

Problemario de
**Termodinámica
Aplicada II**



Araceli Lara Valdivia
Carlos Tapia Medina
Raymundo López Callejas
Juan Ramón Morales Gómez
David Sandoval Cardoso

Problematario de
Termodinámica
Aplicada II

Problematario de Termodinámica Aplicada II
Este material fue dictaminado y aprobado para su publicación por el Consejo Editorial de la División de Ciencias Básicas e Ingeniería de la Unidad Azcapotzalco de la UAM, en su sesión del día 28 de noviembre de 1995.

2894202

Problematario de
**Termodinámica
Aplicada II**

Araceli Lara Valdivia
Carlos Tapia Medina
Raymundo López Callejas
Juan Ramón Morales Gómez
David Sandoval Cardoso



División de Ciencias Básicas e Ingeniería
Departamento de Energía

2894202

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA
UNIDAD AZCAPOTZALCO

RECTOR
DR. ADRIÁN GERARDO DE GARAY SÁNCHEZ

SECRETARIA
DRA. SYLVIE JEANNE TURPIN MARION

COORDINADORA GENERAL DE DESARROLLO ACADÉMICO
DRA. NORMA RONDERO LÓPEZ

COORDINADOR DE EXTENSIÓN UNIVERSITARIA
D. I. JORGE ARMANDO MORALES ACEVES

JEFE DE LA SECCIÓN DE PRODUCCIÓN Y DISTRIBUCIÓN EDITORIALES
LIC. FRANCISCO JAVIER RAMÍREZ TREVIÑO

CORRECCIÓN:
MARISELA JUÁREZ CAPISTRÁN
ILUSTRACIÓN DE PORTADA:
CONSUELO QUIROZ REYES
DISEÑO DE PORTADA:
MODESTO SERRANO RAMÍREZ

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA
UNIDAD AZCAPOTZALCO
AV. SAN PABLO 180
COL. REYNOSA TAMAULIPAS
DEL. AZCAPOTZALCO
C. P. 02200
MÉXICO, D. F.

© UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA
UNIDAD AZCAPOTZALCO

ARACELI LARA VALDIVIA
CARLOS TAPIA MEDINA
RAYMUNDO LÓPEZ CALLEJAS
JUAN RAMÓN MORALES GÓMEZ
DAVID SANDOVAL CARDOSO

PROBLEMARIO DE TERMODINÁMICA APLICADA II
ISBN: 970-31-0508-4

1ª. EDICIÓN, 1996
2ª. EDICIÓN, 2005
3ª. EDICIÓN, 2009

IMPRESO EN MÉXICO

UAM
QC 311
L6.6
v.2

CONTENIDO

	Página
Indice.....	I - 1
Simbología.....	I - 3
Introducción.....	I - 5
Conceptos Fundamentales.....	I - 7
I. Relaciones termodinámicas.....	1
II. Ecuaciones de Estado y Correlaciones Generalizadas.....	23
III. Mezclas no reactivas de gases ideales y psicrometría.....	63
IV. Mezclas reactivas (combustión).....	97
V. Soluciones Ideales.....	113
VI. Problemas Propuestos	133
APENDICE. Gráficas.....	143
Bibliografía	157

SIMBOLOGIA

a	actividad; constante de la ecuación de van der Waals
B	segundo coeficiente virial
C_p	calor específico a presión constante $(\partial h/\partial T)_p$ capacidad calorífica a presión constante $(\partial H/\partial T)_p$
C_v	calor específico a volumen constante $(\partial u/\partial T)_v$ capacidad calorífica a volumen constante $(\partial U/\partial T)_v$
E, e	energía total, específica
f	fugacidad
\hat{f}_i	fugacidad del componente i en una mezcla
H, h	entalpía total, específica
\tilde{H}	entalpía molar
\bar{h}_f°	entalpía de formación por mol en el estado estándar
\bar{h}_{comb}	entalpía de combustión por mol
\dot{m}	flujo másico
PM	masa molecular
n	número de moles
p_i	presión parcial del componente i en una mezcla
p_r	presión reducida
S, s	entropía total, específica
\tilde{S}	entropía molar
s°	función de entropía (para uso en tablas), entropía absoluta en el estado de referencia estándar
T	temperatura

T_r	temperatura reducida: T/T_c
U, u	energía interna total, específica
\tilde{U}	energía interna molar
V, v	volumen total, específico
\tilde{V}	volumen molar
\tilde{V}_i	volumen asociado al componente i en una mezcla, volumen molar parcial de i
Z	factor de compresibilidad
η	eficiencia, rendimiento
$\rho, \tilde{\rho}$	densidad másica, molar
ϕ	humedad relativa
ω	humedad específica, factor acéntrico
bh	bulbo húmedo
bs	bulbo seco

INTRODUCCION

El análisis de las estadísticas de acreditación de la UEA "Termodinámica Aplicada II" muestra un porcentaje bajo de aprobación, lo cual ha generado una preocupación en los profesores encargados de la impartición de la UEA mencionada.

Es evidente, que existen una gran cantidad de factores que inciden con mayor o menor peso en el grado de asimilación de esta asignatura. Sin entrar en los detalles de cuales son estos factores, ni en la discusión sobre cuales caen dentro de la esfera de competencia de los maestros y cuales no, los autores de este problemario están convencidos de que la práctica en la resolución de problemas es una forma de mejorar el aprovechamiento en la UEA en cuestión. Bajo este supuesto se presenta en este volumen una colección de problemas que sin ser tipo, proporcionan un entrenamiento a juicio de los que escriben no sólo necesario sino imprescindible para lograr entender el manejo de estos tópicos.

Aún cuando se considerara que la selección de los problemas abarca todos los temas que se incluyen en el temario de la UEA no se ha tratado de presentar solo una colección de problemas sino que el énfasis de este trabajo está en la metodología empleada en el planteamiento del problema y una sucesión lógica de etapas para llegar a la solución.

Debe señalarse también que la mecanización por sí sola no asegura que se puedan resolver todas las situaciones posibles dentro de esta disciplina, por lo que se recomienda enfáticamente al usuario un estudio teórico de los principios fundamentales para entender no solo la metodología, sino también el significado de las soluciones obtenidas. Para reforzar lo anterior, al inicio del texto se presenta un resumen tanto de los principios como de las ecuaciones que se emplean.

Es importante hacer hincapié en que para obtener resultados adecuados es necesario realizar en forma personal los ejercicios propuestos, sin esta condición el esfuerzo del personal docente para mejorar el aprovechamiento será en vano.

Por último, es claro que se ha puesto el máximo cuidado en la elaboración de este trabajo lo cual no significa que esté libre de errores, ni que no pueda mejorarse, por lo que se solicita de los usuarios su cooperación para mejorar posteriores ediciones.

Finalmente, nuestro agradecimiento a la Srita. María Eugenia Támez Proo, ayudante del área de Termofluidos por su valiosa cooperación en la transcripción final al procesador de palabras del problemario.

A. Lara
C. Tapia
R. López
J. Morales
D. Sandoval

CONCEPTOS FUNDAMENTALES.

1) ¿Cuál es el significado físico de los términos de corrección que se utilizan en la ecuación de estado de van der Waals?

$$\left(P + \frac{a}{V^2} \right) (V - b) = RT$$

El término $\frac{a}{V^2}$ es una corrección que toma en cuenta las fuerzas de atracción existentes entre las moléculas. Según van der Waals, la presión real de un gas es mayor que la presión medida debido a que en el punto de medición la presión se ve reducida por la atracción molecular que sufren las moléculas en contacto con el aparato de medición, hacia el centro del recipiente. Por su parte, b es un término que corrige el volumen medido haciéndolo menor, ya que el volumen medido incluye el volumen de las moléculas a las cuales en este caso (y no como en un gas ideal), se les considera su volumen restándolo del volumen medido ocupado por el gas. (Imagínese una misma cantidad de gas a diferentes presiones, ocupando diferentes volúmenes).

2) Explique y enuncie el postulado de Nernst y la Tercera ley de la Termodinámica.

Postulado de Nernst.

Está basado en las curvas de Richards de ΔG vs. T , y establece que

$$\lim_{T \rightarrow 0} \left(\frac{\partial \Delta G}{\partial T} \right)_T = \lim_{T \rightarrow 0} (-\Delta S) = 0, \text{ por lo que } \Delta S_0 = 0 \text{ para cualquier reacción.}$$

La Tercera Ley de la Termodinámica se enuncia como:

“ La entropía de todas las sustancias puras cristalinas y perfectamente ordenadas a temperatura del cero absoluto es cero y la entropía de todas las demás sustancias es positiva ” (G.N.Lewis).

3) Bajo que condiciones son válidas las leyes de Dalton y de Amagat.

Son aplicables a mezclas de gases ideales.

4) Defina los conceptos de Punto de Rocío, Humedad Específica y Humedad Relativa.

Punto de Rocío:

Se define como la temperatura a la cual el vapor contenido en el aire (vapor sobrecalentado) empieza a ser condensado formando pequeñas gotitas de líquido (enfriado a presión constante)..

Humedad Específica:

Es la relación que hay entre la masa de humedad y la masa de aire seco en una mezcla aire-vapor de H₂O. $\omega = m_v / m_a$.

Humedad Relativa:

Es la relación entre la fracción mol de vapor en la mezcla y la fracción mol del vapor en una mezcla saturada a la misma temperatura y presión total, como el vapor se considera como un gas ideal: $\phi = P_v / P_g$.

5) ¿A qué se debe que las líneas de entalpía constante en la carta psicrométrica coincidan con las líneas de temperatura de bulbo húmedo constante? (¿Qué se asume para llegar a esta conclusión?).

$$h^* = h_a + \omega h_v \quad \left. \text{BTU/lb}_{m \text{ aire seco}} \right\} \text{valor } * \text{ en la carta psicrométrica.}$$

h_a medida relativa @ 0 F no 0 R como en las tablas de aire seco

h_v medida relativa a líquido saturado @ 32 F

en términos de h^* la ecuación de saturación adiabática

$$h_1^* + (\omega_3 - \omega_1)h_{aB_2} = h_3^*(T_{BH}) \quad \gamma$$

el segundo término es muy pequeño comparado con el primero teniéndose que:

$$h_1^* \approx h_3^*(T_{BH}), \quad \gamma \text{ con esta aproximación las líneas de entalpía constante en}$$

la carta coinciden con las de la temperatura de bulbo húmedo constante ya

que h_3^* es sólo función de T_{BH} .

6) ¿Cómo se definen las propiedades molares parciales?

$$\bar{f}_i = \left(\frac{\partial f}{\partial n_i} \right)_{T,P,n_j}$$

Para la propiedad molar f de una solución se define la propiedad molar parcial de un componente i como la razón de cambio de dicha propiedad respecto a un cambio en el número de moles del componente i , manteniendo constantes T , P , y $n_j \neq n_i$.

7) ¿Cuál es la utilidad de la variable fugacidad y cómo se define?

La utilidad de la variable fugacidad estriba en el hecho de que substituida en lugar de la presión en cualquier ecuación para gases ideales, estas ecuaciones pueden ser empleadas para predecir el comportamiento de gases reales. Por tanto es una presión corregida la cual se aplica a gases reales tal como la presión parcial para gases ideales. Matemáticamente se define en

función de la presión y de $\alpha = \bar{V}_{ideal} - \bar{V}_{real} = \frac{RT}{P} - \bar{V}$ como:

$$\ln f = \ln P - \frac{1}{RT} \int_0^P \alpha \, dP.$$

8) Escriba la expresión matemática que da origen a las siguientes cantidades en función de sus variables naturales: entalpía, energía libre de Gibbs, energía libre de Helmholtz, calor específico a presión constante y a volumen constante, coeficiente de dilatación volumétrica y compresibilidad isotérmica, coeficiente de Joule Thomson.

Siguiendo el orden solicitado

$$h = u + Pv; \quad G = h - TS; \quad C_p = \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_p;$$

$$C_v = \left(\frac{\partial u}{\partial T} \right)_v; \quad \beta = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_p; \quad k = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)_T;$$

$$\mu_J = \left(\frac{\partial T}{\partial P} \right)_h$$

9) ¿Cuándo se usan las cartas generalizadas para cambios de entalpía y entropía? ¿y de fugacidad?

Quando se requiere calcular h y S de los sistemas simples compresibles entre dos estados determinados que se encuentran alejados del comportamiento ideal, la ecuación que dará origen a las cartas mencionadas indica que el cambio, por ejemplo de entalpía específica entre dos estados, es igual al cambio de entalpía determinado usando el modelo de gas ideal más una corrección que tiene en cuenta la desviación respecto al comportamiento de gas ideal. Y la de fugacidad cuando se tienen mezclas o sistemas en equilibrio.

10) ¿Qué características tiene una disolución ideal?

Es aquella en la que las variaciones de volumen, energía interna o entalpía entre el valor en la mezcla con el del componente puro a la mismas condiciones de temperatura y presión es igual a cero.

11) **¿Qué modificaciones se deben hacer a la ecuación de estado de los gases ideales para que ésta sirva para mezclas de gases reales?**

Introducir un factor de corrección conocido como factor de compresibilidad Z , el cual se determina con:

$$Z = \frac{P V}{R T}$$

12) **Enuncie y explique brevemente la regla de Lewis-Randall.**

Lewis-Randall establece que la fugacidad de cada componente en una disolución ideal es igual al producto de su fracción molar y la fugacidad del componente puro a la misma temperatura, presión y estado de agregación que la mezcla.

13) **Enuncie y explique brevemente la regla de fases de Gibbs.**

$$L = [F(C - 1) + 2] - C(F - 1) = C - F + 2$$

donde

C = número de componentes del sistema

F = número de fases presentes

L = grados de libertad

Permite determinar el número de propiedades intensivas independientes que se pueden especificar arbitrariamente para fijar el estado intensivo del sistema.

14) **¿Cuáles son los criterios necesarios para tener equilibrio de fases de una sustancia pura?**

Cuando el valor de la función de Gibbs es mínimo se alcanza el equilibrio

$$dG|_{P,T} = 0$$

I

RELACIONES TERMODINAMICAS

1. Para un gas monoatómico ideal, se cumple que

$$dq = \frac{3}{2} nR dT + \left(\frac{nRT}{V} \right) dV$$

¿Es dq una diferencial exacta?

La ecuación dada, también se puede escribir como

$$dq = M dT + N dV$$

donde:

$$M = \left(\frac{\partial q}{\partial T} \right)_V = \frac{3}{2} nR$$

$$N = \left(\frac{\partial q}{\partial V} \right)_T = \frac{nRT}{V}$$

Si $N = n$

Utilizando la ecuación de gas ideal ($PV = nRT$), se obtiene

$$M = \frac{3}{2} \frac{PV}{T}$$

$$N = P$$

Diferenciando M respecto a V , a T constante

$$\left(\frac{\partial M}{\partial V} \right)_T = \frac{3}{2} \cdot \frac{1}{T} \left[\frac{\partial (PV)}{\partial V} \right]_T = \frac{3}{2} \cdot \frac{1}{T} \left[V \left(\frac{\partial P}{\partial V} \right)_T + P \right]$$

dado que $\left(\frac{\partial P}{\partial V} \right)_T = \left(-\frac{nRT}{V^2} \right)$, entonces

$$\left(\frac{\partial M}{\partial V} \right)_T = \frac{3}{2} \cdot \frac{1}{T} \left[V \left(-\frac{nRT}{V^2} \right) + P \right] = \frac{3}{2} \cdot \frac{1}{T} [-P + P]$$

$$\left(\frac{\partial M}{\partial V} \right)_T = 0$$

Al derivar M respecto a T , a V constante se tiene

$$\left(\frac{\partial N}{\partial T} \right)_V = \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_V = \frac{nR}{V} = \frac{P}{T}$$

$$\left(\frac{\partial N}{\partial T}\right)_V = \frac{P}{T}$$

Puesto que el criterio de exactitud de una ecuación diferencial establece que

$$\left(\frac{\partial M}{\partial V}\right)_T = \left(\frac{\partial N}{\partial T}\right)_V$$

Por lo tanto, la ecuación dada no es una diferencial exacta.

2. Para una sustancia pura, la capacidad calorífica a presión constante está definida por la relación $C_p = (\partial H / \partial T)_p$. A partir de esta relación, demuestre que

$$C_p = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V + \left(P + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T\right) \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P$$

Partiendo de las definiciones de la capacidad calorífica a presión constante y de entalpía:

$$C_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P$$

$$H = U + PV$$

tenemos que:

$$C_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P = \left[\frac{\partial (U + PV)}{\partial T}\right]_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P$$

Aunque la derivada parcial $\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P$ no es la cantidad que nos interesa, ésta puede ser relacionada con la derivada parcial $\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V$. Dicha relación es obtenida al considerar que,

$$U = U(T, V)$$

De la ecuación anterior se desprende que,

$$dU = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V dT + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T dV$$

Al dividir por dT , a presión constante, la diferencial de U se transforma en

$$\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P$$

Sustituyendo la derivada nos da:

$$C_p = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P$$

Finalmente, factorizando $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P$, obtenemos la expresión deseada

$$C_p = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V + \left[P + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T \right] \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P$$

3. La ecuación fundamental de cierto sistema es:

$$S = \alpha (NUV)^{1/3}$$

donde α es una constante, N , U y V , número de moles, energía interna total y volumen total, respectivamente.

Determinar su ecuación de estado que involucre sólo variables que se puedan medir directamente en la práctica.

Si $U = Nu$, $V = Nv$, donde u y v son variables específicas molares

$$S = \alpha (NUV)^{1/3} = \alpha (N Nu Nv)^{1/3} = \alpha (N^3 u v)^{1/3} = \alpha N (u v)^{1/3}$$

$$s = \frac{S}{N}$$

$$s = \alpha (u v)^{1/3}$$

$$ds = \left(\frac{\partial S}{\partial U} \right)_v dU + \left(\frac{\partial S}{\partial V} \right)_u dV$$

donde:

$$\left(\frac{\partial S}{\partial U} \right)_v = \frac{\alpha}{3} (u v)^{-2/3} v$$

$$\left(\frac{\partial S}{\partial V} \right)_u = \frac{\alpha}{3} (u v)^{-2/3} u$$

utilizando las siguientes relaciones de Maxwell:

$$\left(\frac{\partial S}{\partial U} \right)_v = \frac{1}{T} \quad \left(\frac{\partial U}{\partial V} \right)_s = -P$$

$$\left(\frac{\partial S}{\partial V} \right)_u = - \left(\frac{\partial S}{\partial U} \right)_v \left(\frac{\partial U}{\partial V} \right)_s = - \left[\frac{1}{T} (-P) \right] = \frac{P}{T}$$

se tiene que:

$$\frac{1}{T} = \frac{\alpha}{3} (u v)^{-2/3} v$$

$$\frac{P}{T} = \frac{\alpha}{3} (u v)^{-2/3} u$$

$$\frac{1}{T} = \frac{\alpha}{3} u^{2/3} v^{1/3}$$

$$\frac{P}{T} = \frac{\alpha}{3} u^{1/3} v^{-2/3}$$

$$\frac{1}{T^3} = \frac{a^3}{27} \frac{V}{U^2}$$

$$\frac{P^3}{T^3} = \frac{a^3}{27} \frac{U}{V^2}$$

despejando U de ambas ecuaciones

$$U = \frac{27 P^3 V^2}{a^3 T^3} \quad ; \quad U^2 = \frac{729 P^6 V^4}{a^6 T^6}$$

$$U^2 = \frac{a^3 V T^3}{27}$$

Igualando las ecuaciones encontradas nos da:

$$\frac{729 P^6 V^4}{a^6 T^6} = \frac{a^3 V T^3}{27}$$

$$P^6 = \frac{a^9}{19\,683} \frac{T^9}{V^3}$$

$$P^2 = \frac{a^3}{27} \frac{T^3}{V}$$

$$P^2 = \left(\frac{a}{3}\right)^3 \frac{T^3}{V}$$

La ecuación encontrada está sólo en función de las variables P, T y V, que se pueden medir directamente en la práctica.

4. Deduzca expresiones para

a) $\left(\frac{\partial u}{\partial P}\right)_T$

b) $\left(\frac{\partial u}{\partial v}\right)_T$

que sólo incluyan P, v y T.

Para encontrar el valor de la variación de la energía interna con respecto a la presión cuando se mantiene a la temperatura constante, se utiliza la definición

$$du = T ds - P dv$$

Derivando esta expresión con respecto a la presión con temperatura constante,

$$\left(\frac{\partial u}{\partial P}\right)_T = T\left(\frac{\partial s}{\partial P}\right)_T - P\left(\frac{\partial v}{\partial P}\right)_T$$

pero de acuerdo a la ecuación de Maxwell que es

$$\left(\frac{\partial s}{\partial P}\right)_T = -\left(\frac{\partial v}{\partial T}\right)_P$$

sustituyendo este valor, se obtiene

$$\left(\frac{\partial u}{\partial P}\right)_T = -T\left(\frac{\partial v}{\partial T}\right)_P - P\left(\frac{\partial v}{\partial P}\right)_T$$

Para el inciso (b) utilizando la misma definición de energía interna, pero ahora se deriva con respecto al volumen y manteniendo a la Temperatura constante,

$$\begin{aligned}\left(\frac{\partial u}{\partial v}\right)_T &= T\left(\frac{\partial s}{\partial v}\right)_T - P\left(\frac{\partial v}{\partial v}\right)_T \\ &= T\left(\frac{\partial s}{\partial v}\right)_T - P\end{aligned}$$

pero,

$$\left(\frac{\partial s}{\partial v}\right)_T = \left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_v$$

que es una de las ecuaciones de Maxwell, también

$$\left(\frac{\partial u}{\partial v}\right)_T = T\left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_v - P$$

Las ecuaciones obtenidas permiten evaluar a la energía interna en términos de variables físicas, que se pueden medir o conocer en un determinado momento.

5. Una ecuación de estado para el helio gaseoso es $Pv = RT - aP/T + bP$, donde $a = 386.7 \text{ cm}^3/\text{gmol}$ y $b = 15.29 \text{ cm}^3/\text{gmol}$. a) Calcule el coeficiente de Joule y Thomson a 150 K y b) Estime la temperatura alcanzada en un proceso de estrangulamiento ideal de 25 bar y 15 K a 1 bar.

De la definición del coeficiente de Joule y Thomson para un gas real

$$\mu_{JT} = \frac{1}{C_p} \left[T \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_p - v \right]$$

de la ecuación del helio

$$Pv = RT - \frac{aP}{T} + bP$$

despejando al volumen

$$v = \frac{RT}{P} - \frac{a}{T} + b$$

derivando con respecto a la temperatura y manteniendo a la presión constante.

$$\left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_p = \frac{R}{P} + \frac{a}{T^2}$$

substituyendo

$$\mu_{JT} = \frac{1}{C_p} \left[\frac{TR}{P} + \frac{aT}{T^2} - \frac{RT}{P} + \frac{a}{T} - b \right]$$

$$\mu_{JT} = \frac{1}{C_p} \left[\frac{2a}{T} - b \right]$$

El valor de C_p para el helio es

$$C_p = 20.8 \text{ kJ/kgmol K}$$

por ser un gas monoatómico.

Substituyendo los valores

$$\mu_{JT} = \frac{1}{20.8} \left[\frac{2(386.7)}{150} - 15.29 \right] \times \frac{10^5}{10^6}$$

$$\mu_{JT} = -0.0487 \frac{\text{K}}{\text{bar}}$$

Para resolver el inciso (b) es necesario hacerlo por tanteos, tomando en consideración que la caída en la presión es

$$\Delta P = 25 - 1$$

$$\Delta P = 24 \text{ bar}$$

y la temperatura inicial de

$$T_1 = 15 \text{ K}$$

Suponiendo $T_2 = 10 \text{ K}$

$$\mu_{JT} = \frac{1}{20.8} \left[\frac{2(386.7)}{10} - 15.29 \right] \times \frac{10^5}{10^6}$$

$$\mu_{JT} = 0.298 \frac{\text{K}}{\text{bar}}$$

Para $T = 15 \text{ K}$

$$\mu_{JT} = 0.174 \frac{\text{K}}{\text{bar}}$$

El promedio de estos valores es:

$$\mu_{\text{promedio}} = \frac{0.298 + 0.174}{2}$$

$$\mu_{\text{promedio}} = 0.236 \frac{\text{K}}{\text{bar}}$$

con la definición

$$\mu_{\text{JT}} = \left(\frac{\Delta T}{\Delta P} \right)_n$$

despejando a ΔT

$$\Delta T = \Delta P \mu_{\text{JT}}$$

$$\Delta T = (24) (0.236)$$

$$\Delta T = 5.67 \text{ K}$$

El valor no corresponde ya que

$$\Delta T = 15 - 10$$

$$\Delta T = 5 \text{ K}$$

El valor es ligeramente menor. Considere ahora un valor de $T_2 = 9 \text{ K}$.

$$\mu_{\text{JT}} = 0.34 \text{ K/bar}$$

con este valor, entonces

$$\mu_{\text{prom}} = 0.257 \text{ K/bar}$$

$$\Delta T = (24)(0.257) = 6.17 \text{ K}$$

El valor de la diferencia de temperatura es:

$$\Delta T = 15 - 9 = 6 \text{ K}$$

Este valor es más cercano al resultado obtenido, por lo tanto la temperatura al final del estrangulamiento es muy cercano a los 9 K.

6. Mediante la ecuación de Clapeyron, estime el calor latente de vaporización del 1,3-butadieno a 60 C. Para este compuesto, la presión de vapor está dada por la ecuación:

$$\ln P^{\text{sat}}(\text{kPa}) = 13.7578 - \frac{2142.66}{T(\text{K}) - 34.3}$$

El uso de la ecuación de Clapeyron implica el conocimiento de la derivada $\frac{dP^{\text{sat}}}{dT}$. Dicha derivada puede ser calculada a partir de la ecuación de Antoine. Por lo que respecta a los volúmenes de líquido y vapor saturados, es posible estimarlos con la ecuación de Rackett y alguna correlación generalizada, respectivamente.

Ecuación de Clapeyron

$$\Delta \tilde{H}^{\text{vap}} = T \Delta \tilde{V}^{\text{lv}} \frac{dP^{\text{sat}}}{dT}$$

1,3-butadieno $T = 60 \text{ C} = 333.15 \text{ K}$

Utilizando la ecuación de Antoine

$$\ln P^{\text{sat}} = A - \frac{B}{C + T}$$

P^{sat} [kPa]

T [K]

$A = 13.7578$

$B = 2142.66$

$C = -34.3$

$$\frac{dP^{\text{sat}}}{dT} = P^{\text{sat}} \frac{d \ln P^{\text{sat}}}{dT}$$

De la ecuación de Antoine, se observa que

$$\frac{dP^{sat}}{dT} = P^{sat} \left[+B(C+T)^{-2} \right] = \frac{BP^{sat}}{(C+T)^2}$$

$$\frac{dP^{sat}}{dT} = \frac{B}{(C+T)^2} \exp \left[A - \frac{B}{C+T} \right]$$

Al sustituir la ecuación anterior en la ecuación de Clapeyron, se obtiene

$$\Delta \tilde{H}^{vap} = T \Delta \tilde{V}^{lv} \frac{B}{(C+T)^2} \exp \left[A - \frac{B}{C+T} \right]$$

$$\Delta \tilde{H}^{vap} = T \Delta \tilde{V}^{lv} \frac{B}{(C+T)^2} P^{sat}$$

$$\Delta \tilde{V}^{lv} = \tilde{V}^v - \tilde{V}^l$$

donde:

\tilde{V}^v = Volumen de vapor saturado

\tilde{V}^l = Volumen de líquido saturado

Utilizando la ecuación de Rackett, es posible calcular el volumen del líquido saturado

$$\tilde{V}^l = \tilde{V}_c Z_c^{(1-T_r)^{0.2852}}$$

Propiedades del 1,3-butadieno (Apéndice B, Smith-Van Ness)

$$T_c = 425 \text{ K}$$

$$P_c = 43.3 \text{ bar}$$

$$\tilde{V}_c = 221 \text{ cm}^3/\text{gmol}$$

$$Z_c = 0.270$$

$$\omega = 0.195$$

$$T_r = \frac{T}{T_c} = \frac{333.15 \text{ K}}{425 \text{ K}} = 0.7839$$

$$\tilde{V}^l = \left(221 \text{ cm}^3/\text{gmol} \right) (0.270)^{(1-0.7839)^{0.2852}} = 94.85 \frac{\text{cm}^3}{\text{gmol}}$$

Por su parte, el volumen de vapor saturado puede calcularse a partir de la correlación generalizada de los coeficientes viriales.

$$Z = \frac{P\tilde{V}}{RT} = 1 + \frac{P_r}{T_r} (B^0 + \omega B^1)$$

De la ecuación de Antoine , obtenemos

$$\ln P^{\text{sat}} = 13.7578 - \frac{2142.66}{333.15 - 34.3} = 6.588$$

$$P^{\text{sat}} = 726.4 \text{ kPa} \times \frac{1 \text{ bar}}{100 \text{ kPa}} = 7.26 \text{ bar}$$

$$P_r = \frac{P}{P_c} = \frac{7.26 \text{ bar}}{43.3 \text{ bar}} = 0.168$$

$$B^0 = 0.083 - \frac{0.422}{(0.7839)^{1.6}} = -0.540$$

$$B^1 = 0.139 - \frac{0.172}{(0.7839)^{4.2}} = -0.339$$

$$Z = 1 + \frac{0.168}{0.7839} [-0.540 + 0.195(-0.339)] = 0.87$$

$$\tilde{V} = \frac{ZRT}{P} = \frac{0.87 \left(8.314 \frac{\text{cm}^3 \text{ kPa}}{\text{gmol K}} \right) (333.15 \text{ K})}{726.4 \text{ kPa}}$$

$$\tilde{V}^v = 3319.2 \frac{\text{cm}^3}{\text{gmol}}$$

Finalmente, se obtiene

$$\Delta \tilde{H}^{\text{vap}} = (333.15 \text{ K}) (3319.2 - 94.85) \frac{\text{cm}^3}{\text{gmol}} \frac{2142.66}{(333.15 - 34.3)^2 \text{ K}} (726.4 \text{ kPa})$$

$$\Delta \tilde{H}^{\text{vap}} = 18,719,945 \frac{\text{cm}^3 \text{ kPa}}{\text{gmol}} \times \left(\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \right)^3 \times \frac{1 \text{ kN}}{\text{m}^2 \text{ kPa}}$$

$$\Delta \tilde{H}^{\text{vap}} = 18.72 \frac{\text{kJ}}{\text{gmol}}$$

Calor latente de vaporización del 1,3-butadieno a 6 C.

7. Deduzca la expresión $C_p = T \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_s \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_p$ y encuentre este valor para agua a 60 bar y 400 C. Compare el resultado obtenido si utiliza la ecuación $C_p = \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_p$.

El C_p se define por:

$$C_p = T \left(\frac{\partial S}{\partial T} \right)_p$$

Si se aplica la relación cíclica utilizando a P, T y S como variables, se tiene

$$\left(\frac{\partial S}{\partial T} \right)_p \left(\frac{\partial T}{\partial P} \right)_s \left(\frac{\partial P}{\partial S} \right)_T = -1$$

Despejando $\left(\frac{\partial S}{\partial T} \right)_p$

$$\left(\frac{\partial S}{\partial T} \right)_p = - \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_s \left(\frac{\partial S}{\partial P} \right)_T$$

Substituyendo en la definición de C_p

$$C_p = -T \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_s \left(\frac{\partial S}{\partial P} \right)_T$$

De las ecuaciones de Maxwell

$$\left(\frac{\partial S}{\partial P}\right)_T = -\left(\frac{\partial v}{\partial T}\right)_P$$

Por lo tanto

$$C_p = T \left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_S \left(\frac{\partial v}{\partial T}\right)_P$$

Con esta expresión se muestra que la capacidad térmica específica a presión constante se obtiene también en términos de la T, P, v y S.

Ahora se evaluará el valor de C_p para el agua a $T = 400 \text{ C}$ y $P = 60 \text{ bar}$.

De las tablas de vapor del agua, se encuentra que en esta condición el vapor se encuentra en la región de vapor sobrecalentado.

Para evaluar $\left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_S$ se encuentra en las tablas el valor de la entropía en la

condición dada, el resultado es $S = 6.5408 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}$. Con este valor como constante se debe encontrar la variación de la presión con respecto a la variación de temperatura, el procedimiento es:

- buscar una presión menor al valor de la entropía, y calcular la temperatura que le corresponde

A una presión de 40 bar se tiene

T	S
320 C	$6.4553 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}$
360 C	$6.6215 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}$

Por interpolación con $S = 6.5408 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}$ como constante, se encuentra que

$$T = 340.6 \text{ C.}$$

- Ahora a una presión mayor de los 60 bar y también con el valor de entropía constante se calcula la temperatura correspondiente.

A una presión de 80 bar

T	S
440 C	$6.5190 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}$
480 C	$6.6586 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}$

Por interpolación con $S = 6.5408 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}$ como constante, se encuentra que

$$T = 446.3 \text{ C.}$$

Ahora se encuentra el valor de $\left(\frac{\partial v}{\partial T}\right)_p$.

