

## Termodinámica: metodología para un mejor aprendizaje

L.C. de la Portilla Maldonado<sup>†</sup>, J.L. Fernández Chapou, J.M. Velázquez Arcos y J. Granados Samaniego

Universidad Autónoma Metropolitana Azcapotzalco, División de Ciencias Básicas e Ingeniería,  
Departamento de Ciencias Básicas; lcpm@correo.azc.uam.mx<sup>†</sup>

Recibido el 1/02/09. Aprobado en versión final el 13/11/10.

**Sumario.** La enseñanza de la termodinámica como tradicionalmente se ha hecho generalmente ha sido bien aceptada por profesores y estudiantes. Sin embargo, nos hemos dado cuenta que si ésta enseñanza es combinada con el uso de Tablas donde se pide calcular P, V, T utilizando la ecuación de estado del gas ideal  $PV = nRT$ ; el estudiante puede aprender mejor. También se combina el uso de  $\Delta U$ , Q, W utilizando la Primera Ley de la Termodinámica  $\Delta U = Q - W$  y cambios de entropía del sistema, alrededores y universo, utilizando la segunda ley de la termodinámica  $\Delta S = \Delta Q/T$ . Además de diagramas VP y ST donde se visualizan los diferentes procesos politrópicos que realiza un sistema sean ciclos o no, y su correcta interpretación, todo esto, permite a los estudiantes un mejor entendimiento y aprendizaje de la termodinámica de una manera amena y divertida. En éste trabajo mostramos la forma de utilizar el método con suficientes ejemplos, además de que contamos con un paquete computacional llamado “TERMITA” que nos ayuda a obtener cálculos para el llenado de estas Tablas. Este original método de enseñanza donde los exámenes son a través del llenado de Tablas y análisis de diagramas permiten al profesor una mayor rapidez en la calificación y una mejor evaluación del curso.

**Abstract.** The teaching of thermodynamics, as traditionally done, has been generally well accepted. However, we have realized that if this teaching is combined with the use of tables to calculate P, V, T, using the ideal gas state equation  $PV = nRT$  the student can learn these subjects better. Also, we combine the use of  $\Delta U$ , Q, W, together with the first law of thermodynamics  $\Delta U = Q - W$ , the entropy of the system and its surroundings and the second law of the thermodynamics  $\Delta S = \Delta Q/T$ . In addition, we utilize VP and ST diagrams, where the students visualize the polytropic processes and its interpretation, so they have a best understanding of the thermodynamics in a pleasant and amusing way. We show in this work the way to use the method with many examples. We have a computational program named “TERMITA” that help us to obtain calculations for filling the tables. This original teaching method, where tests are carried out filling tables and analyzing diagrams, allow a faster and better evaluation of the course.

**Palabras clave.** Educación, 01.40.-d; Física Educativa, 01.40.-d; Ayudas educacionales en Física Educativa, 01.50.-I; Experimentos de laboratorio de Física Educativa, 01.50.Pa.

### 1 Introducción

Este trabajo es una descripción de la forma en que se imparte el curso de Termodinámica en la Universidad Autónoma Metropolitana Unidad Azcapotzalco de la Ciudad de México. D. F. El curso es dirigido a estudiantes de los primeros trimestres de las carreras de ingenie-

ría, no está seriado con otras materias previas, aunque se recomienda tener conocimientos de álgebra cálculo y de física general.

El curso es simple ya que sólo se atacan problemas relacionados a sistemas que utilizan al gas ideal y los diferentes procesos politrópicos que realiza el sistema tales como: isobáricos, isocóricos, isotérmicos y adiabáti-

cos.<sup>1,2,3</sup>. A los alumnos se les instruye a cerca de las características de éstos procesos y su representación en un diagrama VP y ST así como de series de tres a cinco de éstos procesos que sigue un sistema que pueda generar un ciclo o no, también se les enseña los tipos de interacciones entre el sistema y su medio ambiente, tales como interacciones térmicas e interacciones mecánicas, la deducción de la primera ley de la termodinámica y las variables que se conservan durante los procesos y en sus interacciones. Cuando se ha cubierto esta parte, se hace una primera evaluación parcial que consta de tres problemas, uno relacionado con el uso de la ecuación de estado del gas ideal, dándoles un diagrama VP de la serie de procesos que sigue el sistema, una Tabla donde los alumnos calculan los valores de V, P y T y sus cambios durante cada uno de los procesos involucrados dándoles algunos valores dentro de la Tabla y los alumnos calcularán los demás hasta llenarla.

