

PROPIEDADES DE LOS FLUIDOS PETROLEROS

21 de febrero de 2026

FACULTAD DE INGENIERÍA

UNAM

Moisés Velasco Lozano, PhD

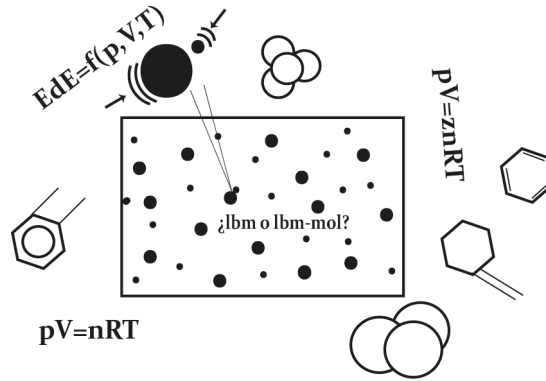
Tema 3

Comportamiento de los gases

Índice

1. Capítulo II. Ecuaciones de estado para gases naturales	2
1.1. Introducción	2
1.2. Comportamiento de un gas ideal puro	2
1.2.1. Ecuación de Boyle	2
1.2.2. Ecuación de Charles	3
1.2.3. Ley de Avogadro	4
1.2.4. Derivación de la Ecuación de estado para gases ideales	5
1.2.5. Constante universal de los gases reales	7
1.2.6. Densidad de un gas ideal	7
1.2.7. Comportamiento de una Mezcla de gases ideales	8
1.2.8. Ley de Dalton de presiones parciales	8
1.2.9. Ley de Amagat de volúmenes parciales	9
1.3. Fracción volumen y fracción peso	11
1.3.1. Conversión de fracción mol a fracción peso	11
1.3.2. Conversión de fracción peso a fracción mol	12
1.3.3. Propiedades de las mezclas de gases ideales	12
1.3.4. Volumen estándar ($V_{@c.s}$)	13
1.3.5. Peso molecular aparente	13
1.3.6. Densidad y volumen específico de una mezcla de gases	13
1.3.7. Densidad relativa de una mezcla de gases (gravedad específica)	14
1.4. Comportamiento de gases reales	15
1.4.1. Factor de compresibilidad z	15
1.4.2. Ley de los estados correspondientes	19
1.4.3. Presión y temperatura pseudocrítica para mezclas de gases	20
1.4.4. Presión y temperatura pseudoreducida para mezclas de gases	21
1.4.5. Propiedades pseudocríticas de los heptanos y más pesados	23
1.4.6. Efecto de componentes no hidrocarburos sobre el factor z	28

1. Capítulo II. Ecuaciones de estado para gases naturales



1.1. Introducción

Un gas está definido como un fluido homogéneo de baja densidad y viscosidad, sin volumen ni forma definida, sin embargo las moléculas ocupan completamente el espacio que los contiene. Las propiedades del gas cambian considerablemente respecto a las propiedades de los fluidos, principalmente debido a que las moléculas en el gas se encuentran más alejadas entre ellas en comparación a los líquidos.

Las propiedades físicas de un gas natural se pueden calcular directamente por mediciones de laboratorio o estimar a partir de la composición química de la mezcla de gases. En el caso de estimaciones, los cálculos se basan en las propiedades físicas de los componentes individuales del gas, referidas como reglas de mezclado. El comportamiento de estos gases puede ser analizado mediante el empleo de una ecuación de estado EdE. Anteriormente se describió que una EdE es una expresión matemática que permite relacionar las condiciones de presión, volumen y temperatura.

1.2. Comportamiento de un gas ideal puro

Un gas ideal presenta las siguientes propiedades:

1. El volumen ocupado por las moléculas es insignificante en comparación con el volumen total ocupado por el gas.
2. Las fuerzas de atracción y repulsión entre las moléculas y las paredes del contenedor en donde se encuentra el gas son despreciables.
3. Los choques entre las moléculas son perfectamente elásticos (no existe ganancia o pérdida de energía interna durante los choques).

A continuación se presenta de manera resumida las leyes de Boyle, Charles, y Avogadro; las cuales en conjunto permiten describir el comportamiento de los gases.

1.2.1. Ecuación de Boyle

Establece que a condiciones de temperatura constante, el volumen de un gas ideal es inversamente proporcional a la presión para una masa de gas definida.

$$p \propto \frac{1}{V}$$

$$pV = \text{constante} \quad (1.1)$$

p = Presión
 V = Volumen

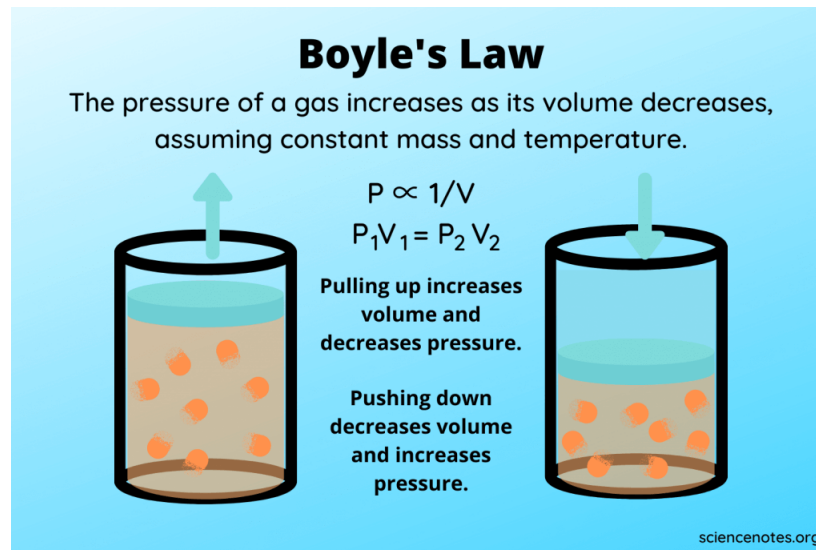


Figura 1.1: Representación de la Ley de Boyle

1.2.2. Ecuación de Charles

La ecuación de Charles establece que (en base a datos experimentales) a condiciones de presión constante, el volumen de un gas ideal es directamente proporcional a la temperatura para una masa de gas definida.

$$V \propto T$$

$$\frac{V}{T} = \text{constante} \quad (1.2)$$

T = Temperatura

V = Volumen

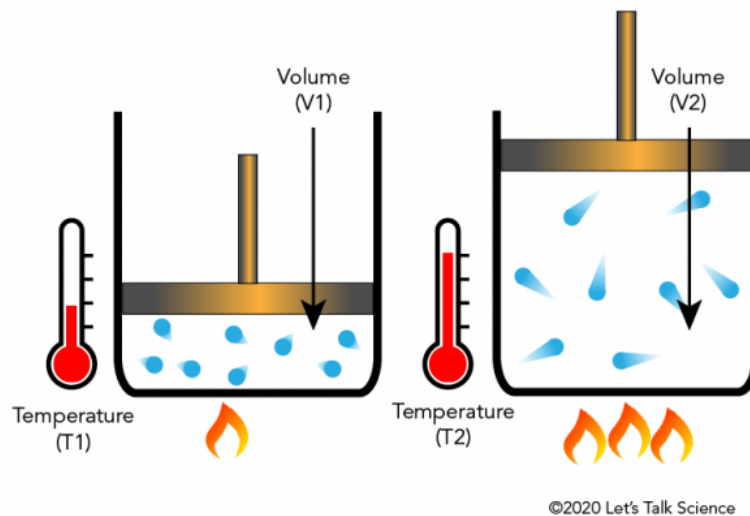


Figura 1.2: Representación de la Ley de Charles

1.2.3. Ley de Avogadro

Establece que bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, volúmenes iguales de todos los gases ideales contienen el mismo número de moléculas. En esta condición el volumen de un gas ideal es directamente proporcional al número de moles.

$$V \propto n$$

$$\frac{V}{n} = \text{constante} \quad (1.3)$$

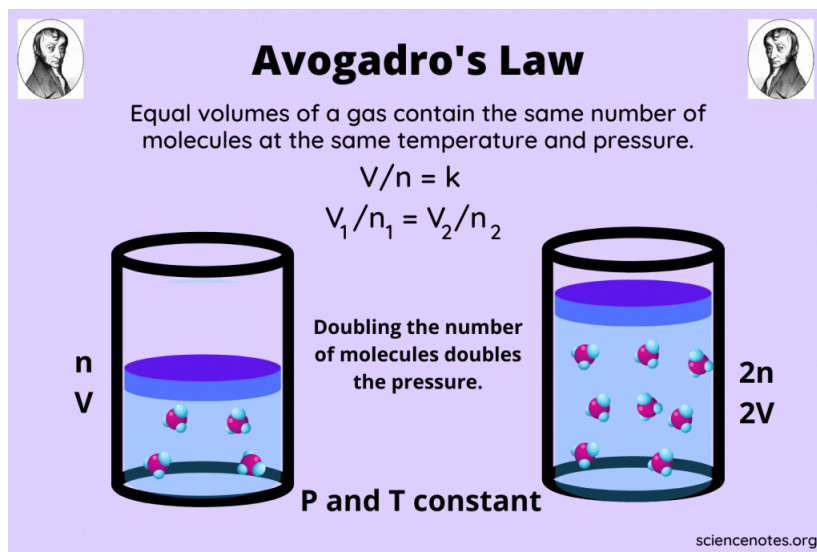


Figura 1.3: Representación de la Ley de Charles

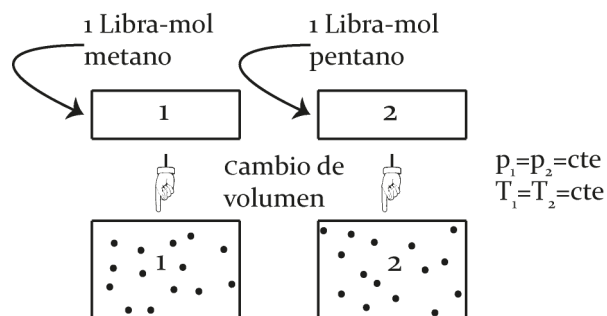
Otra forma de describirlo es que al tomar una muestra de una libra-mol de cualquier gas ideal, esta contendrá el mismo número de moléculas, las cuales ocuparán el mismo volumen siempre y cuando se encuentren a las mismas condiciones de presión y temperatura.