Si la presión es constante a 60 bar, entonces los valores que se encuentran son:

T	v
360 C	$47.39 \frac{\text{cm}^3}{\text{g}}$
440 C	$51.22 \frac{\text{cm}^3}{\text{g}}$

Substituyendo en la ecuación de C_p , se tiene

$$\begin{aligned}
 C_p &= 673 \text{K} \left(\frac{80 - 40}{446.3 - 340.6} \right) \frac{\text{bar}}{\text{C}} \left(\frac{51.22 - 43.31}{440 - 360} \right) \frac{\text{cm}^3}{\text{g K}} \\
 &= 25.187 \frac{\text{bar cm}^3}{\text{g C}} \times \frac{10^3 \text{g}}{1 \text{kg}} \times \frac{1 \text{m}^3}{10^6 \text{cm}^3} \times \frac{10^5 \text{N}}{\text{bar m}^2} \\
 &= 2518.17 \frac{\text{N} \cdot \text{m}}{\text{kg C}} \times \frac{\text{kJ}}{10^3 \text{N} \cdot \text{m}} \\
 &= 2.51817 \frac{\text{kJ}}{\text{kg C}}
 \end{aligned}$$

Este es el valor que se obtiene con la ecuación que se ha desarrollado, para verificarla se utiliza

$$C_p = \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_p$$

directamente de las tablas se obtiene

T	h
360 C	3071.1 kJ/kg
440 C	3277.3 kJ/kg

Substituyendo

$$\begin{aligned}
 C_p &= \left(\frac{3277.3 - 3071.1}{440 - 360} \right) \frac{\text{kJ/kg}}{\text{C}} \\
 C_p &= 2.5775 \frac{\text{kJ}}{\text{kg C}}
 \end{aligned}$$

El error que se comete al usar una ecuación diferente a la de la definición es:

$$\%E = \frac{2.5775 - 2.51817}{2.5775} \times 100 = 2.3 \%$$

El error es mínimo por lo tanto es posible utilizar la ecuación que se obtiene para la capacidad térmica específica a volumen constante.

8. Demuestre que el coeficiente de Joule Thomson está dado por la relación:

$$\mu_{JT} = \frac{1}{C_p} \left[T \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_p - V \right]$$

La definición del coeficiente de Joule Thomson está dado como:

$$\mu_{JT} \equiv \left(\frac{\partial T}{\partial P} \right)_h$$

Si $h = h(P, T)$

$$dh = \left(\frac{\partial h}{\partial P} \right)_T dP + \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_P dT$$

la parcial de dh con respecto a P , a $h = \text{constante}$

$$\left(\frac{\partial h}{\partial P} \right)_h = 0 = \left(\frac{\partial h}{\partial P} \right)_T + \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_P \left(\frac{\partial T}{\partial P} \right)_h$$

$$0 = \left(\frac{\partial h}{\partial P} \right)_T + C_p \cdot \mu_{JT}$$

despejando el coeficiente de Joule

$$\mu_{JT} = -\frac{1}{C_p} \left(\frac{\partial h}{\partial P} \right)_T$$

Por otro lado como:

$$dq - PdV = du$$

$$dh = du + PdV + VdP$$

$$dq = dh - PdV + PdV - VdP$$

$$dq = dh - VdP$$

substituyendo dh en la ecuación anterior

$$dq = \left(\frac{\partial h}{\partial P} \right)_T dP - VdP + \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_P dT$$

reacomodando términos

$$dq = \left[\left(\frac{\partial h}{\partial P} \right)_T - V \right] dP + \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_P dT$$

Pero como $dq = T dS$

$$dS = \frac{dq}{T} = \frac{1}{T} \left[\left(\frac{\partial h}{\partial P} \right)_T - V \right] dP + \frac{1}{T} \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_P dT$$

Al aplicar el Teorema de Reciprocidad de Euler:

$$\frac{\partial}{\partial P} \left[\frac{1}{T} \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_P \right]_T = \frac{\partial}{\partial T} \left[\frac{1}{T} \left(\frac{\partial h}{\partial P} \right)_T - \frac{V}{T} \right]_P$$

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

substituyendo la ecuación anterior en la ecuación del coeficiente de Joule encontrada, se obtiene la demostración buscada:

$$\mu_{JT} = \frac{1}{C_p} \left[T \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P - V \right]$$

9. Para la compresión isentrópica o expansión de un gas ideal las relaciones entre P y V ; V y T ; T y P están dadas como:

$$P V^k = \text{cte}$$

$$T V^{k-1} = \text{cte}$$

$$T P^{\frac{k-1}{k}} = \text{cte}$$

donde $k = C_p/C_v$

En la Industria Química, sin embargo, es necesario comprimir o expandir gases no ideales y es necesario obtener otras relaciones. Encuentre esas relaciones.

La derivada parcial $\left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_S$ se relaciona en forma directa con el cociente de

varias variables a través de unas tablas conocidas como tablas de Bridgeman.

$$\left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_s = \frac{(\partial P)_s}{(\partial T)_s} = \frac{-\frac{C_p}{T}}{-\frac{R Z_T}{P}} = \frac{\frac{C_p}{T}}{\frac{R Z_T}{P}} = \frac{C_p P}{R T Z_T}$$

pasando P y T del otro lado:

$$\frac{\ln P}{\ln T} = \frac{C_p}{R Z_T}$$

despejando $\ln P$, tenemos.

$$\ln P = \int \frac{C_p}{R Z_T} d \ln T + C$$

Para comprobar la validez de esta ecuación suponemos que tenemos un gas ideal $Z_T = 1$

$$\ln P = \frac{C_p}{R} \ln T + C = \frac{C_p}{C_p - C_v} \ln T + C$$

llegamos a la expresión

$$T P^{\frac{k-1}{k}} = \text{cte}$$

válida para gases ideales

De manera similar se encuentra para P y V:

$$\frac{\ln P}{\ln V} = \frac{C_p Z}{R Z_T^2 - C_p Z_T}$$

despejando $\ln P$ tenemos:

$$\ln P = \int \frac{C_p}{R Z_T^2 - C_p Z_T} d \ln V + C$$

y para V:

$$\frac{\ln V}{\ln T} = \frac{C_p Z_T - R Z_T^2}{R Z Z_T}$$

despejando $\ln V$ tenemos:

$$\ln V = \int \frac{C_p Z_T - R Z_T^2}{R Z Z_T} d \ln V + C$$

II

ECUACIONES DE ESTADO

Y

CORRELACIONES GENERALIZADAS

10. Experimentalmente se encontró que a 0 C y 30.5 atm, el bióxido de carbono gaseoso tiene una densidad de 0.08 g/cm³. Calcule el error que se cometería, si en lugar de determinar la densidad del CO₂ de manera experimental, se utilizaran las siguientes ecuaciones de estado:

a) Gas ideal

b) van der Waals

a) Ecuación de gas ideal

$$P\tilde{V} = RT$$

despejando el volumen molar y cambiándolo a volumen específico

$$\tilde{V} = \frac{V}{n} = \frac{V}{m} PM = \hat{V} PM = \frac{RT}{P}$$

$$\hat{V} = \frac{RT}{PM P}$$

la inversa nos da la densidad

$$\rho = \frac{PM P}{RT}$$

Substituyendo valores tenemos:

$$\rho = \frac{(44 \text{ g / gmol})(30.5 \text{ atm})}{(82.06 \text{ cm}^3 \cdot \text{atm / gmol} \cdot \text{K})(273.15 \text{ K})}$$

$$\rho = 0.06 \text{ g/cm}^3$$

$\% \text{ error} = \frac{ 0.08 - 0.06 }{0.06} \times 100 = 33.3\%$

b) Ecuación de van der Waals

$$\left(P + \frac{a}{\tilde{V}^2} \right) (\tilde{V} - b) = RT$$

encontramos el valor de a y b en función de P_c y T_c

Propiedades del CO₂

$$T_c = 304.2 \text{ K}$$

$$PM = 44$$

$$P_c = 73.8 \text{ bar} \times \frac{0.987 \text{ atm}}{1 \text{ bar}} = 72.8 \text{ atm}$$

$$a = \frac{27}{64} \frac{R^2 T_c^2}{P_c} = \frac{27}{64} \frac{(82.06 \text{ cm}^3 \cdot \text{atm} / \text{gmol} \cdot \text{K})^2 (304.2 \text{ K})^2}{72.8 \text{ atm}}$$

$$a = 3.61 \times 10^6 \text{ atm} \left(\frac{\text{cm}^3}{\text{gmol}} \right)^2$$

$$b = \frac{1}{8} \frac{R T_c}{P_c} = \frac{1}{8} \frac{(82.06 \text{ cm}^3 \cdot \text{atm} / \text{gmol} \cdot \text{K})(304.2 \text{ K})}{72.8 \text{ atm}}$$

$$b = 42.86 \text{ cm}^3 / \text{gmol}$$

Desarrollando la ecuación de van der Waals, se obtiene

$$P\tilde{V} - Pb + \frac{a}{\tilde{V}} - \frac{ab}{\tilde{V}^2} - RT = 0$$

$$F(\tilde{V}) = \tilde{V} + \frac{a}{P}\tilde{V}^{-1} - \frac{ab}{P}\tilde{V}^{-2} - \left(b + \frac{RT}{P} \right)$$

Al sustituir los valores de a y b en la ecuación anterior, ésta se transforma en

$$F(\tilde{V}) = \tilde{V} + \frac{3.61 \times 10^6}{30.5} \tilde{V}^{-1} - \frac{(3.61 \times 10^6)(42.86)}{30.5} \tilde{V}^{-2} - \left[42.86 + \frac{82.06(273.15)}{30.5} \right]$$

$$F[\tilde{V}(\text{cm}^3 / \text{gmol})] = \tilde{V} + 1.1836 \times 10^5 \tilde{V}^{-1} - 5.0729 \times 10^6 \tilde{V}^{-2} - 777.77$$

El método de Newton establece que

$$\tilde{V}^{(k+1)} = \tilde{V}^{(k)} - \frac{F[\tilde{V}^{(k)}]}{F'[\tilde{V}^{(k)}]}$$

Para utilizar éste método, es necesario derivar la $F[\tilde{V}]$ por que

$$F'(\tilde{V}) = 1 - 1.1836 \times 10^5 \tilde{V}^{-2} + 1.0146 \times 10^7 \tilde{V}^{-3} - 777.77$$

Aplicando el criterio de convergencia: $|\tilde{V}^{(k+1)} - \tilde{V}^{(k)}| \leq \epsilon = 1 \times 10^{-2}$

$$\tilde{V}^{(0)} = \tilde{V}^s = \frac{RT}{P} = 734.9 \text{ cm}^3 / \text{gmol}$$

k	$\tilde{V}^{(k)}$ (cm ³ /gmol)	$F[\tilde{V}^{(k)}]$	$F'[\tilde{V}^{(k)}]$	ϵ
0	734.900	108.793	0.8064	134.9
1	600.000	5.405	0.7182	7.5
2	592.470	0.022	0.7116	0.03
3	592.440	6.26×10^{-4}	0.7116	1×10^{-3}
4	592.439	-	-	-

$$\tilde{V} = 592.44 \frac{\text{cm}^3}{\text{gmol}}$$

$$\Rightarrow \rho = \frac{PM}{\tilde{V}} = \frac{44 \text{ g/gmol}}{592.44 \text{ cm}^3 / \text{gmol}}$$

$$\rho = 0.0743 \text{ g/cm}^3$$

$\% \text{ Error} = \frac{ 0.0743 - 0.08 }{0.08} \times 100 = 7.1 \%$

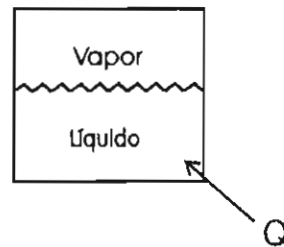
11. La ecuación de Tait, aplicable sólo a líquidos, viene dada como,

$$\frac{\tilde{V}_0 - \tilde{V}}{\tilde{V}_0} = \frac{AP}{B + P}$$

donde \tilde{V}_0 es el volumen (hipotético) del líquido a presión cero y, al igual que las constantes A y B, sólo depende de la temperatura. A partir de esta ecuación, determine:

a) La compresibilidad isotérmica del agua líquida a 250 bar y 60 C. A esta temperatura, $\tilde{V}_0 = 18.3078 \text{ cm}^3/\text{gmol}$, A = 0.3645 y B = 8393 bar.

b) El cambio en la densidad del agua cuando pasa de 60 C y 10 bar a 60 C y 100 bar.



La ecuación de Tait también puede ser escrita como:

$$\tilde{V} = \tilde{V}_0 - \frac{AP\tilde{V}_0}{B+P}$$

Por otro lado la definición de compresibilidad isotérmica es:

$$\kappa = -\frac{1}{\tilde{V}} \left(\frac{\partial \tilde{V}}{\partial P} \right)_T$$

es necesario calcular

$$\left(\frac{\partial \tilde{V}}{\partial P} \right)_T = -A\tilde{V}_0 \frac{\partial [P/(B+P)]}{\partial P} \Big|_T = -A\tilde{V}_0 \frac{(B+P-P)}{(B+P)^2}$$

$$\left(\frac{\partial \tilde{V}}{\partial P} \right)_T = -\frac{AB\tilde{V}_0}{(B+P)^2}$$

Sustituyendo \tilde{V} y $\left(\frac{\partial \tilde{V}}{\partial P} \right)_T$ en la definición de compresibilidad isotérmica κ

$$\kappa = -\frac{1}{\tilde{V}_0 \left(1 - \frac{AP}{B+P} \right)} \left[-\tilde{V}_0 \frac{AB}{(B+P)^2} \right] = \frac{(B+P)}{(B+P-AP)} \cdot \frac{AB}{(B+P)^2}$$

$$\kappa = \frac{AB}{(B+P)[B+(1-A)P]}$$

A 60 C:

$$\tilde{V}_0 = 18.3078 \frac{\text{cm}^3}{\text{gmol}}$$

$$A = 0.3645$$

$$B = 8393 \text{ bar}$$

Sustituyendo valores

$$\kappa_{\text{agua}} \Big|_{\substack{250 \text{ bar} \\ 60^\circ \text{ C}}} = \frac{0.3645 (8393 \text{ bar})}{(8393 + 250) \text{ bar} [8393 + (1 - 0.3645)250] \text{ bar}} = 4.139 \times 10^{-5} \text{ bar}^{-1}$$

$$\boxed{\kappa = 4.139 \times 10^{-5} \text{ bar}^{-1}}$$

$$\text{b) Edo. 1} \begin{cases} T_1 = 60 \text{ C} \\ P_1 = 10 \text{ bar} \end{cases}, \quad \text{Edo. 2} \begin{cases} T_2 = 60 \text{ C} \\ P_2 = 100 \text{ bar} \end{cases}$$

$$\rho_2 - \rho_1 = \frac{1}{\hat{V}_2} - \frac{1}{\hat{V}_1} = \text{PM} \left(\frac{1}{\tilde{V}_2} - \frac{1}{\tilde{V}_1} \right), \quad \hat{V} = \frac{\tilde{V}}{\text{PM}}$$

$$\rho_2 - \rho_1 = \text{PM} \left[\frac{(B + P_2)}{(B + P_2)\tilde{V}_0 - AP_2\tilde{V}_0} - \frac{(B + P_1)}{(B + P_2)\tilde{V}_0 - AP_1\tilde{V}_0} \right]$$

$$\rho_2 - \rho_1 = \frac{\text{PM}}{\tilde{V}_0} \left[\frac{(B + P_2)}{(B + P_2) - AP_2} - \frac{(B + P_1)}{(B + P_2) - AP_1} \right]$$

$$\rho_2 - \rho_1 = \frac{\text{PM}}{\tilde{V}_0} \left[\frac{(B + P_2)}{B + (1 - A)P_2} - \frac{(B + P_1)}{B + (1 - A)P_1} \right]$$

$$\rho_2 - \rho_1 = \frac{18 \text{ g/gmol}}{18.3078 \text{ cm}^3/\text{gmol}} \left[\frac{(8393 + 100)}{8393 + (1 - 0.3645)100} - \frac{8393 + 10}{8393 + (1 - 0.3645)10} \right]$$

$$\boxed{\rho_2 - \rho_1 = 3.81 \times 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}}$$

12. Con base en la ecuación de estado de van der Waals y las relaciones generalizadas.

a) Demuestre que $(h_2 - h_1)_T = (P_2 v_2 - P_1 v_1) + a \left(\frac{1}{v_1} - \frac{1}{v_2} \right)$

b) Demuestre que $(s_2 - s_1)_T = R \ln \left[\frac{v_2 - b}{v_1 - b} \right]$

c) Evalúe $(h_2 - h_1)_T$ en kJ/kgmol para el oxígeno a 27 C cuando se le comprime de 1 a 100 bar y compare con la solución que se obtiene si se supone que es un gas ideal.

Dada la ecuación de van der Waals en la forma

$$P = \frac{RT}{v - b} - \frac{a}{v^2}$$

Se aplicará a las ecuaciones de cambio de entalpía y entropía para obtener lo solicitado en el problema.

Para el inciso a, de la definición de entalpía

$$\Delta h = \Delta u_T + \Delta(Pv)$$

Primero se encuentra el cambio de la energía interna.

$$\Delta u_T = C_v dT + \left[T \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_v - P \right] dv$$

Sustituyendo

$$\Delta h = \int \left[T \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_v - P \right] dv + \Delta(Pv)$$

De la ecuación de van der Waals

$$\left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_v = \frac{R}{v - b}$$

Entonces:

$$\begin{aligned}\Delta h &= \int \left[\frac{RT}{v-b} - \frac{RT}{v-b} + \frac{a}{v^2} \right] dv + \Delta(Pv) \\ &= \int \left(\frac{a}{v^2} \right) dv + \Delta(Pv)\end{aligned}$$

integrando entre los límites v_1 y v_2 ,

$$\begin{aligned}\Delta h &= \left[-\frac{a}{v} \right]_{v_1}^{v_2} + \Delta(Pv) \\ &= \left(\frac{a}{v_1} - \frac{a}{v_2} \right) + P_2 v_2 - P_1 v_1\end{aligned}$$

que es la ecuación que se deseaba obtener.

Para el inciso b, se utiliza la ecuación

$$ds = \frac{C_v dt}{T} + \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_v dv$$

para temperatura constante

$$ds_T = \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_v dv$$

de la ecuación de van der Waals

$$\begin{aligned}\left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_v &= \frac{R}{v-b} \\ ds_T &= \int \left(\frac{R}{v-b} \right) dv\end{aligned}$$

integrando entre los límites v_1 y v_2

$$ds_T = R \ln \frac{v_2 - b}{v_1 - b}$$

que es la ecuación que se deseaba obtener.

Para el inciso c, de la ecuación

$$(h_2 - h_1)_T = a \left(\frac{1}{v_1} - \frac{1}{v_2} \right) + (P_2 v_2 - P_1 v_1)$$

las condiciones del oxígeno son

$$T = 300 \text{ K}$$

$$a = 1.369 \text{ bar} \left(\frac{\text{m}^3}{\text{kgmol}} \right)^2$$

$$P_1 = 1 \text{ bar}$$

$$P_2 = 100 \text{ bar}$$

Se necesita saber el valor de los volúmenes específicos, de la ecuación de van der Waals.

$$\left(P + \frac{a}{v^2} \right) (v - b) = R T$$

desarrollando ésta

$$v^3 - v^2 \left(b + \frac{R T}{P} \right) + \frac{a}{P} v - \frac{a b}{P} = 0$$

substituyendo los valores para la condición inicial de presión, se tiene

$$v^3 - 24.973 v^2 + 1.369 v - 0.0431 = 0$$

La solución es $v_1 = 24.95 \text{ m}^3/\text{kgmol}$

para el estado final la ecuación es

$$v^3 - 0.29 v^2 - 0.0137 v - 0.000431 = 0$$

La solución es $v_2 = 0.23 \text{ m}^3/\text{kgmol}$

Substituyendo estos valores

$$\Delta h = \left[1.369 \left(\frac{1}{24.95} - \frac{1}{0.23} \right) \right] \frac{10^5}{10^6} + [(100)(0.23) - 1(24.95)]$$

$$\Delta h = -759 \frac{\text{kJ}}{\text{kgmol}}$$

Si se trata al oxígeno como gas ideal, por definición cuando el proceso es a temperatura constante

$$\Delta h_T = 0$$

Esto se puede comprobar fácilmente, ya que

$$\Delta h = \Delta u + P dv$$

$$\Delta u = 0$$

$$v_1 = \frac{R_u T}{P_1}$$

$$\begin{aligned} v &= \frac{0.08314 \times 300}{100} \\ &= 24.942 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} v_2 &= \frac{R_u T}{P_2} \\ &= \frac{0.08314 \times 300}{1} \\ &= 0.2494 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}} \end{aligned}$$

substituyendo estos valores

$$\begin{aligned} \Delta h &= P_1 v_1 - P_2 v_2 \\ &= (1)(24.94) - (100)(0.2494) \end{aligned}$$

$$\boxed{\Delta h = 0}$$

lo cual muestra lo anotado anteriormente. Observe la diferencia que existe en los resultados cuando se trata al gas como ideal o real.

13. Las constantes de la ecuación de estado del virial en la forma:

$$Pv = A \left(1 + \frac{b'}{v} + \frac{c'}{v^2} + \dots \right)$$

se determinaron experimentalmente para el nitrógeno a una temperatura de -100 C.

Los valores fueron $A = 14.39$, $b' = -0.05185 \text{ m}^3/\text{kgmol}$, $c' = 0.002125 \text{ m}^6/\text{kgmol}^2$. La presión está en bar y la temperatura en Kelvin y el volumen específico en m^3/gmol .

a) Determine el factor de compresibilidad a 68 bar y -100 C partiendo de la ecuación mencionada.

b) Compare el resultado obtenido en el inciso (a) con el que se obtiene mediante la carta de compresibilidad.

Para resolver el inciso (a), es necesario que se cumpla

$$Z = \frac{Pv}{R_u T}$$

se tienen como datos a la P , R_u y T , es necesario determinar el valor del volumen específico, de la ecuación

$$Pv = A \left(1 + \frac{b'}{v} + \frac{c'}{v^2} \right)$$

multiplicando por v^2

$$P v^3 - A v^2 - A b' v - A c' = 0$$

$$v^3 - \frac{A}{P} v^2 - \frac{A}{P} b' v - \frac{A}{P} c' = 0$$

substituyendo los valores numéricos, la ecuación resultante es

$$v^3 - 0.2116 v^2 + 0.011 v - 0.45 \times 10^{-3} = 0$$

Resolviendo esta ecuación, se obtiene

$$v = 0.1605 \text{ m}^3/\text{kgmol}$$

substituyendo en la ecuación del factor de corrección

$$Z = \frac{(68)(0.1605)}{(0.08314)(173)}$$

$$\boxed{Z = 0.759}$$

Para obtener este valor de la carta se necesita la temperatura reducida y la presión reducida, esto es

$$T_R = \frac{T}{T_c} = \frac{173}{126.2} = 1.37$$

$$P_R = \frac{P}{P_c} = \frac{68}{33.9} = 2$$

con estos dos valores se entra a la carta de compresibilidad y se encuentra que el

$$\boxed{Z = 0.76}$$

El error que se comete al usar alguno de los métodos es muy pequeño.

14. Para un gas que obedece la ecuación de estado de van der Waals, determine el cambio en la entalpía molar, debido a una variación en el volumen molar a temperatura constante.

Partiremos de la relación fundamental para la entalpía:

$$d\tilde{H} = T d\tilde{S} + \tilde{V} dP$$

y trataremos de expresar las variables \tilde{S} y P en términos de propiedades $P\tilde{V}T$, para aplicar la ecuación de van der Waals.

Al expresar la entalpía y la presión en función de \tilde{V} y T ,

$\tilde{S} = \tilde{S}(\tilde{V}, T)$ y $P = P(\tilde{V}, T)$, la ecuación anterior se transforma en:

$$d\tilde{H} = T \left[\left(\frac{\partial \tilde{S}}{\partial \tilde{V}} \right)_T d\tilde{V} + \left(\frac{\partial \tilde{S}}{\partial T} \right)_{\tilde{V}} dT \right] + \tilde{V} \left[\left(\frac{\partial P}{\partial \tilde{V}} \right)_T d\tilde{V} + \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_{\tilde{V}} dT \right]$$

$$d\tilde{H} = \left[T \left(\frac{\partial \tilde{S}}{\partial \tilde{V}} \right)_T + \tilde{V} \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_{\tilde{V}} \right] d\tilde{V} + \left[T \left(\frac{\partial \tilde{S}}{\partial T} \right)_{\tilde{V}} + \tilde{V} \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_{\tilde{V}} \right] dT$$

Si $T = \text{cte.}$, la ecuación anterior se reduce a:

$$d\tilde{H} = \left[T \left(\frac{\partial \tilde{S}}{\partial \tilde{V}} \right)_T + \tilde{V} \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_{\tilde{V}} \right] d\tilde{V} \quad (T = \text{cte})$$

Utilizando la siguiente relación de Maxwell

$$\left(\frac{\partial \tilde{S}}{\partial \tilde{V}} \right)_T = \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_{\tilde{V}} ,$$

se obtiene

$$d\tilde{H} = \left[T \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_{\tilde{V}} + \tilde{V} \left(\frac{\partial P}{\partial \tilde{V}} \right)_T \right] d\tilde{V}$$

Para un gas de van der Waals:

$$P = \frac{RT}{\tilde{V}-b} - \frac{a}{\tilde{V}^2}$$

$$\left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_{\tilde{V}} = \frac{R}{\tilde{V}-b}$$

$$\left(\frac{\partial P}{\partial \tilde{V}} \right)_T = -\frac{R}{(\tilde{V}-b)^2} + \frac{2a}{\tilde{V}^3}$$

Al sustituir las derivadas parciales de P con respecto a \tilde{V} y a T en la última ecuación de $d\tilde{H}$ obtenemos:

$$d\tilde{H} = \left[T \frac{R}{\tilde{V}-b} + \tilde{V} \left(\frac{2a}{\tilde{V}^3} - \frac{RT}{(\tilde{V}-b)^2} \right) \right] d\tilde{V}$$

$$d\tilde{H} = \left[\frac{2a}{\tilde{V}^2} - \frac{bRT}{(\tilde{V}-b)^2} \right] d\tilde{V}$$

Finalmente integrando entre \tilde{V}_1 y \tilde{V}_2 , se obtiene

$$\Delta\tilde{H} = (\tilde{V}_2 - \tilde{V}_1) \left[\frac{2a}{\tilde{V}_1\tilde{V}_2} - \frac{bRT}{(\tilde{V}_1 - b)(\tilde{V}_2 - b)} \right]$$

Cambio en la entalpía molar en función de la variación del volumen molar a temperatura constante.

15. El manómetro conectado a un cilindro que contiene 30 lb_m de etileno (C₂H₄) a 20 C, indica una lectura de 1200 psig (lb_f / pulg² man). Estime la cantidad de etileno presente en el tanque, luego de abrir la válvula y permitir que parte del gas escape hasta que la presión en el recipiente sea de 600 psig. Suponga que el proceso se lleva a cabo a temperatura constante.

Propiedades del etileno: (Apéndice B, Smith-Van Ness, 4a. ed.)

$$T_c = 282.4 \text{ K}$$

$$P_c = 50.4 \text{ bar}$$

$$\omega = 0.085$$

$$PM = 28$$

Utilizando la correlación generalizada para el segundo coeficiente virial

$$Z = 1 + \frac{BP}{RT} = 1 + (B^0 + \omega B^1) \frac{P_r}{T_r}$$

$$B^0 = 0.083 - \frac{0.422}{T_r^{1.6}}$$

$$B^1 = 0.139 - \frac{0.172}{T_r^{4.2}}$$

Antes de iniciar los cálculos, es necesario transformar las presiones manométricas a absolutas.

Si $P_{\text{atm}} = 1 \text{ atm} = 14.7 \text{ lb}_f / \text{pulg}^2$, entonces

$$P_1 = P_{1 \text{ man}} + P_{\text{atm}} = 1200 + 14.7 = 1214.7 \text{ lb}_f / \text{pulg}^2 \text{ abs (psia)}$$

$$P_1 = 1214.7 \text{ psia} \times \frac{1 \text{ bar}}{14.5038 \text{ psia}} = 83.75 \text{ bar}$$

$$P_2 = 600 + 14.7 = 614.7 \text{ psia} \times \frac{1 \text{ bar}}{14.5038 \text{ psia}} = 42.38 \text{ bar}$$

$$P_{r1} = \frac{P_1}{P_c} = \frac{83.75 \text{ bar}}{50.40 \text{ bar}} = 1.662$$

$$P_{r2} = \frac{P_2}{P_c} = \frac{42.38 \text{ bar}}{50.40 \text{ bar}} = 0.841$$

$$T_{r1} = T_{r2} = \frac{T_1}{T_c} = \frac{(20 + 273.15) \text{ K}}{282.40 \text{ K}} = 1.038$$

Para los dos estados

$$B^0 = 0.083 - \frac{0.422}{(1.038)^{1.6}}$$

$$B^1 = 0.139 - \frac{0.172}{(1.038)^{4.2}}$$

Sustituyendo B^0 y B^1 en la correlación generalizada del segundo coeficiente virial, se obtiene

$$Z_1 = 1 + [-0.3146 + 0.085(-0.0081)] \frac{1.662}{1.038} = 0.4952$$

$$Z_2 = 0.7445$$

De la definición de z , tenemos que

$$Z_1 = \frac{P_1 \tilde{V}_1}{R T_1} = \frac{P_1 V}{R T_1 n_1} = \frac{P_1 V PM}{R T_1 m_1}$$

$$\text{y} \quad Z_2 = \frac{P_2 V PM}{R T_2 m_2}$$

Finalmente, al combinar las últimas ecuaciones, obtenemos

$$\frac{V PM}{R T} = \frac{m_2 Z_2}{P_2} = \frac{m_1 Z_1}{P_1}$$

$$m_2 = \frac{Z_1}{Z_2} \frac{P_2}{P_1} m_1$$

$$m_2 = \frac{0.4952}{0.7445} \cdot \frac{42.38 \text{ bar}}{83.75 \text{ bar}} \cdot (30 \text{ lb}_m)$$

$m_2 = 10.1 \text{ lb}_m \cdot \frac{0.4536 \text{ kg}}{1 \text{ lb}_m} = 4.58 \text{ kg}$
--

Masa del etileno en el tanque después del proceso de descarga, a temperatura constante.

16. Determine el volumen molar de una mezcla equimolar de metano (1), propano (2) y n-pentano (3) a 100 C y 1 atm. Se dispone de los siguientes valores para los segundos coeficientes viriales cruzados B_{ij} a 100 C :

$$B_{12} = -75 \text{ cm}^3/\text{gmol}, B_{13} = -122 \text{ cm}^3/\text{gmol} \quad \text{y} \quad B_{23} = -399 \text{ cm}^3/\text{gmol}.$$

Al utilizar la ecuación virial truncada hasta su segundo coeficiente

$$Z = \frac{P\tilde{V}}{RT} = 1 + B'P$$

y tomar en cuenta que $B' = B/RT$, se obtiene:

$$\tilde{V} = \frac{RT}{P} \left(1 + \frac{BP}{RT} \right) = \frac{RT}{P} + B$$

Por otra parte, se sabe que para una mezcla ternaria, el segundo coeficiente virial está dado por:

$$B = x_1^2 B_{11} + 2x_1x_2B_{12} + 2x_1x_3B_{13} + x_2^2 B_{22} + 2x_2x_3B_{23} + x_3^2 B_{33}$$

y en particular, para una mezcla equimolar ($x_1 = x_2 = x_3 = 1/3$)

$$B = x_1^2 (B_{11} + B_{22} + B_{33} + 2B_{12} + 2B_{13} + 2B_{23})$$

Propiedades de los componentes de la mezcla

Componente	T _c (K)	P _c (bar)	ω
CH ₄ (1)	190.6	46.0	0.008
C ₃ H ₈ (2)	369.8	42.5	0.152
n-C ₅ H ₁₂ (3)	469.6	33.7	0.251

Para el cálculo de los coeficientes viriales puros, haremos uso de la correlación de Pitzer:

$$B_{ii} = \frac{RT_{c,i}}{P_{c,i}} (B^0 + \omega_i B^1)$$

donde:

$$B^0 = 0.083 - \frac{0.422}{T_r^{1.6}}$$

y

$$B^1 = 0.139 - \frac{0.172}{T_r^{4.2}}$$

ii	T _r	B ⁰	B ¹	B _{ii} (cm ³ /gmol)
11	1.958	-0.061	0.129	- 20.7
22	1.009	-0.333	-0.027	-243.9
33	0.795	-0.526	-0.312	-700.1

Sustituyendo valores en la ecuación de B, se obtiene

$$B = \left(\frac{1}{3}\right)^2 [-20.7 - 243.9 - 700.1 - 2(75 + 122 + 399)] \text{ cm}^3/\text{gmol}$$

$$B = -239.6 \text{ cm}^3/\text{gmol}$$

Finalmente, una vez conocido el valor de B, ya estamos en condiciones de calcular \tilde{V}

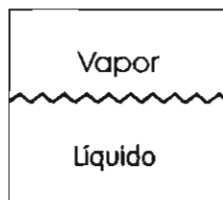
$$\tilde{V} = (83.14 \text{ cm}^3 \cdot \text{bar} / \text{gmol} \cdot \text{K}) \frac{(373.15 \text{ K})}{1 \text{ atm}} \times \frac{0.9861 \text{ atm}}{1 \text{ bar}} - 239.6 \text{ cm}^3 / \text{gmol}$$

$$\tilde{V} = 30\,352.9 \text{ cm}^3 / \text{gmol} \times \left(\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}}\right)^3 \times \frac{1\,000 \text{ gmol}}{1 \text{ kgmol}}$$

$$\boxed{\tilde{V} = 30.35 \text{ m}^3 / \text{kgmol}}$$

Volumen molar de una mezcla equimolar de metano, propano y n-pentano a 100 C y 1 atm.

17. Un tanque contiene agua líquida y vapor en equilibrio a 165 C. Si el líquido ocupa la mitad del volumen del tanque, ¿Cuál es la entalpía específica promedio del sistema? Tome en cuenta que el vapor saturado a 165 C tiene una entalpía específica de 2 762 kJ/kg. Suponga que no cuenta con tablas de vapor.



La entalpía específica del sistema en equilibrio líquido-vapor está dada por:

$$\hat{H} = (1 - x)\hat{H}^l + x\hat{H}^v$$

Para aplicar la ecuación anterior, necesitamos calcular la calidad del sistema.