Un segundo problema está relacionado con el uso de la Primera Ley de la Termodinámica, también llenando una Tabla en la que se calculan los valores de  $\Delta U$ , Q y W, dándoles algún valor de ellos en la Tabla o en el enunciado del problema, además de que tienen que hacer el diagrama VP de los procesos involucrados. Un tercer problema consiste en interpretar un diagrama VP de una serie de procesos que generalmente forman un ciclo y en la que se tienen que contestar preguntas del tipo cierto o falso a cerca de ciertas relaciones entre las variables termodinámicas y de relaciones de energía. La segunda parte del curso consiste en la deducción de la Segunda Ley de la Termodinámica, explicación del proceso de expansión libre adiabática, Ciclo de Carnot, teoremas de Carnot, procesos politrópicos en diagramas ST, definiciones de eficiencias de una máquina térmica y rendimiento de un refrigerador, almacenes térmicos, determinación de los cambios de entropía del sistema, alrededores y universo. Con esto se cubre el curso y se realiza una segunda evaluación también con el llenado de Tablas e interpretación de los diagramas que representan ciclos ya sean de Carnot o de otro tipo, el examen consiste de dos o tres problemas en los que el alumno tiene que manejar muy bien los conceptos para poder resolverlos.

Los datos que requieren los alumnos los pueden obtener del enunciado, del diagrama o de algún dato que se le proporcione en la Tabla. El uso de Tablas e interpretación de diagramas tiene la ventaja de facilitar el aprendizaje de la Termodinámica, además de que facilita la calificación por parte del maestro. El curso consta de dos clases semanales con duración de 1.5 hrs durante 11 semanas.

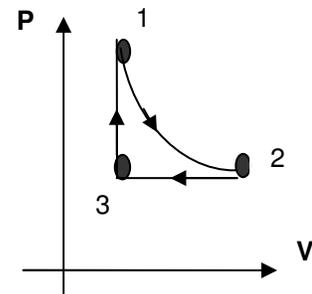
## 2 Metodología

El curso de termodinámica que se imparte en ésta universidad consiste de tres unidades. El contenido de la Unidad I es: Conceptos fundamentales, la Ley Cero de la Termodinámica, la Ecuación de estado del Gas Ideal, la Ecuación de los Procesos Politrópicos y su representa-

ción en el plano VP, calor, trabajo, energía interna y la Primera Ley de la Termodinámica, definición termodinámica de trabajo, capacidades caloríficas a volumen y a presión constantes, se manejan las ecuaciones  $PV = nRT$ ,  $PV^\gamma = \text{constante}$  (donde  $\gamma = c_p/c_v$ ) y combinaciones de ambas ecuaciones que dan como resultado nuevas ecuaciones, la primera ley de la termodinámica  $\Delta U = Q - W$  y la convención de signos para el calor absorbido y cedido así como trabajo realizado por o sobre el sistema, la ecuación que da la variación de la energía interna  $\Delta U = mc_v\Delta T$ , que es una función que depende únicamente de la temperatura y que es una variable de estado.

De esta primera unidad se resuelven problemas como el que presentamos a continuación:

- Un sistema que consta de 2 kg de Nitrógeno ( $R = 0.297 \text{ kJ/kgK}$ ) efectúa los cambios politrópicos mostrados en el diagrama VP (figura 1). Llenar los espacios vacíos en la Tabla I.



**Figura 1.** Cambios politrópicos en 2kg de nitrógeno.

**Tabla I**

Cálculos referidos a los cambios de estado mostrados en la Figura 1

$k =$		P(kPa)	V(m <sup>3</sup> )	T(K)
	1	178.2	2	600
1, 1→2	2	89.1	4	600
0, 2→3	3	89.1	2	300
$\infty$ , 3→1	1	178.2	2	600

**Tabla II**

Llenar los espacios vacíos si un gas ideal pasa del estado uno al dos efectuando un trabajo de 200 kJ sin variar su temperatura; luego pasa del estado dos al tres absorbiendo 150 kJ de calor sin variar su volumen.

