



UNIVERSIDAD
POLITECNICA
DE VALENCIA

¿Qué es la entalpía (H)?

Apellidos, nombre	Atarés Huerta, Lorena (loathue@tal.upv.es)
Departamento	Departamento de Tecnología de Alimentos
Centro	ETSIAMN (Universidad Politécnica de Valencia)



1 Resumen de las ideas clave

En este artículo vamos a describir el concepto de entalpía (H), una propiedad de los sistemas termodinámicos. Veremos cómo su definición surge de la aplicación de un principio básico de física (la primera ley de la termodinámica) en procesos que ocurren a presión constante. Previamente, habremos hecho una deducción similar para procesos a volumen constante, mucho menos habituales en la naturaleza.

2 Introducción

La termodinámica es la parte de la física que estudia los intercambios de calor y trabajo entre un sistema y los alrededores, así como el impacto de estos intercambios sobre la energía que contienen estos sistemas. Entre las propiedades más comúnmente utilizadas de estos sistemas se encuentran la energía interna (U) y la entalpía (H).

Mientras que la energía interna es un concepto fácil de visualizar, no ocurre lo mismo con la entalpía. Habitualmente nuestro alumnado identifica que ΔH equivale al calor intercambiado, pero generalmente sin saber si esa equivalencia es válida en cualquier circunstancia. Además, no es frecuente que sepan/recuerden por qué se da esa equivalencia.

3 Objetivos

Con la redacción del presente artículo docente, se pretende que el alumnado sea capaz de:

- Comprender la aplicación de la primera ley de la termodinámica en diferentes circunstancias (proceso isócoro y proceso isóbaro)
- Relacionar el incremento de entalpía con el intercambio de calor en las circunstancias correctas

4 Desarrollo

La termodinámica define como energía interna (U) a la energía contenida en la materia. La primera ley de la termodinámica, también conocida como principio de conservación de la energía, afirma que la energía no se puede crear ni destruir, sino que se conserva en todo proceso termodinámico, tal y como describe la ecuación 1:

$$\Delta U = q + W$$

Ecuación 1. Primera ley de la termodinámica

En la ecuación 1, q y w son respectivamente el calor y el trabajo intercambiados (recibidos o cedidos) por un sistema termodinámico durante un proceso, y ΔU es la variación de energía interna que este sistema sufre debido a ese proceso. Tanto el

calor como el trabajo tendrán signo positivo si entran en el sistema (aumentando su energía interna) y signo negativo si salen del sistema (disminuyendo su energía interna).

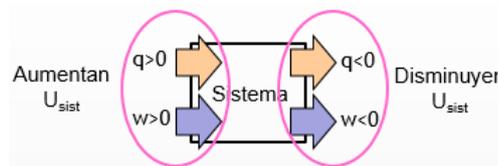


Figura 1: criterio de signos aplicado a los flujos de energía (calor y trabajo) que el sistema intercambia con los alrededores

A continuación, vamos a aplicar la primera ley de la termodinámica en dos procesos concretos: proceso isócoro (a volumen constante) y proceso isóbaro (a presión constante). En cada uno de estos dos casos veremos a qué equivale el calor intercambiado por el sistema y los alrededores.

4.1 Aplicación de la primera ley de la termodinámica a un proceso isócoro

Supongamos que tenemos un sistema termodinámico rodeado de paredes rígidas, y que por lo tanto no puede variar de volumen. Consecuentemente, cualquier proceso que sufra este sistema tendrá que ocurrir a volumen constante (será un proceso isócoro). Este sistema no podrá intercambiar trabajo con los alrededores, puesto que el intercambio de trabajo entre sistema y alrededores requiere del movimiento de una de las paredes que rodea al sistema.

Supongamos ahora que ese sistema recibe una cierta cantidad de energía en forma de calor, tal como se representa en la figura 2.



