

PROPIEDADES DE LOS FLUIDOS PETROLEROS

15 de febrero de 2026

FACULTAD DE INGENIERÍA

UNAM

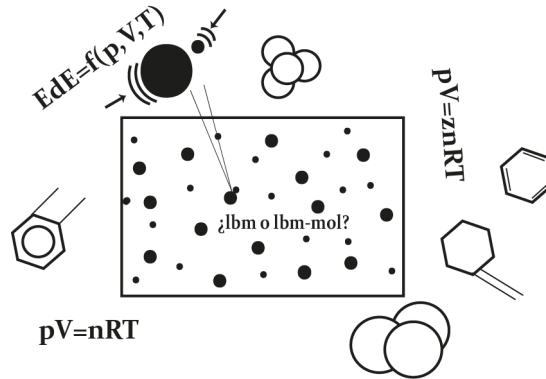
Moisés Velasco Lozano, PhD

Ecuaciones de estado para gases naturales

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	18
1.4.3. Ecuación de estado de la compresibilidad para mezcla de gases	19
1.4.4. Propiedades pseudocríticas de los heptanos y más pesados	22
1.4.5. Propiedades pseudocríticas de mezclas de gases cuando la composición no se conoce	24
1.4.6. Método de Stewart	26
1.4.7. Efecto de componentes no hidrocarburos sobre el factor z	28
1.4.8. Método de Wichert-Aziz.	28
1.4.9. Método de corrección de Carr-Kobayashi-Burrows.	29

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

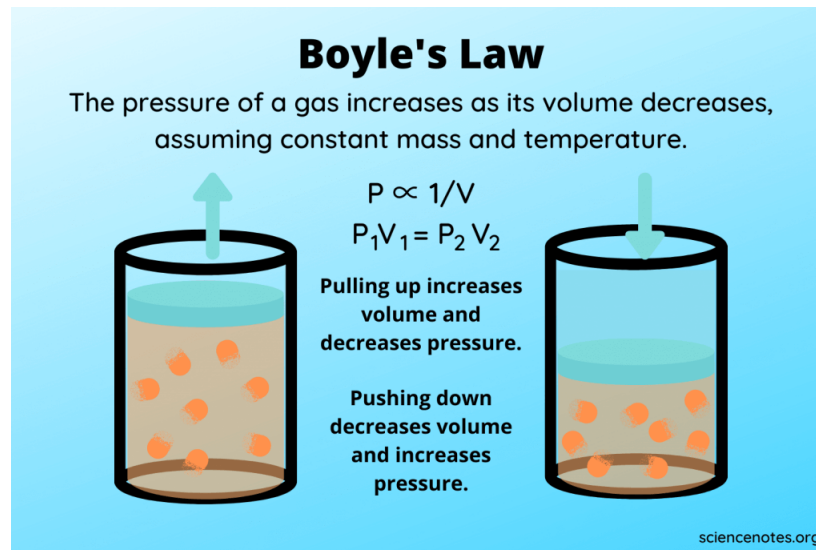


Figura 1.1: Representación de la Ley de Boyle

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

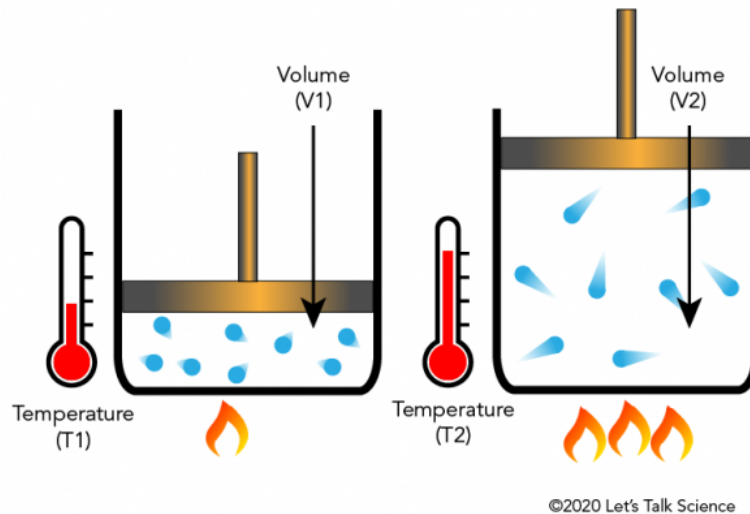


Figura 1.2: Representación de la Ley de Charles

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.