	$\Delta U(\text{kJ})$	Q(kJ)	W(kJ)
1→2	0	200	200
2→3	150	150	0
1→3	150	350	200

Los cuadros sombreados son datos dados en el problema, mientras que los no sombreados son llenados con cálculos hechos por los estudiantes. Para resolver este problema se fija uno en el diagrama VP (Figura 1) de los tres procesos politrópicos que conforman el ciclo y también en la Tabla I con los valores proporcionados que aparecen sombreados. Empezamos calculando  $P_2$  por medio de la ecuación de estado del gas ideal

$$P_2 = mRT_2/V_2 = (2)(0.297)(600)/(4) = 89.1 \text{ kPa.}$$

Como el proceso 1→2 es isotérmico debido a que  $k=1$ , entonces  $T_1 = 600$  K, el proceso 3→1 es isocórico entonces  $V_3 = V_1 = 2$  m<sup>3</sup>, volvemos a usar la ecuación de estado del gas ideal para calcular  $P_1$ .

$$P_1 = mRT_1/V_1 = (2)(0.297)(600)/(2) = 178.2 \text{ kPa}$$

El proceso 2→3 es isobárico por lo que  $P_2 = P_3 = 89.1$  kPa y calculamos  $T_3$  por medio de la ecuación de estado del gas ideal

$$T_3 = P_3 V_3 / mR = (89.1)(2)/(2)(0.297) = 300 \text{ K}$$

Con esto terminamos de llenar la Tabla.

- Un segundo problema para esta primera unidad es el siguiente: Un gas ideal efectúa los cambios que se describen a continuación: pasa del estado uno al dos efectuando un trabajo de 200 kJ sin variar su temperatura; luego pasa del estado dos al tres absorbiendo 150 kJ de calor sin variar su volumen. Llenar los espacios vacíos en la Tabla II.

Como el proceso 1→2 es isotérmico entonces  $\Delta U = 0$ ,  $W = 200$  kJ y utilizando la primera ley de la termodinámica para este proceso  $Q = W = 200$  kJ, el proceso 2→3 es isocórico, por lo tanto,  $W = 0$ , como el sistema absorbe calor este es considerado positivo y utilizando la primera ley de la termodinámica concluimos que  $\Delta U = Q$ , los totales se obtienen al hacer la suma algebraica de  $\Delta U$ ,  $Q$  y  $W$  debiéndose cumplir la primera ley de la termodinámica  $\Delta U = Q - W$ .

- Un tercer problema para esta primera unidad es: Un gas ideal experimenta los cambios politrópicos mostrados en el diagrama VP (Figura 2), decir si son verdaderas (v) o falsas (f) las siguientes relaciones: (ver Tabla III).

La primera es (v) porque el volumen crece de izquierda a derecha, la segunda es (f) porque la presión crece de abajo hacia arriba, la tercera es (v) porque a mayor presión mayor temperatura en una isocórica, la cuarta es (f) porque el estado 1 y el estado 2 pertenecen a la misma isoterma, la quinta es (v) porque del estado 1 al estado 2 hay una expansión del sistema y se realiza trabajo positivo, la sexta es (f) porque al usar la primera ley de la termodinámica siendo  $Q = 0$  porque se trata de una adiabática se obtendría  $\Delta U_{3→4} = -W_{3→4}$ , la séptima es (f) porque como el proceso 2→3 es isocórico el trabajo de 2→3 sería cero, la octava es (v) porque el proceso 1→2 es isotérmico y  $\Delta U_{1→2} = 0$ , por lo tanto de la primera ley de la termodinámica  $Q_{1→2} = W_{1→2}$ .

El contenido de la Unidad II es: El concepto de entropía, la definición de calor, ecuaciones para el cálculo de la variación en la entropía, procesos politrópicos y su representación en el plano ST, ciclos reversibles y su representación en los planos VP y ST, el ciclo de Carnot.