Dicha calidad la calcularemos a partir del volumen molar del sistema que está dado por la ecuación

$$\tilde{V} = (1 - x)\tilde{V}^l + x\tilde{V}^v = \frac{n_L}{n}\tilde{V}^l + \frac{n_V}{n}\tilde{V}^v = \frac{1}{n}(V_{liq} + V_{vap})$$

Como el $V_{liq} = V_{vap}$, entonces $\frac{V_{liq}}{n} = \frac{V_{vap}}{n}$

Por consiguiente,

$$(1 - x)\tilde{V}^l = x\tilde{V}^v \quad \Rightarrow \quad x(\tilde{V}^l + \tilde{V}^v) = \tilde{V}^l$$

$$x = \frac{\tilde{V}^l}{\tilde{V}^v + \tilde{V}^l}$$

Para determinar la presión de saturación (P^{vap}) del agua a 165 C, utilizaremos la ecuación de Antoine.

$$\ln P_{H_2O}^{vap} = 16.5362 - \frac{3985.44}{T - 38.9974}$$

con

P^{vap} [kPa]

T [K]

(Reklaitis, Balances de Materia y Energía, McGraw Hill)

a 165 C,

$$\ln P_{H_2O}^{vap} = 6.5514 \quad \Rightarrow \quad P_{H_2O}^{vap} = 700 \text{ kPa}$$

Esto significa que la presión del sistema es $P = 700 \text{ kPa}$

Los volúmenes \tilde{V}^l y \tilde{V}^v pueden ser estimados mediante correlaciones generalizadas.

Propiedades del agua:

$$T_c = 647.3 \text{ K}$$

$$Z_c = 0.229$$

$$P_c = 220.5 \text{ bar}$$

$$\omega = 0.344$$

$$\tilde{V}_c = 56 \text{ cm}^3/\text{gmol}$$

Ecuación de Rackett

$$\tilde{V}^{sat} = \tilde{V}_c Z_c^{(1 - T_r)^{0.2857}} = 19.26 \text{ cm}^3 / \text{gmol}$$

Correlación generalizada de los coeficientes viriales

$$Z = 1 + \frac{P_r}{T_r} (B^0 + \omega B^1)$$

$$B^0 = 0.083 - \frac{0.422}{(0.6769)^{1.6}} = -0.7049$$

$$B^1 = 0.139 - \frac{0.172}{(0.6769)^{4.2}} = -0.7468$$

$$P_r = \frac{P}{P_c} = \frac{700 \text{ kPa}}{220.5 \text{ bar}} \times \frac{1 \text{ bar}}{100 \text{ kPa}} = 0.0317$$

$$Z = \frac{P\tilde{V}}{RT} = 1 + \frac{0.0317}{0.6769} [-0.7049 - 0.344 (0.7468)] = 0.955$$

$$\tilde{V}^v = \frac{ZRT}{P} = 0.955 (8.314 \text{ cm}^3 \cdot \text{kPa} / \text{gmol} \cdot \text{K}) \cdot \frac{(438.15 \text{ K})}{(700 \text{ kPa})}$$

$$\tilde{V}^v = 4969.8 \text{ cm}^3/\text{gmol}$$

Sustituyendo \tilde{V}^l y \tilde{V}^v en la ecuación de la calidad, se obtiene

$$x = \frac{19.26 \text{ cm}^3 / \text{gmol}}{(4969.8 + 19.26) \text{ cm}^3 / \text{gmol}} = 0.00386$$

Por otra parte, se sabe que

$$\Delta \tilde{H}^{vap} = \tilde{H}^v - \tilde{H}^l$$

o bien,

$$\Delta \hat{H}^{vap} = \hat{H}^v - \hat{H}^l \quad \Rightarrow \quad \hat{H}^l = \hat{H}^v - \Delta \hat{H}^{vap}$$

Utilizando primero la ecuación de Riedel y después la ecuación de Watson, es posible calcular $\Delta \tilde{H}^{vap}$ a 165 C.

Ecuación de Riedel:

$$\frac{\Delta h_n^{vap} / T_n}{R} = \frac{1.092 (\ln P_c - 1.013)}{0.93 - T_{r,n}}$$

Para el agua,

$$T_n = 100 \text{ C} = 373.15 \text{ K} ;$$

$$T_{r,n} = 373.15 \text{ K} / 647.3 \text{ K} = 0.5765$$

$$\Delta h_n^{vap} = (8.314 \text{ J} / \text{gmol} \cdot \text{K}) (373.15 \text{ K}) \frac{1.092 [\ln (220.5 \text{ bar}) - 1.013]}{0.93 - 0.5765}$$

$$\Delta h_n^{vap} = 42 \text{ kJ} / \text{kg}$$

Ecuación de Watson:

$$\Delta \tilde{H}_2^{vap} = \Delta \tilde{H}_1^{vap} \left(\frac{1 - T_{r,2}}{1 - T_{r,1}} \right)^{0.38}$$

$$\Delta \tilde{H}_{438 \text{ K}}^{vap} = (42 \text{ kJ} / \text{gmol}) \cdot \left(\frac{1 - 0.6769}{1 - 0.5765} \right)^{0.38}$$

$$\Delta \tilde{H}_{438 \text{ K}}^{vap} = 37.9 \text{ kJ} / \text{gmol}$$

$$\Delta h_{438 \text{ K}}^{vap} = \frac{37.9 \text{ kJ} / \text{gmol}}{18 \text{ g} / \text{gmol}} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}}$$

$$\Delta h_{438 \text{ K}}^{vap} = 2105.6 \text{ kJ} / \text{kg}$$

De la ecuación de entalpía para el líquido, se tiene que

$$h' = (2\,762 - 2\,105.6) \text{ kJ / kg}$$

$$h' = 656.4 \text{ kJ / kg}$$

Finalmente, obtenemos

$$h = [(1 - 0.00386) 656.4 + 0.00386 (2\,762)] \text{ kJ / kg}$$

$$h = 664.5 \text{ kJ / kg}$$

Entalpía específica promedio de un sistema en equilibrio líquido-vapor de agua a 165 C.

18. Un recipiente rígido contiene 0.5 pie³ de vapor de agua, en equilibrio con 0.75 pie³ de agua líquida, a 212 F. Se lleva a cabo un intercambio de calor entre el recipiente y los alrededores, con el fin de obtener sólo una fase saturada, ¿Cuál será la identidad de dicha fase (líquido o vapor)?

Si el sistema se encuentra en equilibrio líquido vapor (ELV), su presión (P) será igual a la de saturación. Para agua a 100 C, la $P^{\text{sat}} = 1 \text{ atm}$.

Por otra parte, para sistemas en ELV, se cumple que:

$$\tilde{V} = (1 - x)\tilde{V}^l + x\tilde{V}^v$$

$$V = n_l \tilde{V}^l + n_v \tilde{V}^v = V_{\text{liq}} + V_{\text{vap}}$$

De la ecuación anterior, se observa lo siguiente

$$n_l = \frac{V_{\text{liq}}}{\tilde{V}^l}$$

y

$$n_v = \frac{V_{\text{vap}}}{\tilde{V}^v}$$

Utilizando la ecuación de Rackett para calcular \tilde{V}^l

$$\tilde{V}^l = \tilde{V}_c Z_c^{(1 - T_r)^{0.2837}}$$

Propiedades del agua:

$$T_c = 647.3 \text{ K} \quad Z_c = 0.229$$

$$P_c = 220.5 \text{ bar} \quad w = 0.344$$

$$\tilde{V}_c = 56 \text{ cm}^3/\text{gmol}$$

$$T_r = \frac{T}{T_c} = \frac{373.15}{647.3}$$

$$T_r = 0.5765$$

$$\tilde{V}^l = (56 \text{ cm}^3/\text{gmol}) (0.229)^{(1 - 0.5765)^{0.2837}} \quad (\text{tablas de vapor 18.7})$$

$$\tilde{V}^l = 17.7 \text{ cm}^3/\text{gmol}$$

Dado que $P = 1$, es posible utilizar la ecuación de gas ideal para calcular \tilde{V}^v .

$$P \tilde{V} = RT$$

$$\tilde{V}^v = \frac{RT}{P} = (82.06 \text{ cm}^3 \cdot \text{atm}/\text{gmol} \cdot \text{K}) \frac{(373.15 \text{ K})}{1 \text{ atm}}$$

$$\tilde{V}^v = 30\,620.7 \text{ cm}^3/\text{gmol} \quad (30\,114, \text{ tablas de vapor})$$

De las ecuaciones de n_1 y n_v , se obtiene

$$n_1 = \frac{0.5 \text{ ft}^3}{17.7 \text{ cm}^3/\text{gmol}} \left(\frac{30.48 \text{ cm}}{1 \text{ ft}} \right)^3$$

$$n_1 = 799.9 \text{ gmol}$$

$$n_2 = \frac{0.75 \text{ ft}^3}{30\,620.7 \text{ cm}^3/\text{gmol}} \left(\frac{30.48 \text{ cm}}{1 \text{ ft}} \right)^3$$

$$n_2 = 0.6936 \text{ gmol}$$

Las moles totales del sistema son, $n = 800.6 \text{ gmol}$

Suponiendo que el sistema recibe calor hasta obtener sólo vapor saturado, P y T no se alteran, entonces las moles totales n ocuparían un volumen de

$$V = n^v \tilde{V}^v = (800.6 \text{ gmol}) (30\,620.7 \text{ cm}^3/\text{gmol})$$

$$V = 24\,514\,932 \text{ cm}^3 \left(\frac{1 \text{ ft}}{30.48 \text{ cm}} \right)^3$$

$$V = 865.7 \text{ ft}^3$$

Suposición falsa, ya que como el recipiente es rígido la temperatura y la presión no pueden permanecer constantes durante el calentamiento, razón por la cual el volumen sobrepasa el volumen inicial de 1.25 ft^3 .

Por otra parte, si el sistema perdiera calor, hasta obtener sólo líquido saturado, éste ocuparía un volumen de

$$V = n^l \tilde{V}^l = (800.6 \text{ gmol}) (17.7 \text{ cm}^3/\text{gmol})$$

$$V = 14\,170.6 \text{ cm}^3 \left(\frac{1 \text{ ft}}{30.48 \text{ cm}} \right)^3$$

$$V = 0.050043 \text{ ft}^3$$

Esto significa que se trata de un líquido saturado.

19. Gas propano experimenta un cambio de 105 C y 5 bar a 190 C y 25 bar. Para este cambio de estado, determine $\Delta \tilde{H}$ y $\Delta \tilde{S}$. Utilice alguna correlación generalizada.

Las variaciones de entalpía y entropía molar, están dadas respectivamente por:

$$\Delta \tilde{H} = -\tilde{H}_1^R + \Delta \tilde{H}_{12}^{R,i} + \tilde{H}_2^R$$

$$\Delta \tilde{S} = -\tilde{S}_1^R + \Delta \tilde{S}_{12}^{R,i} + \tilde{S}_2^R$$

Con las propiedades del propano y utilizando la correlación generalizada derivada del segundo coeficiente virial:

$$T_C = 369.8 \text{ K}$$

$$P_C = 42.5 \text{ bar}$$

$$\omega = 0.152$$

$$T_{r_1} = \frac{105 + 273.15}{369.8}$$

$$T_{r_1} = 1.023$$

$$T_{r_2} = \frac{190 + 273.15}{369.8}$$

$$T_{r_2} = 1.252$$

$$P_{r_1} = \frac{5}{42.5}$$

$$P_{r_1} = 0.1176$$

$$P_{r_2} = \frac{25}{42.5}$$

$$P_{r_2} = 0.5882$$

Para el estado inicial

$$B^0 = 0.083 - \frac{0.422}{(1.023)^{1.6}}$$

$$B^0 = -0.3239$$

$$\frac{dB^0}{dT_r} = \frac{0.675}{(1.023)^{2.6}}$$

$$\frac{dB^0}{dT_r} = 0.6362$$

$$B^1 = 0.139 - \frac{0.172}{(0.6769)^{4.2}}$$

$$B^1 = -0.0173$$

$$\frac{dB^1}{dT_r} = \frac{0.722}{(1.023)^{5.2}}$$

$$\frac{dB^1}{dT_r} = 0.6415$$

$$\frac{\tilde{H}_1^R}{RT_c} = 0.1176 \left\{ -0.3239 - (1.023)(0.6362) + 0.152 [-0.0173 - (1.023)(0.6415)] \right\}$$

$$\frac{\tilde{H}_1^R}{RT_c} = -0.1267$$

$$\tilde{H}_1^R = (8.314 \text{ J / gmol} \cdot \text{K}) (369.8 \text{ K}) (-0.1267)$$

$$\tilde{H}_1^R = -389.4 \text{ J / gmol}$$

$$\frac{\tilde{S}_1^R}{R} = -(0.1176) [0.6362 + 0.152 (0.6415)]$$

$$\frac{\tilde{S}_1^R}{R} = -0.0863$$

$$\tilde{S}_1^R = (8.314 \text{ J / gmol} \cdot \text{K}) (-0.0863)$$

$$\tilde{S}_1^R = -0.7174 \text{ J / gmol} \cdot \text{K}$$

Para el estado final



2894202

$$B^0 = 0.083 - \frac{0.422}{(1.252)^{1.6}}$$

$$B^0 = -0.2115$$

$$\frac{dB^0}{dT_r} = \frac{0.675}{(1.252)^{2.6}}$$

$$\frac{dB^0}{dT_r} = 0.3763$$

$$B^1 = 0.139 - \frac{0.172}{(1.252)^{4.2}}$$

$$B^1 = 0.0721$$

$$\frac{dB^1}{dT_r} = \frac{0.722}{(1.252)^{5.2}}$$

$$\frac{dB^1}{dT_r} = 0.2244$$

$$\frac{\tilde{H}_2^R}{RT_c} = 0.5882 \left\{ -0.2115 - 1.252 (0.3763) + 0.152 \left[0.0721 - (1.252) (0.2244) \right] \right\}$$

$$\frac{\tilde{H}_2^R}{RT_c} = -0.4202$$

$$\tilde{H}_2^R = (8.314 \text{ J / gmol} \cdot \text{K}) (369.8 \text{ K}) (-0.4202)$$

$$\tilde{H}_2^R = -1291.9 \text{ J / gmol}$$

$$\frac{\tilde{S}_2^R}{R} = -(0.5882) \left[0.3763 + 0.152 (0.2244) \right]$$

$$\frac{\tilde{S}_2^R}{R} = -0.2414$$

$$\tilde{S}_2^R = (8.314 \text{ J / gmol} \cdot \text{K}) (-0.2414)$$

$$\tilde{S}_2^R = -2.007 \text{ J / gmol} \cdot \text{K}$$

Por otra parte, para gas ideal, se tiene

$$d\tilde{H}^{g,i} = C_p^{g,i} dT \quad , \quad \Delta\tilde{H}_{12}^{g,i} = R \int_{T_1}^{T_2} \frac{C_p^{g,i}}{R} dT$$

$$d\tilde{S}^{g,i} = C_p^{g,i} \frac{dT}{T} - \frac{R}{P} dP \quad , \quad \Delta\tilde{S}_{12}^{g,i} = R \int_{T_1}^{T_2} \frac{C_p^{g,i}/R}{T} dT - R \ln(P_2/P_1)$$

Para el propano (Tabla 4.1, Smith-Van Ness),

$$C_p^{g,i}/R = 1.213 + 28.785 \times 10^{-3} T - 8.824 \times 10^{-6} T^2$$

$$\Delta\tilde{H}_{12}^{g,i} = (8.314 \text{ J/gmol} \cdot \text{K}) \left[1.213 (190 - 105) + \frac{28.785 \times 10^{-3}}{2} (463.15^2 - 378.15^2) - \frac{8.824 \times 10^{-6}}{3} (463.15^3 - 378.15^3) \right]$$

$$\Delta\tilde{H}_{12}^{g,i} = 8306.9 \text{ J/gmol}$$

$$\Delta\tilde{S}_{12}^{g,i} = (8.314 \text{ J/gmol} \cdot \text{K}) \left[1.213 \ln(463.15/378.15) + 28.785 \times 10^{-3} (190 - 105) - \frac{8.824 \times 10^{-6}}{3} (463.15^2 - 378.15^2) - \ln(25/5) \right]$$

$$\Delta\tilde{S}_{12}^{g,i} = 6.383 \text{ J/gmol} \cdot \text{K}$$

Finalmente, se obtiene

$$\Delta\tilde{H} = -(-389.4) + 8306.9 - 1291.9$$

$$\Delta\tilde{H} = 7404.4 \frac{\text{J}}{\text{gmol}}$$

$$\Delta\tilde{S} = -(-0.7174) + 6.383 - 2.007$$

$$\Delta\tilde{S} = 5.0394 \frac{\text{J}}{\text{gmol} \cdot \text{K}}$$

Variación de entalpía y entropía molares del propano a las condiciones de temperatura y presión dadas.

20. Calcule el cambio en el volumen molar de vaporización ($\Delta \tilde{V}^{lv}$) y el calor latente de vaporización ($\Delta \hat{H}^{vap}$) para el amoniaco a 20 C. A esta temperatura, la presión de vapor del amoniaco es igual a 857 kPa. La temperatura normal de ebullición (T_n) del amoniaco es igual a 239.7 K.

Amoniaco:

$$\Delta \tilde{V}^{lv} = ?$$

$$T_c = 405.6 \text{ K}$$

$$\Delta \hat{H}^{vap} = ?$$

$$P_c = 112.8 \text{ bar} \times \frac{100 \text{ kPa}}{1 \text{ bar}} = 11280 \text{ kPa}$$

$$T = 20 \text{ C} = 293.15 \text{ K}$$

$$\tilde{V}_c = 72.5 \times 10^{-6} \frac{\text{m}^3}{\text{gmol}} = 72.5 \frac{\text{cm}^3}{\text{gmol}}$$

$$P^{sat} = 857 \text{ kPa}$$

$$Z_c = 0.242$$

$$T_n = 239.7 \text{ K}$$

$$\omega = 0.250$$

$$\Delta \tilde{V}^{lv} = \tilde{V}^{sat}_{(v)} - \tilde{V}^{sat}_{(l)}$$

$$T_r = \frac{293.15 \text{ K}}{405.6 \text{ K}}$$

$$T_r = 0.7228$$

$$P_r = \frac{857 \text{ kPa}}{11280 \text{ kPa}}$$

$$P_r = 0.0760$$

De la ecuación de Rackett, obtenemos:

$$\tilde{V}^{sat}_{(l)} = \left(72.5 \frac{\text{cm}^3}{\text{gmol}} \right) (0.242)^{(1 - 0.7228)^{0.2857}}$$

$$\tilde{V}^{\text{sat}}_{(l)} = 27.1 \frac{\text{cm}^3}{\text{gmol}}$$

Utilizando las correlaciones generalizadas para Z

$$Z^0 \approx 0.93$$

$$Z^1 \approx -0.07 \quad \text{Smith Van Ness, pág. 97-98}$$

$$Z = Z^0 + wZ^1 = 0.93 + (0.250)(-0.07)$$

$$Z = 0.9125$$

$$Z = \frac{P\tilde{V}}{RT} \quad \Rightarrow \quad \tilde{V} = \frac{ZRT}{P}$$

$$\tilde{V}^{\text{sat}}_{(v)} = (0.9125) \frac{(8.314 \text{ cm}^3 \cdot \text{kPa} / \text{gmol} \cdot \text{K})(293.15 \text{ K})}{857 \text{ kPa}}$$

$$\tilde{V}^{\text{sat}}_{(v)} = 2.595.1 \frac{\text{cm}^3}{\text{gmol}}$$

$$\Delta\tilde{V}^{\text{lv}} = 2.595.1 - 27.1$$

$$\Delta\tilde{V}^{\text{lv}} = 2.568 \frac{\text{cm}^3}{\text{gmol}}$$

Cambio del volumen molar de vaporización del amoníaco a 20 C.

Para calcular el calor latente de vaporización:

Utilizando la ecuación de Riedel

$$\Delta\tilde{H}_n^{\text{vap}} = \left(8.314 \frac{\text{J}}{\text{gmol} \cdot \text{K}} \right) (239.7 \text{ K}) \frac{1.092 [\ln 112.8 - 1.013]}{0.930 - 239.7 / 405.6}$$

$$\Delta\tilde{H}_n^{\text{vap}} = 23.831 \frac{\text{J}}{\text{gmol}} = 23.8 \frac{\text{kJ}}{\text{gmol}}$$

De la ecuación de Watson

$$\Delta \tilde{H}_{293}^{va p} = \left(23,831 \frac{\text{J}}{\text{gmol}} \right) \left(\frac{1 - 0.7228}{1 - 239.7 / 405.6} \right)^{0.38}$$

$$\Delta \tilde{H}_{293}^{va p} = 20,556 \frac{\text{J}}{\text{gmol}}$$

$\Delta \tilde{H}_{293}^{va p} = 20.6 \frac{\text{kJ}}{\text{gmol}}$
--

Calor latente de vaporización del amoniaco a 20 C.

21. En un proceso se comprime argón hasta 11 MPa, con condiciones de entrada de -120 C y 5 MPa. Calcule la temperatura de salida y el trabajo requerido en kJ/kg, para un compresor adiabático, que opera de forma tal que requiere el mínimo de trabajo.

El compresor es un volumen de control de estado permanente, en el que por la 1ª Ley el trabajo es igual al cambio de entalpías.

Estado ①:

$$\left. \begin{array}{lll} P_1 = 5 \text{ MPa} & P_c = 4.86 \text{ MPa} & P_{r_1} = 1.03 \\ T_1 = 153.15 \text{ K} & T_c \approx 151 \text{ K} & T_{r_1} = 1.01 \end{array} \right\} (s_1^* - s_1) = 0.375 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}$$

Estado ②:

$$P_2 = 11 \text{ MPa} \qquad P_{r_2} = 2.26$$

$$(s_2^* - s_2) = f(T_2)$$

Para que el trabajo sea mínimo, se debe cumplir que $s_2 - s_1 \equiv 0$

$$s_2 - s_1 = (s_1^* - s_1) - (s_2^* - s_2) + (s_2^* - s_1^*) = (s_1^* - s_1) - (s_2^* - s_2) - C_p \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) - R \ln\left(\frac{P_2}{P_1}\right)$$

$$s_2 - s_1 = 0.375 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}} - (s_2^* - s_2) - C_p \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) - 0.164 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}$$

$s_2 - s_1 \equiv 0$ se cumple para una temperatura final de:

$$\boxed{T_2 = -90 \text{ C} = 183.15 \text{ K}} \text{ (Obtenida por tanteo)}$$

Temperatura del argón a la salida del compresor.

$$W = -(h_2 - h_1) = - \left[(h_1^* - h_1) - (h_2^* - h_2) + (h_2^* - h_1^*) \right]$$

De tablas

$$(h_1^* - h_1) = 75.6 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

$$(h_2^* - h_2) = 64.3 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

$$(h_2^* - h_1^*) = C_p (T_2 - T_1) = 15.609 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

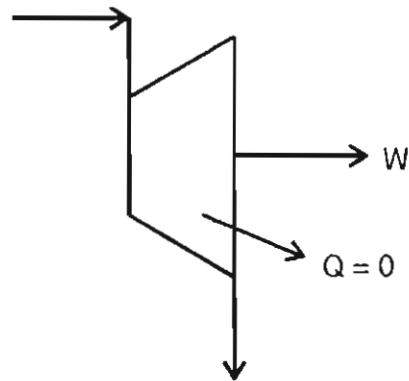
$$\boxed{W = -26.91 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}}$$

Trabajo mínimo requerido por el compresor.

Nota: El * significa condiciones de idealidad.

22. Se expande gas propano en una turbina de $400 \text{ lb}_f/\text{pulg}^2$ y 300 F a $50 \text{ lb}_f/\text{pulg}^2$ y 210 F . Suponga el proceso de expansión como adiabático y calcule lo siguiente utilizando las cartas generalizadas:

- El trabajo obtenido de la turbina por cada libra de propano que se use en el proceso.
- El incremento en la entropía por libra de propano que fluye por la turbina.
- El rendimiento isentrópico de la turbina.



La turbina se considera como un volumen de control en estado permanente, aplicando la 1ª y 2ª ley se tiene que:

$$W = h_1 - h_2$$

y que,

$$\Delta S = S_2 - S_1$$

Con las propiedades del propano y las cartas generalizadas se determina Δh y ΔS .

Propano C_3H_8

$$T_C = 370 \text{ K} = 665.9 \text{ R}$$

$$P_C = 42 \text{ atm} = 617 \text{ lb}_f/\text{pulg}^2$$

$$M_{C_3H_8} = 44.094$$

$$\left. \begin{array}{l} T_1 = 422 \text{ K} = 300 \text{ F} \\ P_1 = 27.12 \text{ atm} = 400 \text{ psia} \end{array} \right\} T_{r1} = \frac{422}{370} = 1.14 \quad P_{r1} = \frac{27.12}{42} = 0.64$$

$$\left. \begin{array}{l} T_2 = 372 \text{ K} = 210 \text{ F} \\ P_2 = 3.4 \text{ atm} = 50 \text{ psia} \end{array} \right\} T_{r2} = 1.00 \quad P_{r2} = 0.08$$

a) Trabajo realizado por la turbina.

1ª ley considerando cambios despreciables de energía cinética y potencial:

$$\underbrace{q}_{=0 \text{ adiabatico}} + h_1 = W + h_2 \quad ; \quad W = h_1 - h_2$$

$$-W = \frac{1}{M_{C_3H_8}} \left[\left(\bar{h}_1^* - \bar{h}_1 \right) + \left(\bar{h}_2^* - \bar{h}_1^* \right) - \left(\bar{h}_2^* - \bar{h}_2 \right) \right]$$

$$-W = \frac{1}{44.094} \frac{\text{kgmol}}{\text{kg}_m} \left[(1.2 \times 370) + \int_{T_1}^{T_2} \bar{C}_{p_0} dT - (0.2 \times 370) \right] \frac{\text{kcal}}{\text{kgmol}}$$

$$\left(\bar{h}_2^* - \bar{h}_1^* \right) = \int_{T_1=422 \text{ K}}^{T_2=372 \text{ K}} \bar{C}_{p_0} dT = 2.258 (T_2 - T_1) + 0.0576 \cdot \left[\frac{T_2^2 - T_1^2}{2} \right] - 17.6 \times 10^{-6} \cdot \left[\frac{T_2^3 - T_1^3}{3} \right]$$

$$\left(\bar{h}_2^* - \bar{h}_1^* \right) = -891.2 \frac{\text{kcal}}{\text{kgmol}}$$

$$-W = \frac{1}{44.094} \left[(1.2 \times 370) - 891.2 - (0.2 \times 370) \right] = -11.82 \frac{\text{kcal}}{\text{kg}_m} = -21.28 \frac{\text{BTU}}{\text{lb}_m}$$

$$\boxed{+W = 21.28 \frac{\text{BTU}}{\text{lb}_m}}$$

b) Variación de entropía.

$$S_2 - S_1 = \left[\left(\bar{S}_{P_1, T_1}^* - \bar{S}_1 \right) + \left(\bar{S}_{P_2, T_2}^* - \bar{S}_{P_1, T_1}^* \right) + \left(\bar{S}_{P_2, T_2} - \bar{S}_2 \right) \right] \frac{1}{M_{C_3H_8}}$$

$$S_2 - S_1 = \left[\left(0.7 \frac{\text{kcal}}{\text{kgmol K}} \right) + \bar{C}_{p_0} \ln \frac{T_2}{T_1} - \bar{R} \ln \frac{P_2}{P_1} - \left(0.17 \frac{\text{kcal}}{\text{kgmol K}} \right) \right] \frac{1}{44.094} \frac{\text{kgmol}}{\text{kg}_m}$$

$$\bar{S}_{P_2, T_2}^* - \bar{S}_{P_1, T_1}^* = \bar{C}_{p_0} \ln \frac{T_2}{T_1} - \bar{R} \ln \frac{P_2}{P_1}$$

$$\bar{S}_{P_2, T_2}^* - \bar{S}_{P_1, T_1}^* = 21.5 \ln \frac{372}{422} - 1.986 \frac{\text{kcal}}{\text{kgmol K}} \ln \frac{50}{400}$$

$$\bar{S}_{P_2, T_2}^* - \bar{S}_{P_1, T_1}^* = 1.42 \frac{\text{kcal}}{\text{kgmol K}}$$

$$S_2 - S_1 = \left[0.7 + 1.42 - 0.17 \right] \frac{1}{44.094} = \frac{1.95}{44.1} \frac{\text{kcal}}{\text{kgmol K}} \frac{\text{kgmol}}{\text{kg}_m}$$

$$S_2 - S_1 = 0.0442 \frac{\text{BTU}}{\text{lb}_m \text{ R}}$$

$$S_2 - S_1 = 0.0442 \frac{\text{kcal}}{\text{kg}_m \text{ K}}$$

c) Eficiencia isoentrópica de la turbina.

$$\eta_s = \frac{W_{\text{real}}}{W_{\text{isentrópico}}}$$

$$\eta_s = \frac{W_{\text{real}}}{W_{\text{isentrópico}}} = \frac{11.82 \frac{\text{kcal}}{\text{kg}_m}}{W_s} = \frac{11.82}{W_s}$$

Para encontrar $W_{\text{isentrópico}}$ es necesario encontrar T_{2_s} :

$$S_{2_s} - S_1 = 0 = \left[(\bar{S}_{P_1, T_1}^* - \bar{S}_1) + \left(\bar{C}_{P_0} \ln \frac{T_{2_s}}{T_1} - \bar{R} \ln \frac{P_2}{P_1} \right) - (\bar{S}_{P_2, T_{2_s}}^* - \bar{S}_{2_s}) \right] \frac{1}{M_{C_3H_8}} = 0$$

$$= 0 = \left[(0.7) + \left(21.0 \ln \frac{T_{2_s}}{422 \text{ K}} - 1.986 \ln \frac{3.4 \text{ atm}}{27.12 \text{ atm}} \right) - (\bar{S}_{P_2, T_{2_s}}^* - \bar{S}_{2_s}) \right] \frac{1}{M_{C_3H_8}} = 0$$

$$4.82 + 21.0 \ln \frac{T_{2_s}}{422} - (\bar{S}_{P_2, T_{2_s}}^* - \bar{S}_{2_s}) = 0$$

Resolviendo esta ecuación por tanteo con la ayuda de la carta generalizada de entropía, se obtiene:

$$T_{2_s} = 335 \text{ K}$$

(Suponiendo $(\bar{S}_{P_2, T_{2_s}}^* - \bar{S}_{2_s}) = (\bar{S}_{P_2, T_2}^* - \bar{S}_2) = 0.17$ se obtiene $T_{2_s} = 338 \text{ K}$ la cual es una muy buena aproximación)

Con esta temperatura:

$$T_{r_{2_s}} = \frac{335 \text{ K}}{370 \text{ K}} = 0.905 \quad P_{r_2} = 0.08$$

$$-W_s = \frac{1}{M_{C_3H_8}} \left[(\bar{h}_1^* - \bar{h}_1) + (\bar{h}_{2_s}^* - \bar{h}_1^*) - (\bar{h}_{2_s}^* - \bar{h}_{2_s}) \right]$$

$$= \frac{1}{44.094} \left[(1.2 \times 370) + \int_{T_1 = 422}^{T_2 = 335} \bar{C}_{p_v} dT - (0.25 \times 370) \right]$$

$$= \frac{1}{44.094} [444 - 1921 - 92.5] = -35.66 \frac{\text{kcal}}{\text{kg}_m} = 64.19 \frac{\text{BTU}}{\text{lb}_m}$$

$$\eta_s = \frac{11.82}{35.66} = 0.33 = 33 \%$$

23. Determinése el cambio de entalpía, energía interna y la entropía cuando gas propano sufre un cambio de estado desde 60 F (15.6 C), 14.7 psia (1.035 kg_f/cm²) hasta 300 F (149 C), y 800 psia (56.4 kg_f/cm²).

De acuerdo a las condiciones dadas de temperatura y presión, el propano no tiende a comportarse como gas ideal, así que utilizamos las cartas generalizadas de entalpía y entropía.