Supongamos que se cuenta con dos recipientes en los que no se tiene ninguna masa contenida en ellos (vacíos) a una presión y temperatura constantes.

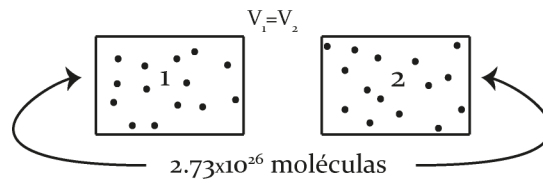
Recipientes vacíos



Posteriormente se agrega una libra-mol de dos diferentes gases ideales, a cada uno respectivamente, manteniendo las condiciones de presión y temperatura constantes



El volumen resultante que ocupan los gases es igual, el cual resulta de la interacción de las moléculas, las que para cada gas corresponden al mismo número



Se tienen 6.023×10^{23} moléculas por gramo-mol de gas ideal o 2.73×10^{26} moléculas por libra-mol de gas ideal

1.2.4. Derivación de la Ecuación de estado para gases ideales

En función de la teoría cinética de los gases, se requiere derivar una ecuación matemática para expresar las relaciones que existen entre la presión, el volumen y la temperatura para una cantidad de gas establecida. La relación para gases ideales se denomina la **Ley para gases ideales**. A continuación se presenta el proceso de derivación:

- Se considera que se tiene un sistema con una cierta cantidad de masa de gas para un componente "x" bajo ciertas condiciones de presión p_1 , temperatura T_1 y volumen V_1 ; posteriormente bajo un proceso isotérmico (Ley de Boyle) se tiene un cambio en la presión, por lo que el sistema ahora se encuentra a p_2 , T_2 y V_2

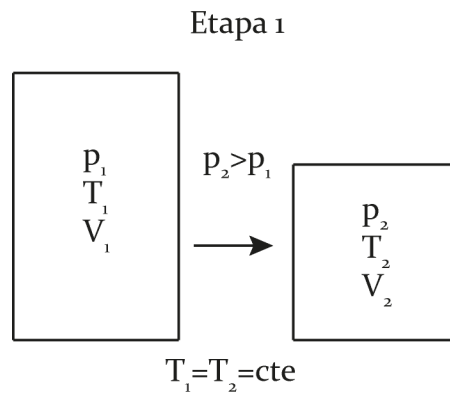


Figura 1.4: Proceso isotérmico

- En una segunda etapa, se presenta ahora un cambio de temperatura en el sistema, pero manteniendo la presión constante (Ley de Charles), se tiene como consecuencia una modificación en el volumen de la etapa 2 a la 3. Las condiciones son p_3 , V_3 y T_3

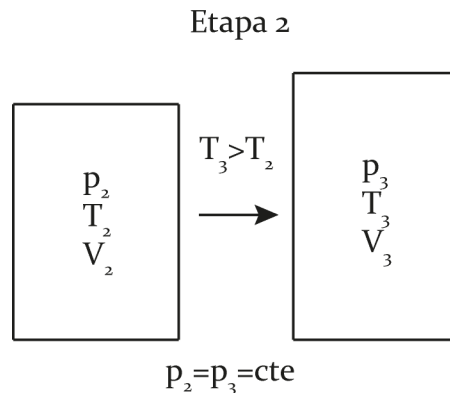


Figura 1.5: Proceso isobárico

- Para la primera etapa (Ley de Boyle), en donde se considera constante la temperatura se tiene entonces:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \quad (1.4)$$

- Para la segunda etapa (Ley de Charles) en donde se tiene un proceso isobárico (presión constante) las condiciones de volumen y temperatura están relacionadas como:

$$\frac{V_2}{T_2} = \frac{V_3}{T_3} \quad (1.5)$$

- Al despejar el volumen V_2 de las ecuaciones (1.3) y (1.4) e igualando las expresiones se tiene:

$$\frac{p_1 V_1}{T_2} = \frac{p_2 V_3}{T_3}$$

adicionalmente $T_2 = T_1$ y $p_2 = p_3$

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_3 V_3}{T_3}$$

es importante mencionar que en todo el proceso el número de moles (n) es el mismo por lo que podemos escribir:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1 n} = \frac{p_3 V_3}{T_3 n}$$

Al observar la relación anterior, se concluye que para una masa de gas establecida la relación corresponde a un valor constante; la constante es nombrada como R_x para nuestro ejemplo para el componente "x"

$$\frac{p_1 V_1}{T_1 n} = \frac{p_3 V_3}{T_3 n} = R_x \quad (1.6)$$

La constante R_x que se describe en la expresión anterior, no indica que corresponda al mismo valor para cualquier gas ideal, dado que cada gas tiene comportamientos diferentes debido a su naturaleza misma. Con el objetivo de solventar dicha situación se recurre a la Ley de Avogadro.

Como se explicó anteriormente, la Ley de Avogadro indica que el volumen molar de un gas ideal ocupa el mismo volumen molar que el de otro gas ideal, a las mismas condiciones de presión y temperatura, es decir los volúmenes molares son los mismos para los componentes A y B :

$$V_{MA} = V_{MB}$$

Los volúmenes molares indican la cantidad de volumen que ocupa una cierta cantidad de libras-mol de alguna sustancia; en el caso descrito anteriormente se tiene la misma cantidad de moles por lo que de acuerdo a los ilustrado en la Ley de Avogadro, ocupan el mismo volumen si estas se encuentran a las mismas condiciones de presión y temperatura.

Por lo que al sustituir en las respectivas ecuaciones para los sistemas A y B se tiene:

$$\frac{p_A V_{MA}}{T_A} = R_A$$

$$\frac{p_B V_{MB}}{T_B} = R_B$$

dado que $V_{MA} = V_{MB}$ en la condición de misma presión y temperatura:

$$\frac{R_A T_A}{p_A} = \frac{R_B T_B}{p_B}$$

por lo que se concluye entonces que $R_A = R_B$. De forma general se tiene:

$$p V_M = R T \quad (1.7)$$

esta expresión para n moles de un gas ideal se escribe como:

$$p V = n R T \quad (1.8)$$

Nota: Darse cuenta del cambio de nomenclatura para los subíndices, se utilizó números para hacer referencia al mismo componente; en el caso de dos diferentes componentes se utilizó letras.

1.2.5. Constante universal de los gases reales

Las unidades a condiciones estándar de un gas ideal para la obtención de la constante universal es

$$p = 14.7 \text{ psia}$$

$$V = 379.4 \text{ ft}^3$$

$$n = 1 \text{ lbm} - \text{mol}$$

$$T = 60^\circ \text{F}$$

La constante R :

$$R = 10.732 \frac{\text{psia} \cdot \text{ft}^3}{\text{lbm} - \text{mol} \cdot ^\circ \text{R}}$$

adicionalmente se tiene:

$$n = \frac{m}{M} \left(\frac{\text{lbm}}{\text{lbm} - \text{mol}} = \text{lbm} - \text{mol} \right)$$

Values of the Universal Gas Constant R			
Values of R	Units	Values of R	Units
8.314472	J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹	83.14472	L·mbar·K ⁻¹ ·mol ⁻¹
0.082057	L·atm·K ⁻¹ ·mol ⁻¹	8.314472×10^{-5}	m ³ ·bar·K ⁻¹ ·mol ⁻¹
8.205745×10^{-5}	m ³ ·atm·K ⁻¹ ·mol ⁻¹	10.73159	ft ³ ·psi·°R ⁻¹ ·lb·mol ⁻¹
8.314472	L·kPa·K ⁻¹ ·mol ⁻¹	0.73024	ft ³ ·atm·°R ⁻¹ ·lb·mol ⁻¹
8.314472	m ³ ·Pa·K ⁻¹ ·mol ⁻¹	1.98588	Btu·°R ⁻¹ ·lb·mol ⁻¹
82.05745	cm ³ ·atm·K ⁻¹ ·mol ⁻¹	62.36367	L·torr·K ⁻¹ ·mol ⁻¹

Unidades de campo

Las unidades de campo para cada variable son:

p = Presión absoluta en $\frac{\text{lb}}{\text{pg}^2}$ absoluta (psia)

V = Volumen en ft^3

V_e = Volumen específico en $\frac{\text{ft}^3}{\text{lbm}}$

T = Temperatura absoluta en $^\circ \text{R}$

n = Número de moles de gas en $\text{lbm} - \text{mol}$

m = Masa de gas en lbm

M = Peso molecular en $\frac{\text{lbm}}{\text{lbm} - \text{mol}}$

R = Constante universal de los gases $\frac{\text{psia} \times \text{ft}^3}{\text{lbm} - \text{mol} \times ^\circ \text{R}}$

1.2.6. Densidad de un gas ideal

La densidad de un gas ideal se define como la cantidad de masa por unidad de volumen. En el caso de utilizar la ecuación de estado derivada anteriormente (1.7), podemos expresar la densidad:

$$V = \frac{nRT}{p}$$

$$\frac{V}{m} = \frac{RT}{Mp}$$

$$\rho_g = \frac{m}{V} = \frac{pM}{RT} \quad (1.9)$$

1.2.7. Comportamiento de una Mezcla de gases ideales

Generalmente los estudios de ingeniería petrolera requieren de conocer el comportamiento de una mezcla de gases, la determinación de las propiedades químicas y físicas de la mezcla gaseosa se estiman a partir de las propiedades físicas de los componentes individuales puros de dicha mezcla, a través del empleo apropiado de reglas de mezclado. La ecuación que representa el comportamiento de los gases ideales es:

$$pV = nRT$$

1.2.8. Ley de Dalton de presiones parciales

La ley de Dalton describe que la presión de cada componente de una mezcla de gases es igual a la presión (suma de las presiones individuales) que cada componente ejerce si este estuviese presente en el volumen ocupado por la mezcla de gases. Es decir, la presión total del sistema (mezcla de gases) corresponde a la presión que ejercería individualmente cada componente, cada una de estas presiones parciales referidas al **mismo volumen**, volumen que ocupa la mezcla. **La temperatura es constante en el proceso.**