$$V \propto n$$

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

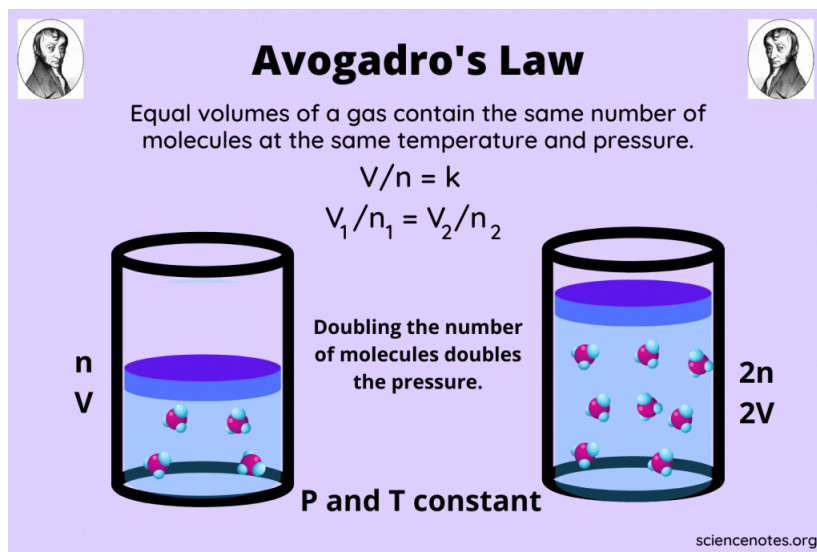


Figura 1.3: Representación de la Ley de Charles

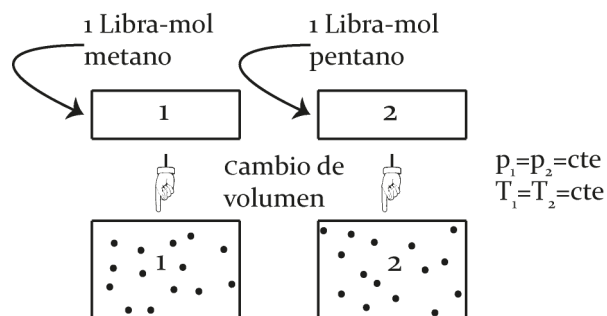
Otra forma de describirlo es que al tomar una muestra de una libra-mol de cualquier gas ideal, esta contendrá el mismo número de moléculas, las cuales ocuparán el mismo volumen siempre y cuando se encuentren a las mismas condiciones de presión y temperatura.

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.

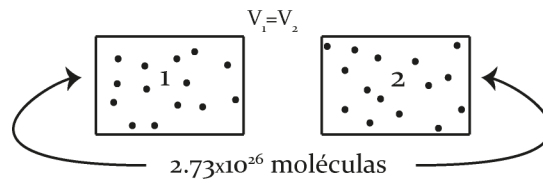
Recipientes vacíos



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

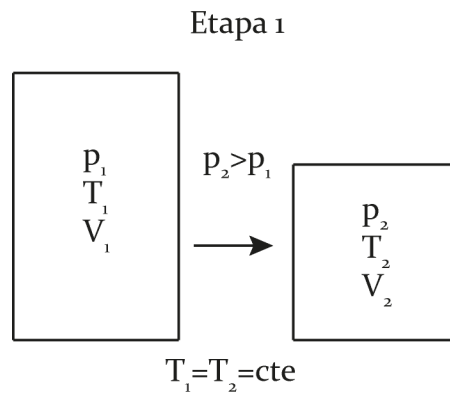


Figura 1.4: Proceso isotérmico

- 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

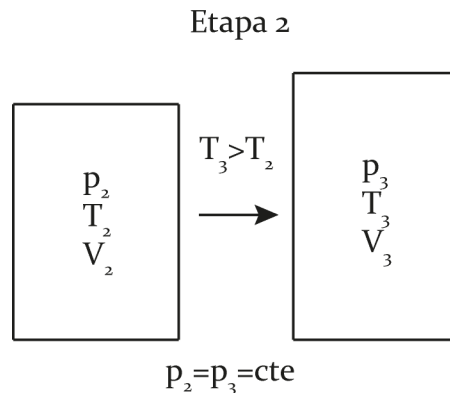


Figura 1.5: Proceso isobárico

- 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.**

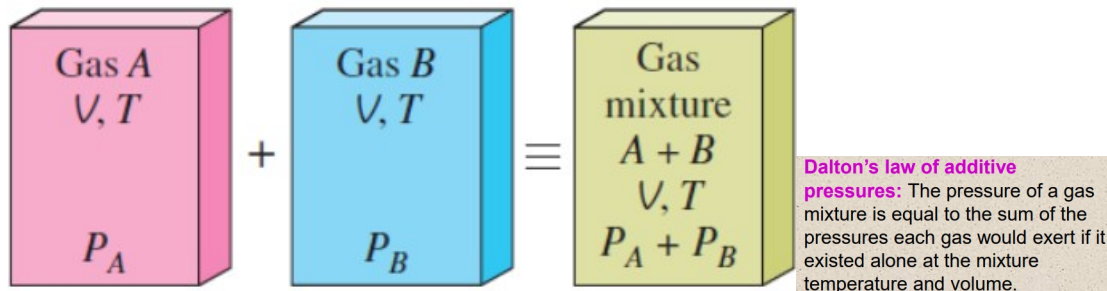


Figura 1.6: Esquema de la Ley de Dalton

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.

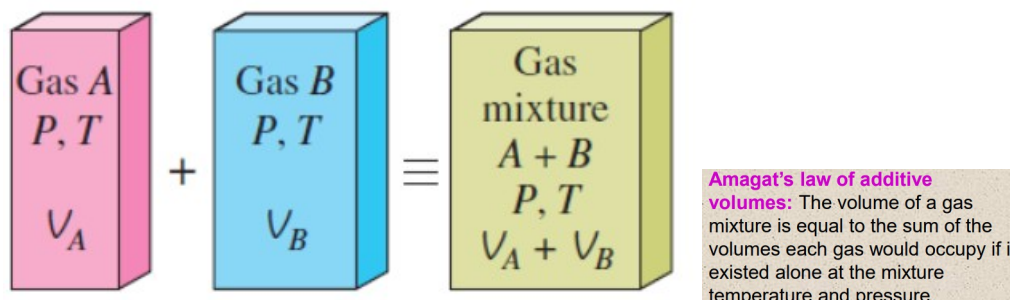


Figura 1.7: Esquema de la ley de Amagat

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)	$M_j \left(\frac{lb_m}{lb_m-mol} \right)$	$n_j \left(\frac{lb_m-mol}{lb_m} \right)$	$y_j = \frac{n_j}{n}$
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 mas sencilla en función del peso molecular aparente:

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

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

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