Estado 1

$$T_1 = 60 \text{ F} = 15.6 \text{ C}$$

$$P_1 = 14.7 \text{ psia} = 1.035 \text{ kg}_f/\text{cm}^2$$

Estado 2

$$T_2 = 149 \text{ C}$$

$$K = 665 \quad P_2 = 56.4 \text{ kg}_f/\text{cm}^2$$

Propano C₃H₈

$$T_c = 370.9 \text{ R}$$

$$P_c = 42 \text{ atm} = 617 \text{ psia}$$

$$T_{r_1} = \frac{520}{665.9} = 0.78 \qquad T_{r_2} = \frac{760}{665.9} = 1.14$$

$$P_{r_1} = \frac{14.7}{617} = 0.0238 \qquad P_{r_2} = \frac{800}{617} = 1.297$$

$$\begin{aligned} \Delta h &= h_2 - h_1 = (h_1^* - h_1) + (h_2^* - h_2) \\ &= 0 + C_{p_o} (T_2 - T_1) - \frac{T_c \times 3.3 \frac{\text{kcal}}{\text{kgmol}}}{44 \frac{\text{kg}_m}{\text{kgmol}}} \end{aligned}$$

más preciso:

$$\begin{aligned} h_2^* - h_1^* &= \int_{T_1}^{T_2} C_p(T) dT \\ &= \int_{T_1}^{T_2} (2.258 + 0.0576T - 17.69T^2 \times 10^{-6}) dT \\ &= 2.258(T_2 - T_1) + 0.0576 \left[\frac{T_2^2 - T_1^2}{2} \right] - 17.6 \times 10^{-6} \left[\frac{T_2^3 - T_1^3}{3} \right] \\ &= 3031.28 \frac{\text{kcal}}{\text{kgmol}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta h &= \frac{3031.28 \frac{\text{kcal}}{\text{kgmol}}}{44 \frac{\text{kg}_m}{\text{kgmol}}} - 27.75 \\ &= 41.14 \frac{\text{kcal}}{\text{kg}_m} \times 44 \frac{\text{kg}_m}{\text{kgmol}} \times 4.184 \frac{\text{kJ}}{\text{kcal}} \\ &= 7590.9 \frac{\text{kJ}}{\text{kgmol}} = 41.14 \frac{\text{kcal}}{\text{kg}_m} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} du &= dq - dw = TdS + PdV \\ &= dh - PdV \\ &= \Delta h - P\Delta V - V\Delta P \\ &= \Delta h - \Delta(PV) \\ &= 7590.9 - \Delta(PV) \end{aligned}$$

$$P_2 V_2 - P_1 V_1 = \Delta(PV) = Z_2 RT_2 - RT_1 = R(Z_2 T_2 - T_1)$$

$$Z_2 = 0.65$$

$$\begin{aligned}\Delta(PV) &= \frac{8.31434 \frac{\text{kJ}}{\text{kgmol K}}}{44} [0.65 \times 422 - 288.6] \\ &= -2.7 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}_m} = -118.89 \frac{\text{kJ}}{\text{kgmol}}\end{aligned}$$

$$\Delta u = 7590.9 + 118.89 = 7709.79 \frac{\text{kJ}}{\text{kgmol}}$$

$$\begin{aligned}\Delta S &= (S_{P_1, T_1}^* - \bar{S}_1) + (S_{P_2, T_2}^* - S_{P_1, T_1}^*) - (S_{P_2, T_2}^* - \bar{S}_2) \\ &= 0 + \Delta S^* - 2.1 \frac{\text{kcal}}{\text{kgmol K}}\end{aligned}$$

$$\Delta S^* = \bar{C}_{P_0} \ln \frac{T_2}{T_1} - \bar{R} \ln \frac{P_2}{P_1}$$

$$C_{P_0 @ 422 \text{ K}} = 23.43 \frac{\text{kcal}}{\text{kgmol K}} = 0.53 \frac{\text{kcal}}{\text{kg}_m \text{ K}}$$

$$C_{P_0 @ 288 \text{ K}} = 17.49 \frac{\text{kcal}}{\text{kgmol K}} = 0.397 \frac{\text{kcal}}{\text{kg}_m \text{ K}}$$

$$\bar{C}_{P_0} = \frac{23.43 + 17.49}{2} = 20.46 \frac{\text{kcal}}{\text{kgmol K}}$$

$$\begin{aligned}\Delta S^* &= 20.46 \ln \frac{422}{288.6} - 1.987 \ln \frac{800}{14.7} \\ &= -0.17 \frac{\text{kcal}}{\text{kgmol K}} = -0.718 \frac{\text{kJ}}{\text{kgmol K}}\end{aligned}$$

$$\Delta S = -0.718 - (2.1)(4.184)$$

$$\boxed{\Delta S = -9.50 \frac{\text{kJ}}{\text{kgmol K}}}$$

El signo menos significa que durante el proceso la entropía decreció.

III

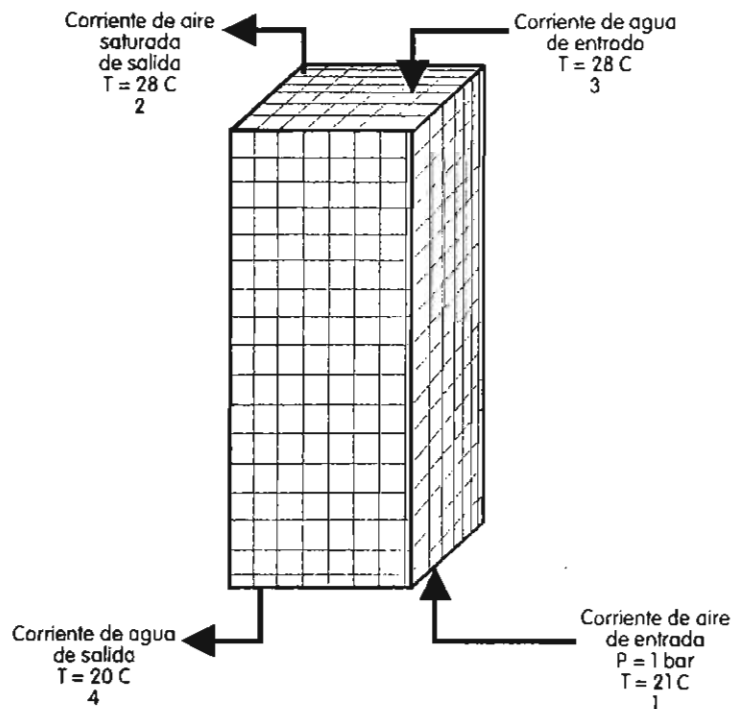
MEZCLAS NO REACTIVAS DE GASES IDEALES

Y

PSICROMETRIA

24. En una torre de enfriamiento entra agua a razón de $36 \text{ m}^3/\text{min}$ y se enfría de 28 a 20 C . El aire atmosférico de entrada a 1 bar tiene temperaturas de bulbo seco y de bulbo húmedo de 21 y 15 C , respectivamente. El aire está saturado al salir de la torre. Determine
- El gasto volumétrico del aire de entrada en m^3/min , y
 - La rapidez con la que se evapora el agua en kg/min . La temperatura del aire de salida es de 28 C .

El diagrama de la torre de enfriamiento es



El balance de energía para el volumen de control que rodea a la torre de enfriamiento es

$$\sum_{\text{salida}} (\dot{m} h) - \sum_{\text{entrada}} (\dot{m} h) = 0$$

o bien, también en forma desarrollada:

$$\dot{m}_{a_1} (h_{a_1} + \omega_1 h_{g_1}) + \dot{m}_{a_g_3} h_{a_g_3} = \dot{m}_{a_2} (h_{a_2} + \omega_2 h_{g_2}) + \dot{m}_{a_g_4} h_{a_g_4}$$

y la ecuación de balance de masa es

$$\dot{m}_{ag4} = \dot{m}_{ag3} - \dot{m}_a (\omega_2 - \omega_1)$$

$$\text{y } \dot{m}_{a1} = \dot{m}_{a2} = \dot{m}_a$$

con esta ecuación entonces la constante de energía se escribe como

$$\dot{m}_a \left[(h_{a1} + \omega_1 h_{g1}) - (h_{a2} + \omega_2 h_{g2}) \right] = \dot{m}_{ag4} h_{ag4} - \dot{m}_{ag3} h_{ag3}$$

$$\dot{m}_a \left[(h_{a1} + \omega_1 h_{g1}) - (h_{a2} + \omega_2 h_{g2}) \right] = \left[\dot{m}_{ag3} - \dot{m}_a (\omega_2 - \omega_1) \right] h_{ag4} - \dot{m}_{ag3} h_{ag3}$$

La ecuación final es

$$\dot{m}_a \left[(h_{a1} + \omega_1 h_{g1}) - (h_{a2} + \omega_2 h_{g2}) + (\omega_2 - \omega_1) h_{ag4} \right] = \dot{m}_{ag3} (h_{ag4} - h_{ag3})$$

despejando al flujo másico del aire

$$\dot{m}_a = \frac{\dot{m}_{ag3} (h_{ag4} - h_{ag3})}{\left[(h_{a1} + \omega_1 h_{g1}) - (h_{a2} + \omega_2 h_{g2}) + (\omega_2 - \omega_1) h_{ag4} \right]}$$

La humedad específica se calcula para una mezcla insaturada con

$$\omega_1 = \frac{C_p (T_2 - T_1) + \omega_2 h_{fg2}}{h_{vT_{bh}} - h_{fT_{bh}}}$$

o bien

$$\omega_1 = \frac{C_p (T_{bh} - T_{bs}) + \left(0.622 \frac{P_v}{1 - P_v} \right) h_{fgT_{bh}}}{h_{vT_{bh}} - h_{fT_{bh}}}$$

donde:

$$T_{bh} = 15 \text{ C}$$

$$T_{bs} = 21 \text{ C}$$

$$P_{vT_{bh}} = 0.01705 \text{ bar}$$

$$h_{fgT_{bh}} = 2466 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

$$h_{v_{T_{bh}}} = 2540 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

$$h_{f_{T_{bh}}} = 63 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

substituyendo valores

$$\omega_1 = \frac{(1.005)(15 - 21) + \left(0.622 \frac{(0.01705)}{(1 - 0.01705)}\right) 2466}{2540 - 63}$$

$$\omega_1 = 0.0083 \frac{\text{kg}_v}{\text{kg}_a}$$

La humedad específica a la salida de la torre es

$$\omega_2 = \frac{0.622 P_v}{1 - P_v}$$

La P_v a la temperatura de 28 C es

$$P_v = 0.03782$$

en este caso la ϕ es igual a 1 porque la mezcla está saturada

$$\omega_2 = \frac{0.622(0.03782)}{1 - 0.03782} = 0.0244 \frac{\text{kg}_v}{\text{kg}_a}$$

El flujo másico de agua es

$$\dot{m}_{ag,3} = \frac{\dot{V}}{v} = \frac{36 \frac{\text{m}^3}{\text{min}}}{1.0043 \times 10^3 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}}$$

$$\dot{m}_{ag,3} = 35,845 \frac{\text{kg}}{\text{min}}$$

las entalpías son

$$h_{ag,4} = 84 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

$$h_{ag,3} = 117.43 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

$$h_{a_1} = 21.105 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \quad h_{g_1} = 2540 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

$$h_{a_2} = 28.14 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \quad h_{g_2} = 2552.6 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

substituyendo estos valores en la ecuación del flujo másico de aire, se encuentra

$$\dot{m}_a = \frac{35845(84 - 117.43)}{[21.105 + (0.0083)(2540) - (28.14) + (0.0244)(2552.6) + (0.0244 - 0.0083)(84)]}$$

$$\dot{m}_a = \frac{-1198298.35}{-46.884}$$

$$\dot{m}_a = 25558.77 \frac{\text{kg}}{\text{min}}$$

El gasto volumétrico del aire es:

$$\dot{V} = \dot{m} v$$

$$v = \frac{0.08314(294)}{29(1 - 0.021)}$$

$$v = 0.861 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}}$$

Por lo tanto

$$\dot{V} = \left(25558.77 \frac{\text{kg}}{\text{min}}\right) \left(0.861 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}}\right)$$

$$\dot{V} = 21980.54 \frac{\text{m}^3}{\text{min}}$$

b) Para calcular la cantidad de masa de agua que se evapora, se utiliza

$$\dot{m}_{ev} = \dot{m}_a (\omega_2 - \omega_1)$$

$$\dot{m}_{ev} = 25,558.77 \frac{\text{kg}}{\text{min}} (0.0244 - 0.0083) \frac{\text{kg}_a}{\text{kg}}$$

$$\dot{m}_{ev} = 411.5 \frac{\text{kg}_a}{\text{min}}$$

Esta cantidad de agua es arrastrada por el aire y sale de la torre de enfriamiento, por lo tanto es necesario que se reponga. Como se observa es una cantidad bastante considerable.

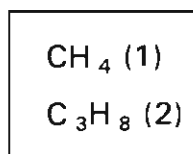
25. Una mezcla gaseosa que contiene metano (1) y propano (2), pesa 3 kg y ocupa un volumen de 5 lt a 100 C y 12 atm. Estime la composición de la mezcla (% peso), a partir de:

a) Ecuación del gas ideal.

b) Ecuación virial.

$$A = 100 \text{ C}, B_{12} = -75 \text{ cm}^3/\text{gmol}$$

Mezcla gaseosa de CH_4 (1) y C_3H_8 (2)



$$m = 3 \text{ kg}, V = 0.5 \text{ m}^3, T = 100 \text{ C}$$

$$P = 10 \text{ atm}, PM_1 = 16, PM_2 = 44$$

a) Ecuación del gas ideal

$$P\tilde{V} = RT \Rightarrow \tilde{V} = \frac{RT}{P}$$

Para una mezcla

$$\tilde{V} = v \overline{PM} = \frac{V}{m} \overline{PM}$$

Combinando las ecuaciones anteriores, obtenemos

$$\overline{PM} = \frac{mRT}{PV}$$

Además, para un sistema binario

$$\overline{PM} = y_1 PM_1 + y_2 PM_2$$

como $y_1 + y_2 = 1 \Rightarrow y_2 = 1 - y_1$

substituyendo y_2 en la ecuación anterior tenemos:

$$\overline{PM} = y_1 PM_1 + PM_2 - y_1 PM_2$$

factorizando y_1

$$\overline{PM} = y_1 (PM_1 - PM_2) + PM_2$$

despejando y_1

$$y_1 = \frac{\overline{PM} - PM_2}{PM_1 - PM_2}$$

Regresando a la ecuación de \tilde{V} para una mezcla, se tiene que

$$\overline{PM} = \frac{\tilde{V}}{v} = \frac{RT/P}{V/m} = \frac{mRT}{PV}$$

Sustituyendo valores para obtener el peso molecular

$$\overline{PM} = \frac{(3 \text{ kg}) \left(82.06 \frac{\text{cm}^3 \text{ atm}}{\text{gmol K}} \right) (373.15 \text{ K})}{(10 \text{ atm}) (0.5 \text{ m}^3)} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \left(\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \right)^3$$

$$\overline{PM} = 18.37$$

Al sustituir el valor de \overline{PM} en la ecuación de y_1 , obtenemos

$$y_1 = \frac{18.37 - 44}{16 - 44} = 0.9153$$

Por otra parte, la relación entre las fracciones mol y peso viene dada como

$$w_1 = \frac{m_1}{m_1 + m_2} = \frac{n_1 PM_1}{n_1 PM_1 + n_2 PM_2} \times \frac{n}{n}$$

$$w_1 = \frac{y_1 PM_1}{y_1 PM_1 + y_2 PM_2}$$

$$w_1 = \frac{y_1 PM_1}{y_1 (PM_1 - PM_2) + PM_2}$$

$$w_1 = \frac{PM_1}{(PM_1 - PM_2) + PM_2/y_1}$$

Sustituyendo la ecuación de y_1 en la ecuación anterior, se obtiene

$$\begin{aligned} w_1 &= \frac{PM_1}{(PM_1 - PM_2) + PM_2 \frac{(PM_1 - PM_2)}{(\overline{PM} - PM_2)}} \\ &= \frac{PM_1 (\overline{PM} - PM_2)}{(\overline{PM} - PM_2) (PM_1 - PM_2) + PM_2 (PM_1 - PM_2)} \\ w_1 &= \frac{(\overline{PM} - PM_2) PM_1}{(PM_1 - PM_2) (\overline{PM} - PM_2 + PM_2)} = \frac{(\overline{PM} - PM_2) PM_1}{(PM_1 - PM_2) \overline{PM}} \\ w_1 &= y_1 \frac{PM_1}{\overline{PM}} \end{aligned}$$

Sustituyendo valores

$$w_1 = \frac{0.9153(16)}{18.37} = 0.7972$$

b) Ecuación Virial

$$Z = \frac{P\tilde{V}}{RT} = 1 + \frac{BP}{RT}$$

$$B = \left(\frac{P\tilde{V}}{RT} - 1 \right) \frac{RT}{P} = \tilde{V} - \frac{RT}{P} = v_{PM} - \frac{RT}{P}$$

Para una mezcla binaria

$$B = y_1^2 B_{11} + 2y_1 y_2 B_{12} + y_2^2 B_{22}$$

Sustituyendo la ecuación anterior en la virial, obtenemos

$$v(y_1 PM_1 + y_2 PM_2) - y_1^2 B_{11} - 2y_1(1-y_1)B_{12} - (1-2y_1+y_1^2)B_{22} = \frac{RT}{P}$$

$$v[y_1 PM_1 + PM_2 - y_1 PM_2] - y_1^2 B_{11} - 2B_{12}y_1^2 - B_{22} + 2B_{22}y_1 - B_{22}y_1^2 - \frac{RT}{P} = 0$$

$$v(PM_1 - PM_2)y_1 + vPM_2 + (2B_{12} - B_{11} - B_{22})y_1^2 + (2B_{22} - 2B_{12})y_1 - B_{22} - \frac{RT}{P} = 0$$

$$(2B_{12} - B_{11} - B_{22})y_1^2 + [v(PM_1 - PM_2) + 2(B_{22} - B_{12})]y_1 + \left[vPM_2 - B_{22} - \frac{RT}{P} \right] = 0$$

Utilizando la correlación de Pitzer para calcular B_{11} y B_{22}

$$B_{ii} = \left(B_i^0 + w_i B_i^1 \right) \frac{RT_{C_i}}{P_{C_i}}$$

donde:

$$B^0 = 0.083 - \frac{0.422}{T_r^{1.6}}$$

$$B^1 = 0.139 - \frac{0.172}{T_r^{4.2}}$$

T = 373.15 K

Componente	T _C (K)	P _C (bar)	w	T _r	B ⁰	B ¹	B _{ii} (cm ³ /gmol)
CH ₄ (1)	190.9	46.0	0.008	1.955	-	0.1287	-20.8
C ₃ H ₈ (2)	369.8	42.5	0.152	1.009	-0.3330	-0.0266	-243.8

Sustituyendo valores

$$\frac{RT_{c_1}}{P_{c_1}} = \frac{\left(83.14 \frac{\text{cm}^3 \text{ bar}}{\text{gmol K}}\right)(190.9 \text{ K})}{46 \text{ bar}}$$

$$\frac{RT_{c_1}}{P_{c_1}} = 345.031 \frac{\text{cm}^3}{\text{gmol}}$$

$$\frac{RT_{c_2}}{P_{c_2}} = 723.416 \frac{\text{cm}^3}{\text{gmol}} ; \quad B_{12} = -75 \frac{\text{cm}^3}{\text{gmol}}$$

$$v = \frac{V}{m} = \frac{0.5 \text{ m}^3}{3 \text{ kg}} \times \left(\frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}}\right)^3 \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}}$$

$$v = 166.67 \frac{\text{cm}^3}{\text{g}}$$

Al sustituir los valores respectivos, la ecuación virial para una mezcla binaria se transforma en

$$\left[2(-75) + 20.8 + 243.8\right]y_1^2 + \left[166.67(16 - 44) + 2(-243.8 + 75)\right]y_1 + \left[166.67(44) + 243.8 - 3062.07\right] = 0$$

$$114.6y_1^2 - 5004.36y_1 + 4515.21 = 0$$

$$y_1 = \frac{5004.36 \pm \sqrt{(5004.36)^2 - 4(114.6)(4515.21)}}{2(114.6)} = 42.74$$

$$y_1 = 0.9217$$

Finalmente, de la ecuación

$$w_1 = \frac{0.9217(16)}{18.37}$$

$$\boxed{w_1 = 0.8028}$$

Comparación de la mezcla en % peso.

26. Una mezcla de aire-vapor de agua entra en un dispositivo de enfriamiento a 40 C y $\phi = 80\%$. El diseño requiere que la mezcla salga saturada a 25 C. ¿Qué cantidad de agua es necesario extraer y cuál es la transferencia de calor si el flujo volumétrico es de 600 m³/min a una presión de 0.1 MPa?

$$\Delta m_{\text{H}_2\text{O}} = \dot{M}_a (w_2 - w_1) \quad \phi_1 = 0.8$$

$$w_1 = 0.622 \frac{P_{V_1}}{P_{a_1}}$$

$$w_1 = 0.622 \frac{(0.8 \times P_{\text{sat}_{40\text{C}}})}{0.1 \text{ MPa} - (0.8 \times P_{\text{sat}_{40\text{C}}})}$$

$$P_{\text{sat}_{40\text{C}}} = 7.384 \text{ kPa} = 0.007384 \text{ MPa} \quad P_{V_1} = 5.9072 \times 10^{-3} \text{ MPa}$$

$$w_1 = 0.03905 \frac{\text{kg H}_2\text{O}}{\text{kg aire}} \quad \phi_2 = 1$$

$$w_2 = 0.622 \frac{P_{V_2}}{P_{a_2}}$$

$$w_2 = \frac{0.622 (P_{\text{sat}_{25\text{C}}})}{0.1 \text{ MPa} - (0.8 \times P_{\text{sat}_{25\text{C}}})}$$

$$P_{\text{sat}_{25\text{C}}} = 3.169 \text{ kPa} = 3.169 \times 10^{-3} \text{ MPa}$$

$$w_2 = 0.020356 \frac{\text{kg H}_2\text{O}}{\text{kg aire}}$$

$$\dot{V}_a = 600 \frac{\text{m}^3}{\text{min}} = 10 \frac{\text{m}^3}{\text{s}}$$

$$\dot{m}_a = \frac{P_a \dot{V}_a}{R_a T}$$

$$\dot{m}_a = \frac{(0.094093 \text{ MPa}) \left(10 \frac{\text{m}^3}{\text{s}}\right)}{0.289 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}} (313.15 \text{ K})}$$

$$\dot{m}_a \approx 10.47 \text{ kg aire}$$

$$\Delta m_{\text{H}_2\text{O}} = 10.47 \text{ kg aire} (0.020356 - 0.03905) \frac{\text{kg H}_2\text{O}}{\text{kg aire}}$$

$$\Delta m_{\text{H}_2\text{O}} = -0.19573 \text{ kg}$$

La 1ª ley para este proceso de flujo estable-estado estable:

$$Q_{\text{CV}} + \sum m_i h_i = \sum m_e h_e$$

$$Q_{\text{CV}} + m_a h_{a_1} + m_{v_1} h_{v_1} = m_a h_{a_2} + m_{v_1} h_{v_2} + m_{l_2} h_{l_2}$$

$$m_{l_2} = (w_1 - w_2)$$

dividiendo por m_a

$$\frac{Q_{\text{CV}}}{m_a} + h_{a_1} + w_1 h_{v_1} = h_{a_2} + w_2 h_{v_2} + (w_1 - w_2) h_{l_2}$$

$$Q_{\text{CV}} = m_a \left[(h_{a_2} - h_{a_1}) + w_2 h_{v_2} - w_1 h_{v_1} + (w_1 - w_2) h_{l_2} \right]$$

Si se considera al aire como gas ideal con C_p constante, el vapor de agua como vapor saturado y el agua extraída como líquido saturado:

$$Q_{\text{CV}} = m_a \left[C_p (T_2 - T_1) + w_2 h_{g_2} - w_1 h_{g_1} + (w_1 - w_2) h_{f_2} \right]$$

$$h_{g_1} = h_{g_{40^\circ\text{C}}} = 2574.3 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \quad h_{g_2} = h_{g_{25^\circ\text{C}}} = 2547.2 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

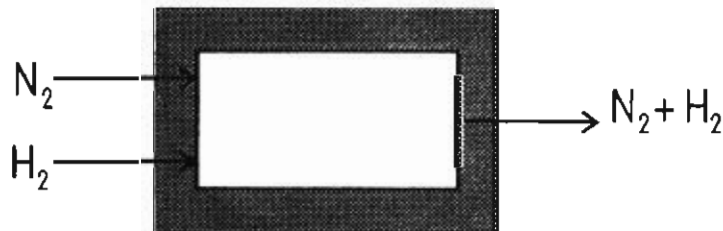
$$h_{f_2} = h_{f_{25^\circ\text{C}}} = 104.89 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

$$Q_{cv} = 10.47 \text{ kg aire} \left[1.035 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}} (15 \text{ K}) + 0.020356 \frac{\text{kg H}_2\text{O}}{\text{kg aire}} \left(2547.2 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \right) \right. \\ \left. - 0.03905 \frac{\text{kg H}_2\text{O}}{\text{kg aire}} \left(2574.3 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \right) + (0.03905 - 0.020356) \frac{\text{kg H}_2\text{O}}{\text{kg aire}} \left(104.89 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \right) \right]$$

$$Q_{cv} = -326.56 \text{ kJ}$$

El signo negativo significa energía que sale del dispositivo.

27. En un proceso adiabático con flujo continuo se mezclan N_2 y H_2 con una proporción másica de 1:4 respectivamente. El H_2 entra a 0.14 MPa y 40C, y el N_2 a 0.14 MPa y 250 C. La mezcla final tiene una presión de 0.12 MPa. Calcule la temperatura final y la variación de entropía por kilogramo de mezcla.



Con las condiciones dadas de temperatura y presión se determina si tienden o no a comportarse como ideales.

Estado ①

$$N_2 : \left. \begin{array}{lll} P_1 = 0.14 \text{ MPa} & P_c = 3.39 \text{ MPa} & P_{r_1} = 0.0413 \\ T_1 = 523.15 \text{ K} & T_c = 126.2 \text{ K} & T_{r_1} = 4.145 \end{array} \right\} Z_1 = 1.0$$

$$H_2 : \left. \begin{array}{lll} P_1 = 0.14 \text{ MPa} & P_c = 1.3 \text{ MPa} & P_{r_1} = 0.11 \\ T_1 = 313.15 \text{ K} & T_c = 33.3 \text{ K} & T_{r_1} = 9.4 \end{array} \right\} Z_1 = 1.0$$

Estado ②

$$\begin{aligned} \dot{M}_{N_2} &= 1 \frac{\text{kg}}{\text{s}} & \dot{M}_{H_2} &= 4 \frac{\text{kg}}{\text{s}} & P_{T_2} &= 0.12 \text{ MPa} \\ \dot{N}_{N_2} &= 0.0357 \frac{\text{kmol}}{\text{s}} & \dot{N}_{H_2} &= 1.984 \frac{\text{kmol}}{\text{s}} & (P_{N_2})_2 &= 2 \times 10^{-3} \text{ MPa} \\ P_{r_2} &= 6 \times 10^{-4} \\ y_{N_2} &= 0.0177 & y_{H_2} &= 0.9823 & (P_{H_2})_2 &= 0.118 \text{ MPa} \\ P_{r_2} &= 0.961 \end{aligned}$$

Concluimos que a presiones reducidas tan bajas, independientemente de la temperatura, los gases se comportan como ideales.

Aplicando la 1ª ley a un volumen de control de estado permanente que incluya el mezclador, tenemos:

$$\begin{aligned} \sum \dot{m}_i h_i &= \sum \dot{m}_e h_e \\ \dot{m}_{N_2} h_{iN_2} + \dot{m}_{H_2} h_{iH_2} &= \dot{m}_{N_2} h_{eN_2} + \dot{m}_{H_2} h_{eH_2} \end{aligned}$$

pero, $\dot{m}_i = \dot{m}_e$ para el H_2 y el N_2

$$\begin{aligned} \text{y} \quad \dot{m}_{H_2} &= 4 \dot{m}_{N_2} \\ h_{iN_2} + 4 h_{iH_2} &= h_{eN_2} + 4 h_{eH_2} \\ h_{iN_2} + 4 h_{eN_2} &= 4 (h_{eH_2} + h_{iH_2}) \\ C_{P_{N_2}} (T_{iN_2} - T_2) &= 4 C_{P_{H_2}} (T_2 - T_{iH_2}) \end{aligned}$$

despejando T_2

$$T_2 = \frac{C_{P_{N_2}} T_{iN_2} + 4 C_{P_{H_2}} T_{iH_2}}{4 C_{P_{H_2}} + C_{P_{N_2}}}$$

$$T_2 = 316.93 \text{ K} = 43.78 \text{ C}$$

La temperatura final se acerca más al valor de entrada del hidrógeno porque este entra en mayor proporción que el nitrógeno.

$$\begin{aligned}\Delta S_{\text{mezcla}} &= -\bar{R} \left(n_{\text{H}_2} \ln y_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2} \ln y_{\text{N}_2} \right) \\ &= -8.31434 \frac{\text{kJ}}{\text{kmol K}} \left(1.984 \frac{\text{kmol}}{\text{s}} \ln 0.9823 + 0.035 \frac{\text{kmol}}{\text{s}} \ln 0.0177 \right)\end{aligned}$$

$$\Delta S_{\text{mezcla}} = 1.492 \frac{\text{kJ}}{\text{s K}}$$

Como la variación de entropía es positivo, se considera un proceso adiabático irreversible.

28. Se mezclan 4 lb_m de aire a 25 psia, 40 F y 80% de ϕ_r , con 8 lb_m de aire a 25 psia, 100 F y 20% de ϕ_r en un proceso adiabático de flujo en estado permanente. Calcúlese la temperatura final de la mezcla y la humedad para presiones finales de:

- 25 psia
- 20 psia



Primero determinamos las presiones de vapor y del aire de las 2 corrientes;

$$P_{v_1} = P_s \phi_1 = 0.80(0.1217)$$

$$P_{a_1} = 25 - 0.971 = 24.03 \text{ psia}$$

$$P_{v_2} = 0.20(0.9492) = 0.190 \text{ psia}$$

$$P_{a_2} = 25 - 0.190 = 24.81 \text{ psia}$$

Con los valores obtenidos determinamos la humedad total a la entrada por medio de la ecuación

$$\omega = 0.622 \frac{P_v}{P_a}$$

$$\omega_1 = 2.48 \times 10^{-2} \frac{\text{kg agua}}{\text{kg aire}}$$

en la corriente 1, y

$$\omega_2 = 4.75 \times 10^{-3} \frac{\text{kg agua}}{\text{kg aire}}$$

en la corriente 2.

Por continuidad, la relación entre los kg de aire en las corrientes de entrada, con la diferencia de humedad entre las entradas y salida está dada por

$$\frac{m_{a1}}{m_{a2}} = \frac{\omega_3 - \omega_2}{\omega_1 - \omega_3}$$

$$\frac{4}{8} = \frac{\omega_3 - 4.75 \times 10^{-2}}{2.48 \times 10^{-2} - \omega_3}$$

despejando $\omega_3 = 1.15 \times 10^{-2}$

$$\text{como } \omega_3 = 0.622 \frac{P_{v3}}{P_{a3}} = 0.622 \frac{P_{v3}}{P_T - P_{v3}}$$

con ω_3 a la salida determinamos P_{v3} para cada presión total.

$$1.15 \times 10^{-2} = 0.622 \frac{P_{v3}}{25 - P_{v3}} \rightarrow P_{v3} = 0.454 \text{ psi}$$

$$1.15 \times 10^{-2} = 0.622 \frac{P_{v3}}{20 - P_{v3}} \rightarrow P_{v3} = 0.37 \text{ psi}$$

$\therefore \phi_3$ a 25 psi

$$\phi_3 = \frac{P_{v_3}}{P_{g_3}} = \frac{0.454}{0.51} = 89\%$$

ϕ_3 a 20 psi

$$\phi_3 = \frac{P_{v_3}}{P_{g_3}} = \frac{0.37}{0.51} = 72.6\%$$

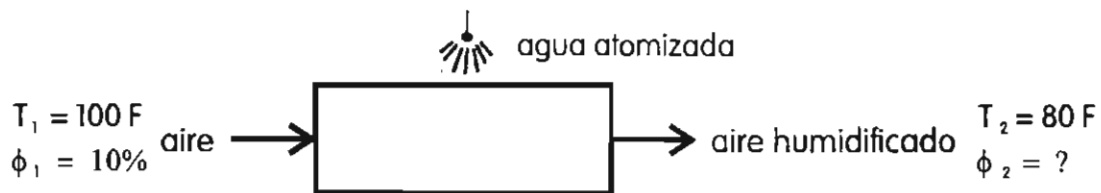
Por 1ª ley

$$m_{a_1} (h_{a_1} + \omega_1 h_{v_1}) + m_{a_2} (h_{a_2} + \omega_2 h_{v_2}) = m_{a_3} (h_{a_3} + \omega_3 h_{v_3})$$

De la ecuación anterior las variables desconocidas son h_{a_3} y h_{v_3} , porque no se conoce la temperatura de salida, sin embargo si se propone una temperatura a la salida se puede calcular h_{a_3} y h_{v_3} , se substituyen y si la igualdad se cumple, el valor supuesto es correcto, por lo tanto la temperatura encontrada fue de:

$$T_{\text{salida}} = 80.5 \text{ C}$$

29. En lugares donde la temperatura es alta y la humedad relativa es baja, se logra cierta mejora en la condición del aire por enfriamiento evaporativo. Esto implica atomizar el agua en el aire, la cual seguidamente se evapora con el consiguiente descenso de la temperatura de la mezcla.



Considérese el caso de aire atmosférico a 37.8 C (100 F), 10% de humedad relativa y 1.035 kg₁/cm², se atomiza agua de enfriamiento a 10 C (50 F) en

el aire. Si la mezcla ha de ser enfriada a 26.7 C (80 F) ¿Cuál será la humedad relativa? ¿Cuáles son las desventajas de este modo de acondicionar el aire?

Considerando un proceso de estado permanente, flujo permanente, se aplica la ecuación de continuidad y la 1ª ley de la Termodinámica.

de aire: $\dot{m}_{a_1} = \dot{m}_{a_2} = \dot{m}_a$

de vapor y agua: $\dot{m}_{v_1} + \dot{m}_{ag_1} = \dot{m}_{v_2}$

de energía: $\dot{m}_{a_1} h_{a_1} + \dot{m}_{v_1} h_{v_1} + \dot{m}_{ag_1} h_{ag_1} = \dot{m}_{a_2} h_{a_2} + \dot{m}_{v_2} h_{v_2}$

dividiendo entre \dot{m}_a la ecuación anterior

$$h_{a_1} + \omega_1 h_{v_1} + \frac{\dot{m}_{ag_1}}{\dot{m}_a} h_{ag_1} = h_{a_2} + \omega_2 h_{v_2}$$

y la relación obtenida en el balance de masa del vapor y agua entre \dot{m}_a :

$$\frac{\dot{m}_{ag_1}}{\dot{m}_a} = \omega_2 - \omega_1$$

Substituyendo la ecuación anterior en el balance energético y despejando ω_2 , nos da

$$\omega_2 = \frac{h_{a_2} - h_{a_1} + \omega_1 (h_{ag_1} - h_{v_1})}{h_{ag_1} - h_{v_2}} = \frac{h_{a_1} - h_{a_2} + \omega_1 (h_{v_1} - h_{ag_1})}{h_{v_2} - h_{ag_1}}$$

h_{v_1} se determina a la presión de vapor de 0.0949

$$\omega_2 = \frac{33.86 - 129.06 + 0.0041(1076.26 - 18.1)}{h_{v_2} - 18.1}$$

$$\omega_2 = \frac{9.138}{h_{v_2} - 18.1}$$

también tenemos que:

$$\omega_2 = 0.622 \frac{P_{V_2}}{(P_2 - P_{V_2})}$$

$$\omega_2 = \frac{0.622 P_{V_2}}{14.696 - P_{V_2}}$$

igualando las dos últimas ecuaciones, podemos resolver la ecuación resultante con la ayuda de la tablas de vapor:

$$\frac{P_{V_2}}{14.696 - P_{V_2}} = \frac{14.696}{h_{V_2} - 18.1}$$

$$h_{V_2} = \frac{215.796}{P_{V_2}} + 3.41$$

por tanteos, asumiendo valores de P_{V_2} y comparando los valores de h_{V_2} obtenidos con los valores dados en las tablas de vapor.