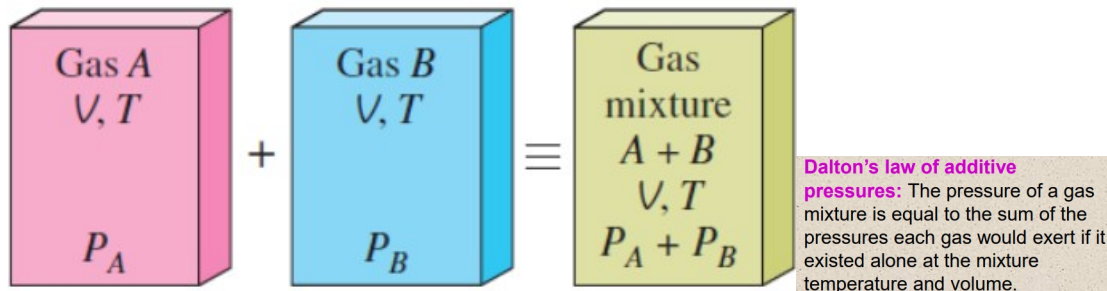


Figura 1.6: Esquema de la Ley de Dalton

La ley de Dalton solo es válida cuando la mezcla y cada componente de la misma se comportan de acuerdo a la teoría para los gases ideales

$$pV = nRT$$

Estableciendo la expresión para cada uno de los componentes independientes se tiene:

$$p_A = \frac{RT}{V}n_A; \quad p_B = \frac{RT}{V}n_B; \quad p_C = \frac{RT}{V}n_C$$

de acuerdo a la Ley de Dalton:

$$p = p_A + p_B + p_C$$

siendo p la presión de la mezcla en el sistema. Sustituyendo en términos de cada una de las presiones parciales:

$$p = \frac{RT}{V}n_A + \frac{RT}{V}n_B + \frac{RT}{V}n_C$$

$$p = \frac{RT}{V} \sum_{j=1}^N n_j$$

podemos establecer entonces:

$$n = \sum_{j=1}^N n_j$$

$$p_j = \frac{RT}{V} n_j$$

realizando la división de la presión parcial del componente j (p_j) por la presión del sistema (p)

$$\frac{p_j}{p} = \frac{\frac{RT}{V} n_j}{\frac{RT}{V} \sum_{j=1}^N n_j} = \frac{n_j}{n} = y_j$$

la relación mostrada en la expresión anterior corresponde a la **fracción mol** (y_j). Finalmente se establece:

$$p_j = p \times y_j \quad (1.10)$$

Ejemplo.

Calcular la presión parcial ejercida por cada uno de los componentes contenidos en una mezcla de gases, dicha mezcla se muestra en la tabla a continuación. La presión del sistema corresponde a un valor de 1000 *psia*, considerar que la mezcla presenta un comportamiento ideal.

Componente	Composición % (y_j)
CH_4	80
C_2H_6	15
C_3H_8	5

Realizando operaciones se tiene

$$p_j = p \times y_j$$

$$p_{CH_4} = 1000 \times 0.8 = 800 \text{ (psia)}$$

$$p_{C_2H_6} = 1000 \times 0.15 = 150 \text{ (psia)}$$

$$p_{C_3H_8} = 1000 \times 0.05 = 50 \text{ (psia)}$$

1.2.9. Ley de Amagat de volúmenes parciales

Amagat enunció que el volumen total ocupado por una mezcla de gases ideales será igual a la suma de volúmenes que ocupan los componentes puros de la mezcla de gases, siempre y cuando se encuentren a las mismas condiciones de presión y temperatura.

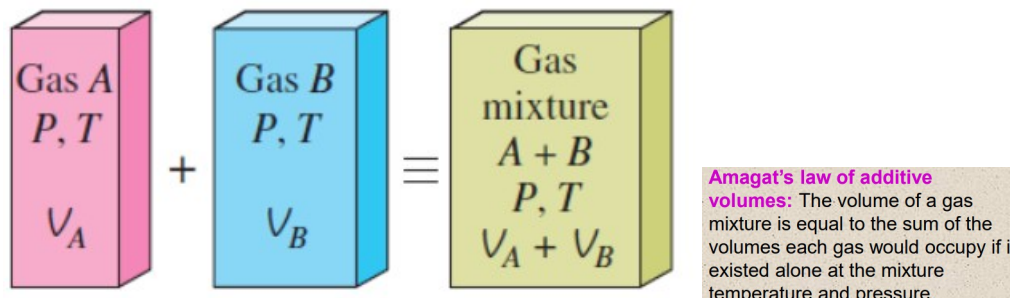


Figura 1.7: Esquema de la ley de Amagat

De acuerdo a la Ley de Amagat

$$V_A = \frac{RT}{p} n_A; \quad V_B = \frac{RT}{p} n_B; \quad V_C = \frac{RT}{p} n_C$$

sumando las expresiones para obtener el volumen del sistema

$$V = V_A + V_B + V_C$$

sustituyendo las expresiones para cada uno de los volúmenes individuales

$$V = \frac{RT}{p} n_A + \frac{RT}{p} n_B + \frac{RT}{p} n_C$$

definiendo matemáticamente

$$V = \frac{RT}{p} \sum_{j=1}^N n_j$$

podemos establecer entonces

$$n = \sum_{j=1}^N n_j$$

$$V_j = \frac{RT}{p} n_j$$

realizando la división del volumen parcial del componente j (V_j) por el volumen del sistema (V)

$$\frac{V_j}{V} = \frac{\frac{RT}{p} n_j}{\frac{RT}{p} \sum_{j=1}^N n_j} = \frac{n_j}{n} = y_j$$

la relación mostrada en la expresión anterior corresponde a la **fracción mol** (y_j). Finalmente se establece:

$$V_j = V \times y_j \quad (1.11)$$

1.3. Fracción volumen y fracción peso

Fracción volumen

A partir de la ley de Amagat se puede estimar la fracción de volumen de un componente en particular en una mezcla de gases como:

$$v_j = \frac{V_j}{\sum_{j=1}^N V_j} = \frac{V_j}{V} \quad (1.12)$$

donde:

v_j es la fracción de volumen del componente j en la fase gas

V_j es el volumen ocupado por el componente j en unidades de volumen

V es el volumen total de la mezcla de unidades de volumen

Fracción peso

La fracción peso se define como la masa de dicho componente dividido entre la masa total del sistema, de forma matemática:

$$w_j = \frac{m_j}{\sum_{j=1}^n m_j} = \frac{m_j}{m} \quad (1.13)$$

donde:

w_j es la fracción peso del componente j .

m_j es la masa del componente j en la fase gaseosa en unidades de masa

m es la masa total de la mezcla de gases

1.3.1. Conversión de fracción mol a fracción peso

Considerando la definición de fracción mol:

$$y_j = \frac{n_j}{n}$$

en términos de la masa del componente j y sustituyendo la expresión de fracción mol:

$$m_j = n_j M_j = y_j n M_j$$

donde:

y_j es la fracción mol de j -ésimo componente en una mezcla de gases

M_j es el peso molecular de j -ésimo componente en una mezcla de gases en $lbm/lbm - mol$

Posteriormente, expresando la masa total del sistema en forma de sumatoria:

$$m = \sum_{j=1}^N m_j = n \sum_{j=1}^N (y_j M_j)$$

sustituyendo las expresiones anteriores en la definición de fracción peso definida por la expresión (1.13) se tiene:

$$w_j = \frac{m_j}{m}$$

$$w_j = \frac{y_j n M_j}{n \sum_{j=1}^N (y_j M_j)} = \frac{y_j M_j}{\sum_{j=1}^N (y_j M_j)}$$

1.3.2. Conversión de fracción peso a fracción mol

Considerando la definición de fracción peso:

$$w_j = \frac{m_j}{m}$$

el número de moles de cada componente está en función de su masa y peso molecular:

$$n_j = \frac{m_j}{M_j}$$

sustituyendo en términos de la fracción peso:

$$n_j = m \frac{w_j}{M_j}$$

Para conocer el total de moles de una mezcla, se puede aplicar la definición de sumatoria, donde

$$n = \sum_{j=1}^N n_j = m \sum_{j=1}^N \left(\frac{w_j}{M_j} \right)$$

La fracción mol de un componente es igual al número de moles de ese componente dividido por el número de moles totales de la fase gaseosa,

$$y_j = \frac{n_j}{\sum_{j=1}^n n_j} = \frac{n_j}{n} \quad (1.14)$$

y sustituyendo las definiciones anteriores de n_j y n en la expresión 1.14 se tiene:

$$y_j = \frac{\left(\frac{w_j}{M_j} \right)}{\sum_{j=1}^n \left(\frac{w_j}{M_j} \right)} \quad (1.15)$$

Ejemplo

Calcular la composición en fracción mol de la siguiente mezcla de gases que se presenta en la tabla a continuación

Componente	w_j (%)
Metano	40
Etano	10
Propano	20
n-Butano	20
n-Pentano	10

De acuerdo a lo establecido en la teoría para realizar este proceso se procede a generar la siguiente tabla:

Componente	w_j (fracción)	$M_j \left(\frac{lb_m}{lb_m-mol} \right)$	$\frac{w_j}{M_j} \left(\frac{lb_m-mol}{lb_m} \right)$	$y_j = \frac{n_j}{n}$
Metano	0.4	16.04	0.02494	0.6626
Etano	0.1	30.07	0.00333	0.0885
Propano	0.2	44.1	0.00454	0.1206
n-Butano	0.2	58.12	0.00344	0.0914
n-Pentano	0.1	72.15	0.00139	0.0369
Total	1.0	—	n=0.03764	1.0

1.3.3. Propiedades de las mezclas de gases ideales

En estudios de ingeniería petrolera y de ingeniería de gas natural se requiere evaluar el comportamiento volumétrico y las propiedades básicas de las mezclas de gases naturales. Las propiedades físicas de los gases ideales generalmente se expresan en función del peso molecular aparente, volumen estándar, densidad, volumen específico y densidad relativa.