El tipo de problemas que se resuelven en esta segunda unidad son como se describen a continuación:

- Un sistema que consta de 3 kg de Helio efectúa el ciclo mostrado en el plano ST (Figura 3) con un rendimiento del 50%. Sabiendo que absorbe 900 kJ de calor a la temperatura de 600 K, llenar la Tabla IV.

Para llenar la Tabla IV, partimos de los datos y el hecho de saber que es Helio, tenemos  $m = 3$  kg,  $R = 2.08$  kJ/kgK,  $c_v = 3.12$  kJ/kgK, de la figura 3 se ve que se trata

de un ciclo de Carnot, nos dan  $T_{\max} = T_1 = T_2 = 600$  K que es donde absorbe calor,  $Q_{1→2} = Q_{\text{abs}} = 900$  kJ,  $\Delta U_{1→2} = 0$  por tratarse de un proceso isotérmico y al utilizar la primera ley de la termodinámica obtenemos  $Q_{1→2} = W_{1→2}$ , el cambio de entropía en este proceso es  $\Delta S_{1→2} = Q_{\text{abs}}/T_{\max} = 900\text{kJ}/600\text{K} = 1.5$  kJ/K, el rendimiento de Carnot es  $r_c = 1 - (T_{\min}/T_{\max})$  despejando  $T_{\min} = (1 - r_c)T_{\max} = (1 - 0.5)600 = 300$  K, los valores netos  $\Delta U = 0$  y  $\Delta S = 0$  por ser variables de estado y tratarse de un ciclo, los procesos 2→3 y 4→1 son isoentrópicos.

Por tanto  $Q = 0$  y  $\Delta S = 0$ ,  $\Delta U = mc_v(T_3 - T_2) = 3(3.12)(-300) = -2808$  kJ y de la primera ley de la termodinámica  $W_{2→3} = 2808$  kJ,  $\Delta U_{3→4} = 0$  por ser un proceso isotérmico,  $Q_{3→4} = Q_{\text{ced}}$  y de la ecuación del rendimiento  $r = 1 - (Q_{\text{ced}}/Q_{\text{abs}})$  despejando tenemos  $Q_{\text{ced}} = (1 - r)Q_{\text{abs}} = (1 - 0.5)900 = 450$  kJ.

Por la convención de signos este valor se toma como negativo y de la primera ley de la termodinámica  $W_{3→4} = Q_{3→4} = -450$  kJ,  $\Delta S_{3→4}$  debe ser el negativo de  $\Delta S_{1→2}$   $Q_{\text{ced}}/T_{\min} = -450/300 = -1.5$  kJ/K,  $\Delta S_{\text{tot}} = 1.5 + 0 - 1.5 + 0 = 0$ , ya que su suma debe ser cero en un ciclo, también  $\Delta U_{\text{tot}} = 0$  en un ciclo y por tanto  $\Delta U_{4→1} = 2808$  kJ  $Q_{\text{neto}} = 450$  kJ y por la primera ley  $W_{\text{neto}} = 450$  kJ,  $W_{4→1} = -2808$  kJ al usarse la primera ley en el cuarto renglón de la Tabla IV.

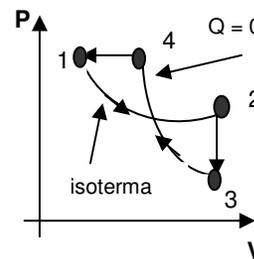


Figura 2. Cambios politrópicos para un gas ideal

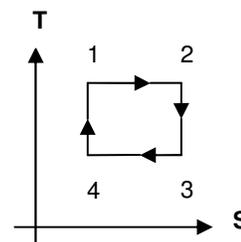


Figura 3. Ciclo recorrido por un sistema formado por 3 kg de He

Tabla III

Resultados para los cambios politrópicos de la Fig. 2.

