



UNIVERSIDAD
POLITECNICA
DE VALENCIA

Proceso isotérmico vs. Proceso adiabático

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 definir qué es un proceso isotérmico y un proceso adiabático, y vamos a exponer las razones por las cuales no se deben confundir ambos conceptos, que no sólo no son equivalentes sino que además son excluyentes. Para ilustrar esta diferencia, se utilizará un gas ideal como sistema termodinámico y se describirá en detalle qué ocurre en el sistema cuando cada uno de ambos procesos tiene lugar. Además, se aplicará la primera ley de la termodinámica en ambos supuestos para observar las consecuencias de cada proceso.

2 Introducción

En el contexto de la termodinámica básica, el término “proceso” tiene una gran importancia, puesto que se utiliza para designar cualquier transformación que sufre un sistema termodinámico. Los procesos pueden tener lugar en diferentes condiciones, por lo que surge la necesidad de añadirles calificativos. Así, un **proceso isotérmico** sería aquél que tiene lugar a temperatura constante, mientras que un **proceso adiabático** es por definición el que tiene lugar sin intercambio de calor entre el sistema y los alrededores. Aunque a primera vista estos dos términos pueden parecer equivalentes, no sólo no lo son sino que además son excluyentes. En este artículo docente vamos a explicar por qué.

3 Objetivos

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

- Comprender la diferencia entre un proceso reversible isotérmico y un proceso reversible adiabático.
- Comprender por qué ambos son excluyentes.
- Plantear cálculos correctos aplicables a ambos casos

4 Desarrollo

Un proceso isotérmico es un proceso que ocurre a temperatura constante, mientras que un proceso adiabático tiene lugar sin intercambio de calor entre el sistema y los alrededores. Para ver la diferencia entre ambos procesos, vamos a simplificar: supondremos que los procesos son reversibles y que el sistema es un gas ideal. El proceso que vamos a describir es la expansión de ese gas.

Cuando un gas ideal se expande, puesto que está empujando una pared móvil hacia fuera, está cediendo energía a los alrededores. Si al hacer esto no recibe energía (cómo sería el caso en un proceso adiabático) el gas utilizará su propia energía para expandirse, por lo que disminuirá su temperatura. Por lo tanto, **un proceso adiabático no podrá ser isotérmico** (el gas se enfría).

Por otro lado, imaginemos que el gas se expande ejerciendo 100J de energía sobre los alrededores, y que al hacerlo recibe 100J de energía en forma de calor (proceso no adiabático). En ese caso, el gas podrá mantener constante su temperatura (proceso isotérmico), puesto que no está utilizando su propia energía para expandirse, sino que está transformando el calor que recibe en trabajo para desplazar la pared móvil. Por ese motivo **un proceso isotérmico no puede ser adiabático**.

En ambos procesos se cumplirá la primera ley de la termodinámica (ecuación 1), que afirma que la variación de energía interna (ΔU) que sufre un sistema en un proceso es igual a la suma de los flujos de energía intercambiados, bien sea en forma de calor (q) o de trabajo (w) ^[1]

$$\Delta U = q + w$$

Ecuación 1: primera ley de la termodinámica

A continuación veamos cómo, para ambos procesos, la aplicación de la primera ley de la termodinámica tiene consecuencias diferentes.

4.1 Proceso reversible isotérmico de un gas ideal

En el caso de un gas ideal, la energía interna (U) del sistema depende exclusivamente de la temperatura.

$$dU = C_v dT$$

Ecuación 2: dependencia de U de un gas ideal frente a la temperatura

Por ese motivo, si un gas ideal sufre un proceso isotérmico su temperatura no sufrirá variaciones y su energía interna tampoco ($dU=0$).

Al aplicar la primera ley de la termodinámica a este proceso, puesto que ΔU será 0, se concluye que:

$$q = -w$$

Ecuación 3: primera ley de la termodinámica aplicada a un gas ideal que sufre un proceso isotérmico

Así pues, el flujo de trabajo que sale del sistema (el empuje que el gas ejerce sobre la pared móvil) equivale al calor que entra en el sistema, y de ese modo el gas puede mantener su temperatura constante.

4.2 Proceso reversible adiabático de un gas ideal

En este caso, la aplicación de la primera ley de la termodinámica es también muy sencilla. Puesto que en los procesos adiabáticos el intercambio de calor entre el sistema y los alrededores es nulo, se deduce que el trabajo intercambiado equivale al incremento de energía interna:

$$\Delta U = w$$

Ecuación 4: primera ley de la termodinámica aplicada a un proceso adiabático

Igualando la ecuación 2 (válida para un gas ideal) y la ecuación 4 en su forma diferencial, se obtiene una expresión matemática a partir de la cual se integra para obtener la relación entre las propiedades iniciales y finales del gas que se expande. La ecuación final de esa deducción matemática es [2]:

$$\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^{\frac{R}{C_v}}$$

Ecuación 5: ecuación válida para un proceso reversible adiabático en un gas ideal

Donde:

T_1 : temperatura del gas ideal al inicio del proceso adiabático

T_2 : temperatura del gas ideal al final del proceso adiabático

V_1 : volumen del gas ideal al inicio del proceso adiabático

V_2 : volumen del gas ideal al final del proceso adiabático

R : constante de los gases

C_v : capacidad calorífica molar del gas a volumen constante

La ecuación 5 permitiría, conociendo el valor de todos los datos necesarios, hallar la temperatura final del gas, que habiéndose expandido en condiciones adiabáticas se habrá enfriado.

Aplicando ecuaciones válidas para gases ideales, y a partir de la ecuación 5, se pueden deducir las ecuaciones 6 y 7, aplicables también a procesos adiabáticos en gases ideales.

$$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma$$

Ecuación 6: ecuación válida para un proceso reversible adiabático en un gas ideal

Donde:

P_1 : presión del gas ideal al inicio del proceso adiabático

P_2 : presión del gas ideal al final del proceso adiabático



V_1 : volumen del gas ideal al inicio del proceso adiabático

V_2 : volumen del gas ideal al final del proceso adiabático

γ : C_p/C_v (capacidad calorífica molar del gas a presión constante / capacidad calorífica molar del gas a volumen constante)

$$T_2 = \left(\frac{P_2}{P_1} \right)^{\frac{\gamma-1}{\gamma}} \cdot T_1$$

Ecuación 7: ecuación válida para un proceso reversible adiabático en un gas ideal

Donde:

T_1 : temperatura del gas ideal al inicio del proceso adiabático

T_2 : temperatura del gas ideal al final del proceso adiabático

V_1 : volumen del gas ideal al inicio del proceso adiabático

V_2 : volumen del gas ideal al final del proceso adiabático

γ : C_p/C_v (capacidad calorífica molar del gas a presión constante / capacidad calorífica molar del gas a volumen constante)

De este modo, y dependiendo de los datos disponibles en el problema en cuestión, se pueden utilizar las ecuaciones 5, 6 o 7 para hallar el valor de las propiedades macroscópicas del gas (P , V o T) a lo largo del proceso adiabático reversible.

5 Cierre

A lo largo de este objeto de aprendizaje hemos visto los motivos por los cuales un proceso isotérmico y un proceso adiabático son dos conceptos excluyentes, y hemos analizado en ambos casos lo que estaría ocurriendo en el seno del sistema termodinámico (gas ideal).

6 Bibliografía

[1] FISCOQUÍMICA. Metz, C.R. Ed. McGraw-Hill. Interamericana. 1991

[2] FISCOQUÍMICA. Levine, I. N. McGraw-Hill. 1991