1.3.4. Volumen estándar ($V_{@c.s}$)

Es el volumen que ocupa una $lbm - mol$ de gas a una presión y temperatura de referencia, usualmente las condiciones de referencia son 14.7 psia para la presión y 60°F para la temperatura. Si estos resultados se sustituyen en la ecuación de estado (1.7) se tiene:

$$V = \frac{(1lbm - mol) \left(10.732 \frac{\text{psia} \cdot \text{ft}^3}{\text{lb-mol} \cdot ^\circ\text{R}} \right) (520^\circ\text{R})}{(14.7 \text{ psia})}$$

$$V = 379.39 \text{ ft}^3$$

1.3.5. Peso molecular aparente

Este representa una ponderación de los pesos moleculares individuales de los componentes que componen una mezcla, puede obtenerse mediante la expresión siguiente:

$$M_a = \sum_{j=1}^n y_j M_j \quad (1.16)$$

donde:

M_a es el peso molecular aparente de la mezcla de gases en $\frac{lbm}{lbm-mol}$

Como forma de ejemplo se determina el valor del peso molecular aparente del aire; se tiene en la siguiente tabla su composición aproximada:

Componente	Composición mol (%)
N_2	78
O_2	21
Ar	1
Total	

aplicando la expresión (1.15)

$$M_{aire} = \sum_{j=1}^n y_j M_j = 0.78 (28.01) + 0.21 (32) + 0.01 (39.94)$$

$$M_{aire} = 28.97 \left(\frac{lbm}{lbm - mol} \right)$$

1.3.6. Densidad y volumen específico de una mezcla de gases

Partiendo de la expresión número (1.7), la densidad de una mezcla de gases se puede obtener como:

$$pV = nRT$$

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

$$\rho_g = \frac{m}{V} = \frac{pM_a}{RT} \quad (1.17)$$

El volumen específico se define como el volumen ocupado por una unidad de masa del gas, también puede definirse como el inverso de la densidad, esto es:

$$v = \frac{V}{m} = \frac{RT}{pM_a} = \frac{1}{\rho_g}$$

1.3.7. Densidad relativa de una mezcla de gases (gravedad específica)

La densidad relativa de un gas o mezcla de gases se define como la densidad de un gas en relación con la densidad del aire, ambas densidades deben estar a las mismas condiciones de presión y temperatura:

$$\gamma_g = \frac{\rho_g}{\rho_{aire}} \quad (1.18)$$

si se sustituye al término de densidad de la ecuación (1.16) en la ecuación (1.17) se obtiene una expresión en función del peso molecular aparente, la cual únicamente es aplicable si se asume un comportamiento de gas ideal:

$$\gamma_g = \frac{M_a \left(\frac{lbm}{lbm-mol} \right)}{28.97 \left(\frac{lbm}{lbm-mol} \right)}$$

la expresión anterior debe ser utilizada como una alternativa cuando sea imposible estimar las densidades de los fluidos de forma correcta.

Ejemplo de aplicación de densidad relativa

Una mezcla de gases tiene la composición presentada en la siguiente tabla

Componente	y_j (fracción)
CH_4	0.85
C_2H_6	0.09
C_3H_8	0.04
nC_4H_{10}	0.02
Total	1.00

Calcular la densidad relativa de dicha mezcla de gases ideales

Solución.

Como primer paso procederemos a calcular M_a , dicho cálculo lo haremos a través de la siguiente tabla de datos

Componente	y_j (fracción)	$M_j \left(\frac{lbm}{lbm-mol} \right)$	$y_j M_j \left(\frac{lbm}{lbm-mol} \right)$
CH_4	0.85	16.04	13.63
C_2H_6	0.09	30.07	2.71
C_3H_8	0.04	44.1	1.76
nC_4H_{10}	0.02	58.12	1.16
Total			$M_a = 19.26$

De acuerdo a la definición de densidad relativa tenemos

$$\gamma_g = \frac{M_a \left(\frac{lbm}{lbm-mol} \right)}{28.97 \left(\frac{lbm}{lbm-mol} \right)}$$

sustituyendo valores

$$\gamma_g = \frac{19.26 \left(\frac{lbm}{lbm-mol} \right)}{28.97 \left(\frac{lbm}{lbm-mol} \right)} = 0.664$$

1.4. Comportamiento de gases reales

Los gases desvían su comportamiento ideal en función de las condiciones de presión y temperatura, o cuando existe un cambio en su composición. Anteriormente se describió que el comportamiento de gases ideales se modela a través de la ecuación de estado (1.7). Sin embargo, en el caso de gases reales donde las fuerzas de atracción y repulsión entre las moléculas no es despreciable, es necesario utilizar un factor de corrección, el cual se denomina como factor de desviación del gas z . Así, la ecuación de estado para gases reales se define como:

$$pV = znRT \quad (1.19)$$

1.4.1. Factor de compresibilidad z

La razón para justificar esta variación, es que la Ley de los gases ideales se derivó bajo la suposición de que el volumen de las moléculas es insignificante y de que no existe atracción y repulsión molecular entre ellas. El factor de compresibilidad z se define como la relación del volumen real ocupado por $n - moles$ de gas a valores de presión y temperatura, respecto al volumen ideal ocupado por $n - moles$ de gas a las mismas condiciones de presión y temperatura (gases ideales), es decir

$$z = \frac{V_{real}}{V_{ideal}}$$

donde:

V_{real} representa el volumen del gas real

V_{ideal} representa el volumen del gas ideal

Para un gas ideal, el factor de compresibilidad z es igual a la unidad ($z = 1$). Para un gas real, el factor z es mayor o menor que la unidad dependiendo de la presión, temperatura y de la composición del gas (el factor z no es constante).

El comportamiento del factor z se muestra en la Figura 1.8, para diferentes temperaturas el factor z proporciona diversas curvas que se comportan siguiendo un patrón definido. A muy bajas presiones el factor z se aproxima a la unidad; a alta presión, las fuerzas de atracción entre las moléculas del gas incrementan y existen fuerzas de repulsión entre ellas, produciendo que el volumen real sea mayor que el volumen ideal, por consiguiente z es mayor a la unidad.

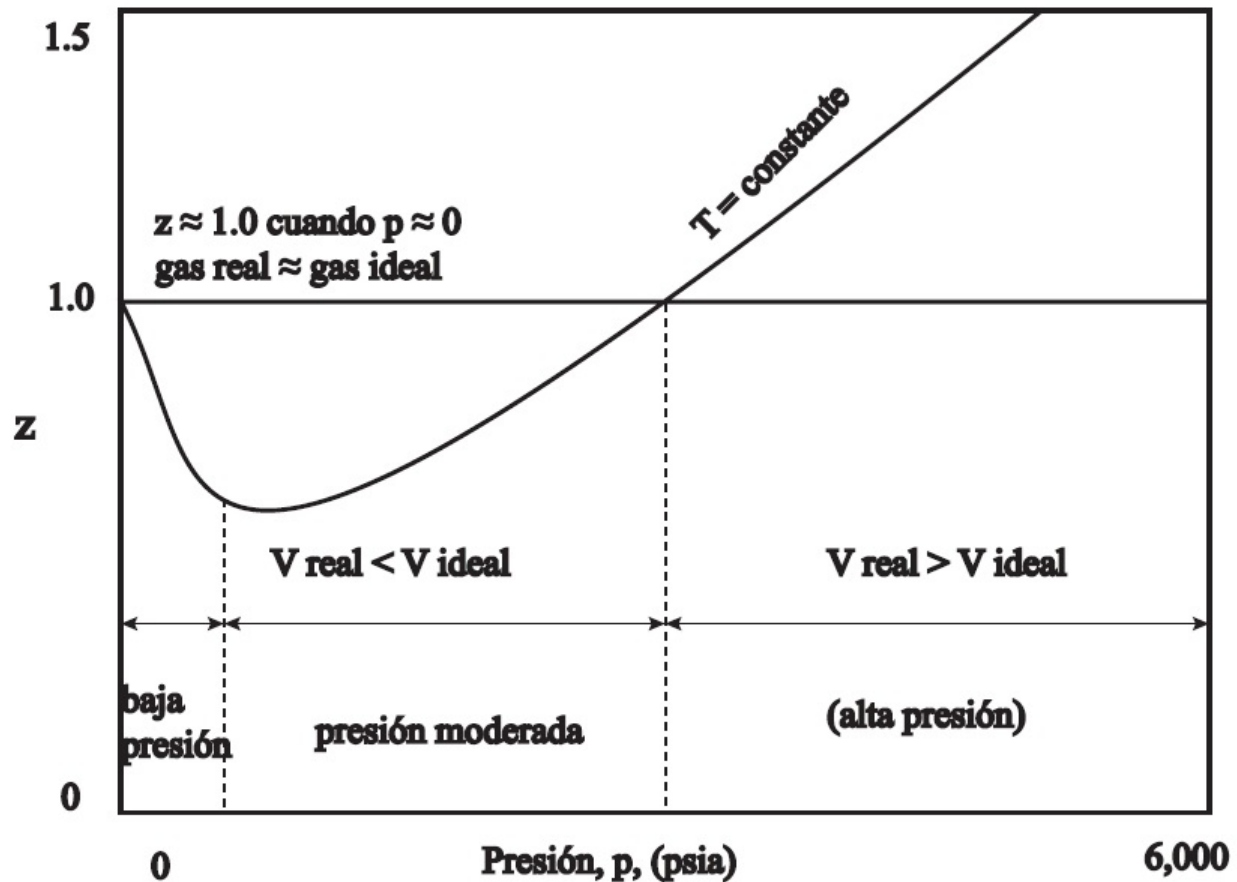


Figura 1.8: Comportamiento del factor de compresibilidad z

Cabe mencionar que para cada uno de los gases (individualmente) es decir no mezclas de estos, existe una curva característica que describe el comportamiento de su factor z ; en la literatura se tienen reportados para diversos gases como lo son el metano, etano, propano, etc.

La utilidad de estas gráficas especializadas es en su mayoría limitada debido a que en la industria petrolera se manipulan mezclas de hidrocarburos, por lo que se han desarrollado metodologías y gráficas que resuelvan esta situación, dicho proceso se mostrará en un apartado consecuente de estas notas.

A continuación se presenta un ejemplo de aplicación haciendo uso de la gráfica del metano como componente puro, pero en comportamiento real.

Ejemplo

Calcular la masa de gas metano contenido en un cilindro con volumen de 3.20 ft^3 a una presión de $1,000 \text{ psia}$ y a una temperatura de 68°F . Hacer uso de la ecuación de estado para gases reales y de la gráfica de dicho componente puro.

De acuerdo a las unidades dadas se hará el cambio para poder utilizar las unidades de la constante universal de los gases.