Figura 2: sistema termodinámico rodeado de paredes rígidas recibiendo una cantidad de energía en forma de calor

Al aplicar la primera ley de la termodinámica en este contexto, se realizaría esta deducción:

$$\Delta U = q + W = q_v$$



Ecuación 2. Primera ley de la termodinámica aplicada a un proceso isócoro

Como se puede ver en la ecuación 2, el calor recibido en un proceso a volumen constante se denotaría como q_v . Además, puesto que al no haber cambio de volumen no puede haber intercambio de trabajo, W será 0.

La conclusión de este apartado es que en procesos isócoros, el calor que recibe un sistema es igual a la variación de energía interna de ese sistema. En otras palabras, puesto que no puede intercambiar trabajo, toda la energía que ese sistema reciba en forma de calor, se traducirá en un incremento de su energía interna. Por supuesto la deducción sigue siendo válida en el sentido contrario, y si es el sistema el que cede calor a los alrededores, su energía interna se verá reducida en una cantidad equivalente.

En procesos isócoros, puesto que $\Delta U = q_v \dots$	
Si el sistema recibe 100J de calor	Su U aumentará en 100J
Si el sistema cede 659J de calor	Su U disminuirá en 659J

Tabla 1. Conclusiones referentes a la aplicación de la primera ley de la termodinámica en procesos isócoros

4.2 Aplicación de la primera ley de la termodinámica a un proceso isóbaro

Pasamos ahora a suponer un caso diferente, en el que el sistema termodinámico sí que puede variar su volumen, y sufre un proceso en el cual la variable que se mantiene constante es la presión (proceso isóbaro). Este sistema no está rodeado de paredes rígidas, y por tanto sí que puede intercambiar trabajo con los alrededores. Imaginemos que un sistema de estas características recibe un flujo de calor (figura 3).

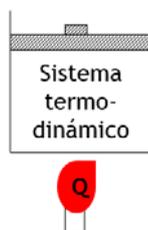


Figura 3: sistema termodinámico que puede variar de volumen recibiendo una cantidad de energía en forma de calor



Al aplicar la primera ley de la termodinámica en este contexto, se realizaría esta deducción:

$$\Delta U = U_2 - U_1 = q_p - \int_{V_1}^{V_2} P dV = q_p - P(V_2 - V_1)$$
$$q_p = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1) = H_2 - H_1 = \Delta H$$

Figura 4. Primera ley de la termodinámica aplicada a un proceso isóbaro

Hagamos varios comentarios sobre esta deducción. Para empezar, el calor intercambiado (cedido o ganado) en procesos a presión constante se denota como q_p (análogamente a lo que veíamos en procesos isócoros). Al contrario de lo que ocurría en procesos isócoros, en los isóbaros el volumen no es constante (para que p permanezca constante en un calentamiento, V debe aumentar), y por tanto existirá un intercambio de trabajo entre sistema y alrededores (la pared móvil se desplazará). Al reordenar la ecuación, se deduce que el calor intercambiado a presión constante coincide con la variación de $U+PV$. Por ese motivo, tiene sentido darle un nombre a $U+PV$, propiedad que se denomina entalpía (H).

Como conclusión de este segundo apartado: la entalpía es una propiedad cuya variación coincide con el calor intercambiado en procesos isóbaros.

5 Cierre

En este objeto de aprendizaje hemos hecho un paralelismo entre procesos isócoros y procesos isóbaros. En ambos casos hemos aplicado la primera ley de la termodinámica para deducir a qué equivale el calor intercambiado en cada caso. Hemos visto que en procesos isócoros el calor intercambiado equivale a la variación de energía interna, mientras que en procesos isóbaros equivale a la variación de entalpía.

Es cierto que ΔH equivale al calor intercambiado... pero sólo es así en procesos isóbaros.

6 Bibliografía

6.1 Libros:

[1] FISICOQUÍMICA. Levine, I. N. McGraw-Hill. 1991

[2] FISICOQUÍMICA. Metz, C.R. Ed. McGraw-Hill. Interamericana. 1991