$V_1 < V_2$ (v)	$W_{1→2} > 0$ (v)
$P_1 < P_2$ (f)	$\Delta U_{3→4} = W_{3→4}$ (f)
$T_2 > T_3$ (v)	$W_{2→3} > 0$ (f)
$T_1 < T_2$ (f)	$Q_{1→2} = W_{1→2}$ (v)

Tabla IV

Completar datos de acuerdo a la figura 3

	T(K)	$\Delta U$ (kJ)	Q(kJ)	W(kJ)	$\Delta S$ (kJ/K)
1	600				
2	600	0	900	900	1.5
3	300	-2808	0	2808	0
4	300	0	-450	-450	-1.5
1	600	2808	0	-2808	0
Neto		0	450	450	0

El contenido de la Unidad III es el siguiente: Procesos espontáneos, aumento en la entropía del universo, segunda ley de la termodinámica, expansión libre de un gas ideal, intercambio de energía calorífica entre dos ga-

ses ideales aislados de los alrededores. Intercambio de energía calorífica entre un gas ideal y un almacén térmico, máquina térmica y refrigerador. Después de cubrir la teoría correspondiente a éstos temas, se resuelven problemas del siguiente tipo:

- Un sistema opera en ciclos entre dos almacenes térmicos; absorbiendo una cantidad de calor  $Q_{abs}$  del almacén a la temperatura de 400 K, cediendo una cantidad de calor  $Q_{ced}$  al almacén a la temperatura de 200 K y realizando un trabajo neto  $W$  (Figura 4). Determinar en cada uno de los casos propuestos raya continua de cada inciso, si el ciclo es posible (reversible o irreversible) o imposible.

- El sistema absorbe 400 kJ de calor del almacén a temperatura alta y cede 200 kJ de calor al almacén a baja temperatura.
- El almacén a temperatura alta cede 600 kJ de calor y el sistema realiza un trabajo neto de 150 kJ.
- El sistema realiza un ciclo con un rendimiento de 60% y cede 100 kJ de calor al almacén a temperatura menor.

Para resolver éste problema nos ayudaría mucho hacer un dibujo como el de la figura 4.

a) Los datos para éste inciso son:  $Q_{abs} = 400$  kJ,  $Q_{ced} = 200$  kJ. Dado que la energía se conserva, entonces  $W = Q_{abs} - Q_{ced} = (400 - 200)$  kJ = 200 kJ. La variación en la entropía del universo está dada como:  $\Delta S_{Univ} = \Delta S_{sist} + \Delta S_{alred}$ . En donde  $\Delta S_{sist} = 0$  porque el sistema opera cíclicamente, y  $\Delta S_{alred} = \Delta S_{alm T_{max}} + \Delta S_{alm T_{min}} = -Q_{abs}/T_{max} + Q_{ced}/T_{min}$ ; de aquí que  $\Delta S_{univ} = 0 + (-Q_{abs}/T_{max} + Q_{ced}/T_{min}) = (-400 \text{ kJ}/400 \text{ K} + 200 \text{ kJ}/200 \text{ K}) = (-1 + 1)$  kJ/K = 0 y como  $\Delta S_{univ}$  es igual a cero, concluimos que el ciclo es: posible reversible

b) Los datos para éste inciso son:  $Q_{abs} = 600$  kJ,  $W = 150$  kJ. Dado que la energía se conserva  $W = Q_{abs} - Q_{ced}$  de donde:  $Q_{ced} = Q_{abs} - W = (600 - 150)$  kJ = 450 kJ. La variación en la entropía del universo esta dada como:  $\Delta S_{Univ} = \Delta S_{sist} + \Delta S_{alred}$ . En donde  $\Delta S_{sist} = 0$  porque el sistema opera cíclicamente, y  $\Delta S_{alred} = \Delta S_{alm T_{max}} + \Delta S_{alm T_{min}} = -Q_{abs}/T_{max} + Q_{ced}/T_{min}$ ; de aquí que  $\Delta S_{univ} = 0 + (Q_{abs}/T_{max} + Q_{ced}/T_{min}) = (-600 \text{ kJ}/400 \text{ K} + 450 \text{ kJ}/200 \text{ K}) = (-1.5 + 2.25)$  kJ/K = 0.75 kJ/K y como  $\Delta S_{univ}$  es positiva, concluimos que el ciclo es: posible irreversible.

