La **capacidad térmica** C de una muestra particular se define como la cantidad de energía **necesaria para elevar la temperatura de dicha muestra en 1°C**. A partir de esta definición, se ve que, si la energía Q produce un cambio AT en la temperatura de una muestra, en tal caso Q = C AT

El **calor específico** c de una sustancia **es la capacidad térmica por unidad de masa**. Por lo tanto, si a una muestra de una sustancia con masa m se le transfiere energía Q y la temperatura de la muestra cambia en AT, el calor específico de la sustancia es

Texto

Descripción generada automáticamente con confianza baja

El calor específico es en esencia una medida de qué tan insensible térmicamente es una sustancia a la adición de energía. Mientras mayor sea el calor específico de un material, más energía se debe agregar a una masa determinada del material para causar un cambio particular de temperatura. La tabla 20.1 menciona calores específicos representativos. A partir de esta definición, es factible relacionar la energía Q transferida entre una muestra de masa m de un material y sus alrededores con un cambio de temperatura AT como

Texto

Descripción generada automáticamente con confianza baja

Esta expresión asume que el calor especifico se mantiene constante.

la energía requerida para elevar la temperatura de 0.500 kg de agua en 3.00°C es Q =(0.500 kg)(4 186 J/kg ­ °C)(3.00°C) =6.28 X J.

Note que, cuando la temperatura aumenta, Q y AT se consideran positivos y la energía se transfiere al sistema. Cuando la temperatura disminuye, Q y AT se consideran negativos y la energía se transfiere afuera del sistema. El calor específico varía con la temperatura. Sin embargo, si los intervalos de temperatura no son muy grandes, la variación de temperatura se desprecia y c se trata como una constante.

Por ejemplo, el calor específico del agua varía sólo en aproximadamente 1% de 0°C a 100°C a presión atmosférica. A menos que se establezca de otro modo, se ignoran tales variaciones.

1° ley de termodinámica

DeltaEint = Calor + Trabajo (se puede considerar como dAEnergiaInterna = dQ + dW si se somete a un cambio **infinitesimal**)

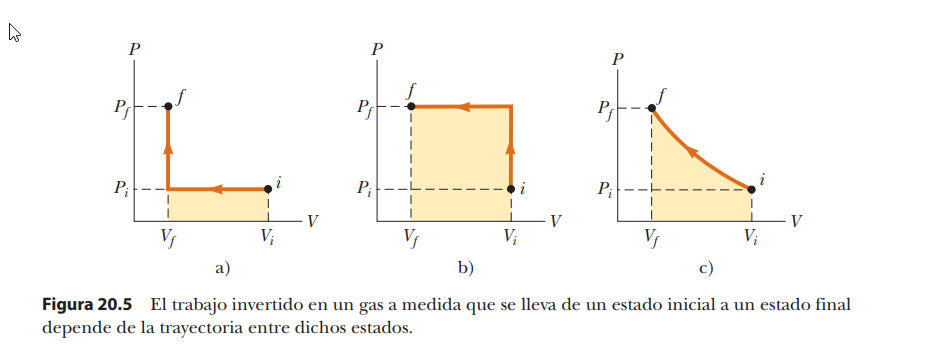
En un **sistema** **aislado**, que no interactúa con sus alrededores. En este caso, no tiene lugar la transferencia de energía por calor y el trabajo consumido en el sistema es cero; por tanto, la energía interna permanece constante. Es decir, ya Q =W = 0, se sigue que DeltaEint = 0; en consecuencia, EintInicial = Eintfinal . Se concluye que la energía interna Eint de un sistema aislado permanece constante

.

En el caso de un **sistema** que **intercambia** energía con sus alrededores y se lleva a través de un proceso cíclico, que comienza y termina en el mismo estado. En este caso, el cambio en la energía interna de nuevo debe ser cero porque Eint es una variable de estado; por lo tanto, la energía Q agregada al sistema debe ser igual al negativo del trabajo W consumido en el sistema durante el ciclo. Es decir, en un proceso cíclico:

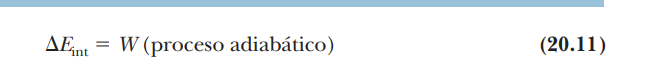


en un proceso cíclico, el trabajo neto invertido en el sistema por cada ciclo es igual al área encerrada por la trayectoria que representa el proceso en un diagrama PV (presión-volumen)



* Proceso Adiabatico: L a palabra "adiabáticamente" proviene del término griego antiguo ἀδιαβατικός (*adiabatikós*), que significa "impenetrable". En el contexto de la termodinámica, se refiere a procesos en los que no hay intercambio de calor con el entorno

Un proceso adiabático es aquel durante el cual no entra ni sale energía del sistema por calor; Q =0. Un proceso adiabático se puede lograr al aislar térmicamente las paredes del sistema o al realizar el proceso rápidamente de modo que haya un tiempo despreciable para que la energía se transfiera por calor. Al aplicar la primera ley de la termodinámica a un proceso adiabático se obtiene



Este resultado muestra que si un gas se **comprime** adiabáticamente de modo que W sea positivo, en tal caso DeltaEint es positivo y la temperatura del gas aumenta. Porque

 al comprimir un gas, estás agregando energía a sus moléculas, lo que hace que se muevan más rápido y, como resultado, la temperatura del gas aumenta.

Por lo contrario, la temperatura de un gas disminuye cuando el gas se **expande** adiabáticamente.

Los procesos adiabáticos son muy importantes en la práctica ingenieril. Algunos ejemplos comunes son la expansión de los gases calientes en un motor de combustión interna, la licuefacción de los gases en un sistema de enfriamiento y la carrera de compresión en un motor diesel.

**la energía interna de un gas ideal depende sólo de su temperatura**

Calculo 5: aplicación de la 1° de la ley de termodinámica.

Proceso isobárico 🡪 Un proceso que se presenta a presión constante.

(proceso isobárico) donde P es la presión constante del gas durante el proceso. En un proceso isotérmico que involucra un gas ideal, DeltaEint = 0. Para un proceso isotérmico, se concluye de la primera ley que la transferencia de energía Q debe ser igual al negativo del trabajo consumido en el gas; es decir, Q = -W. Cualquier energía que entra al sistema por calor se transfiere afuera del sistema por trabajo; como resultado, en un proceso isotérmico no ocurre cambio en la energía interna del sistema

Un proceso que tiene lugar a volumen constante se llama proceso isovolumétricoTexto

Descripción generada automáticamente con confianza media

Ósea que si se agrega energía mediante calor a un sistema que se mantiene a volumen constante, toda la energía transferida permanece en el sistema como un aumento en su energía interna