Para una $P_{V_2} = 0.19954$ psia

$$h_{V_2} = 1084.88 \frac{\text{BTU}}{\text{lb}_m} \text{ valor que coincide con el dado en tablas.}$$

Sustituyendo el valor de h_{V_2} en ω_2 , obtenemos:

$$\omega_2 = \frac{9.138}{1084.88 - 18.1}$$

$$\omega_2 = 0.0086 \frac{\text{lb}_{m\text{H}_2\text{O}}}{\text{lb}_{m\text{aire}}}$$

haciendo coincidir este valor con $T_{BS_2} = 80$ F en la carta psicrométrica encontramos:

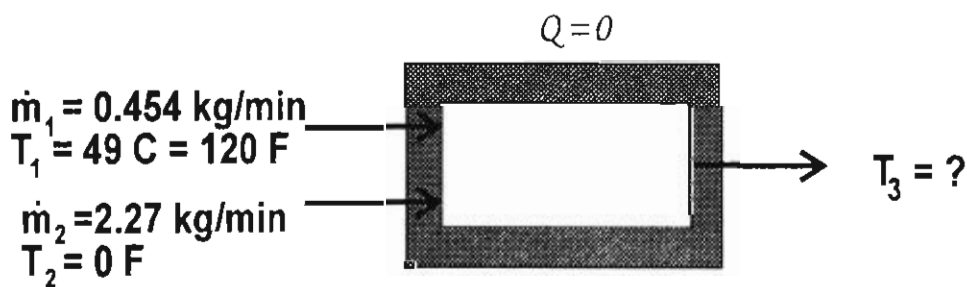
$$\phi_2 \cong 39.5\%$$

Sin embargo, si en vez de hacer los cálculos utilizamos la carta psicrométrica considerando un proceso isoentálpico se obtiene $\phi_2 = \%$. Como la diferencia entre la calculada con la leída es muy poca, concluimos que el proceso es isoentálpico.

En la ecuación utilizada para determinar ω_2 se ve claramente el efecto que tiene la temperatura del agua de aspersion, la cual por ejemplo: si es muy alta, digamos $T_{ag,} = 95 \text{ F}$, $h_{ag,} = 63.0 \Rightarrow \omega_2 = 0.0089 \frac{\text{lb}_{m\text{H}_2\text{O}}}{\text{lb}_{m\text{aire}}}$ y en la carta obtenemos $\phi_2 \cong 41\%$, modifica un poco h_2 haciéndola mayor que h_1 ; sin embargo, el efecto es tan pequeño que aún podría considerarse isoentálpico.

Las desventajas de este modo de acondicionar aire son las de que puede emplearse con eficiencia solamente en lugares con humedad relativa baja y T_{BS} alta.

30. Dos corrientes de aire, cada una saturada con vapor de agua y a las presiones y temperaturas que se muestran, se mezclan en un proceso adiabático de flujo permanente. Determinése la temperatura de salida T_3 .



$$P_1 = P_2 = P_3 = 1.05 \frac{\text{kg}}{\text{cm}^2} = 14.696 \text{ psia}$$

$$\phi_1 = \phi_2 = 100\%$$

Con las condiciones de entrada y salida realizamos un balance de masa y energía.

Ecuaciones de balance:

$$\dot{m}_{a_1} + \dot{m}_{a_2} = \dot{m}_{a_3} \quad \dot{m}_a - \text{masa de aire / tiempo}$$

$$\dot{m}_{v_1} + \dot{m}_{v_2} = \dot{m}_{v_3} \quad \dot{m}_v - \text{masa de vapor / tiempo}$$

$$\dot{m}_{a_1} h_{a_1} + \dot{m}_{a_2} h_{a_2} + \dot{m}_{v_1} h_{v_1} + \dot{m}_{v_2} h_{v_2} = \dot{m}_{a_3} h_{a_3} + \dot{m}_{v_3} h_{v_3}$$

dividiendo la ecuación anterior entre \dot{m}_{a_1} :

$$h_{a_1} + \frac{\dot{m}_{a_2}}{\dot{m}_{a_1}} h_{a_2} + \omega_2 h_{v_1} + \frac{\dot{m}_{v_2}}{\dot{m}_{a_1}} h_{v_2} = \frac{\dot{m}_{a_3}}{\dot{m}_{a_1}} h_{a_3} + \frac{\dot{m}_{v_3}}{\dot{m}_{a_1}} h_{v_3}$$

pero,

$$\dot{m}_{a_1} + \dot{m}_{v_1} = 1 \frac{\text{lb}_m}{\text{min}}$$

$$\dot{m}_{a_2} + \dot{m}_{v_2} = 5 \frac{\text{lb}_m}{\text{min}}$$

y

$$\dot{m}_{a_3} + \dot{m}_{v_3} = 6 \frac{\text{lb}_m}{\text{min}}$$

$$\phi_2 = \phi_1 = 100\% \quad \therefore P_{v_1} = P_{g_1} = 1.6926 \text{ psi} \quad @ \quad 120 \text{ F}$$

$$\omega_1 = 0.622 \frac{P_{v_1}}{(P - P_{v_1})} = 0.622 \frac{1.6926}{14.696 - 1.6926} = 0.081$$

$$\omega_1 = 0.081 = \frac{m_{v_1}}{m_{a_1}}$$

considerando al balance de masa de la corriente 1:

$$\dot{m}_{a_1} + 0.081 \dot{m}_{a_1} = 1 \quad \Rightarrow \quad \dot{m}_{a_1} = 0.925 \text{ y } \dot{m}_{v_1} = 0.075$$

de igual manera para la corriente 2, $P_v = 0.0185$ a 0 F

$$\omega_2 = 0.622 \frac{P_{v_2}}{(P - P_{v_2})} = 0.622 \frac{0.0185}{14.696 - 0.0185}$$

$$\omega_2 = 0.00078$$

considerando al balance de masa de la corriente 2:

$$\dot{m}_{a_2} + 0.00078 \dot{m}_{a_2} = 5 \Rightarrow \dot{m}_{a_2} = 4.996 \text{ y } \dot{m}_{v_2} = 0.004$$

y para la corriente 3, tenemos que:

$$\dot{m}_{a_3} = 5.921 \frac{\text{lb}_{m \text{ aire}}}{\text{min}}$$

$$\dot{m}_{v_3} = 0.079 \frac{\text{lb}_{m \text{ H}_2\text{O}}}{\text{min}}$$

$$\omega_3 = \frac{0.079}{5.921} = 0.0133 = 0.622 \frac{P_{v_3}}{(P - P_{v_3})}$$

$$\omega_3 = 0.622 \frac{P_{v_3}}{14.696 - P_{v_3}}$$

despejando P_{v_3} ,

$$P_{v_3} = \frac{0.0133 (14.696)}{0.6353}$$

$$P_{v_3} = 0.3077 \text{ psia}$$

$$P_{v_3} + P_{a_3} = 14.696$$

despejando P_{a_3} ,

$$P_{a_3} = 14.696 - 0.3077$$

$$P_{a_3} = 14.388 \text{ psia}$$

$$\phi_3 = \frac{P_{v_3}}{P_{g_3}} = \omega_3 \frac{P_{a_3}}{0.622 P_{g_3}}$$

$$\dot{m}_3 h_3 = \dot{m}_{a_3} h_{a_3} + \dot{m}_{v_3} h_{v_3}$$

$$h_3 = \frac{\dot{m}_{a_3}}{\dot{m}_3} h_{a_3} + \frac{\dot{m}_{v_3}}{\dot{m}_3} h_{v_3} \quad \text{ó}$$

$$\dot{m}_3 h_3 = \dot{m}_{a_1} h_{a_1} + \dot{m}_{a_2} h_{a_2} + \dot{m}_{v_1} h_{v_1} + \dot{m}_{v_2} h_{v_2}$$

$$h_3 = \frac{1}{6} [0.925 \times 138.66 + 4.996 \times 109.9 + 0.075 \times 1113.7 + 0.004 \times 1061.8]$$

$$h_3 = 127.51 \frac{\text{BTU}}{\text{lb}_{\text{mezcla}}} \times \frac{6}{5.921} \frac{\text{lb}_{\text{mezcla}}}{\text{lb}_{\text{m aire seco}}}$$

$$h_3 = 127.51 \times 1.0133$$

$$h_3 = 129.21 \frac{\text{BTU}}{\text{lb}_{\text{m aire seco}}}$$

de tablas de aire seco se obtiene:

$$T_3 = 540 \text{ R} = 80 \text{ F}$$

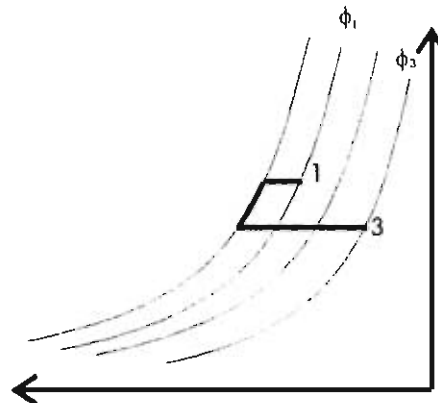
$$\phi_3 = \frac{0.3077}{0.5069}$$

$$\phi_3 = 0.607$$

31. Aire atmosférico a 28 C y 70 % de humedad relativa fluye sobre un serpentín de enfriamiento a razón de 500 m³/min. El líquido que se condensa se elimina del sistema a 15 C. Un calentamiento posterior del aire da por resultado una temperatura final de 30 C y una humedad relativa del 30 %. Determine a) el calor eliminado en la sección de enfriamiento en kJ/min, b) el calor suministrado en la sección de calentamiento en kJ/min y c) la cantidad de vapor condensada en kg/min. La presión atmosférica tiene un valor de 101 kPa.

El aire de este problema se somete a dos procesos de intercambio de calor, el primero es de enfriamiento, con el objetivo de eliminar agua de él y el segundo proceso es de calentamiento.

En el diagrama psicrométrico los procesos son:



para calcular el calor que se elimina en la sección de enfriamiento se hace con

$$q_{sal} = \dot{m} (h_2 - (\omega_1 - \omega_3) h_{f,3} - h_1)$$

para calcular la entalpía en 1

$$h_1 = C_p T_{a,1} + \omega_1 h_g$$

la humedad específica es

$$\omega = 0.622 \frac{\phi P_v}{P - \phi P_v}$$

la presión de vapor a 28 C es

$$P_v = 0.03782 \text{ bar}$$

Entonces:

$$\omega = \frac{0.622 \times 0.03782 \times 0.7}{1.01 - 0.7 \times 0.03782}$$

$$\omega = 0.01674 \frac{\text{kg}_v}{\text{kg}_{as}}$$

En las tablas de vapor se obtiene la entalpía del vapor saturado a 28 C :

$$h_g = 2\,552.6 \text{ kJ/kg}$$

$$h_1 = (1.005)(28) + (0.0167)(2\,552.6)$$

$$h_1 = 70.77 \text{ kJ/kg}$$

Para el estado 3

$$h_3 = C_p T_{e3} + \omega_3 h_{g3}$$

$$\omega_3 = 0.622 \frac{\phi P_v}{P - \phi P_v}$$

La presión de vapor de 30 C

$$P_v = 0.04246 \text{ bar}$$

$$\omega_3 = \frac{(0.622)(0.3)(0.04246)}{1.01 - (0.3)(0.04246)}$$

$$\omega_3 = 0.00794 \frac{\text{kg}_v}{\text{kg}_a}$$

la entalpía en este estado es:

$$h_3 = (1.005)(30) + (0.00794)(2\,556.3)$$

$$h_3 = 50.447 \text{ kJ/kg}$$

Para calcular la entalpía en el punto 2 es necesario conocer la temperatura más baja del proceso, esto se logra al conocer la presión del gas en este estado.

$$P_{g2} = \phi P_v$$

$$P_{g2} = (0.3)(0.04246)$$

$$P_{g2} = 0.01273 \text{ bar}$$

con este valor en las tablas de vapor de agua se busca la temperatura que es:

$$T_2 = 10.5 \text{ C}$$

Entonces

$$h_2 = (1.005)(10.5) + (0.00794)(2\,520.7)$$

$$h_2 = 30.566 \text{ kJ/kg}$$

y finalmente se calcula el flujo másico del aire atmosférico

$$\dot{m} = \frac{\dot{V}}{v}$$

el volumen específico es

$$\begin{aligned} v_1 &= \frac{R T_1}{M \rho_{a.s.}} \\ &= \frac{(0.08314)(301)}{29(1.01 - (0.03782)(0.7))} \\ v_1 &= 0.877 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}} \end{aligned}$$

entonces el flujo másico es:

$$\begin{aligned} \dot{m} &= \frac{500}{0.877} \\ \dot{m} &= 570 \frac{\text{kg}_{a.s.}}{\text{min}} \end{aligned}$$

El calor que se retira en el proceso de enfriamiento es:

$$q_{sal} = 570 [30.566 + (0.0167 - 0.00794)63 - 70.77]$$

$$q_{sal} = -22\,601.7 \frac{\text{kJ}}{\text{min}}$$

la entalpía del líquido retirado a la temperatura de 15 C es

$$h = 63 \text{ kJ/kg}$$

El calor suministrado en el proceso es

$$\begin{aligned} q_{en} &= \dot{m}(h_3 - h_2) \\ &= 570(50.46 - 30.566) \end{aligned}$$

$$q_{en} = 11\,339.58 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

y la cantidad de líquido retirado en el proceso de condensación es:

$$\begin{aligned}\Delta \dot{m} &= \dot{m}(\omega_1 - \omega_3) \\ &= 570(0.0167 - 0.00794)\end{aligned}$$

$$\Delta \dot{m} = 5 \frac{\text{kg}}{\text{min}}$$

El proceso que se presenta en este problema se le conoce como deshidratación con calentamiento, observe que la cantidad de líquido que se retira es considerable para el rango de temperaturas que se está manejando.

32. Dos décimos de kilogramo de aire atmosférico están contenidos en un tanque rígido y cerrado en las condiciones iniciales de 28 C de temperatura de bulbo seco, 90% de humedad relativa y 120 kPa. Calcule el calor requerido para aumentar la temperatura de la mezcla en 20 C.

Para un gas que se encuentra encerrado en un tanque rígido, la ecuación de la primera ley de la termodinámica es:

$$\Delta Q = \Delta U + \Delta W$$

Como no se efectúa trabajo alguno en el sistema, la ecuación resultante será

$$\Delta Q = \Delta U$$

Esto significa que el cambio del calor será igual al cambio en la energía interna de la mezcla, es decir

$$Q = m_a(u_{a_2} - u_{a_1}) + m_v(u_{v_2} - u_{v_1})$$

la masa de la mezcla es

$$m = m_a + m_v$$

primero se determina el valor de la masa de cada componente para conocer la masa de la mezcla.

La humedad específica para la condición inicial está dada por

$$\omega_1 = 0.622 \frac{P_{v1}}{P - P_v}$$

La presión del vapor se calcula con

$$P_{v1} = \phi P_{g1}$$

La P_{g1} se obtiene de tablas del vapor de agua a la temperatura de 28 C.

$$P_g = 0.03782 \text{ bar}$$

$$P_{v1} = (0.90)(0.03 + 82)$$

$$P_{v1} = 0.0340 \text{ bar}$$

substituyendo

$$\omega_1 = \frac{(0.622 \times 3.40)}{120 - 3.4}$$

$$\omega_1 = 0.01813 \frac{\text{kg agua}}{\text{kg a. s.}}$$

Como esta humedad específica no debe aumentar puesto que el gas se encuentra encerrado en el tanque, entonces

$$\omega_1 = \omega_2$$

$$\omega_2 = \frac{m_v}{V_a}$$

y de la ecuación de la masa de la mezcla

$$m = m_a + m_v$$

$$m = m_a (1 + \omega)$$

$$m_a = \frac{m}{1 + \omega}$$

substituyendo los valores

$$m_a = \frac{0.2}{1 + 0.01813}$$

$$m_a = 0.1964 \text{ kg}$$

y la masa del vapor es

$$m_v = 0.2 - 0.1964$$

$$m_v = 0.00356 \text{ kg}_{\text{H}_2\text{O}}$$

Estos resultados indican que la masa de la mezcla está compuesta de 0.1964 kg de aire seco y 0.00356 kg de agua en forma de vapor.

El calor que absorbe el aire se calcula con

$$Q_a = m C_v \Delta T$$

$$Q_a = 0.1964 \times 0.718 \times 20$$

$$Q_a = 2.82 \text{ kJ}$$

y el calor que absorbe el vapor de agua se calcula de tablas con el cambio de la energía interna

$$h_{T=28\text{C}} = 2413.90 \text{ kJ/kg}$$

$$h_{T=48\text{C}} = 2440.82 \text{ kJ/kg}$$

$$Q_v = 0.00356 (2440.82 - 2413.9)$$

$$Q_v = 0.0958 \text{ kJ}$$

El calor total que es necesario suministrarle a la mezcla para elevar su temperatura desde 28 hasta 48 C es:

$$Q = 2.82 + 0.0958$$

$$Q = 2.9158 \text{ kJ}$$

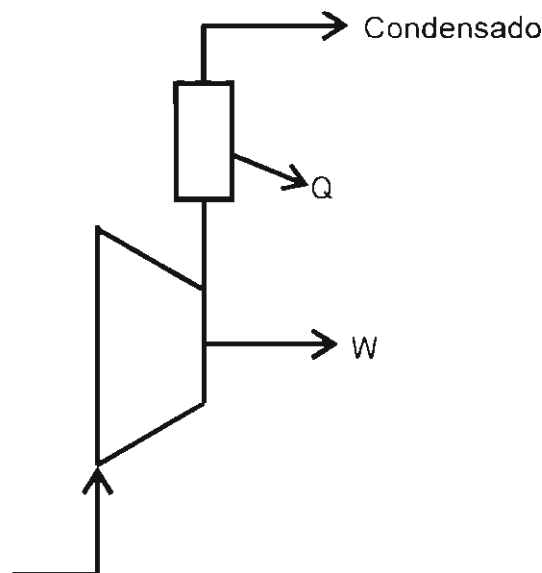
Observe como cada componente necesita una cantidad de energía para que aumente la temperatura de la mezcla en 20 C

33. Considérese un compresor y un enfriador donde entra aire de la atmósfera al compresor a presión de 14.7 psia ($1.035 \text{ kg}_f/\text{cm}^2$), 90 F (32.2 C) y 75% de humedad relativa.

Bajo estas condiciones, el volumen que fluye al compresor es de 1000 pie^3/min ($28.4 \text{ m}^3/\text{min}$), el calor transmitido del compresor es de -800 BTU/min y la mezcla aire-vapor sale del compresor a 100 psia ($7.05 \text{ kg}_f/\text{cm}^2$), 400 F (204.5 C), entrando luego al enfriador, donde es enfriado a 100 F (37.8 C) en un proceso isobárico. La mezcla aire-vapor que sale del enfriador, tiene humedad relativa de 100% y el condensador sale a 100 F (37.8 C).

a) ¿Cuál es la potencia suministrada al compresor?

b) Determínese la cantidad de condensado por minuto.



Se aplica la primera ley de la Termodinámica a ambos equipos considerándolos como volúmenes de control independientes en estado permanente.

$$\dot{V}_1 = 1000 \frac{\text{pie}^3}{\text{min}}$$

$$P_1 = 14.7 \text{ psia}$$

$$\phi_1 = 75\%$$

$$\phi_1 = 75\%$$

$$T_1 = 90 \text{ F}$$

Primera ley

$$q + EC_1 + EP_1 + h_1 = W + EC_2 + EP_2 + h_2$$

despreciando variaciones de EC, y EP.

$$q - W = h_2 - h_1$$

$$-800 \frac{\text{BTU}}{\text{min}} - h_2 + h_1 = W$$

$$h_1 - h_2 = \dot{m}_{a_1} h_{a_1} + \dot{m}_{v_1} h_{v_1} - \dot{m}_{a_2} h_{a_2} - \dot{m}_{v_2} h_{v_2}$$

$$P_{g_1} @ T_1 = 0.6982$$

$$P_{v_1} = \phi_1 P_{g_1} = 0.524$$

$$P_{a_1} = P_1 - P_{v_1} = 14.176$$

sustituyendo valores en la ecuación de estado de los gases ideales

$$V_{as_1} = \frac{RT_1}{P_{a_1}} = \frac{53.3 \times (90 + 460)}{14.176} = \frac{2\,067.93}{144}$$

$$V_{as_1} = 14.36 \frac{\text{pie}^3}{\text{lb}_{m\,as}}$$

∴ el flujo másico de aire es:

$$\dot{m}_{a_1} = \dot{m}_{a_2} = \frac{\dot{V}_1}{V_{v_1}} = \frac{1\,000 \frac{\text{pie}^3}{\text{min}}}{14.36 \frac{\text{pie}^3}{\text{lb}_{m\,as}}}$$

$$\dot{m}_{a_1} = \dot{m}_{a_2} = 69.36 \frac{\text{lb}_{m\,as}}{\text{min}}$$

y el del vapor:

$$\dot{m}_{v_1} = \dot{m}_{v_2} = \frac{\dot{V}_1}{V_{v_1}} = \frac{\dot{V}_1}{\frac{RT_1}{P_{v_1}}} = \frac{1000}{388.5}$$

$$\dot{m}_{v_1} = \dot{m}_{v_2} = 2.57 \frac{\text{lb}_m}{\text{min}}$$

$$V_{v_1} = \frac{53.3 \times (90 + 460)}{0.524 \times 144}$$

$$V_{v_1} = 388.5 \frac{\text{pie}^3}{\text{lb}_m v}$$

sustituyendo valores en la ecuación de balance de energía

$$\begin{aligned} h_1 - h_2 &= 69.36 \frac{\text{lb}_{mas}}{\text{min}} (131.5 - 206.46) \frac{\text{BTU}}{\text{lb}_{mas}} + \\ &+ 2.57 \frac{\text{lb}_{mv}}{\text{min}} (1100.9 - 1201.0) \frac{\text{BTU}}{\text{lb}_{mv}} \\ &= -5456.48 \frac{\text{BTU}}{\text{min}} \end{aligned}$$

a) $W = -5456.48 - 800$

$W = -6256.48 \frac{\text{BTU}}{\text{min}}$
--

el signo negativo significa energía cedida al compresor.

b) $\omega_1 = \omega_2 = 0.622 \frac{P_{v_1}}{P_{a_1}} = 0.622 \frac{0.524}{14.176} = 0.02299$

$$\dot{m}_{\text{cond}} = \dot{m}_{as} (\omega_2 - \omega_3)$$

$$\omega_3 = 0.622 \phi_3 \frac{P_{g_3}}{P_{a_3}} = 0.622 \times 1.0 \times \frac{P_{g_3}}{P_3 - P_{g_3}}$$

$$\omega_3 = \frac{0.9492 \times 0.622}{100 - 0.9492}$$

$$\omega_3 = 0.00596$$

$$\dot{m}_{\text{cond}} = 69.36(0.02299 - 0.00596)$$

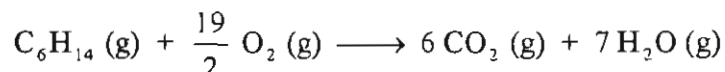
$$\dot{m}_{\text{cond}} = 1.18 \frac{\text{lb}_{\text{m cond}}}{\text{min}}$$

Flujo másico del compresor.

IV

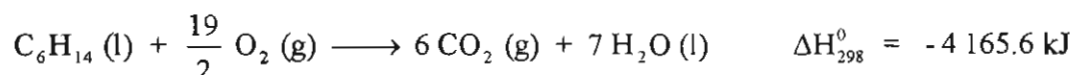
MEZCLAS REACTIVAS (COMBUSTION)

34. Utilizando la ley de Hess, determine el calor estándar a 25 C de la siguiente reacción:



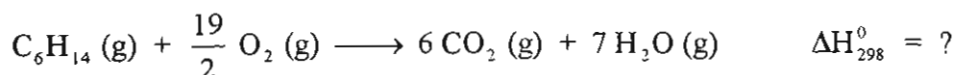
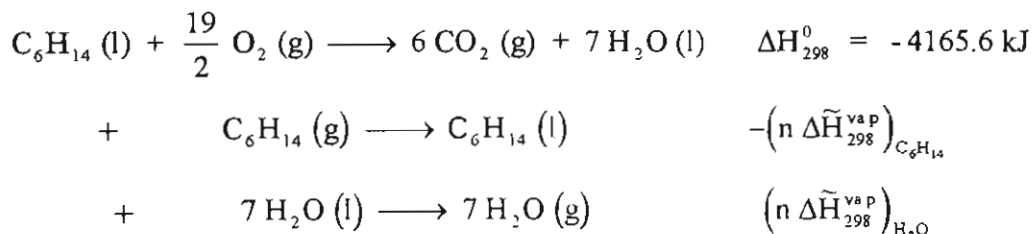
Para la misma reacción, pero con $\text{C}_6\text{H}_{14} (\text{l})$ como reactivo y $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$ como producto, el calor estándar de reacción a 25 C es -4 165.6 kJ/gmol. El calor latente de vaporización del agua a 25 C es 44 kJ/gmol, y la temperatura normal de ebullición del hexano es 68.7 C.

Dado que se conoce el calor estándar a 25 C de la reacción



sólo es necesario tomar en cuenta los cambios de fase del combustible y del agua.

Al aplicar la ley de Hess a las siguientes ecuaciones, se obtiene la ecuación de la reacción deseada.



$$\left(\Delta H_{298}^0\right)_{\text{C}_6\text{H}_{14}(\text{g})} = \left(\Delta H_{298}^0\right)_{\text{C}_6\text{H}_{14}(\text{l})} - \left(n \Delta \tilde{H}_{298}^{\text{vap}}\right)_{\text{C}_6\text{H}_{14}} + \left(n \Delta \tilde{H}_{298}^{\text{vap}}\right)_{\text{H}_2\text{O}}$$

De la ecuación de Riedel

$$\frac{(\tilde{\Delta H}_n^{vap})_{C_6H_{14}}}{R T_n} = \frac{1.092 (\ln P_C - 1.013)}{0.930 - T_n} \quad P_C [=] \text{ bar}$$

la T_{r_n} es:

$$T_{r_n} = \frac{T_n}{T_C} = \frac{(68.7 + 273.15) \text{ K}}{507.4 \text{ K}}$$

$$T_{r_n} = 0.6737$$

$P_C = 29.7 \text{ bar}$

Despejando $\tilde{\Delta H}^{vap}$ de la ecuación de Riedel y substituyendo valores, se tiene:

$$(\tilde{\Delta H}_n^{vap})_{C_6H_{14}} = (8.314 \text{ J/gmol} \cdot \text{K}) (341.85 \text{ K}) \frac{1.092 [\ln 29.7 - 1.013]}{0.930 - 0.6737}$$

$$(\tilde{\Delta H}_n^{vap})_{C_6H_{14}} = 28\,797.7 \text{ J/gmol} = 28.8 \text{ kJ/gmol}$$

Utilizando ahora, la ecuación de Watson

$$(\tilde{\Delta H}_{298}^{vap})_{C_6H_{14}} = (\tilde{\Delta H}_n^{vap})_{C_6H_{14}} \left(\frac{1 - T_{r_{298}}}{1 - T_{r_n}} \right)^{0.38}$$

substituyendo valores, tenemos que:

$$(\tilde{\Delta H}_{298}^{vap})_{C_6H_{14}} = 28.8 \text{ kJ/gmol} \left(\frac{1 - 298/507.4}{1 - 0.6737} \right)^{0.38}$$

$$(\tilde{\Delta H}_{298}^{vap})_{C_6H_{14}} = 31.5 \text{ kJ/gmol}$$

Por lo tanto,

$$(\tilde{\Delta H}_{298}^{vap})_{C_6H_{14}} = (\tilde{\Delta H}_n^{vap})_{C_6H_{14}} \left(\frac{1 - T_{r_{298}}}{1 - T_{r_n}} \right)^{0.38}$$

$$(\tilde{\Delta H}_{C_{298}}^{vap})_{C_6H_{14}(g)} = -4\,165.6 \text{ kJ} - (1 \text{ gmol}) (31.5 \text{ kJ/gmol}) + (7 \text{ gmol}) (44 \text{ kJ/gmol})$$

$$\boxed{(\tilde{\Delta H}_{C_{298}}^{vap})_{C_6H_{14}(g)} = -3\,889.1 \text{ kJ}}$$

Calor estándar de reacción del hexano gaseoso a 25 C.

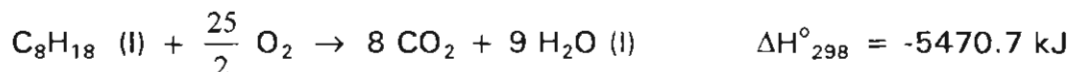
35. El calor estándar de reacción para la combustión del n-octano ($n\text{-C}_{18}\text{H}_{18}$) líquido, para formar CO_2 (g) y H_2O (l) a 25 C es $\Delta H_c^\circ = -5\,470.7$ kJ.

a) Calcule el calor estándar de combustión del vapor del n-octano a 25 C. A esta temperatura, el calor estándar de formación del n-octano (l) es igual a $\Delta H_f^\circ = ?$.

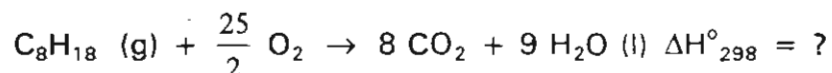
b) Si se consumen 122.3 l /seg de vapor de n-octano, y todos los reactivos y los productos están a 25 C, calcule la rapidez de transferencia de calor de entrada o de salida (indique el sentido) en kWatts. Considere que $Q = \Delta H$, para este proceso.

c) ¿Cuál es el significado físico de la diferencia entre los calores estándar de combustión del n-octano líquido y el vapor de n-octano?.

La reacción de combustión se realiza en un volumen de control de estado permanente, en el que la energía perdida o ganada está dada por la 1ª Ley.



a) Para el calor estándar de combustión del vapor, tenemos:



Utilizando los calores estándar de formación mostrados en la Tabla 4.4 (Smith Van Ness), el calor estándar de combustión para el vapor de n-octano:

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{C}_{298}}^\circ \Big|_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{g})} &= 8(-393\,509) + 9(-285\,830) - (-208\,750) \\ \Delta H_{\text{C}_{298}}^\circ \Big|_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{g})} &= -5\,511.8 \text{ kJ} \end{aligned}$$

De la primera reacción, tenemos que

$$-5\,470.7 \text{ kJ} = 8(-393\,509 \text{ J}) + 9(-285\,830 \text{ J}) - \Delta H_{\text{f}_{298}}^\circ \Big|_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})}$$

$$\boxed{\Delta H_{\text{f}_{298}}^\circ \Big|_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})} = -249.8 \text{ kJ}}$$

$$Q = \Delta H$$

b) Para la rapidez de transmisión del calor, tenemos que:

Debido a que los reactivos y productos están a la misma temperatura, sólo existe contribución del ΔH_R° al ΔH del proceso. Por consiguiente,

$$\Delta H = n_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{g})} \Delta H_{\text{C}_{298}}^\circ \Big|_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{g})}$$

suponiendo que el $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{g})$ se comporta como gas ideal $P\dot{V} = \dot{n}RT$:

$$\dot{n}_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = \frac{P\dot{V}}{RT} = \frac{(1 \text{ atm})(122.3 \text{ l/s})}{(82.06 \text{ cm}^3 \cdot \text{atm} / \text{gmol} \cdot \text{K})(298.15 \text{ K})} \times \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ l}}$$

$$\dot{n}_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = 5 \text{ gmol/s}$$

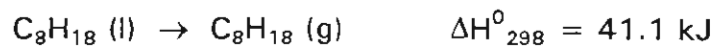
$$\dot{Q} = \Delta \dot{H} = (5 \text{ gmol/s})(-5511.8 \text{ kJ/gmol})$$

$$\dot{Q} = -27559 \frac{\text{kJ}}{\text{s}}$$

Como da un signo negativo significa que el calor sale del sistema.

c) Para la diferencia de los calores:

Por la ley de Hess, al restar la segunda reacción de la primera



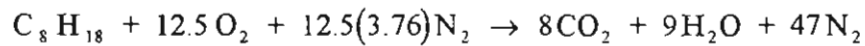
$$\Delta H_{\text{C}_{298}}^\circ \Big|_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})} - \Delta H_{\text{C}_{298}}^\circ \Big|_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{g})} = (1) \Delta H_{\text{C}_{298}}^\circ \Big|_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{g})} - (1) \Delta H_{\text{C}_{298}}^\circ \Big|_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})}$$

La diferencia entre ambos calores estándar es igual al ΔH^{vap} del $n\text{-C}_8\text{H}_{18}$ @ 25 C.

36. Considere la combustión del octano (C_8H_{18}) con la cantidad químicamente correcta del aire, a una presión constante de 1 bar.

- Calcule la relación aire-combustible
- Determine el análisis volumétrico en base seca de los productos de combustión
- Calcule la temperatura de punto de rocío en que el agua se condensa.
- Determine la densidad de los productos de combustión a una temperatura de 100 C.