c) Los datos para éste inciso son:  $Q_{ced} = 100$  kJ,  $r = 60\% = 0.6$ . De la definición de rendimiento:  $r = 1 - (Q_{ced}/Q_{abs})$ ; se tiene  $Q_{abs} = Q_{ced}/(1 - r) = 100 \text{ kJ} / (1 - 0.6) = 250$  kJ. La variación en la entropía del universo está dada como:  $\Delta S_{Univ} = \Delta S_{sist} + \Delta S_{alred}$ . En donde  $\Delta S_{sist} = 0$  porque el sistema opera cíclicamente, y  $\Delta S_{alred} = \Delta S_{alm T_{max}} + \Delta S_{alm T_{min}} = -Q_{abs}/T_{max} + Q_{ced}/T_{min}$ ; de aquí que  $\Delta S_{univ} = 0 + (Q_{abs}/T_{max} + Q_{ced}/T_{min}) = (-250 \text{ kJ}/400 \text{ K} + 100 \text{ kJ}/200 \text{ K}) = (-0.625 + 0.5)$  kJ/K = -0.125 kJ/K y como  $\Delta S_{univ}$  es negativa, concluimos que el ciclo es: imposible.

Otro tipo de problema que se pide resolver en ésta tercera unidad es el siguiente:

- 4 kg de Helio inicialmente a 175 kPa y 200 K expe-

rimentan los siguientes cambios: Pasan del estado 1 al 2 mediante un proceso reversible a presión constante, aumentando su temperatura en 100 K; a continuación por medio de un proceso isoentrópico su presión aumenta hasta 200 kPa; finalmente llega al estado 4 por medio de una expansión libre adiabática, aumentando su volumen en 1.84 m<sup>3</sup>. Calcular las cantidades pedidas en las Tablas V y VI.

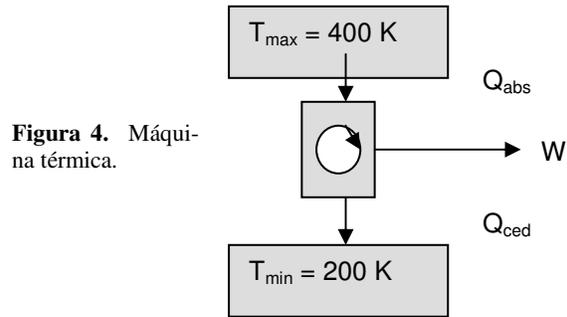


Figura 4. Máquina térmica.

	P(kPa)	V(m <sup>3</sup> )	T(K)
1	175	9.51	200
2	175	14.26	300
3	200	13.16	316.35
4	175.47	15.0	316.35

$\Delta S$ (kJK <sup>-1</sup> )			
	Sistema	Alrededores	Universo
1→2	8.43	-8.43	0
2→3	0	0	0
3→4	1.09	0	1.09

Inicialmente todos los espacios de las Tablas están vacíos y los llenamos con los datos del enunciado y con el uso de fórmulas. Sabemos que para el Helio  $c_v = 3.12$  kJ/kgK,  $c_p = 5.2$  kJ/kgK,  $R = c_p - c_v = 2.08$  kJ/kgK, se conocen la presión y la temperatura en el estado inicial, por lo que de la ecuación de estado del gas ideal, calculamos:

$$V_1 = mRT_1/P_1 = (4)(2.08)(200)/(175) = 9.51 \text{ m}^3.$$

El sistema pasa del estado 1 al 2 mediante un proceso reversible a presión constante aumentando su temperatura en 100 K, entonces  $P_2 = P_1 = 175$  kPa,  $\Delta S_{1 \rightarrow 2}(\text{univ}) = 0$  por ser un proceso reversible,  $\Delta T_{1 \rightarrow 2} = T_2 - T_1 = 100$  K; de donde:  $T_2 = T_1 + \Delta T_{1 \rightarrow 2} = (200 + 100)$  K = 300 K, determinamos la variación en la entropía del sistema mediante la ecuación

$$\Delta S_{1 \rightarrow 2}(\text{Sist}) = mc_p \ln(T_2/T_1) - mR \ln(P_2/P_1) = mc_p \ln(T_2/T_1) = (4)(5.2) \ln(300/200) = 8.43 \text{ kJ/K}$$

