



Universidad Nacional
SAN LUIS GONZAGA



[Reconocimiento-CompartirIgual 4.0 Internacional](https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/)

Esta licencia permite a otras combinar, retocar, y crear a partir de su obra, incluso con fines comerciales, siempre y cuando den crédito y licencia a las nuevas creaciones bajo los mismos términos. Esta licencia suele ser comparada con las licencias copyleft de software libre y de código abierto. Todas las nuevas obras basadas en la suya portarán la misma licencia, así que cualesquiera obras derivadas permitirán también uso comercial.

<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/>



UNIVERSIDAD NACIONAL SAN LUIS GONZAGA
EVALUACIÓN DE ORIGINALIDAD

CONSTANCIA

El que subscribe, deja constancia que se ha realizado el análisis con el software de verificación de similitud al documento cuyo título es:

TRABAJO MONOGRAFICO:

ECUACIONES DE ESTADO

Presentado por:

RAUL ALEJANDRO RAMOS PALOMINO

Autor del Proyecto de tesis del nivel de **PREGRADO** de la Facultad de **INGENIERÍA QUÍMICA Y PETROQUÍMICA**. El Resultado obtenido es 06% (PORCENTAJE DE SIMILITUD) por lo cual se otorga el calificativo de:

APROBADO, según Reglamento de Evaluación de la Originalidad.

Se adjunta al presente el reporte de evaluación con el software de verificación de originalidad.

Observaciones:

El porcentaje de similitud es menor del 20%, establecido como máximo por Reglamento de Evaluación de originalidad.

Ica, 04 de setiembre del 2023

.....
Dra. ROSA LUZ GALINDO PASACHE
DIRECTORA (e) DE LA UNIDAD DE INVESTIGACIÓN

UNIVERSIDAD NACIONAL "SAN LUIS GONZAGA"
FACULTAD DE INGENIERIA QUIMICA Y PETROQUIMICA
ESCUELA ACADEMICA PROFESIONAL DE INGENIERIA
QUIMICA



TRABAJO MONOGRAFICO PARA OPTAR EL TITULO
PROFESIONAL

TEMA:

ECUACIONES DE ESTADO

AUTOR:

RAMOS PALOMINO RAUL ALEJANDRO

ICA – PERU

2019

INDICE

RESUMEN.....	3
INTRODUCCION.....	4
OBJETIVOS.....	5
2. ECUACIONES DE ESTADO.....	6
2.1 Ley de los gases ideales.....	6
2.2 Teoría cinética de los gases.....	8
2.2.1 Transiciones de fase.....	9
2.2.2 Punto critico.....	10
2.2.3 Presión de vapor.....	10
2.2.4 Humedad.....	10
3. LEY DE GASES IDEALES.....	12
4. LEY GENERAL DE LOS GASES IDEALES:.....	13
4.1. ECUACION UNIVERSAL DE LOS GASES IDEALES:.....	13
4.2. CONSTANTE UNIVERSAL DE LOS GASES IDEALES.....	14
4.3. GASES REALES.....	14
4.4. FACTOR DE COMPRESIBILIDAD Z.....	15
4.4.1. SIGNIFICADO DEL VALOR DE Z.....	16
4.5. NORMALIZACIÓN DE LA TEMPERATURA Y LA PRESIÓN.....	16
5. PRINCIPALES ECUACIONES DE ESTADO PARA GASES IDEALES:.....	17
5.1. Ecuación de Van der Waals.....	17
5.2. Ecuación de Redlich- Kwong.....	18
5.3. Ecuación de Soave.....	19
5.4. Ecuación Virial.....	20
5.5. Ecuación de Clausius.....	21
5.6. Ecuación de Berthelot.....	22
5.7. Ecuación de Dieterici.....	23
5.8. Ecuación de Peng – Robinson.....	24
5.9. Ecuación de Beattie- Bridgeman.....	24
5.10. Ecuación de Benedict – Weeb – Rubin.....	25
6. USO DE LAS ECUACIONES DE ESTADO.....	26
CONCLUSIONES.....	27
FUENTES DE INFORMACIÓN.....	28

RESUMEN

El presente trabajo monográfico es una explicación de las ecuaciones del estado cuyo objetivo que relacionan, el comportamiento de todas las sustancias bajo todas las condiciones de presión y temperatura no puede describirse mediante una única ecuación de estado para un sistema que se encuentra en equilibrio termodinámico.

El estudio de la termodinámica que involucra el comportamiento de sustancias puras, que son sustancias químicamente homogéneas de una determinada composición, superen o no una fase, es el objetivo de esta monografía, que es una interpretación de la ecuación de estado.

Mientras que su composición química se mantiene sin cambios las propiedades extensivas incluyen entalpía, energía interna, entropía y volumen, mientras que las propiedades intensivas incluyen presión y temperatura.

En este proyecto, veremos la ecuación de estado, que es una expresión que tiene que ver con el volumen, la presión y la temperatura específicos de una sustancia pura. La ecuación del gas ideal sirve como punto de partida, y las ecuaciones de estado posteriores incluyen a Van Der Waals, Bettie Bridgeman, Benedict W. B. Rubin y la ecuación de estado virial, entre otras.

Tras una presentación de las distintas ecuaciones y las condiciones en las que se pueden aplicar, se realiza una comparación de los errores absolutos descubiertos al determinar los volúmenes precisos de las sustancias puras.

INTRODUCCION

Las ecuaciones de estado, que se derivan de la mecánica estadística, se pueden utilizar para describir las características de líquidos, mezclas, sólidos e incluso el interior de las estrellas que simula cómo se comportan los gases por encima de la temperatura crítica a bajas presiones, es una de las ecuaciones de estado más básicas utilizadas para este propósito.