La ecuación de combustión es:



Para el inciso a)

En base molar

$$A/C = 12.5 + 47$$

$$A/C = 59.5 \frac{\text{mol de aire}}{\text{mol de combustible}}$$

En base de masa

$$A/C = \frac{(59.5)(28.95)}{114.2}$$

$$A/C = 15.08 \frac{\text{kg}_m \text{ de aire}}{\text{kg}_m \text{ de combustible}}$$

Para el inciso b)

En base seca, el total de moles es 55. El análisis volumétrico queda:

$$CO_2 = \frac{8}{55} = 0.1455 \qquad CO_2 = 14.55 \%$$

$$N_2 = \frac{47}{55} = 0.8545 \qquad N_2 = 85.45 \%$$

Para el inciso c)

La presión de la combustión es $1.02 \text{ kg}_f/\text{cm}^2$ considerando el análisis volumétrico en base húmeda, el total de moles es 64, por lo tanto, para el agua

$$\psi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{9}{64} = 0.1406$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = \psi_{\text{H}_2\text{O}} P = 0.1406 \left(7.02 \frac{\text{kg}_f}{\text{cm}^2} \right)$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 0.1434 \frac{\text{kg}}{\text{cm}^2}$$

En la tabla de vapor saturado, se obtiene

$$@ 0.1480 \text{ kg}_f/\text{cm}^2 \quad \rightarrow \quad 53.4 \text{ C}$$

$$@ 0.1403 \text{ kg}_f/\text{cm}^2 \quad \rightarrow \quad 52.2 \text{ C}$$

$$\text{Dif. } 0.0077 \text{ kg}_f/\text{cm}^2 \quad \rightarrow \quad 1.2 \text{ C}$$

La temperatura en el punto de rocío es:

$$@ 0.1434 \text{ kg}_f/\text{cm}^2 \quad \rightarrow \quad 52.68 \text{ C}$$

Para el inciso d)

Considerando el análisis volumétrico en base húmeda se tiene:

$$\text{CO}_2 = \frac{8}{64} = 0.125$$

$$\text{PM}_{\text{CO}_2} = 44.01 \frac{\text{kg}_m}{\text{kgmol}}$$

$$\text{H}_2\text{O} = \frac{9}{64} = 0.141$$

$$\text{PM}_{\text{H}_2\text{O}} = 18.016 \frac{\text{kg}_m}{\text{kgmol}}$$

$$\text{N}_2 = \frac{47}{64} = 0.734$$

$$\text{PM}_{\text{N}_2} = 28.016 \frac{\text{kg}_m}{\text{kgmol}}$$

La masa de cada componente se obtiene con

$$m = n \text{ PM}$$

$$m_{\text{CO}_2} = (0.125)(44.01) = 5.5 \text{ kg}_m$$

$$m_{H_2O} = (0.141)(18.016) = 2.54 \text{ kg}_m$$

$$m_{N_2} = (0.734)(28.016) = 20.56 \text{ kg}_m$$

$$m_T = m_{CO_2} + m_{H_2O} + m_{N_2}$$

$$m_T = 5.5 + 2.54 + 20.56$$

$$m_T = 28.64 \text{ kg}_m$$

Utilizando la ecuación de estado para gases ideales se obtiene el volumen de la mezcla

$$P V_m = m_T R_m T \quad V_m = \frac{m_T R_m T}{P}$$

Para obtener R_m se necesita conocer PM_m .

$$PM_m = PM_{CO_2} \psi_{CO_2} + PM_{H_2O} \psi_{H_2O} + PM_{N_2} \psi_{N_2}$$

$$PM_m = (44.01)(0.125) + (18.016)(0.141) + (28.016)(0.734)$$

$$PM_m = 28.6 \frac{\text{kg}_m}{\text{kgmol}}$$

Con el peso molecular promedio de la mezcla encontrado, obtenemos la constante R de la mezcla.

$$R_m = \frac{\bar{R}}{PM_m} = \frac{847.7}{28.6} = 29.64 \frac{\text{kg}_f \text{ m}}{\text{kg}_m \text{ K}}$$

Finalmente el volumen que ocupa la mezcla es:

$$V_m = \frac{(28.64 \text{ kg}_m) \left(29.64 \frac{\text{kg}_f \text{ m}}{\text{kg}_m \text{ K}} \right) (373 \text{ K})}{1.02 \times 10^4 \frac{\text{kg}_f}{\text{m}^2}}$$

$$V_m = 31.04 \text{ m}^3$$

como $\rho = \frac{1}{v}$ y $v = \frac{V_m}{m}$

$$v = \frac{31.04 \text{ m}^3}{28.64 \text{ kg}_m}$$

$$v = 1.08389 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}_m}$$

$$\Rightarrow \boxed{\rho = 0.92259 \frac{\text{kg}_m}{\text{m}^3}}$$

Densidad de los productos de combustión a 100 C.

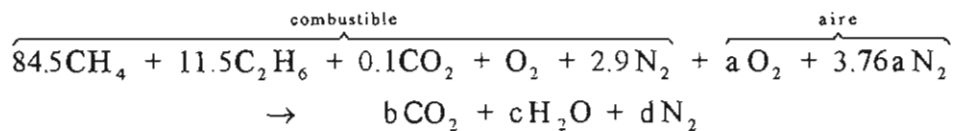
37. El análisis volumétrico de cierto gas combustible es el siguiente:

CH_4 - 84.5 %, C_2H_6 - 11.5%, CO_2 - 0.1%

O_2 - 1.0 %, N_2 - 2.9 %

Determine los metros cúbicos de aire requerido por metro cúbico de combustible, y el análisis volumétrico de los productos de combustión. El gas se quema con la cantidad teórica de aire.

La ecuación de la combustión es: (Base 100 moles)



- Balance de Carbonos:

$$84.5 + 2(11.5) + 0.1 = b \qquad b = 107.6$$

- Balance de Hidrógenos:

$$4(84.5) + 6(11.5) = 2c \qquad c = 203.5$$

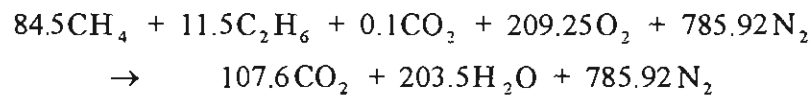
- Balance de Oxígenos:

$$\begin{aligned}
 2(0.1) + 2(1) + 2a &= 2(107.6) + 203.5 \\
 2.2 + 2a &= 418.7 \\
 a &= 208.25
 \end{aligned}$$

- Balance de Nitrógeno:

$$2(2.9) + 2(3.76)(208.25) = 2d \quad d = 785.92$$

La ecuación balanceada queda:



El análisis volumétrico de los productos es:

de la reacción el total de moles es:

$$\begin{aligned}
 N_T &= 107.6 + 203.5 + 785.92 \\
 N_T &= 1\,097.02
 \end{aligned}$$

y la composición de los productos de la combustión es $y_1 = \frac{N_1}{N_T}$, por lo

tanto:

$$\begin{aligned}
 \text{CO}_2 &= \frac{107.6}{1097.02} = 0.098 & \text{CO}_2 &= 9.8\% \\
 \text{H}_2\text{O} &= \frac{203.5}{1097.02} = 0.186 & \text{H}_2\text{O} &= 18.6\% \\
 \text{N}_2 &= \frac{785.92}{1097.02} = 0.716 & \text{N}_2 &= 71.6\%
 \end{aligned}$$

La relación aire-combustible en base molar es:

$$\begin{aligned}
 A/C &= 208.25 + (3.76)(208.25) \\
 A/C &= \frac{991.27 \text{ moles de aire}}{100 \text{ moles de combustible}} \\
 A/C &= 9.9127 \frac{\text{moles de aire}}{\text{moles de combustible}}
 \end{aligned}$$

como

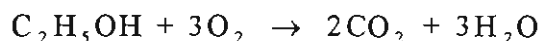
$$\frac{n \text{ aire}}{n \text{ comb}} = \frac{V \text{ aire}}{V \text{ comb}}$$

$$A/C = 9.9127 \frac{\text{m}^3 \text{ de aire}}{\text{m}^3 \text{ de combustible}}$$

A/C es la relación aire combustible.

38. Determine la entalpía de formación del alcohol etílico en condición estándar.

La ecuación química que nos puede determinar la entalpía de formación del alcohol etílico es:



De acuerdo a la primera ley se tiene:

$$\left(n \bar{h}_f^0\right)_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} + \left(n \bar{h}_f^0\right)_{\text{O}_2} = \left(n \bar{h}_f^0\right)_{\text{CO}_2} + \left(n \bar{h}_f^0\right)_{\text{H}_2\text{O}}$$

los valores de los calores estándar de formación del oxígeno, dióxido de carbono y agua, son:

$$\bar{h}_{f\text{CO}_2}^0 = -94\,054 \frac{\text{cal}}{\text{gmol}} \quad \bar{h}_{f\text{O}_2}^0 = 0 \frac{\text{cal}}{\text{gmol}}$$

$$\bar{h}_{f\text{H}_2\text{O}}^0 = -68\,317 \frac{\text{cal}}{\text{gmol}}$$

despejando $\bar{h}_{f\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}^0$ y substituyendo valores, tenemos:

$$\bar{h}_{f\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}^0 = 2(94\,054) + 3(-68\,317)$$

$$\bar{h}_{f_{C_2H_5OH}}^0 = -393\,059 \frac{\text{cal}}{\text{gmol}}$$

con unidades de kJ/gmol, tenemos:

$$\bar{h}_{f_{C_2H_5OH}}^0 = -1\,645.34 \frac{\text{kJ}}{\text{gmol}}$$

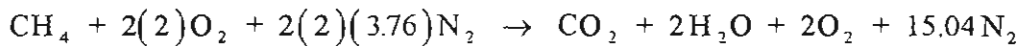
39. Determine la temperatura teórica de flama en la combustión adiabática a presión constante del metano (CH₄) con 200% de aire teórico. La temperatura al iniciarse el proceso es 298 K.

El proceso de la combustión se realiza en condiciones de estado permanente - flujo permanente.

Aplicando la primera ley se tiene: $H_R = H_P$

$$\sum_R n_i \left[\bar{h}_f^0 + (\bar{h}^0 - \bar{h}_{298}^0) \right]_i = \sum_P n_e \left[\bar{h}_f^0 + (\bar{h}_T^0 - \bar{h}_{298}^0) \right]_e$$

La ecuación de la reacción es:



Para los reactivos:

$$\sum_R n_i \left[\bar{h}_f^0 + (\bar{h}^0 - \bar{h}_{298}^0) \right]_i = -17,895 \frac{\text{cal}}{\text{gmol}}$$

Para los productos (suponiendo T = 1400 K):

$$\begin{aligned} \sum_P n_e \left[\bar{h}_f^0 + (\bar{h}_T^0 - \bar{h}_{298}^0) \right]_e &= [-94\,054 + 13\,362]_{\text{CO}_2} + 2[-57\,798 + 10\,384]_{\text{H}_2\text{O}} \\ &+ 2[8\,835]_{\text{O}_2} + 15.04[8\,350]_{\text{N}_2} \end{aligned}$$

$$\sum_P n_c \left[\bar{h}_f^0 + (\bar{h}_T^0 - \bar{h}_{298}^0) \right]_e = -32\,266 \frac{\text{cal}}{\text{gmol}}$$

Haciendo una segunda suposición $T = 1500 \text{ K}$

$$\sum_P n_c \left[\bar{h}_f^0 + (\bar{h}_T^0 - \bar{h}_{298}^0) \right]_e = [-94\,054 + 14\,750]_{\text{CO}_2} + 2[-57\,798 + 11\,495]_{\text{H}_2\text{O}} \\ + 2[9\,706]_{\text{O}_2} + 15.04[9\,179]_{\text{N}_2}$$

$$\sum_P n_c \left[\bar{h}_f^0 + (\bar{h}_T^0 - \bar{h}_{298}^0) \right]_e = -14\,445.84 \frac{\text{cal}}{\text{gmol}}$$

Haciendo una interpolación con los siguientes valores

a	1 500 K	-14 445.84	$\frac{\text{cal}}{\text{gmol}}$
---	---------	------------	----------------------------------

a	1 400 K	-32 266.0	$\frac{\text{cal}}{\text{gmol}}$
---	---------	-----------	----------------------------------

Dif.	100 K	Dif.	-27 820.16	$\frac{\text{cal}}{\text{gmol}}$
------	-------	------	------------	----------------------------------

Con una regla de tres

$$x = \frac{100(4\,371)}{27\,820.16} = 80.6$$

<u>T = 1480.6 K</u>	-17 895.0	$\frac{\text{cal}}{\text{gmol}}$
---------------------	-----------	----------------------------------

$$1\,400 + 80.6 = 1\,480.6$$

dado que el valor de 4371 fue la diferencia de los reactivos con el valor a 1400 K.

Comprobando el resultado se tiene:

$$\sum_P n_c \left[\bar{h}_f^0 + (\bar{h}_T^0 - \bar{h}_{298}^0) \right]_e = [-94\,054 + 14\,480.7]_{\text{CO}_2} + 2[-57\,798 + 11\,279.5]_{\text{H}_2\text{O}} \\ + 2[9\,537]_{\text{O}_2} + 15.04[9\,018.2]_{\text{N}_2}$$

$$\sum_p n_c \left[\bar{h}_f^0 + (\bar{h}_T^0 - \bar{h}_{298}^0) \right]_e = -17\,902.57 \frac{\text{cal}}{\text{gmol}}$$

la diferencia entre este valor y el de -17 895 tiene un porcentaje de error en el cálculo

$$\frac{17\,902.57 - 17\,895}{17\,902.57} \times 100 = 0.04\%$$

Por lo tanto, la temperatura de 1 480.6 K es la temperatura teórica de flama.

V

**SOLUCIONES
IDEALES**

40. Calcúlese la composición de equilibrio en las fases líquida y vapor para el sistema binario dióxido de carbono-dióxido de azufre a 86 F (30 C), 40 atm (588 psia = 41.32 kg_f/cm²), suponiendo que ambas fases se comportan como soluciones ideales; compárense los resultados con los valores obtenidos experimentalmente: $x_{\text{CO}_2} = 0.46$; $y_{\text{CO}_2} = 0.88$ y estímesese a que grado es justo suponer comportamiento de solución ideal para ambas fases en este caso.

$$T = 86 \text{ F} = 30 \text{ C} = 303 \text{ K}; P = 40 \text{ atm} = 588 \text{ psia} = 41.32 \text{ kg}_f/\text{cm}^2$$

Para soluciones ideales tenemos:

$$x_A f_A^L = y_A f_A^V \quad A = \text{CO}_2$$

$$x_B f_B^L = y_B f_B^V \quad B = \text{SO}_2$$

y sabemos que:

$$x_A + x_B = 1$$

$$y_A + y_B = 1$$

Para el CO₂:

$$T_C = 304.2 \text{ K} = 547.5 \text{ R}$$

$$P_C = 7\,209 \text{ atm} = 1\,071 \text{ psia}$$

$$T_r = \frac{T}{T_C} = \frac{303}{304.2} = 0.997$$

$$P_r = \frac{P}{P_C} = \frac{40}{72.9} = 0.548$$

Para el SO₂:

$$T_C = 430.7 \text{ K} = 775.2 \text{ R}$$

$$P_C = 77.8 \text{ atm} = 1\,143 \text{ psia}$$

$$T_r = 0.703$$

$$P_r = \frac{40}{77.8} = 0.514$$

Con los valores de las temperaturas y presiones reducidas de cada gas en las cartas generalizadas de fugacidad, encontramos:

fugacidades reales:

$$f_A^V = 0.82 \times 41.32 = 33.88 \frac{\text{kg}_r}{\text{cm}^2}$$

$$f_B^V = 0.12 \times 41.32 = 4.95 \frac{\text{kg}_r}{\text{cm}^2}$$

fugacidades hipotéticas:

$$f_A^V = 1.2 \times 41.32 = 49.58 \frac{\text{kg}_r}{\text{cm}^2}$$

$$f_B^V = 0.6 \times 41.32 = 24.79 \frac{\text{kg}_r}{\text{cm}^2}$$

Substituyendo valores en las ecuaciones de soluciones ideales:

$$x_B = 0.368 \quad y_A = 0.925 \quad \rightarrow \text{experim. } 0.88 \text{ aprox. } 95\%$$

$$y_B = 0.075 \quad x_A = 0.632 \quad \rightarrow \text{experim. } 0.46 \text{ aprox. } 73\%$$

En la fase vapor el porcentaje de error es menor que la fase líquida.

41. La fugacidad, \hat{f}_1 , del componente 1 en mezclas binarias de los componentes 1 y 2, a 25 C y 10 atm se calcula mediante la expresión:

$$\hat{f}_1 = 10x_1^2 - 5x_1^3$$

donde x_1 es la fracción mol del componente 1 y \hat{f}_1 tiene unidades en atmósferas. Para la temperatura y presión propuestas determinar:

a) La fugacidad, f_1 , del componente 1 puro

- b) El coeficiente de fugacidad, ϕ_1 , del componente puro 1
- c) Una expresión para el coeficiente de actividad, γ_1 , tomando como base el estado de referencia basado en la regla de Lewis y Randall.
- d) Obtener una expresión para \hat{f}_2 a partir de \hat{f}_1 a la T y P dadas, si $f_2 = 8 \text{ atm}$
- e) Determinar la constante de Henry para el componente 2
- f) Obtener una expresión para el coeficiente de actividad del componente 2, γ_2 , basado en el estado de referencia de la ley de Henry
- g) Obtener una expresión para $\ln \gamma$ de la mezcla y determinar el valor de γ para $x_1 = 0.3$
- h) Obtener una expresión para $\ln f$ de la mezcla y determinar el valor de f para $x_1 = 0.3$.

a) Partiendo de la ecuación:

$$\ln \frac{\hat{f}_1}{f_1 x_1} = \frac{1}{RT} \int_0^P (\bar{V}_1 - V_1) dP$$

sabemos que en $x_1 = 1$, $\bar{V}_1 - V_1$ por tanto:

$$\ln \frac{\hat{f}_1}{f_1 x_1} = \frac{1}{RT} \int_0^P (\bar{V}_1 - V_1) dP = 0$$

$$\hat{f}_1 = x_1 f_1 \quad \text{y} \quad f_1 = \left. \frac{\hat{f}_1}{x_1} \right|_{x_1=1}$$

Por lo tanto la fugacidad del componente 1 puro es:

$$f_1 = 10 - 5 = 5 \text{ atm}$$

b) Por definición sabemos:

$$\phi_1 = \frac{f_1}{P} = \frac{5 \text{ atm}}{10 \text{ atm}} = 0.5$$

El coeficiente de fugacidad del componente 1 puro es

$$\phi_1 = 0.5$$

c) De la definición de γ_i tenemos:

$$\gamma_1 = \frac{\hat{f}_1}{f_1^0 x_1}$$

Si se toma el estado de referencia basado en la regla de Lewis-Randall

$$f_1^0 = f_1 = 5 \text{ atm}$$

$$\hat{f}_1 = 10 x_1^2 - 5 x_1^3$$

$$\gamma_1 = \frac{\hat{f}_1}{5x_1} = 2x_1 - x_1^2 = x_1(2 - x_1) = x_1(1 - x_1 + 1) = x_1(x_2 + 1)$$

$$\gamma_1 = (1 - x_2)(1 + x_2) = 1 - x_2^2$$

finalmente el coeficiente de actividad queda como:

$$\gamma_1 = 1 - x_2^2$$

La siguiente expresión relaciona la \hat{f}_1 y \hat{f}_2 de los dos componentes.

d) Lo mismo que en problema resuelto hasta

$$d \ln \frac{\hat{f}_2}{x_2} = \frac{-x_1}{1-x_1} d \ln \frac{\hat{f}_1}{x_1}$$

$$\text{ó} \quad \frac{d \ln \frac{\hat{f}_2}{x_2}}{dx_1} = \frac{-x_1}{1-x_1} \frac{d \ln \frac{\hat{f}_1}{x_1}}{dx_1}$$

$$\frac{d \ln \frac{\hat{f}_1}{x_1}}{dx_1} = \frac{d \ln (10x_1 - 5x_1^2)}{dx_1} = \frac{10 - 10x_1}{10x_1 - 5x_1^2}$$

substituyendo

$$\frac{d \ln \frac{\hat{f}_2}{x_2}}{dx_1} = \frac{-x_1}{1-x_1} \frac{10(1-x_1)}{5x_1(2-x_1)}$$

separando variables e integrando

$$\int_{\ln f_2}^{\ln(\hat{f}_2/x_2)} d \ln \frac{\hat{f}_2}{x_2} = \int_0^1 \frac{-2 dx}{2-x_1}$$

$$\ln \frac{\hat{f}_2}{x_2} - \ln f_2 = 2 \ln(2-x_1) \Big|_0^1 = 2 \ln(2-x_1) - \ln 4$$

$$\ln \frac{\hat{f}_2}{x_2} = 2 \ln(2-x_1) - \ln 4 + \ln 8 = \ln 2(2-x_1)^2$$

la \hat{f}_2 a partir de \hat{f}_1 a la temperatura y presión dadas si $f_2 = 8$ atm es:

$$\hat{f}_2 = 2x_2(2-x_1)^2$$

$$\hat{f}_2 = 2x_2(1+x_2)^2$$

$$\boxed{\hat{f}_2 = 2x_2 + 4x_2^2 + 2x_2^3}$$

e) Por definición la constante de la Ley de Henry, está dada por:

$$k_2 = \lim_{x_2 \rightarrow 0} \frac{\hat{f}_2}{x_2}$$

substituyendo \hat{f}_2 :

$$k_2 = \lim_{x_2 \rightarrow 0} (2 + 4x_2 + 2x_2^2)$$

$$\boxed{k_2 = 2 \text{ atm}}$$

f) El coeficiente de actividad del componente 2 está dado por:

$$\gamma_2 = \frac{\hat{f}_2}{x_2 f_2^0}$$

Si tomamos el estado de referencia basado en la ley de Henry

$$\hat{f}_2^0 = k_2 = 2 \text{ atm}$$

$$\gamma_2 = \frac{2x_2 + 4x_2^2 + 2x_2^3}{2x_2}$$

$$\gamma_2 = 1 + 2x_2 + x_2^2$$

$$\gamma_2 = (1 + x_2)^2$$

g) Como el $\ln \gamma$ de la mezcla es:

$$\ln \gamma = \sum x_i \ln \gamma_i$$

$$\ln \gamma = x_1 \ln x_1 (2 - x_1) + x_2 \ln(1 + x_2)^2$$

si $x_1 = 0.3$ entonces $x_2 = 1 - 0.3 = 0.7$

substituyendo valores

$$\ln \gamma \Big|_{x_1=0.3} = 0.3 \ln 0.51 + 0.7 \ln 2.89 = 0.54$$

Por lo tanto el coeficiente de actividad de la mezcla, cuando $x_1 = 0.3$ es:

$$\gamma \Big|_{x_1=0.3} = 1.7175$$

h) El $\ln f$ de la mezcla está dado por:

$$\ln f = \sum x_i \ln \left(\frac{\hat{f}_i}{x_i} \right)$$

$$\ln f = x_1 \ln(10x - 5x_1^2) + x_2 \ln(2 + 4x_2 + 2x_2^2)$$

$$\ln f \Big|_{x_1=0.3} = 0.3 \ln 2.55 + 0.7 \ln 5.78 = 1.5089$$

El valor de la fugacidad cuando $x_1 = 0.3$ es de:

$$f \Big|_{x_1=0.3} = 4.25 \text{ atm}$$

Como se trata de una mezcla, las expresiones utilizadas están en función de x_1 y x_2 que son las fracciones mol de los componente 1 y 2.

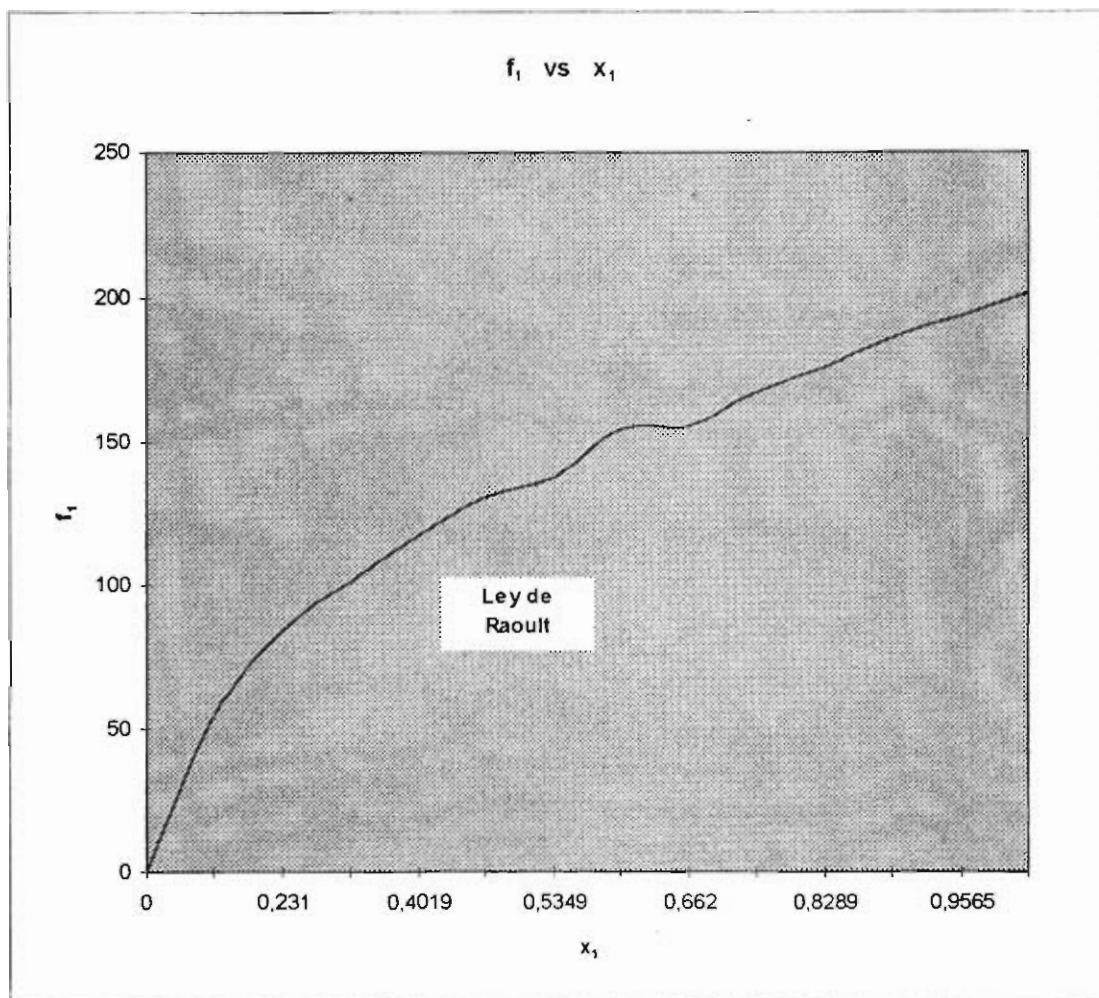
42. Se tiene una solución de ácido acético y tolueno a 69.94 C, su composición con sus respectivas presiones parciales se presentan en la siguiente tabla, si queremos determinar que tanto se aleja de la idealidad, suponga que la presión parcial de cada componente es idéntica a su fugacidad y realice las siguientes gráficas.

x_1	x_2	p_1	p_2
Tolueno	Ac. acético	Tolueno	Ac. acético
0.0000	1.0000	0	136
0.1250	0.8750	54.8	120.5
0.2310	0.7690	84.8	110.8
0.3121	0.6879	101.9	103.0
0.4019	0.5981	117.8	95.7
0.4860	0.5140	130.7	88.2
0.5349	0.4651	137.6	83.7
0.5912	0.4088	154.2	72.2
0.6620	0.3380	155.7	69.3
0.7597	0.2403	167.3	57.8
0.8289	0.1711	176.2	46.5
0.9058	0.0942	186.1	30.5
0.9565	0.0435	193.5	17.2
1.0000	0.0000	202.0	0

- a) Dibuje un gráfico de \bar{f}_1 en función de x_1 . Indique la ley de Raoult en una línea segmentada.
- b) Dibuje un gráfico de \bar{f}_2 en función de x_2 . Indique la ley de Raoult y la ley de Henry.

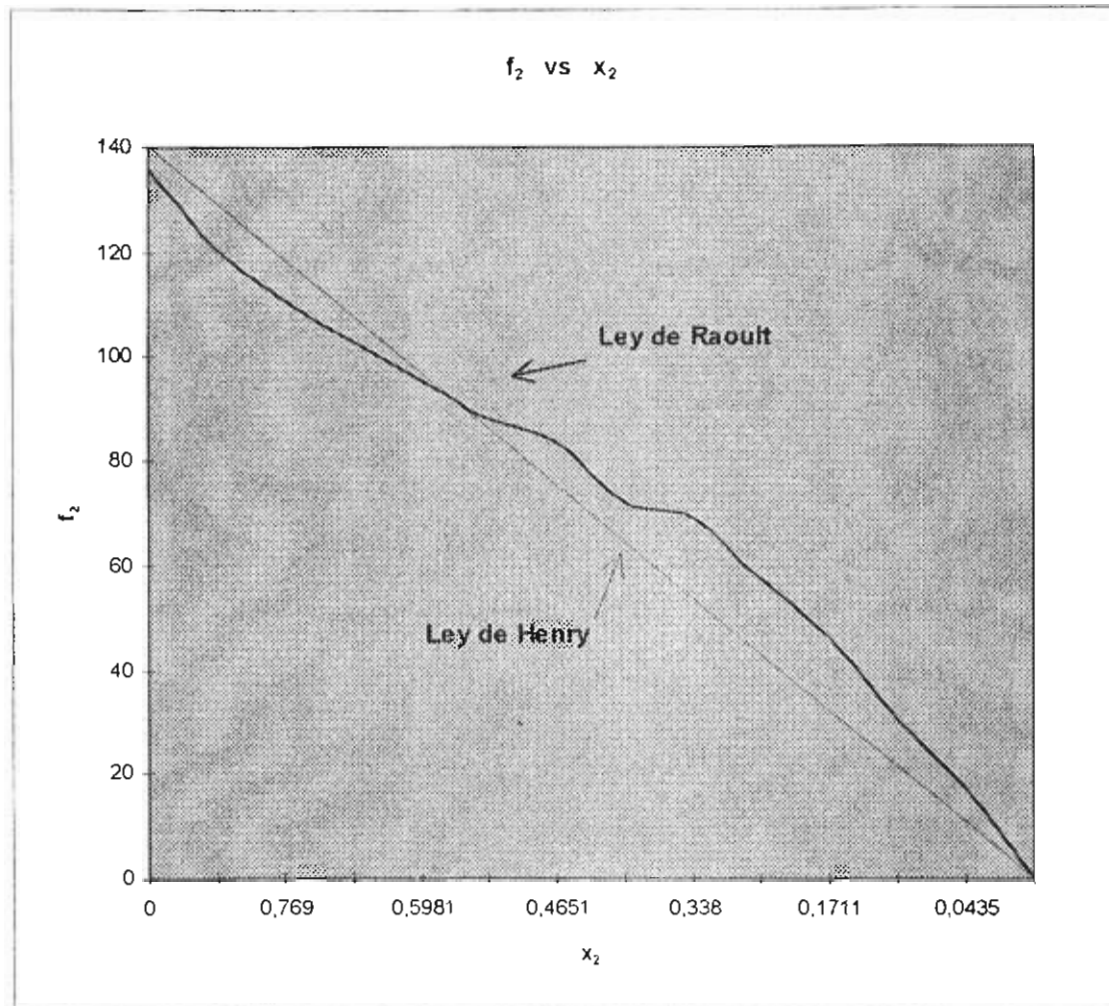
- c) Encuentre la constante de la ley de Henry para soluciones de ácido acético en tolueno extrapolando un gráfico de \bar{f}_2/x_2 en función de x_2 hasta la dilución infinita.
- d) Calcule las actividades y coeficiente de actividad del ácido acético cuando se toma con base a un f_2° establecido de la ley de Henry. Represente gráficamente estos valores en función de x_2 .
- e) Calcule las actividades y los coeficientes de actividad del ácido acético cuando se tomo como estado normal el líquido puro. Dibuje estos valores en el mismo gráfico que en (d).
- f) Calcule las actividades y coeficientes de actividad del tolueno, el disolvente en estas disoluciones. ¿Qué estados normales utilizó ud.?

a)



La gráfica muestra las desviaciones con respecto a la ley de Raoult, en ella se observa que a concentraciones bajas del componente 1, las desviaciones son mayores.

b)



Para el componente 2 las desviaciones de la ley de Raoult son mayores a concentraciones altas. Esto nos indica que la solución tiende a comportarse como ideal en el intervalo de concentraciones altas del componente 1 y bajas para el componente 2.

