



Figure 1: Diagrama de PV , para pregunta (2).

Termodinámica - Guía 3

- El volumen de un sistema con n moles de un gas ideal *monoatómico* (las moléculas del gas consiste en sólo un átomo) está dado por $V = V(P, T)$, y la ecuación de estado es $PV = nRT$.
 - Hallar una expresión para el trabajo infinitesimal dW en una expansión isotérmica en términos de dP .
 - El gas se expande isotérmicamente, y llega a un volumen final que es el doble de su volumen original. Con la expresión de parte (a), hallar una expresión para el trabajo total hecho en el sistema (i.e. en función de P).
 - Escribir una expresión para el cambio de temperatura ΔT por el trabajo hecho en el sistema en una expansión *isobárica* (a presión constante).
- Fig. 1 es un diagrama PV para un gas. El gas comienza en el estado A , y llega al estado B por el camino ACB . Durante este proceso 80 J de calor fluye hacia el sistema, y el sistema **hace** 30 J de trabajo.
 - Con la primera ley, determinar la diferencia en energía interna entre los estados A y B .
 - En el proceso ADB el sistema **hace** 10 J de trabajo. ¿Cuánto calor fluye hacia sistema en este proceso?
 - El sistema vuelve a estado A de estado B a lo largo del camino curvo AB . El trabajo hecho **en** el sistema es 20 J. ¿Cuánto calor fluye? ¿El calor fluye hacia el sistema o hacia el entorno?
 - Si la energía interna del sistema en estado A es U_A , y en estado D es $U_A + 40$ J, encontrar el calor absorbido en los procesos AD y DB .
- Suponemos que el helio cumple con la ecuación de van der Waals. Determinar el cambio de temperatura cuando un kilomol de gas de helio, inicialmente a 20°C y con volumen $0,12 \text{ m}^3$, se expande **libremente** a una presión final de 1 atm. Se puede usar la relación

$$\left(\frac{\partial T}{\partial V}\right)_U = -\frac{a}{C_V} \left(\frac{n}{V}\right)^2. \quad (1)$$

Los parametros en la ecuación de van der Waals para el helio son $a = 3,44 \times 10^3 \text{ J m}^3 \text{ kmol}^{-2}$; $b = 0,0234 \text{ m}^3 \text{ kmol}^{-1}$. En este caso $C_V/nR = 1,506$.

4. En los experimentos sobre la expansión libre de gases a presiones muy bajas (i.e. gases ‘ideales’) encontraron que no había un cambio medible de temperatura:

$$\left(\frac{\partial T}{\partial V}\right)_{U, \text{ideal}} = 0. \quad (2)$$

Mostrar que esta observación implica que la energía interna del gas U debe ser una función de solamente T . Hay que usar la relación

$$\left(\frac{\partial x}{\partial y}\right)_z \left(\frac{\partial y}{\partial z}\right)_x \left(\frac{\partial z}{\partial x}\right)_y = -1. \quad (3)$$

En este caso las variables (x, y, z) son T, U y V .

5. (a) Demostrar, con el uso de la primera ley y la ecuación de estado de un gas ideal, que para un proceso de expansión reversible adiabática la presión y volumen están relacionadas por

$$PV^\gamma = \text{cte.} \quad \gamma = C_P/C_V. \quad (4)$$

- (b) Mostrar que el trabajo hecho por el gas en este proceso está dado por

$$W = \frac{P_1 V_1 - P_2 V_2}{\gamma - 1} \quad (5)$$

donde los estados iniciales y finales tienen coordenadas termodinámicas (P_1, V_1) y (P_2, V_2) .

6. (a) Con el uso de diagramas PV , explicar porque un proceso de expansión adiabática reversible produce más enfriamiento de un gas ideal que una expansión libre o una expansión de Joule-Kelvin.

- (b) A partir de la ecuación

$$\left(\frac{\partial H}{\partial P}\right)_T = V - T \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \quad (6)$$

demostrar que

$$\mu_{JK} = \left(\frac{\partial T}{\partial P}\right)_H = \frac{1}{C_P} \left[T \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P - V \right]. \quad (7)$$

- (c) Mostrar que, para un rango de T donde μ_{JK} es independiente de temperatura, el cambio de temperatura en un proceso isentálpico (i.e. de Joule-Kelvin) con cambio de presión de P_1 a P_2 es

$$\Delta T = \int_{P_1}^{P_2} \left(\frac{\partial T}{\partial P}\right)_H dP. \quad (8)$$

- (d) Un proceso *adiabático* es un proceso donde la *entropía* S no cambia (un proceso isentrópico). Todavía no hemos definido entropía, pero por ahora basta con saber que es otra variable termodinámica. Entonces, mostrar que el cambio de temperatura durante una expansión adiabática reversible de una presión P_1 a P_2 es

$$\Delta T = \int_{P_1}^{P_2} \left(\frac{\partial T}{\partial P}\right)_S dP. \quad (9)$$

- (e) Probar que, para un cambio determinado de presión, una expansión adiabática produce más enfriamiento que la expansión tipo Joule-Kelvin (i.e. probar que la diferencia de los integrandos $(\partial T/\partial P)_S - (\partial T/\partial P)_H$ es positiva).