Temperatura

$$68^\circ \text{F} + 460 = 528^\circ \text{R}$$

Obtención del factor z

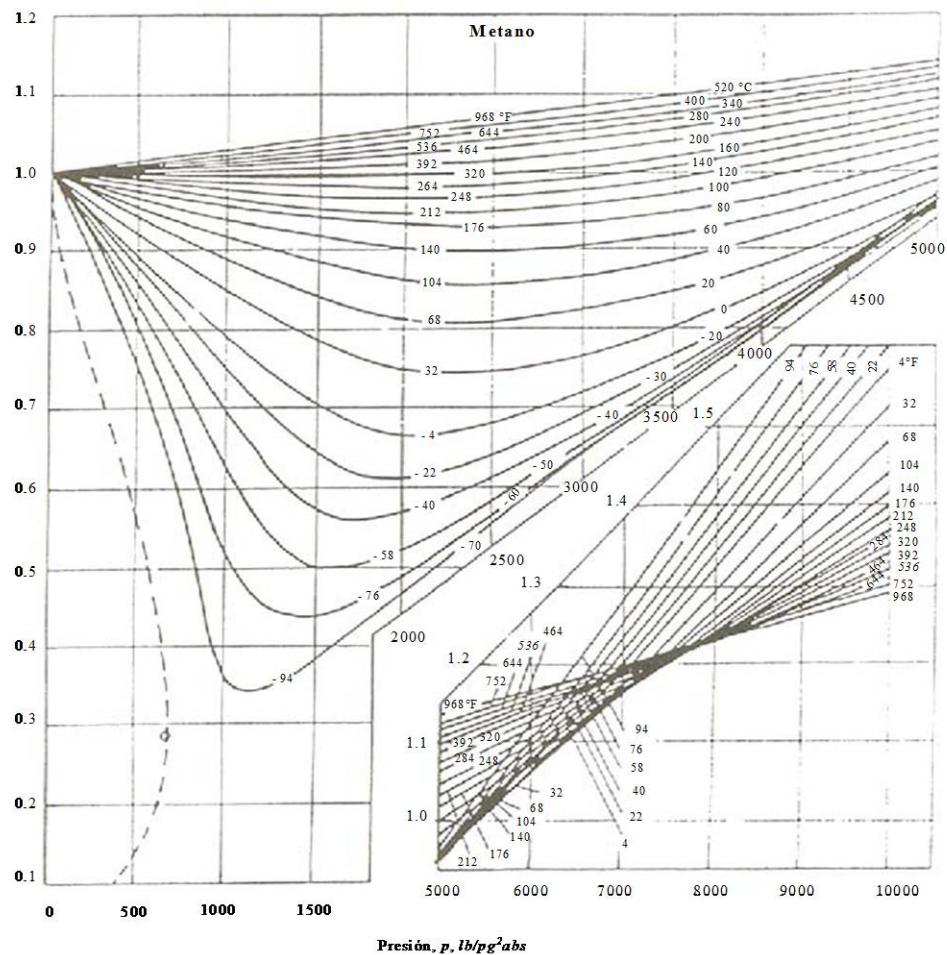


Figura 1.9: Gráfica del comportamiento del factor z del metano

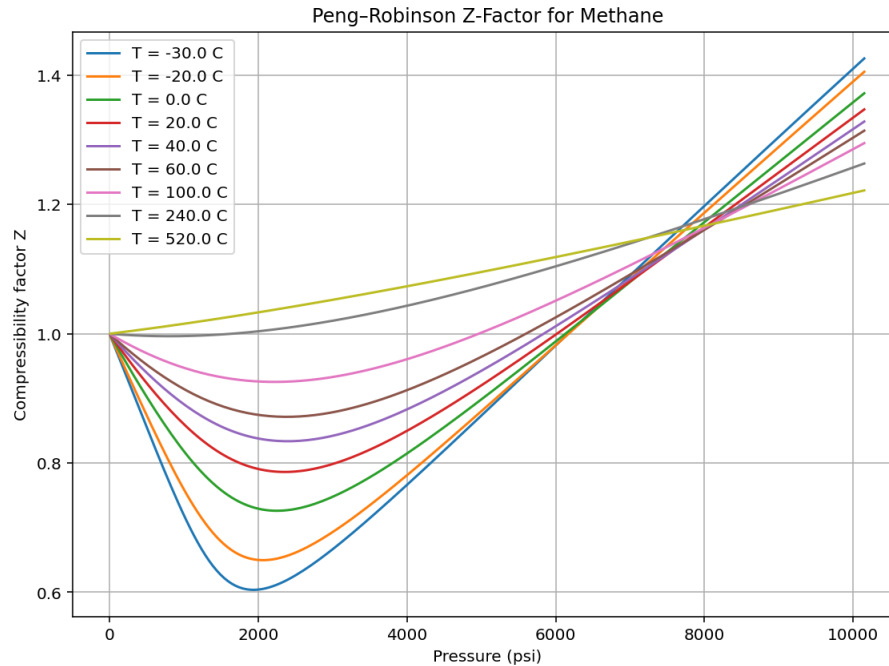


Figura 1.10: Gráfica del comportamiento del factor z del metano

De acuerdo a la gráfica, el valor de $z \approx 0.9$

Así, sustituyendo los valores en la ecuación de estado (EdE) de los gases reales

$$pV = znRT$$

$$pV = z \frac{m}{M} RT$$

$$m = \frac{pVM}{zRT} = \frac{1000 \text{ psia} \times 3.20 \text{ ft}^3 \times 16.04 \frac{\text{lbm}}{\text{lbm-mol}}}{0.9 \times 10.732 \frac{\text{psia} \cdot \text{ft}^3}{\text{lb-mol} \cdot ^\circ\text{R}} \times 528^\circ\text{R}} = 10.064 \text{ lb}_m$$

Densidad de un gas real

La densidad de un gas real cuando se considera al factor de compresibilidad z se expresa matemáticamente como:

$$\rho_g = \frac{m}{V} = \frac{pM_a}{zRT}$$

Volumen específico de un gas real

El volumen específico de un gas real se define de igual manera que el de un gas ideal, con la diferencia de la inclusión del factor de desviación del gas:

$$v = \frac{V}{m} = \frac{zRT}{pM_a} = \frac{1}{\rho_g}$$

1.4.2. Ley de los estados correspondientes

La ley de los estados correspondientes establece que todos los gases reales se comportan similarmente cuando se analizan en función de la presión reducida, el volumen reducido y la temperatura reducida. El término reducido significa que cada variable se expresa como una relación entre el valor crítico.

$$p_r = \frac{p}{p_c} \quad (1.20)$$

donde:

p_r es la presión reducida

p_c es la presión crítica

$$V_r = \frac{V}{V_c} \quad (1.21)$$

V_r es el volumen reducido

V_c es el volumen crítico

$$T_r = \frac{T}{T_c} \quad (1.22)$$

T_r es la temperatura reducida

T_c es la temperatura crítica

La **Figura 1.11** muestra una prueba de esta teoría para datos de factor de compresibilidad z de metano, propano, n-pentano y n-hexano.

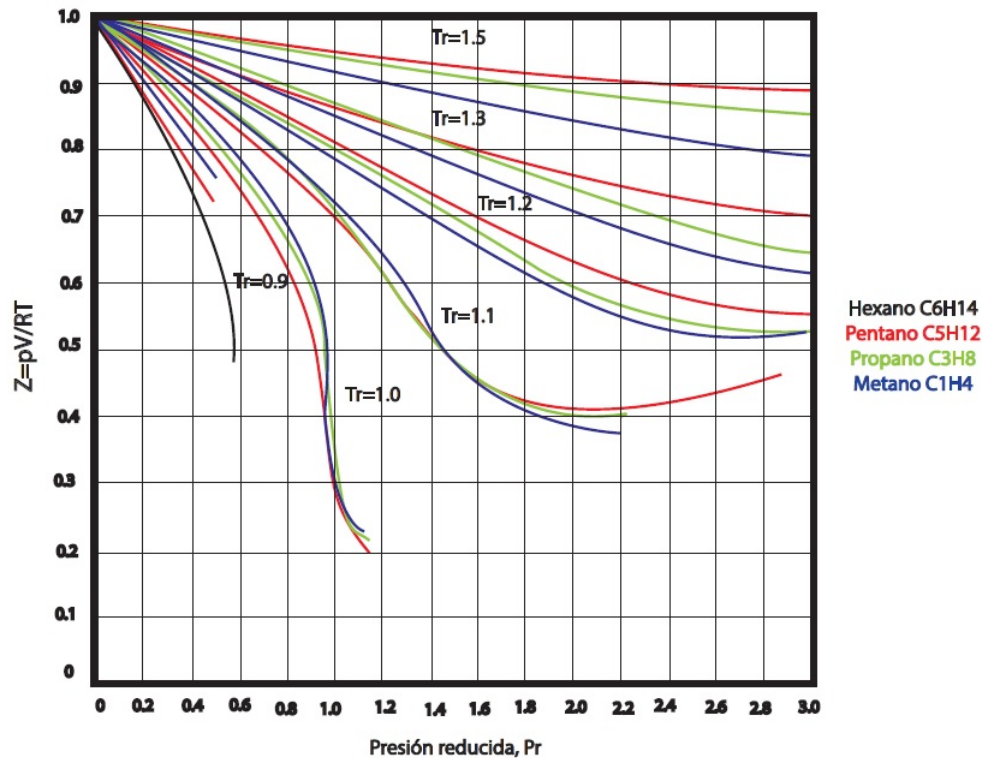


Figura 1.11: Comportamiento del factor z para diferentes gases puros analizados de acuerdo a la teoría de estados correspondientes

Se explica que la desviación entre las líneas a una presión reducida constante se debe a errores experimentales y/o a la inexactitud de la teoría.

Propiedades físicas de una mezcla de gases

1.4.3. Presión y temperatura pseudocrítica para mezclas de gases

La ley de los estados correspondientes puede ser aplicada a una mezcla de gases, debido a que el factor z es una función universal de la presión y la temperatura reducida. Debido a que la medición del punto crítico para mezclas multicomponentes es muy difícil en experimentos de laboratorio, se definieron los términos de presión pseudocrítica y la temperatura pseudocrítica. Kay en 1936, introdujo el concepto de valores pseudocríticos para ser empleados en lugar de la presión y temperatura crítica de mezclas de hidrocarburos.

La presión pseudocrítica se determina mediante la ecuación 1.23

$$p_{pc} = \sum_{j=1}^{j=N} y_j p_{cj} \quad (1.23)$$

la temperatura pseudocrítica se determina mediante la ecuación 1.24

$$T_{pc} = \sum_{j=1}^{j=N} y_j T_{cj} \quad (1.24)$$

donde:

p_{pc} es la presión pseudocrítica en psia.