c) Para evaluar la constante de la ley de Henry, sabemos que:

$$x_2 H_2 = P_2 \quad ; \quad H_2 = \frac{P_2}{x_2}$$

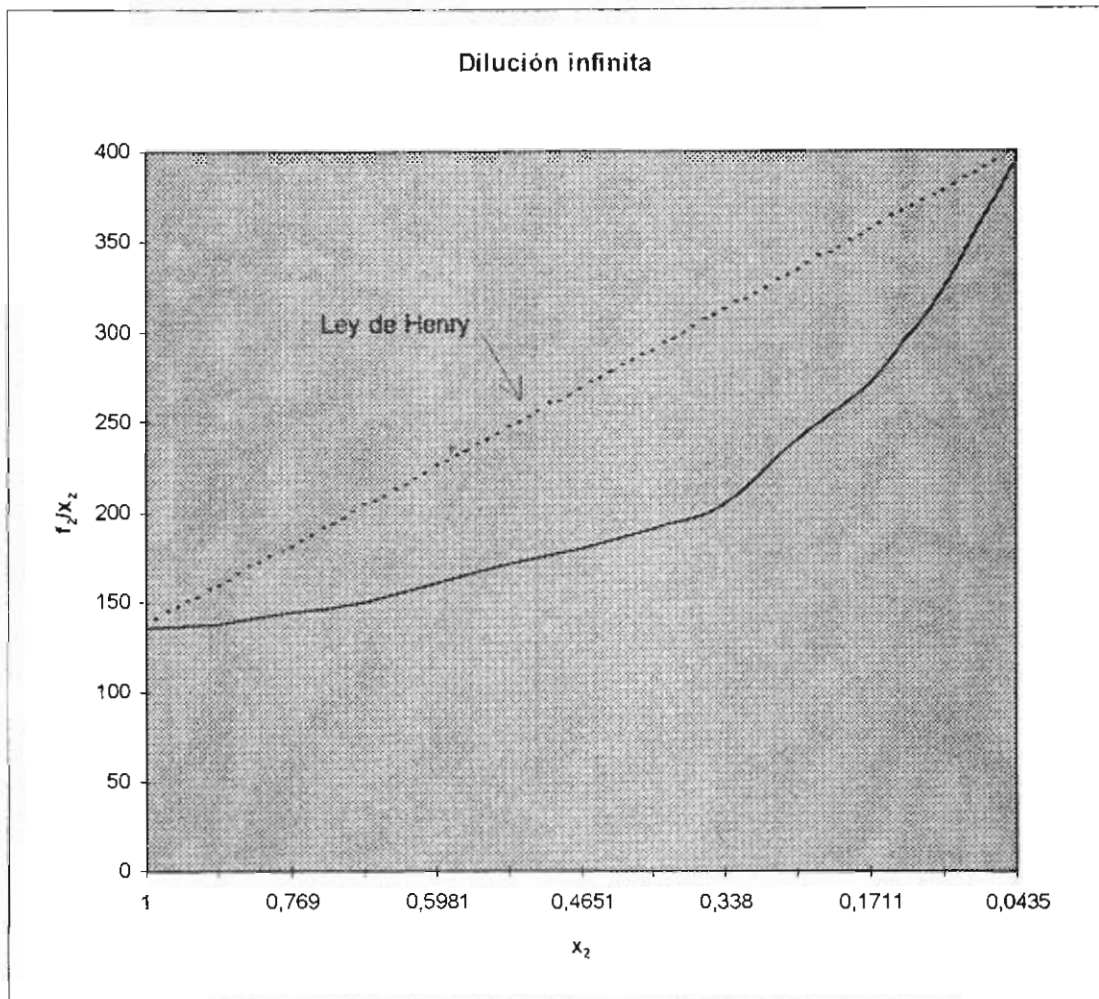
como $\bar{f} = P_2$

$$\Rightarrow H_2 = \frac{\bar{f}_2}{x_2}$$

Entonces

x_2	\bar{f}_2 / x_2
1.0000	136
0.8750	137.71
0.7690	144.08
0.6879	149.73
0.5981	160.00
0.5140	171.59
0.4651	179.96
0.4088	191.29
0.3380	205.02
0.2403	240.53
0.1711	271.77
0.0942	323.77
0.0435	395.40
0.0000	∞

c)



La gráfica muestra las desviaciones con respecto a la ley de Henry, donde el valor de la constante es el valor de la pendiente de la recta.

d) Sabemos que la ley de Henry (dilución infinita) que

$$\gamma_i^{OL} f_i^{OL} = H_i$$

Para el estado normal $\gamma \rightarrow 1$

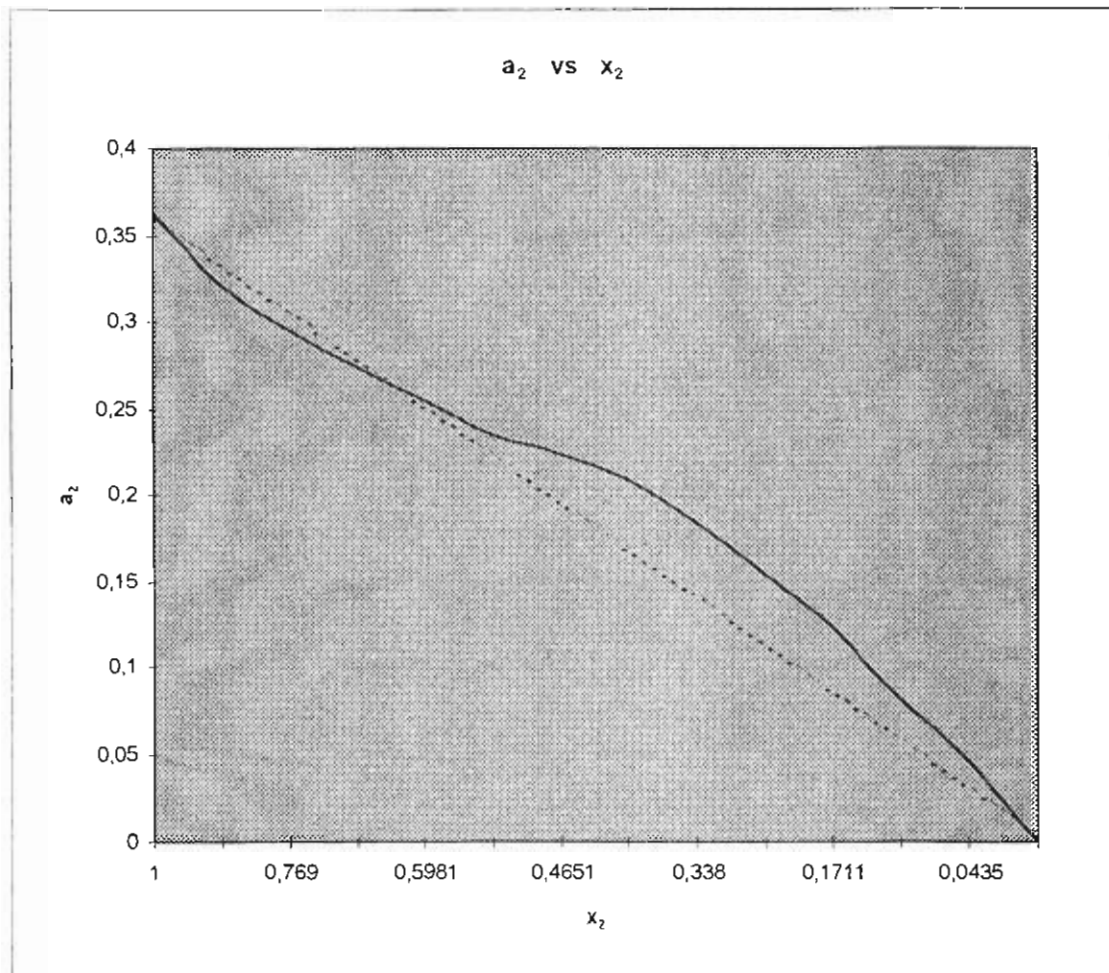
$\Rightarrow \gamma_i^{OL} = 1$ y $f_i^0 = H_i$ para dilución infinita.

De la gráfica del inciso (c) $f_2^0 = H_2$ cuando $x \rightarrow 0$ con $x_2 = 0.04$

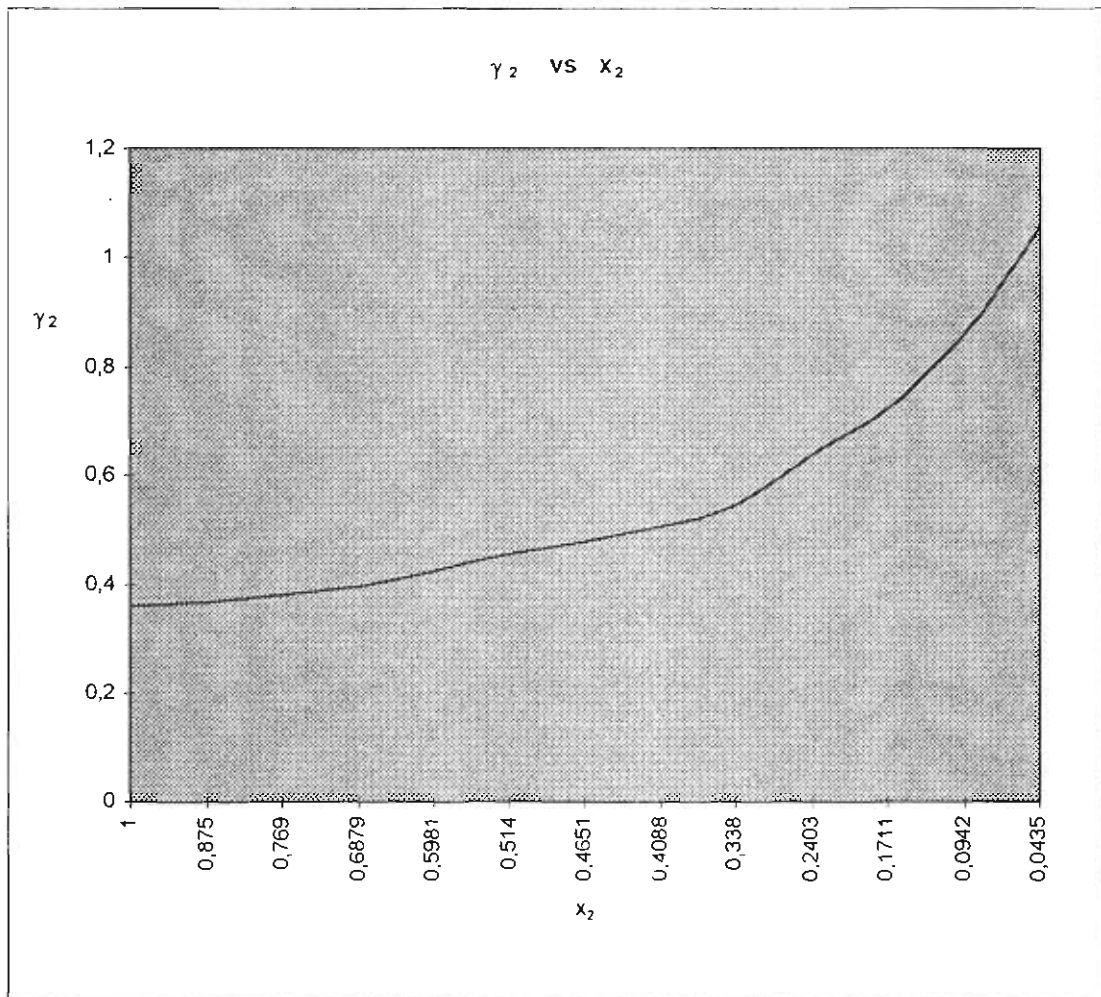
$\Rightarrow H_2 = 375$ y de la consideración anterior $f_2^0 = H_2 = 375$

x_2	\bar{f}_2/f_2^0	a_2	γ_2
1.0000	136.0/375	0.3627	0.3627
0.8750	120.5/375	0.3213	0.3672
0.7690	110.8/375	0.2955	0.3843
0.6879	103.0/375	0.2717	0.3993
0.5981	95.7/375	0.2552	0.4267
0.5740	88.2/375	0.2352	0.4576
0.4651	83.7/375	0.2232	0.4799
0.4088	78.2/375	0.2085	0.5100
0.3380	69.3/375	0.1848	0.5467
0.2403	57.8/375	0.1541	0.6413
0.1711	46.5/375	0.1240	0.7247
0.0942	30.5/375	0.0813	0.8631
0.0435	17.2/375	0.0459	1.0551
0.0000	0/375	0	∞

Gráfica del inciso (d)



Actividad del componente 2 con respecto a su composición, tomando como base a un f_2^0 establecido de la ley de Henry. Los valores de la solución dada indican desviaciones negativas y positivas con respecto a la idealidad.



Coeficiente de actividad del componente 2 con respecto a su composición. Tomando como base a un f_2^0 establecido de la ley de Henry.

e) De la ecuación

$$a = \frac{\bar{f}_2}{f_2^0}$$

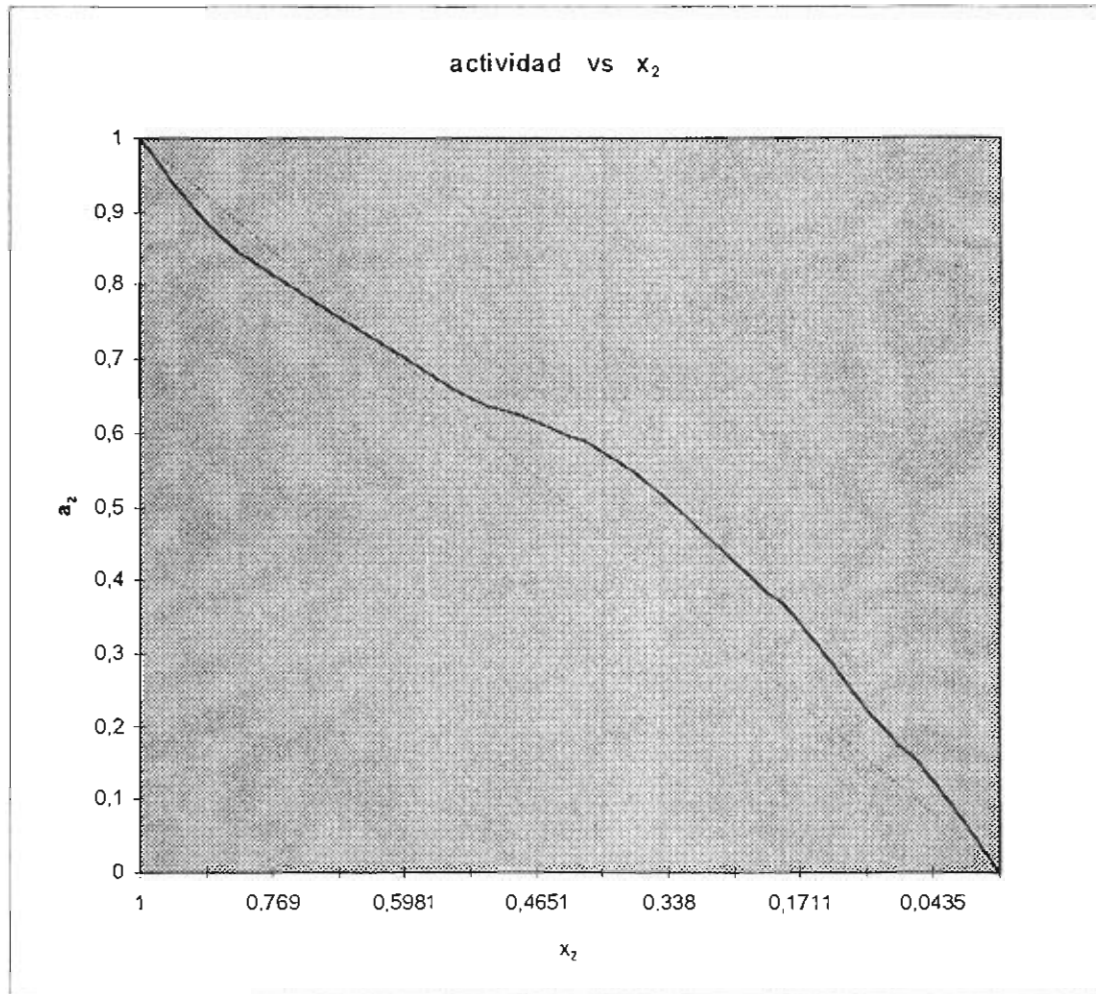
con la condición f_2^0 : estado puro $\Rightarrow f_2^0 = 136$ con $x_2 = 1$

$\Rightarrow \gamma_i = a_i/x_i$; para nuestro caso la ecuación será

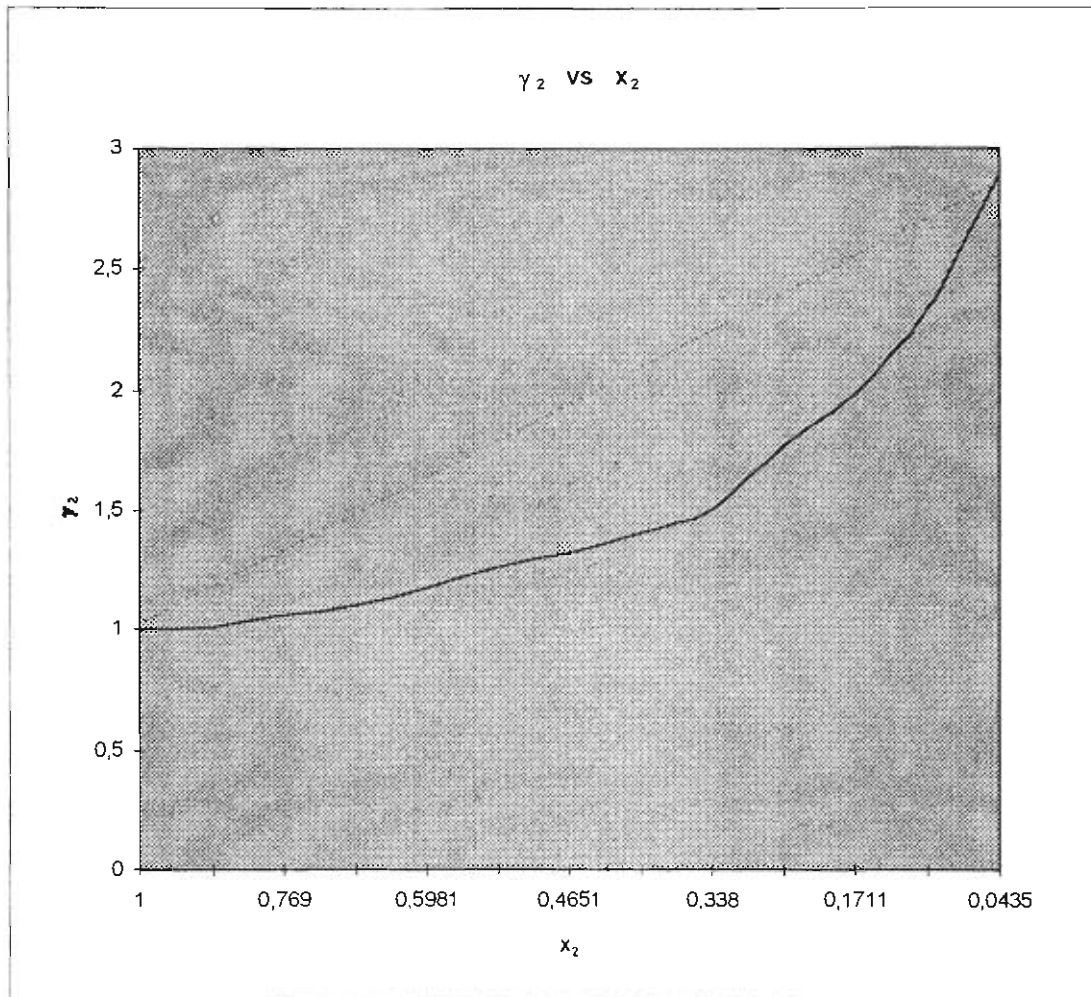
$$\gamma_2 = a_2/x_2$$

Resolviendo, obtenemos:

x_2	\bar{f}_2 / f_2^0	a_2	γ_2
1.0000	136/136	1	1
0.8750	120.5/136	0.886	1.012
0.7690	110.8/136	0.814	1.058
0.6879	103.0/136	0.757	1.100
0.5981	95.7/136	0.703	1.175
0.5140	88.2/136	0.648	1.260
0.4651	83.7/136	0.615	1.322
0.4088	78.2/136	0.575	1.4065
0.3380	69.3/136	0.509	1.5059
0.2403	57.8/136	0.425	1.7686
0.1711	46.5/136	0.341	1.992
0.0942	30.5/126	0.224	2.337
0.0435	17.2/126	0.126	2.896
0.0000	0/126	0	∞



Actividad del ácido acético con respecto a su composición, tomando como base el estado normal del líquido puro. Al comparar la gráfica del inciso d con ésta, se observa que, aunque los estados de referencia son diferentes, el comportamiento es prácticamente el mismo.



Coefficiente de actividad del ácido acético con respecto a su composición, tomando como base el estado normal del líquido puro. Esta gráfica comparada con la del inciso d, presenta prácticamente el mismo comportamiento.

VI

PROBLEMAS PROPUESTOS

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Por definición la capacidad calorífica a presión y volumen constante son, respectivamente:

$$C_p = \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_p \quad \text{y} \quad C_v = \left(\frac{\partial u}{\partial T} \right)_v$$

a partir de estas relaciones demuestre que

$$C_p - C_v = T \left[\left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_v \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_p \right]$$

2. La ecuación de estado virial es:

$$\frac{P}{T} = \frac{R}{v} \left[1 + \frac{B(T)}{v} + \frac{C(T)}{v^2} + \dots \right]$$

Si $\left(\frac{\partial P}{\partial v} \right)_T$ y $\left(\frac{\partial^2 P}{\partial v^2} \right)_T$ son cero en el punto crítico, encuentre las dos primeras constantes B (T) y C (T).

3. Si el coeficiente de Joule Thomson para un gas real es

$$\mu_{JT} = \frac{1}{C_P} \left[T \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P - V \right]$$

Encuentre la expresión del mismo coeficiente para un gas ideal.

4. Encuentre el coeficiente de Joule Thomson para el vapor de agua a $P = 250 \text{ atm}$ y $T = 1100 \text{ R}$.

Emplee las tablas de vapor de agua.

5. Diez kilogramos de etileno ocupan un volumen de 0.06 m^3 a 230 C . Estime la presión del etileno mediante el diagrama de compresibilidad. Estime el error involucrado al suponer comportamiento de gas ideal para el etileno en este estado.

6. Se expande nitrógeno en forma isotérmica desde 175 C y 8.5 MPa hasta 3.5 MPa . Determine la variación de la energía interna, entalpía y entropía del gas, suponiendo que el nitrógeno obedece la ecuación de estado de van der Waals. Compare sus resultados con los valores obtenidos suponiendo comportamiento de gas ideal.

7. Los valores de los segundos coeficientes viriales cruzados de una mezcla equimolar de etano (1), butano (2) y hexano (3) a 200 C y 1.5 atmósferas son, respectivamente:

$$B_{12} = - 85 \text{ cm}^3 / \text{gmol}, \quad B_{13} = - 130 \text{ cm}^3 / \text{gmol} \quad \text{y} \quad B_{23} = - 350 \text{ cm}^3 / \text{gmol}.$$

Determine el volumen molar de la mezcla.

8. Un tanque rígido de 0.1 m^3 contiene agua saturada a 350 C. Si el líquido y el vapor ocupan el mismo volumen geométrico, ¿Cuál es la entalpía específica del sistema ELV ?

Suponga que no cuenta con tablas de vapor y que la entalpía específica del vapor saturado a 350 C es de 2 563.9 kJ/kg.

9. Un tanque rígido de 0.3 m^3 contiene agua líquida y vapor en equilibrio a 300 F. Si el líquido ocupa las dos terceras partes del volumen total, y se calienta el tanque hasta alcanzar una sola fase, ¿Qué fase será, líquido saturado o vapor saturado?

10. Se comprime etano en un compresor adiabático desde 200 kPa y 50 C hasta una presión de 8 MPa. El gasto másico de etano es de 0.66 kg/s y la eficiencia del compresor adiabático es 83 %. Determine la energía requerida para operar el compresor.

11. Entra propano a una turbina adiabática a 3 MPa y 175 C, y sale a 300 kPa y 130 C. Determine el rendimiento de trabajo por unidad de masa de propano y la eficiencia de la turbina.

12. Un recipiente de almacenamiento aislado con un volumen de 0.15 m^3 en un principio se encuentra vacío. En el recipiente se abre una válvula, y fluye dióxido de carbono dentro del recipiente desde una línea de abastecimiento, donde las condiciones del gas se mantienen a 7 MPa y 90 C. La válvula se cierra cuando la presión en el recipiente alcanza 4 MPa. Determine la temperatura final y la masa dentro del tanque.

13. Gas butano sufre un cambio de estado de estado desde 80 F y 14.7 psia, hasta 350 F y 700 psia. Determine el cambio de entalpía, energía interna y entropía.

14. Para enfriar agua de 35 C a 18 C se dispone de una torre de enfriamiento que utiliza aire en contracorriente, con una temperatura de bulbo seco de 25 C y de bulbo húmedo a 28 C. Si el gasto de agua es de $40 \text{ m}^3/\text{min}$, determine:

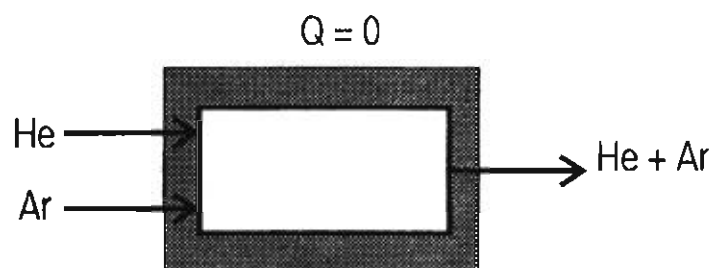
- a) El gasto volumétrico de aire a la entrada en m^3/min .
- b) Los kilogramos por minuto de agua evaporada.

15. En un tanque de 5 lt a 200 C y 10 atmósferas, se tiene 5 kg de una mezcla gaseosa de butano y pentano. ¿Cuál será la composición de la mezcla en % peso, a partir de:

- Ecuación de gas ideal,
- Ecuación virial ?

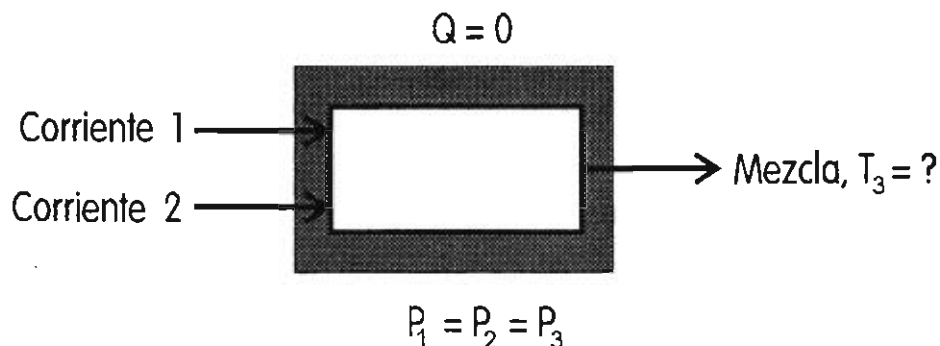
16. Se diseña un dispositivo para obtener una mezcla de aire vapor saturado a 20 C y 100 kPa. ¿Qué cantidad de agua y energía en forma de calor es necesario extraer si a la entrada de una mezcla de aire vapor a 35 C y 85 % de humedad relativa, a razón de 750 m³/min?

17. La figura muestra un dispositivo adiabático en el que se mezclan helio y argón a razón de 1 a 5 respectivamente. Si el helio entra a 50 C, 150 kPa y el argón a 300 C, 150 kPa. ¿Cuál será la temperatura final de la mezcla y su variación de entropía por kg de mezcla? Suponga que el mezclador trabaja a presión constante.



18. En un proceso adiabático de flujo permanente se mezclan 2 corrientes de aire, cada una saturada con vapor de agua a 50 C, 0.5 kg/s y -10 C,

3 kg/s. Si el mezclador trabaja a presión constante, ¿Cuál será la temperatura de salida?



19. Un tanque rígido contiene 3 kg de aire a 30 C de temperatura de bulbo seco, 150 kPa y 90% de humedad relativa. Si se desea calentar el aire a 50 C, ¿Cuánto calor es necesario suministrar al tanque?

20. Por medio de la ley de Henry, determine el calor estándar a 20 C de la siguiente reacción:



Para la misma reacción, pero en estado líquido $\text{C}_9\text{H}_{20}(\text{l})$ como reactivo y el $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ como producto, el calor estándar de reacción a 20 C es - 5100.9 kJ/kgmol. El calor latente de vaporización del agua a 20 C es 40 kJ/gmol, y la temperatura normal de ebullición del C_9H_{20} es 75 C.

21. Considere la combustión del hexano con la cantidad teórica del aire, a una presión constante de 100 kPa, determine:

- a) La relación aire combustible
- b) El análisis volumétrico en base seca de los productos de la combustión.
- c) La temperatura de punto de rocío en el que el agua se condensa.
- d) Determine la densidad de los productos de combustión a una temperatura de 150 C.

22. Un gas que se quema con la cantidad teórica de aire tiene la siguiente composición en base volumétrica (antes de la combustión):

C_2H_6 - 60.5 %, C_3H_8 - 10.5 %, C_4H_{10} - 24 %, CO_2 - 0.1 %, O_2 - 2.0 %, N_2 - 2.9 %

Determine la relación A/C y el análisis volumétrico de los productos de la combustión en base seca.

23. En la combustión adiabática del butano, C_4H_{10} , con 150 % de aire teórico. ¿Cuál será la temperatura teórica flama, si la temperatura al iniciarse el proceso es de 298 K y el proceso se realiza a presión constante en estado permanente?

24. Se tiene una solución ideal de etano y propano en ELV a 50 C, 30 atm. Estímese la composición de equilibrio en las 2 fases (líquido y vapor).

25. En un sistema binario de CH_4 y C_2H_6 a 30 C y 25 atm experimentalmente se encontró:

$$x_{\text{CH}_4} = 0.48 ; \quad y_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0.80$$

Determine la composición de equilibrio en las fases líquido vapor como solución ideal y compárese con los volúmenes experimentales.

APENDICE

INDICE DE FIGURAS

Figura

1	Gráfica del factor generalizado de compresibilidad, $P_R \leq 1.0$	147
2	Gráfica del factor generalizado de compresibilidad, $P_R \leq 10.0$	148
3	Gráfica del factor generalizado de compresibilidad, $10 \leq P_R \leq 40$	149
4	Gráfica de la discrepancia de entalpía	150
5	Gráfica de la discrepancia de entropía	151
6	Gráfica del coeficiente de fugacidad	152
7	Diagrama psicrométrico para 1 atm	153
8	Gráfica de correlación generalizada para φ^0	154
9	Gráfica de correlación generalizada para φ^1	155
10	Gráfica de relación de la ley de Henry y de Lewis Randall con la fugacidad y la composición	156
11	Gráfica del comportamiento de una solución ideal con la fugacidad y la composición	157

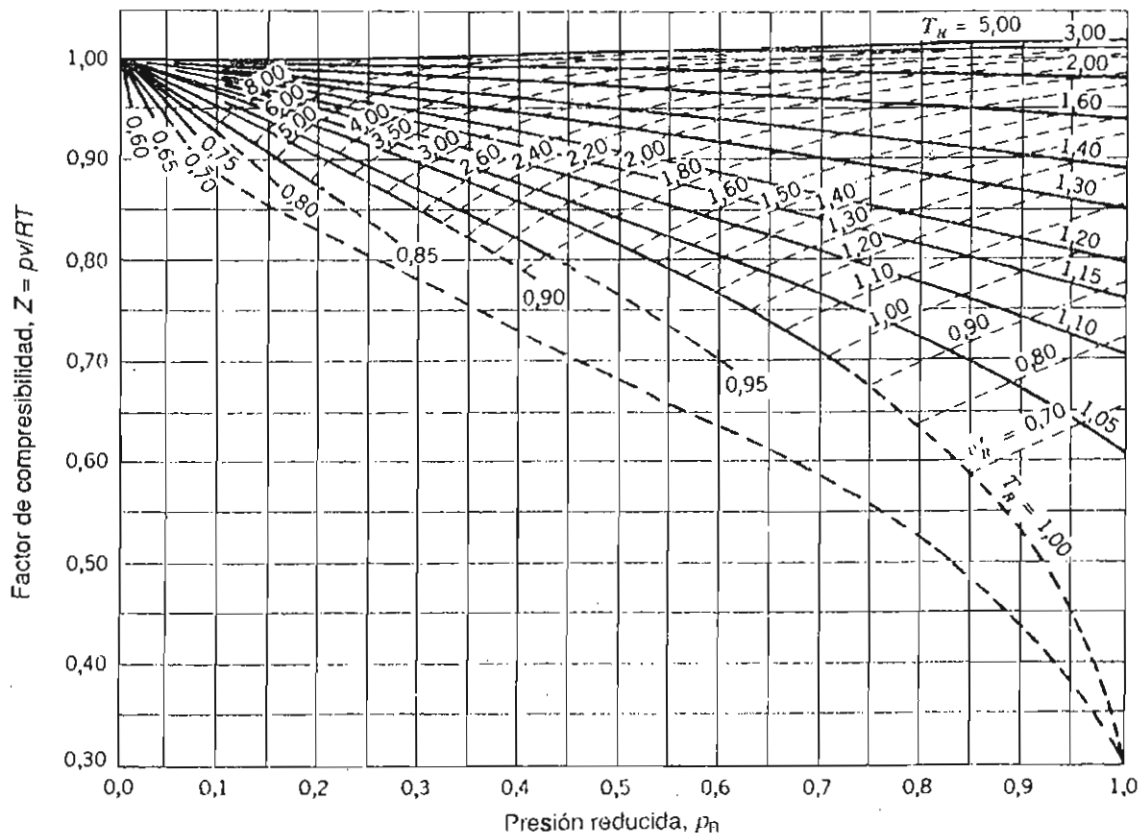


Figura 1 Gráfica del factor generalizado de compresibilidad, $p_R \leq 1,0$. Fuente: E.F. Obert, *Concepts of Thermodynamics*, McGraw-Hill, New York, 1960.