y como  $\Delta S_{1 \rightarrow 2}(\text{univ}) = \Delta S_{1 \rightarrow 2}(\text{sist}) + \Delta S_{1 \rightarrow 2}(\text{alred}) = 0$ ; entonces  $\Delta S_{1 \rightarrow 2}(\text{alred}) = -\Delta S_{1 \rightarrow 2}(\text{sist}) = -8.43$  kJ/K. Determinamos para éste proceso, mediante la ecuación de estado

$$V_2 = mRT_2/P_2 = (4)(2.08)(300)/(175) = 14.26 \text{ m}^3.$$

El sistema pasa del estado 2 al 3 mediante un proceso isoentrópico, en el que su presión aumenta hasta 200 kPa; esto significa que  $\Delta S_{2 \rightarrow 3}(\text{sist}) = 0$ ,  $\Delta S_{2 \rightarrow 3}(\text{univ}) = 0$ ,  $\Delta S_{2 \rightarrow 3}(\text{alred}) = 0$ ,  $P_3 = 200$  kPa. De la ecuación de los

procesos adiabáticos  $PV^\gamma = \text{const}$  se tiene  $P_2V_2^\gamma = P_3V_3^\gamma$  de la cual despejamos  $V_3$ ;  $V_3 = (P_2/P_3)^{1/\gamma} V_2$ ,  $\gamma = c_p/c_v = 5.2/3.12 = 1.67$  y  $1/\gamma = 0.6$ , por tanto  $V_3 = (200/175)^{0.6}(14.26) = 13.16 \text{ m}^3$ , Usamos la ecuación de estado para calcular  $T_3$ ,  $T_3 = P_3V_3/mR = (200)(13.16)/(4)(2.08) = 316.35 \text{ K}$

En la expansión libre adiabática la temperatura permanece constante, así que  $T_4 = 316.35 \text{ K}$ , en este proceso el volumen aumenta en  $1.84 \text{ m}^3$  y como  $V_3 = 13.16 \text{ m}^3$  entonces  $V_4 = 15 \text{ m}^3$ , luego calculamos  $P_4$  utilizando la ecuación de estado,  $P_4 = mRT_4/V_4 = (4)(2.08)(316.35)/(15) = 175.47 \text{ kPa}$ . El cambio de entropía para el proceso  $3 \rightarrow 4$  es calculado de la fórmula:

$\Delta S_{3 \rightarrow 4}(\text{sist}) = mc_v \ln(T_4/T_3) + mR \ln(V_4/V_3) = mR \ln(V_4/V_3) = (4)(2.08) \ln(15/13.16) = 1.09 \text{ kJ/K}$ , como este es un proceso adiabático  $\Delta S_{3 \rightarrow 4}(\text{alred}) = 0$ , por tanto,  $\Delta S_{3 \rightarrow 4}(\text{univ}) = 1.09 \text{ kJ/K}$ . Con esto terminamos de llenar los espacios vacíos de las Tablas V y VI.

### 3 Conclusiones

Creemos que éste método de impartir el curso de Termodinámica, dando la teoría completa y luego resolviendo problemas como los mostrados con el llenado de Tablas y la interpretación de los procesos politrópicos en los diagramas VP y ST, ayudan a los estudiantes a tener una mejor comprensión y un buen aprendizaje de la materia

y por otro lado los profesores que imparten el curso califican de una manera rápida las tareas y los exámenes ya que a veces se tienen hasta 45 alumnos por grupo por lo que resulta eficiente éste método.

### Agradecimientos

Agradecemos a Luz María García Cruz, Héctor Martín Luna García, Tomás David Navarrete González y José Ángel Rocha Martínez compañeros profesores de la materia y autores de los libros “Elementos de Termodinámica” y “Solución de Problemas de Termodinámica” por el apoyo que nos brindaron, así como al profesor Abelardo Rodríguez Soria por proporcionarnos el Software “Termita” del cual es autor.

### Referencias

1. L. M. García, H. M. Luna, T. D. Navarrete, J. A. Rocha “Solución de Problemas de Termodinámica” Editorial UAM-A. (2008)
2. L. M. García, H. M. Luna, T. D. Navarrete, J. A. Rocha. “Elementos de termodinámica” Editorial UAM-A (2008)
3. F. Medina, M. E. Espinoza, L. M. García “Termodinámica” Editorial UAM-A (2004) .