T_{pc} es la temperatura pseudocrítica en °R

p_{cj} es la presión crítica del j-ésimo componente

T_{cj} es la temperatura crítica del j-ésimo componente

De manera general, a las ecuaciones anteriores se les denomina las reglas de mezclado de Kay.

El método de Kay proporciona valores razonables del factor de compresibilidad z a presiones por debajo de las 3,000 psia y para gases con densidades relativas menores que 0.75.

Ejemplo de cálculo de las propiedades pseudocríticas

Calcular la temperatura y la presión pseudocríticas del gas con la composición que se presenta en la siguiente tabla

Componente	y_j (fracción)
CH_4	0.75
C_2H_6	0.10
C_3H_8	0.10
nC_4H_{10}	0.05
Total	1.00

calculando tenemos

Componente	y_j (fracción)	T_{cj} (°R)	$y_j T_{cj}$ (°R)	p_{cj} (psia)	$y_j p_{cj}$ (psia)
CH_4	0.75	343.3	257.47	666.4	499.8
C_2H_6	0.10	549.9	54.99	706.5	70.65
C_3H_8	0.10	666.1	66.61	616.0	61.60
nC_4H_{10}	0.05	765.6	38.28	550.6	27.53
Total	1.00		$T_{pc} = 417.35$		$p_{pc} = 659.58$

1.4.4. Presión y temperatura pseudoreducida para mezclas de gases

Las propiedades de una mezcla de gases pueden ser correlacionadas con la presión pseudoreducida y la temperatura pseudoreducida como se mostró anteriormente para el caso de componentes, de tal manera que para una mezcla de gases estas propiedades se obtienen como:

$$p_{pr} = \frac{p}{p_{pc}} \quad (1.25)$$

$$T_{pr} = \frac{T}{T_{pc}} \quad (1.26)$$

p_{pr} es la presión pseudoreducida de la mezcla de gases adimensional.

T_{pr} es la temperatura pseudoreducida de la mezcla de gases adimensional.

En 1942 Standing y Katz presentaron una correlación para estimar el factor de compresibilidad z para una mezcla de gases, mediante la correlación gráfica en la **Figura 1.12** se estima el factor de compresibilidad z para gases naturales (mezclas) con presencia escasa de componentes no hidrocarburos (por ejemplo: N_2 , H_2S , CO_2 , etc.). El uso de esta correlación requiere del conocimiento de la composición del gas o al menos de su densidad relativa.

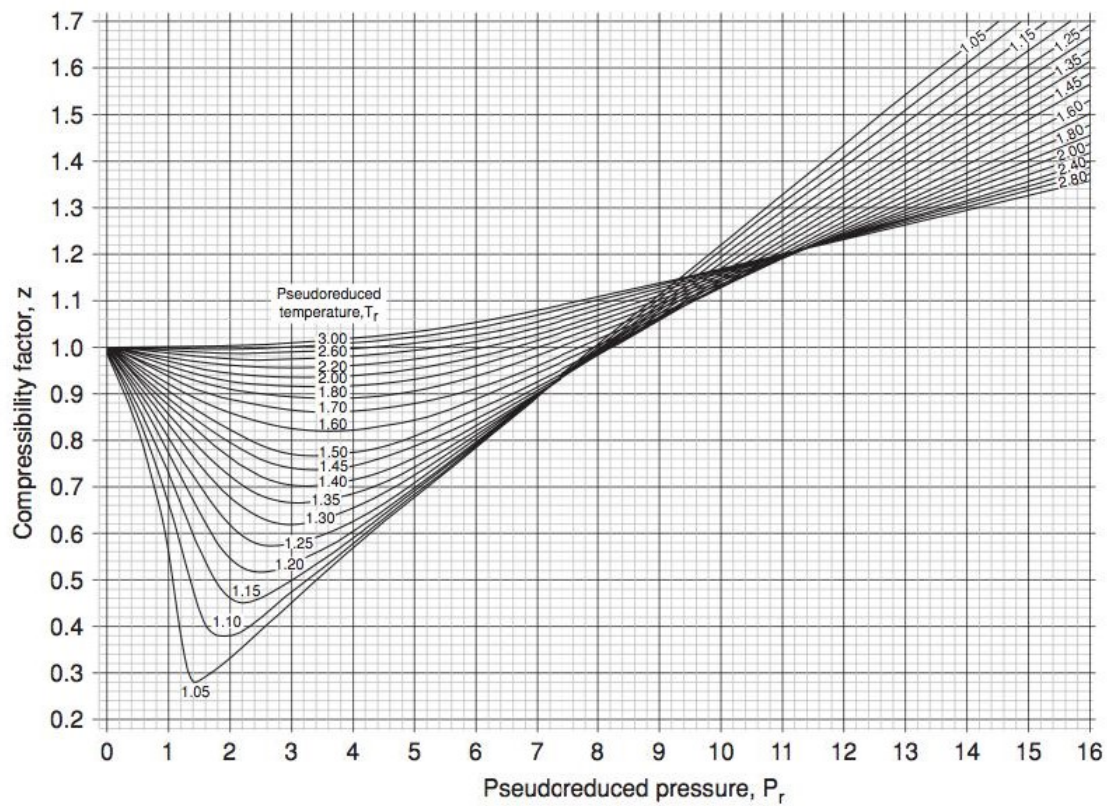


Figura 1.12: Correlación gráfica presentada por Standing y Katz

Si se conoce la composición del gas, se deben determinar las propiedades pseudocríticas de la mezcla mediante las ecuaciones 1.23 y 1.24, posteriormente, deben de obtenerse las propiedades pseudoreducidas mediante las expresiones 1.25 y 1.26, donde las variables p y T son la presión y la temperatura del sistema al cual se requiere determinar el factor z .

Ejemplo del uso de la correlación gráfica de Katz

Calcular el número de moles en lbm-mol de la mezcla de gases que se muestra en la tabla a continuación, dicha mezcla contenida en 30000 ft^3 a una presión de 7000 psia y temperatura de 260°F.

Componente	y_j (fracción)
Metano	0.75
Etano	0.10
Propano	0.10
Butano	0.05
Total	1.00

como primer paso se procede a calcular las propiedades pseudocríticas de la mezcla de gases

Componente	y_j (fracción)	T_{cj} (°R)	$y_j T_{cj}$ (°R)	p_{cj} (psia)	$y_j p_{cj}$ (psia)
Metano	0.75	343.3	257.47	664.4	499.8
Etano	0.10	549.9	54.99	706.5	70.65
Propano	0.10	666.1	66.61	616.0	61.6
Butano	0.05	765.6	38.28	550.6	27.53
Total	1.00		$T_{pc} = 417.32$		$p_{pc} = 659.58$

a continuación se calcula las propiedades pseudoreducidas

$$p_{pr} = \frac{p}{p_{pc}} = \frac{7000}{659.58} = 10.61$$

$$T_{pr} = \frac{T}{T_{pc}} = \frac{260 + 460}{417.32} = 1.72$$

del gráfico de Standing y Katz se obtiene que el factor z corresponde aproximadamente a

$$z = 1.18$$

finalmente aplicando la ecuación de estado para gases reales se tiene

$$pV = nRT$$

$$n = \frac{pV}{zRT} = \frac{7000 \text{ psia} \times 30000 \text{ ft}^3}{1.18 \times 10.732 \frac{\text{psia} \cdot \text{ft}^3}{\text{lb-mol} \cdot ^\circ\text{R}} \times 720^\circ\text{R}} = 23031 \text{ lb}_m - \text{mol}$$

1.4.5. Propiedades pseudocríticas de los heptanos y más pesados

Generalmente la composición de cada uno de los componentes que forman una mezcla de gases naturales se desconoce, dicha problemática se debe a que la fracción de cada uno de los moles es muy pequeña y no se detecta o cuantifica de manera correcta en los análisis de laboratorio; dicha situación ha generado el utilizar reglas de mezclado con el objetivo de agrupar en **pseudocomponentes** a grupos de componentes contenidos en una mezcla de gases (hidrocarburos). Generalmente a los componentes posteriores a C6 se les agrupa en uno solo, llamado C7+ o C7+

La cantidad de heptanos y más pesados (C7+) que se encuentran típicamente en los fluidos petroleros varía de >50 % mol para aceites pesados a <1 % para fluidos ligeros. Para determinar las propiedades pseudocríticas de esta fracción se puede emplear una correlación gráfica en función de la densidad relativa de los heptanos y más pesados y de su peso molecular. Algunas ocasiones la composición de la mezcla de gases se desconoce, por lo que no es

posible utilizar las metodologías vistas anteriormente para realizar el cálculo de las propiedades pseudoreducidas y obtener el factor de compresibilidad z . Para solventar dicha situación se han generado gráficos especializados y derivado algunas expresiones matemáticas para la obtención de las propiedades pseudocríticas de la fracción C_{7+} .

A continuación se presentan algunos métodos para la obtención de las propiedades físicas de C_{7+} .

Método 1. Estimación de propiedades pseudocríticas del C_{7+} en función del peso molecular

La **Figura 1.13** presenta las correlaciones para el cálculo de las propiedades pseudocríticas

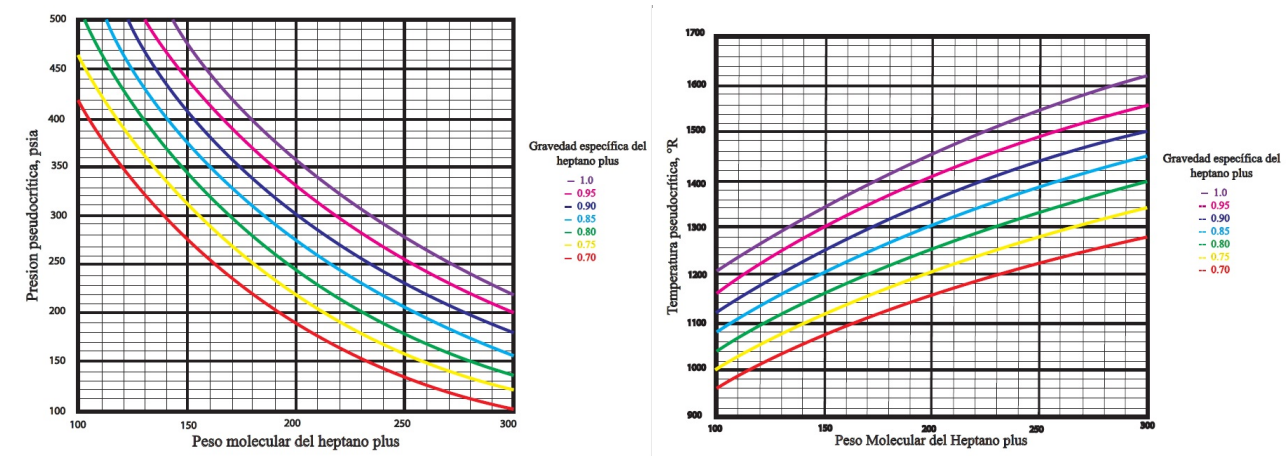


Figura 1.13: Gráficas para la obtención de las propiedades pseudocríticas de C_{7+}

Método 2. Estimación de propiedades pseudocríticas del C_{7+} en función de la densidad relativa

Las propiedades pseudocríticas de presión, p_{pc} , y temperatura, T_{pc} se pueden calcular mediante la gráfica de la **Figura 1.14** como una función de la densidad relativa de la mezcla de gases.