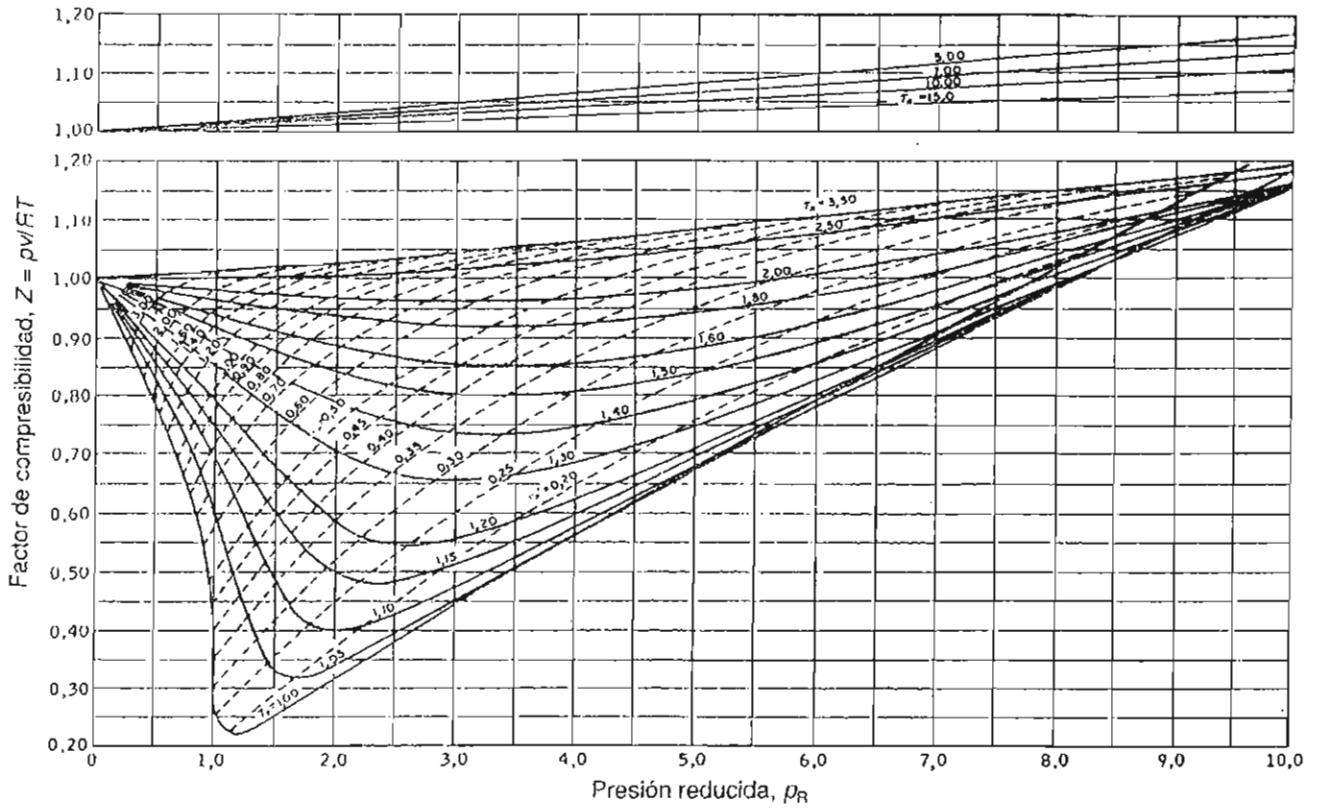


Figura 2 Gráfica del factor generalizado de compresibilidad, $p_R \leq 10,0$. Fuente: E.F. Obert, *Concepts of Thermodynamics*. McGraw-Hill, New York, 1960.

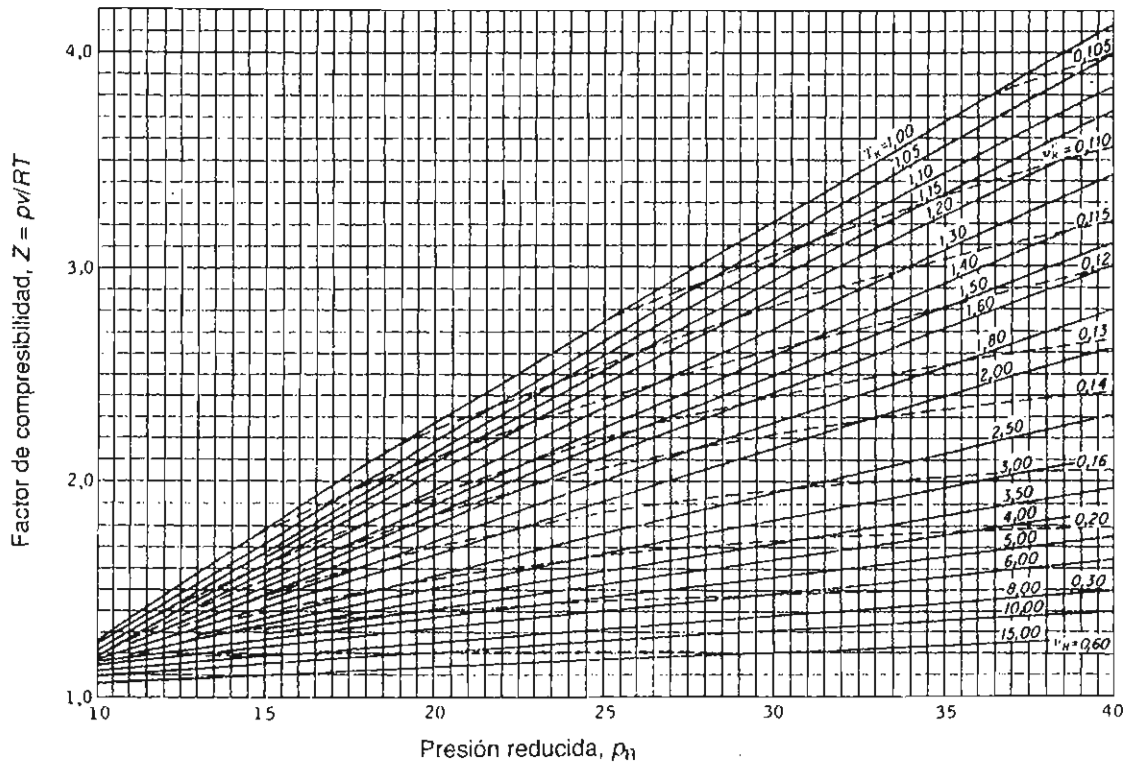


Figura 3 Gráfica del factor generalizado de compresibilidad, $10 \leq p_R \leq 40$. Fuente: E.F. Obert, *Concepts of Thermodynamics*, McGraw-Hill, New York, 1960.

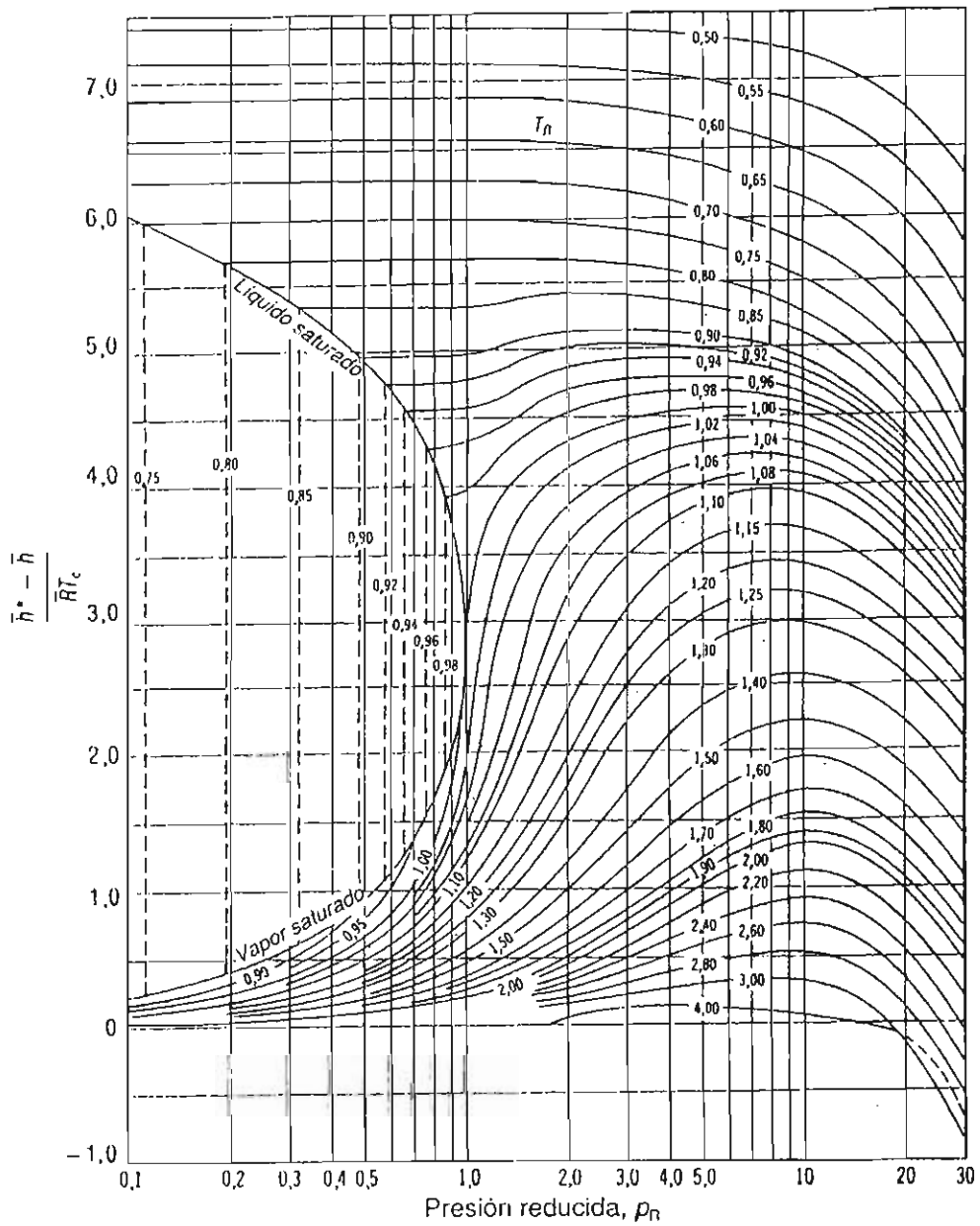


Figura 1 Gráfica de la discrepancia de entalpía. Fuente: Adaptada de G.J. Van Wylen y R.E. Sonntag, *Fundamentals of Classical Thermodynamics*, 3rd. ed., English/SI, Wiley, New York, 1986.

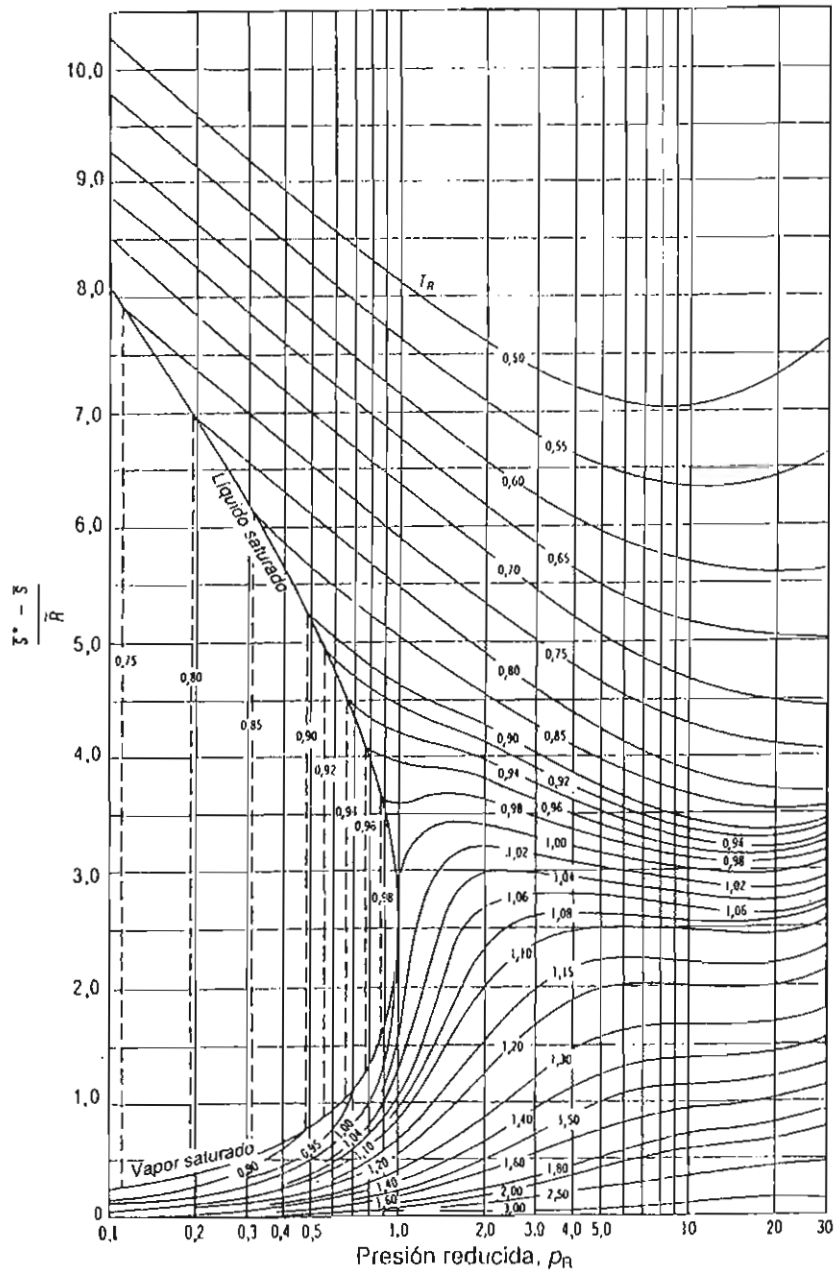


Figura 5 Gráfica de la discrepancia de entropía. Fuente: Adaptada de G.J. Van Wylen y R.E. Sonntag, *Fundamentals of Classical Thermodynamics*, 3rd ed., English/St, Wiley, New York, 1986.

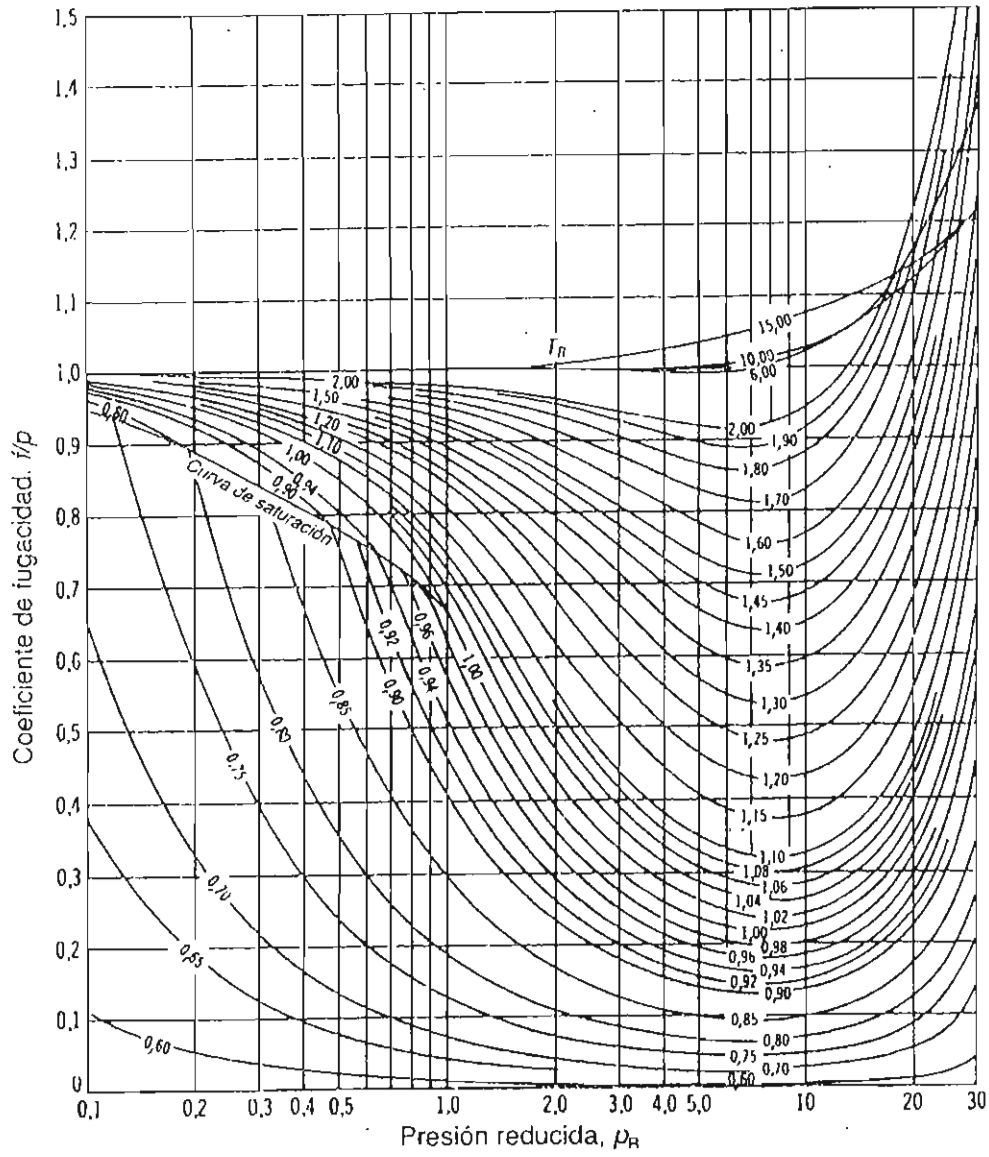


Figura 6 Gráfica del coeficiente de fugacidad. Fuente: G.J. Van Wyley y R.E. Sonntag, *Fundamentals of Classical Thermodynamics*, 3rd. ed., English/SI, Wiley, New York, 1986.

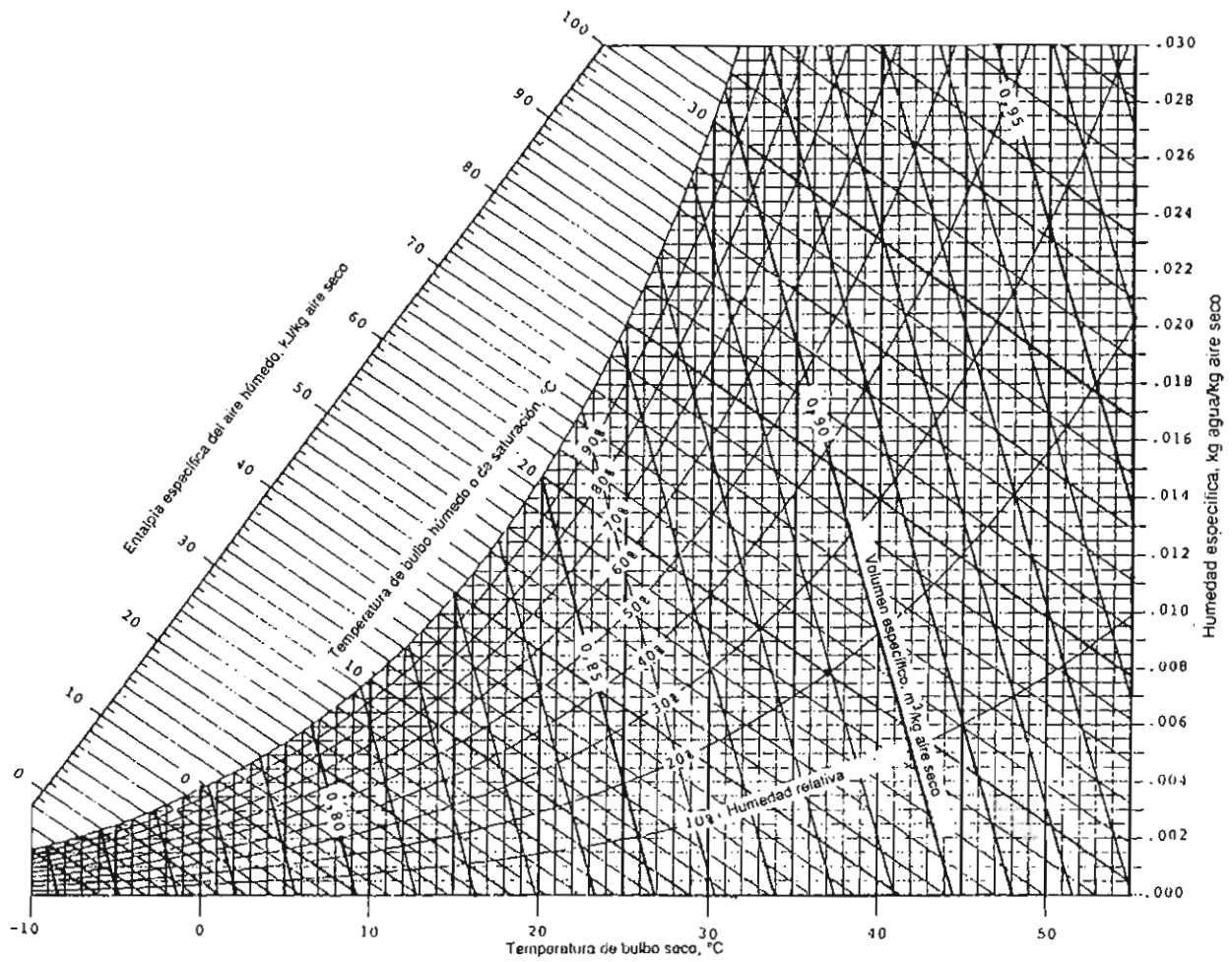


Figura 7 Diagrama psicrométrico para 1 atm. Fuente: Z. Zhang y M.B. Pate, "A Methodology for Implementing a Psychrometric Chart in a Computer Graphics System," *ASHRAE Transactions*, Vol. 94, Pt. 1, 1988.

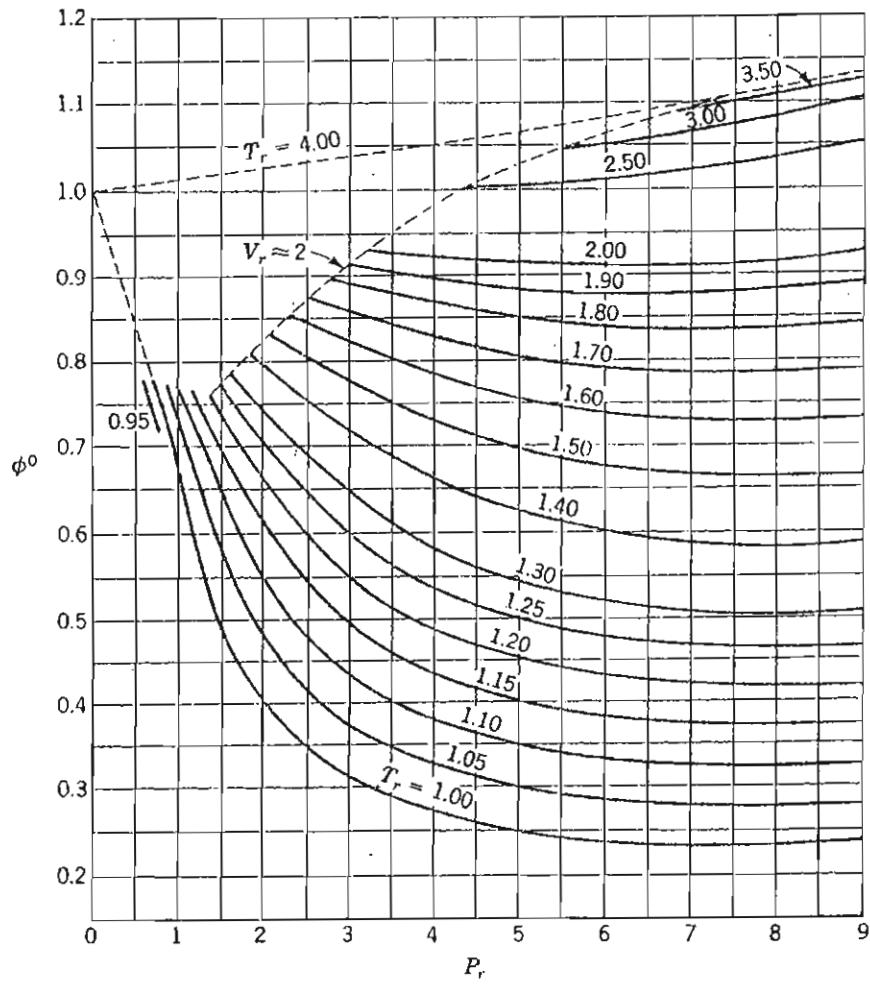


Fig. 8 Correlación generalizada para ϕ^0 . Basada en datos de argón, kriptón y xenón a partir de las correlaciones de Pitzer. (Consúltese la sección 3-6.)

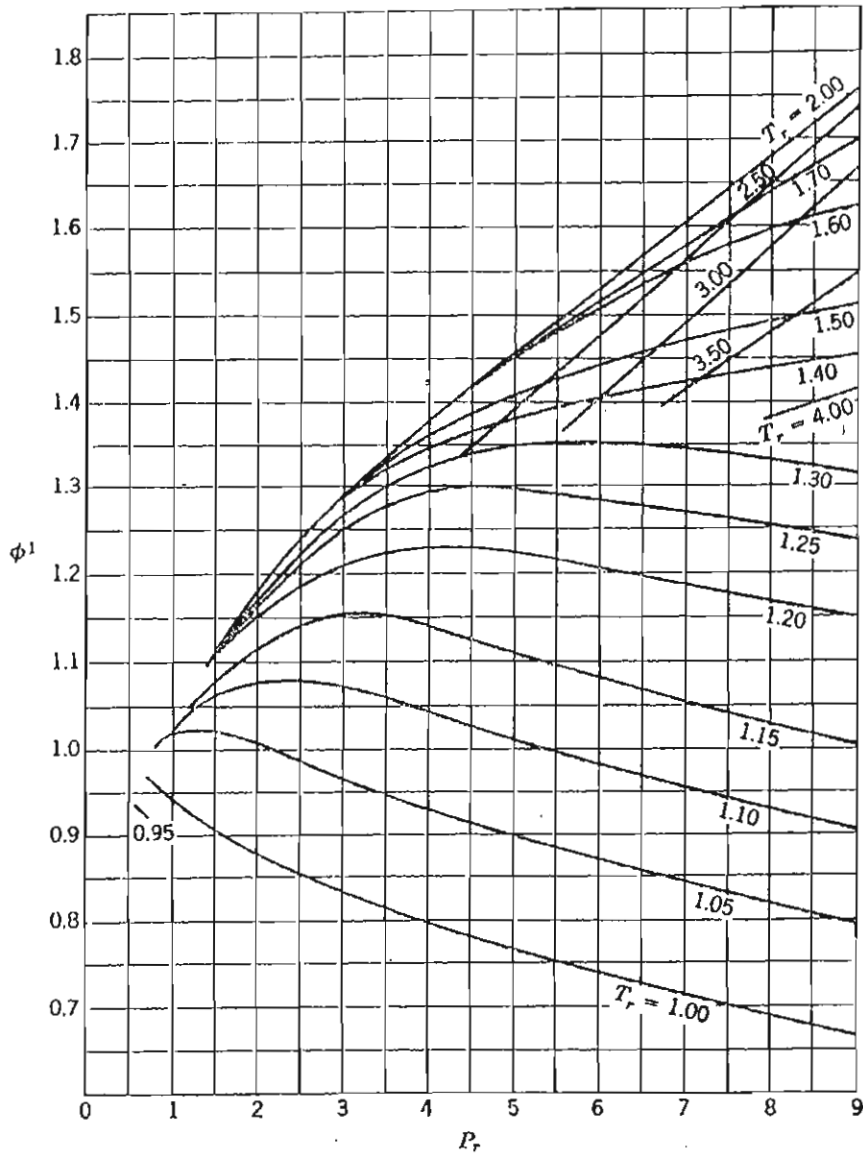


Fig. 9 Correlación generalizada para ϕ^1 a partir de la correlación de Pitzer. (Consultese la sección 3-6.)

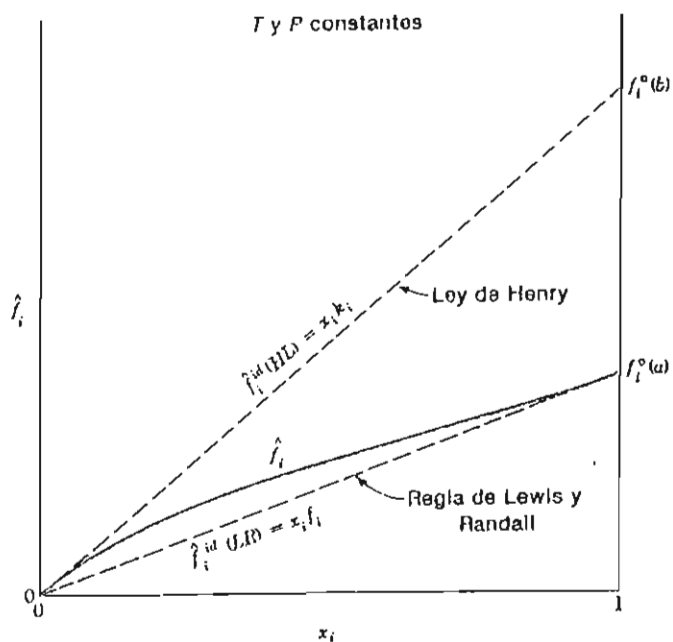


Fig. 10 Dependencia de \hat{f}_i respecto a la composición en relación con la ley de Henry y la regla de Lewis y Randall.

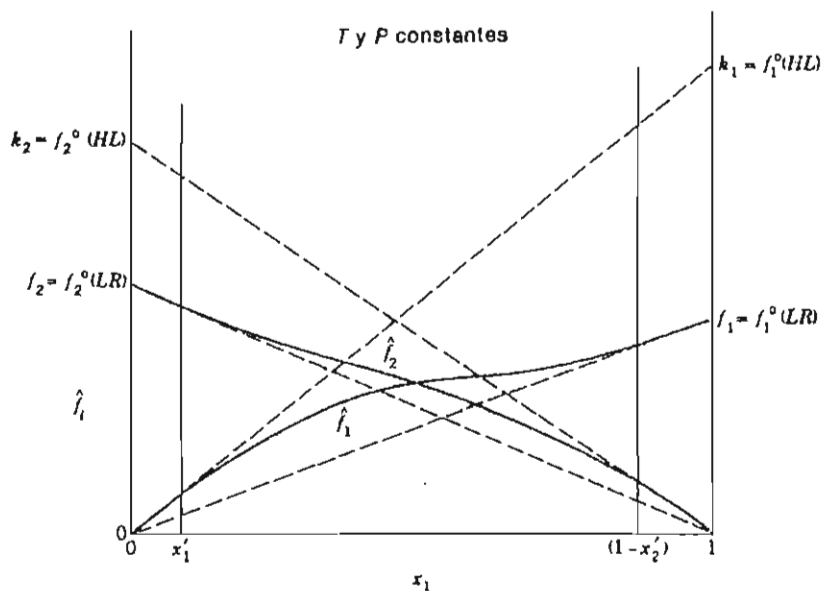


Fig. 11 Curvas de fugacidad-composición para un sistema binario y su comparación con el comportamiento de una solución ideal en las regiones $0 < x_1 < x_1'$ y $(1 - x_2) < x_1 < 1$.

BIBLIOGRAFIA

- *Termodinámica,*
Kenneth Wark
Edit. Mc. Graw Hill, México, D.F., 1988.

- *Fundamentos de Termodinámica Técnica,*
M.J. Moran y H.N. Shapiro
Edit. Reverté, Tomo II, Barcelona, Esp., 1994.

- *Termodinámica,*
William Z. Black y James G. Hartley
Edit. Continental, México, D.F., 1989.

- *Introducción a la Termodinámica en Ingeniería Química*
J.M. Smith y H.C. Van Ness
Edit. Mc. Graw Hill, México, D.F., 1980.

- *Termodinámica*
Kurt C. Rolle
Edit. Interamericana, México, D.F., 1984.

- *Termodinámica*
José A. Manrique y Rafael S. Cárdenas
Edit. Harla, México, D.F., 1976.

- *Termodinámica del equilibrio*
Fernando Aguirre Ode
Edit. Interamericana, México, D.F., 1971.

PROBLEMARIO DE TERMODINÁMICA APLICADA II

SE TERMINÓ DE IMPRIMIR EN EL MES DE
ABRIL DE 2009 EN LOS TALLERES DE LA SECCIÓN
DE IMPRESIÓN Y REPRODUCCIÓN DE LA
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA
UNIDAD AZCAPOTZALCO

SE IMPRIMIERON 100 EJEMPLARES
MÁS SOBANTES PARA REPOSICIÓN

LA EDICIÓN ESTUVO A CARGO DE LA
SECCIÓN DE PRODUCCIÓN Y DISTRIBUCIÓN EDITORIALES
DE LA UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA
UNIDAD AZCAPDTZALCO

Formato de Papeleta de Vencimiento

*El usuario se obliga a devolver este libro en la fecha
señalada en el sello mas reciente*

Código de barras. 2894202

FECHA DE DEVOLUCION

- Ordenar las fechas de vencimiento de manera vertical.
- Cancelar con el sello de "DEVUELTO" la fecha de vencimiento a la entrega del libro



2894202

**UAM
QC311
L6.6
v.2**

**2894202
López Callejas, Raymundo
Problemario de termodinám**

PROBLEMARIO DE TERMODINAMICA APLICADA II
LARA ARACELI * SECCION DE IMPRESION

15684

R. 40



\$ 21.00

ISBN: 970-31-0508-4



978-97031-05083

40-ANTOLOGIAS CBI * 01-CBI

UNIVERSIDAD
AUTONOMA
METROPOLITANA
Casa abierta al tiempo



División de Ciencias Básicas e Ingeniería
Departamento de Energía
Coordinación de Extensión Universitaria
Sección de Producción y Distribución Editoriales