuye (gasta su energía haciendo trabajo, ej. empujando el émbolo).

Procesos reversibles e irreversibles

Los procesos termodinámicos pueden darse rápidamente o llevarse a cabo de forma muy lenta. En el primer caso, dada la velocidad del proceso, el sistema no es capaz de "adaptarse" a las nuevas condiciones y por lo tanto, no pasa por estados de equilibrio entre el estado inicial y el final. Esto implica que no es posible determinar cuanto valen las magnitudes termodinámicas (presión, temperatura y volumen). Recordemos que dichas magnitudes tienen sentido cuando el sistema se encuentra en equilibrio. Por lo tanto, la expresión del gas ideal sólo es utilizable en condiciones de equilibrio.

En cambio, si los procesos se realizan de forma muy lenta (ej. aumentando lentamente la temperatura), el sistema pasa por estados de equilibrio entre el estado inicial y final. En este caso, podemos conocer cuanto valen la presión, la temperatura y el volumen en cada estado intermedio. Es importante destacar

que un proceso reversible (o cuasiestático) es una idealización. Es decir, no es realizable en un laboratorio aunque nos podemos acercar tanto como queramos sin alcanzarlo.

Trabajo de un gas (en un proceso reversible)

Tal como vimos en las primeras guías de la materia, el trabajo de una fuerza constante viene dado por el producto entre la misma y su desplazamiento (si no es constante, debemos integrar). En los casos de los gases, el trabajo viene dado por

$$W = \int_{v_i}^{v_f} p \, dV$$

Observemos que para calcular el trabajo realizado por el gas debemos conocer como varía la presión (p) con el volumen (V). Notemos que en un proceso isocórico, el trabajo del gas es nulo, ya que el volumen se mantiene constante.

Trabajo de un gas (en un proceso irreversible)

Como no es posible conocer cómo varía la presión en función del volumen durante un proceso irreversible, no podemos calcular el trabajo usando la presión del gas. Sin embargo, podemos plantear que el trabajo del sistema vale lo mismo pero con signo opuesto al trabajo realizado por el ambiente (o entorno). En general, la presión ambiente será constante, por lo tanto, podemos decir que

$$W_{gas} = -W_{ambiente} = \int_{v_i^{ambiente}}^{v_f^{ambiente}} p_{ext} \, dV = -p_{ext} \Delta V^{ambiente} = p_{ext} \Delta V^{sistema}$$