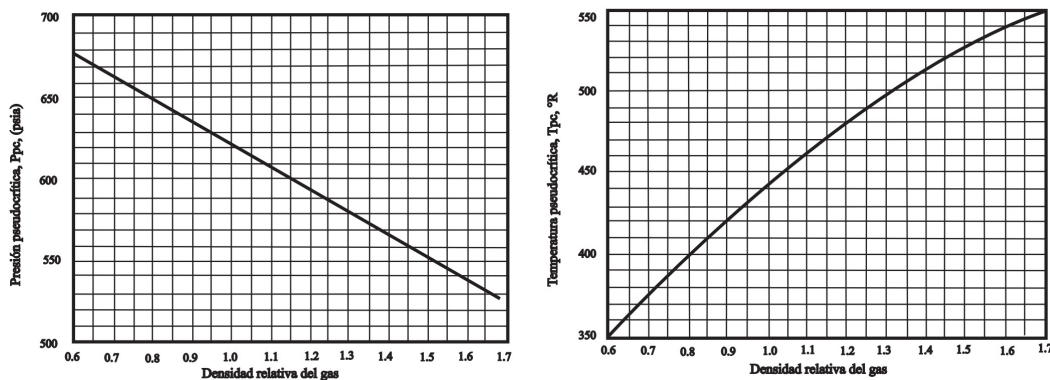


Figura 1.14: Correlaciones gráficas para la obtención de las propiedades pseudocríticas de una mezcla de gases a partir de la densidad relativa γ_g

Método 3. Cálculo de propiedades pseudocríticas del C_{7+} con expresión de multiparámetros (Riazi y Daubert, 1987)

En 1987 Riazi y Daubert desarrollaron una ecuación de dos parámetros para la predicción de las propiedades de componentes puros y de mezclas no definidas (agrupamiento de componentes). Dicha expresión matemática se basa en el peso molecular y de la gravedad específica (densidad relativa); se muestra a continuación el resultado del desarrollo de los autores

$$\theta = aM^b\gamma^c \exp[dM + e\gamma + fM\gamma] \quad (1.27)$$

θ =propiedad física

$a - f$ =constantes para cada una de las propiedades

γ =gravedad específica

M =peso molecular

T_c =temperatura crítica, °R

P_c =presión crítica, psia

T_b =punto de temperatura de ebullición, °R

V_c =volumen crítico, $\frac{ft^3}{lb_m}$

θ	a	b	c	d	e	f
T_c	544.4	0.2998	1.0555	-1.3478×10^{-4}	-0.61641	0.0
P_c	4.5203×10^4	-0.8063	1.6015	-1.8078×10^{-3}	-0.3084	0.0
V_c	1.206×10^{-2}	0.20378	-1.3036	-2.657×10^{-3}	0.5287	2.6012×10^{-3}
T_b	6.77857	0.401673	-1.58262	3.77409×10^{-3}	2.984036	-4.25288×10^{-3}

Nota: tener en cuenta el cambio de nomenclatura dado que para componentes puros hablamos de propiedades críticas, pero en el caso de mezclas se tiene propiedades pseudocríticas. En otras palabras, la expresión matemática puede ser utilizada para componentes o mezclas.

Método 4. Cálculo de propiedades pseudocríticas del C_{7+} con uso de correlación matemática (Brown et al. 1948, Standing 1977)

Brown y colaboradores en 1948, presentaron un método gráfico para calcular con precisión la presión pseudocrítica y la temperatura pseudocrítica de una mezcla de gases y de fluidos condensados cuando se conoce únicamente la densidad relativa de la mezcla de gases. La correlación se muestra en la **Figura 1.15**.

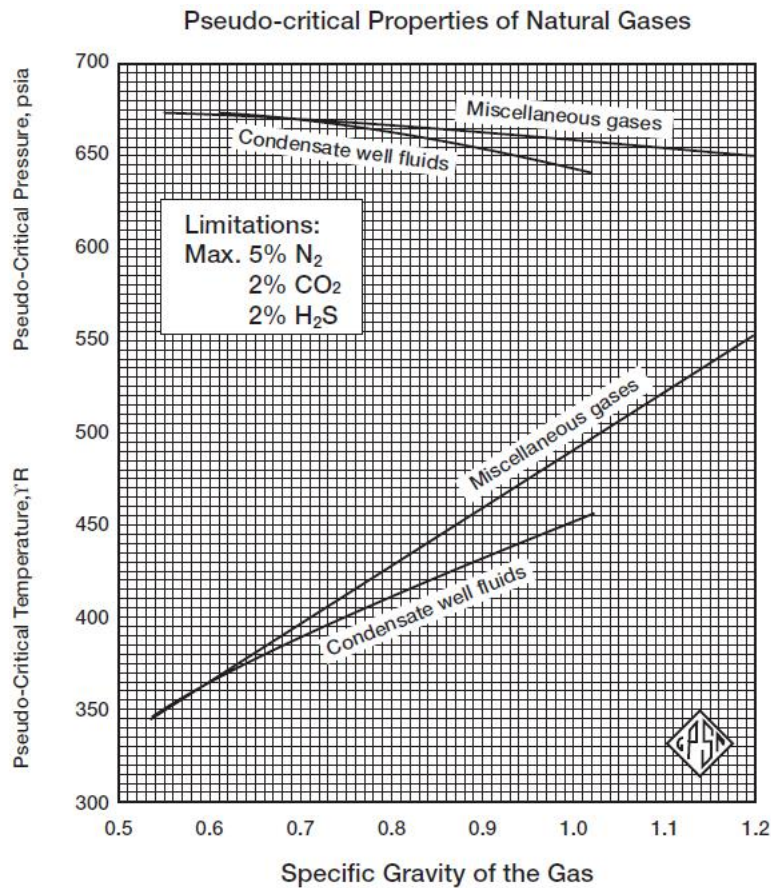


Figure 2-2. Pseudo-critical properties of natural gases. (Courtesy of GPSA and GPA Engineering Data Book, 10th Edition, 1987.)

Figura 1.15: Correlación de Brown para el cálculo de las propiedades pseudocríticas en función de la densidad relativa de la mezcla de gases

Posteriormente, Standing en 1977, representó esta correlación en forma matemática de la siguiente manera,

$$p_{pc} = 677 + 15\gamma_g - 37.5\gamma_g^2 \quad (1.28)$$

$$T_{pc} = 168 + 325\gamma_g - 12.5\gamma_g^2 \quad (1.29)$$

p_{pc} es la presión pseudocrítica en psia.

T_{pc} es la temperatura pseudocrítica en °R

Método 5. Cálculo de propiedades pseudocríticas del C_{7+} con uso de correlación matemática (Stewart)

Stewart comparó 21 diferentes reglas de mezclado y concluyó que el mejor ajuste se representa por el set de ecuaciones que se muestra a continuación, dicho método permite calcular las propiedades pseudocríticas de los componentes pesados incluidos en la mezcla y posteriormente continuar con un proceso para obtener las propiedades de la mezcla.

Estimar la temperatura de ebullición del C_{7+}

$$T_{bC_{7+}} = (4.5579M_{C_{7+}}^{0.15178}\gamma_{C_{7+}}^{0.15427})^3 \quad (1.30)$$

Estimar la presión pseudocrítica del C_{7+}

$$p_{pcC7+} = \exp \left[8.3634 - \frac{0.0566}{\gamma_{C7+}} - \left(0.24244 + \frac{2.2898}{\gamma_{C7+}} + \frac{0.1187}{\gamma_{C7+}^2} \right) \frac{T_{bC7+}}{1000} + \right. \\ \left. + \left(1.4685 + \frac{3.648}{\gamma_{C7+}} + \frac{0.47227}{\gamma_{C7+}^2} \right) \frac{T_{bC7+}^2}{10^7} - \left(0.42019 + \frac{1.6977}{\gamma_{C7+}^2} \right) \frac{T_{bC7+}^3}{10^{10}} \right] \quad (1.31)$$

Estimar la temperatura pseudocrítica del C_{7+}

$$T_{pcC7+} = (341.7 + 811\gamma_{C7+}) + (0.4244 + 0.1174\gamma_{C7+}) T_{bC7+} + \\ + (0.4669 - 3.2623\gamma_{C7+}) \frac{10^5}{T_{bC7+}} \quad (1.32)$$

Determinar los factores de corrección por componentes de alto peso molecular; dicho proceso que se muestra a continuación es el **método de corrección de Sutton**

$$F_j = \frac{1}{3} \left(\frac{yT_c}{p_c} \right)_{C7+} + \frac{2}{3} \left(\frac{y^2T_c}{p_c} \right)_{C7+} \quad (1.33)$$

$$\xi_j = 0.6081F_j + 1.1325F_j^2 - 14.004F_jy_{C7+} + 64.434F_jy_{C7+}^2 \quad (1.34)$$

$$\xi_k = \left(\frac{T_c}{\sqrt{p_c}} \right)_{C7+} (0.3129y_{C7+} - 4.8156y_{C7+}^2 + 27.3751y_{C7+}^3) \quad (1.35)$$

Obtener las temperaturas y presiones críticas de los componentes remanentes en la mezcla

Calcular los parámetros de corrección J y K

$$J = \frac{1}{3} \sum_{j=1}^N \left(\frac{yT_c}{p_c} \right)_j + \frac{2}{3} \left[\sum_{j=1}^N \left(y \sqrt{\frac{T_c}{p_c}} \right)_j \right]^2 \quad (1.36)$$

$$K = \sum_{j=1}^N \left(\frac{yT_c}{\sqrt{p_c}} \right)_j \quad (1.37)$$

Corregir los parámetros anteriores por la presencia de componentes pesados

$$J' = J - \xi_j \quad (1.38)$$

$$K' = K - \xi_k \quad (1.39)$$

calcular las propiedades pseudocríticas de la mezcla

$$T_{pc} = \frac{K'^2}{J'} \quad (1.40)$$

$$p_{pc} = \frac{T_{pc}}{J'} \quad (1.41)$$

p_{pc} es la presión pseudocrítica en psia.

T_{pc} es la temperatura pseudocrítica en $^{\circ}\text{R}$

1.4.6. Efecto de componentes no hidrocarburos sobre el factor z

Frecuentemente, los gases naturales contienen otros gases no hidrocarburos, tales como nitrógeno, N_2 , bióxido de carbono, CO_2 , y ácido sulfhídrico, H_2S . Los gases naturales (gases hidrocarburos) se clasifican como gases dulces o gases amargos, en función de la concentración del gas sulfhídrico que contenga. Ambos gases (dulces o amargos) pueden contener nitrógeno, bióxido de carbono o ambos.

Cuando se tiene la presencia de componentes no hidrocarburos en concentraciones altas ($> 6\%$) se pueden obtener errores calculados del factor z hasta de un 10 %. Un gas hidrocarburo se denomina gas amargo si contiene un gramo de H_2S por cada 100 ft^3 . En las correlaciones que se mostraron anteriormente para el cálculo del factor z , una concentración entre 1 y 6 % de nitrógeno (N_2) y bióxido de carbono (CO_2) respectivamente, no afecta significativamente el valor calculado para el factor z . Sin embargo, para concentraciones de nitrógeno (N_2) y bióxido de carbono (CO_2) mayores al 6 % se puede obtener errores calculados del factor z hasta del 10 %.

Método 1. Corrección de propiedades pseudocríticas del C_{7+} con uso de correlación matemática (Sutton)

Sutton realizó la deducción de ecuaciones para describir el comportamiento de las propiedades pseudocríticas de los hidrocarburos (mezcla) en función de la gravedad específica. Las ecuaciones se muestran a continuación

$$p_{pch} = 756.8 - 131\gamma_g - 3.6\gamma_g^2 \quad (1.42)$$

$$T_{pch} = 169.2 + 349.5\gamma_g - 74\gamma_g^2 \quad (1.43)$$

las expresiones anteriores y la gráfica que muestra su comportamiento (figura abajo) se encuentran limitadas bajo las condiciones de rango $0.57 < \gamma_g < 1.68$, cabe mencionar que estas expresiones no consideran la corrección por contaminantes.

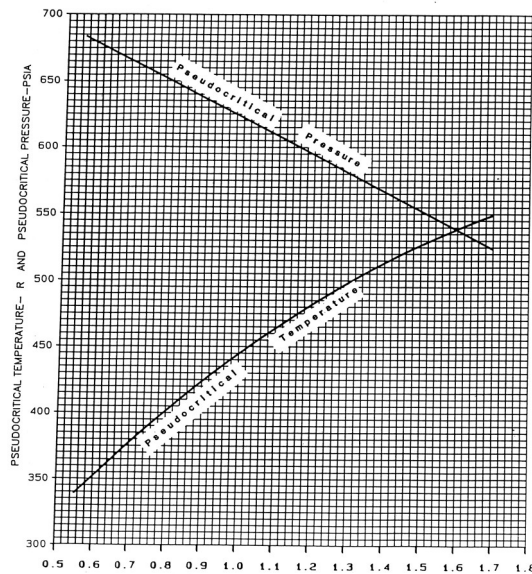


Figura 1.16: Correlación de Sutton para mezcla de gases

Adicionalmente, Sutton modificó las expresiones para corregir las estimaciones en función de la presencia de componentes no hidrocarburos

$$p_{pc} = (1 - y_{H_2S} - y_{CO_2} - y_{N_2} - y_{H_2O}) p_{pch} + 1306y_{H_2S} + 1071y_{CO_2} + 493.1y_{N_2} + 320.10y_{H_2O} \quad (1.44)$$

$$T_{pc} = (1 - y_{H_2S} - y_{CO_2} - y_{N_2} - y_{H_2O}) T_{pch} + 672.35y_{H_2S} + 547.58y_{CO_2} + 227.16y_{N_2} + 1164.9y_{H_2O} \quad (1.45)$$

p_{pch} es la presión pseudocrítica de la mezcla sin contaminantes en psia.

T_{pch} es la temperatura pseudocrítica de la mezcla sin contaminantes en °R

p_{pc} es la presión pseudocrítica corregida en psia.

T_{pc} es la temperatura pseudocrítica corregida en °R

Método 2. Corrección de propiedades pseudocríticas del C_{7+} con uso de correlación matemática (Wichert-Aziz)

La presencia de ácido sulfhídrico, H_2S , y bióxido de carbono, CO_2 , en la mezcla de gases hidrocarburos provoca errores significativos en el valor de los factores de compresibilidad calculados. Las propiedades pseudocríticas de las mezclas de gases deben de ser ajustadas por la presencia de componentes no hidrocarburos como se discutió anteriormente. Wichert-Aziz presentaron un método para corregir los factores de compresibilidad z , esta correlación se describe mediante las ecuaciones siguientes

$$T'_{pc} = T_{pc} - \epsilon \quad (1.46)$$

$$p'_{pc} = \frac{p_{pc} T'_{pc}}{T_{pc} + y_{H_2S} [1 - y_{H_2S}] \epsilon} \quad (1.47)$$

donde:

p_{pc} es la presión pseudocrítica en psia.

T_{pc} es la temperatura pseudocrítica en °R

p'_{pc} es la presión pseudocrítica corregida en psia.

T'_{pc} es la temperatura pseudocrítica corregida en °R

ϵ es un factor de corrección que se determina como:

$$\epsilon = 120 (A^{0.9} + A^{1.6}) + 15 (B^{0.5} - B^4)$$

A es la suma de las fracciones mol de ácido sulfhídrico y bióxido de carbono.

B es la fracción mol de ácido sulfhídrico.

$$A = y_{H_2S} + y_{CO_2}$$

$$B = y_{H_2S}$$

y_j corresponde a la fracción mol de los componentes no hidrocarburos, en este caso bióxido de carbono y ácido sulfhídrico

Gráficamente se muestra como obtener el factor de corrección

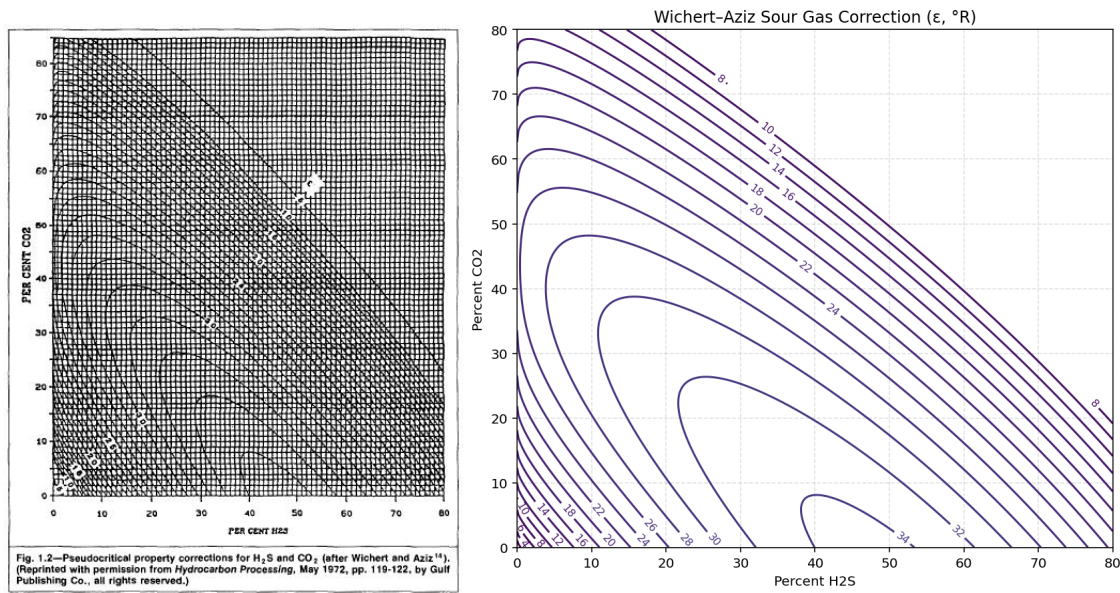


Figura 1.17: Correlación gráfica del método de Wichert-Aziz

Método 3. Corrección de propiedades pseudocríticas del C_{7+} con uso de correlación matemática (Kobayashi-Burrows)

Carr, Kobayashi y Burrows (1954) propusieron un procedimiento simplificado para ajustar las propiedades pseudocríticas de una mezcla de gases naturales cuando existen gases no hidrocarburos.

Este método se utiliza cuando la composición de la mezcla de gas natural no se conoce y las fracciones de ácido sulfhídrico, bióxido de carbono y nitrógeno sí son conocidas, el método emplea las ecuaciones siguientes para corregir las propiedades pseudocríticas

$$T'_{pc} = T_{pc} - 80y_{CO_2} + 130y_{H_2S} - 250y_{N_2} \quad (1.48)$$

$$p'_{pc} = p_{pc} + 440y_{CO_2} + 600y_{H_2S} - 170y_{N_2} \quad (1.49)$$

donde:

p_{pc} es la presión pseudocrítica en psia.

T_{pc} es la temperatura pseudocrítica en °R

p'_{pc} es la presión pseudocrítica corregida en psia.

T'_{pc} es la temperatura pseudocrítica corregida en °R

y_j corresponde a la fracción mol de los componentes no hidrocarburos, en este caso bióxido de carbono, ácido sulfhídrico y nitrógeno

posteriormente hacer uso de la definición de presión pseudoreducida y temperatura pseudoreducida y con estos valores obtener el valor de la constante de desviación z .