Las expresiones analíticas para las relaciones entre propiedades se restringen en gran medida a la presión, el volumen y la temperatura, aunque teóricamente se pueden formular relaciones funcionales que involucren cualquiera de las tres propiedades termodinámicas.

Muchas ecuaciones de estado utilizadas con frecuencia se han desarrollado utilizando métodos empíricos porque todavía falta una comprensión completa en los estados líquido y sólido de las interacciones intermoleculares.

La selección de ecuaciones que se utilizarán en una aplicación determinada está influenciada en gran medida por el nivel de precisión requerido y la experiencia del usuario, usando una sola ecuación simple porque los coeficientes deben evaluarse ajustando las ecuaciones de datos experimentales de presión, volumen y temperatura.

OBJETIVOS

- Comprender que es una ecuación de estado, así como limitaciones y rango de aplicación, mediante ejemplo del desarrollo histórico de la ecuación de estado de los gases ideales y reales.
- Para determinar el peso molecular de líquidos volátiles y comprender las variables de estado de un gas contenido en un recipiente (volumen, presión y temperatura), utilice la ecuación del gas ideal.
- Presentar algunas nociones sobre ecuaciones de estado de gas ideal.

2. ECUACIONES DE ESTADO

Es un elemento con una masa m está precipitado por su presión P , volumen V y temperatura T . En general, estas cantidades no pueden variar de forma independiente.

Ecuación de estado:

$$V=f(p,T,m)$$

El término "estado", tal como se utiliza en el presente documento, significa un curso de equilibrio, lo que significa que los grados y la apretura son las mismas en todos los puntos.

Por lo tanto, si se transfiere calor a un punto en un sistema en equilibrio, se debe esperar a que el proceso de transferencia calor produzca una nueva calentura estable en el sistema antes de que el sistema regrese al equilibrio.

2.1 Ley de los gases ideales

La teoría atómica de la materia define fases en el orden que implica. Las partículas tienen ciertos grados de libertad en el espacio, y estos grados de libertad microscópicos están relacionados con el concepto de orden macroscópico. Las partículas sólidas están dispuestas en una red y sus grados de libertad están limitados por pequeñas vibraciones alrededor de los nodos de la red. Los gases, por el contrario, no tienen un orden

macroscópico definido. Sus partículas se mueven aleatoriamente y están limitadas únicamente por las paredes del recipiente. Existen reglas generales para las variables macro, estas variables incluyen (p), volumen (V) y temperatura (T), la ecuación de un gas es muy simple:

La ley de Boyle-Mariot establece que la dimensión de un gas a un nivel constante es inversamente proporcional a la presión.

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

Las leyes de Charles y Gay-Lussac establecen que la magnitud de un gas a fuerza constante es proporcional a su temperatura absoluta.

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

Otra ley establece que se reconoce volumen constante a la fuerza es exactamente igual a la temperatura absoluta.

$$p_1/T_1 = p_2/T_2$$

Resumir:

$$p_1 \cdot V_1/T_1 = p_2 \cdot V_2/T_2 = \text{constante}$$

En condiciones estándar de presión y temperatura (CNTP) de 1 atm y 273°K, la constante de volumen de un mol de gas (22,4 dm³) es la siguiente:

Constante=1 atmósferas.22,4dm³/273°K.mol=0,08205atmósferas.d
m³/°K.mol

y defina R como la constante del gas ideal:

$$R=0,08205 \text{ presión atmosférica.dm }^3 /^\circ\text{Kmol}$$

La combinación de estas leyes, también conocida como ecuación de estado de los gases ideales:

$$p.V = n. RT$$

donde "n" es el número de moles.

2.2 Teoría cinética de los gases.

Con el advenimiento de la teoría atómica de la materia, las leyes empíricas antes mencionadas recibieron una base microscópica. El volumen de un gas simple refleja la disposición y distribución de sus componentes. Más precisamente; macroscópica V es el espacio disponible en el movimiento molecular.

La presión de un gas se puede medir con un manómetro acoplado al recipiente, que registra el cambio en el impulso promedio experimentado por las moléculas cuando chocan y rebotan en las paredes.

La temperatura del gas es proporcional a la energía cinética promedio de las moléculas, por lo que el cuadrado de su velocidad depende de reducir las variables macroscópicas a cantidades físicas como la posición, la velocidad, el momento

lineal o la energía cinética molecular que puedan relacionarse con las leyes de la física de Newton debería producir todas las leyes empíricas de los gases.

En general resultó correcto.

La teoría cinética también se puede utilizar para predecir muchas otras propiedades de los gases, incluida la distribución estadística de velocidades moleculares y propiedades de transporte como la conductividad térmica, la difusividad o la viscosidad.

2.2.1 Transiciones de fase

A baja temperatura (el movimiento de las moléculas disminuye) y alta presión o reducción de volumen (la distancia entre las moléculas disminuye), bajo ciertas condiciones críticas, las moléculas de gas son atraídas por otras moléculas y entra en estado líquido.

Este proceso se llama transición de fase.

La formación de van der Waals permite que ocurran estos cambios de fase y también especifica el límite donde coexisten estas condiciones, terminando en un punto del cual no hay diferencia física entre los estados gaseoso y líquido. Estos fenómenos son consistentes con indicaciones experimentación. En la que se utilizan ecuaciones más complicadas que las de Van der Waals.

2.2.2 Punto crítico

En física, el punto de temperatura correspondiente a un cambio en el estado físico de la materia. Durante la confrontación de aleaciones metálicas se alcanza un punto crítico, donde se produce la recombinación molecular, creando nuevas formas de materia, y, por regla general, esta recombinación va acompañada de una endoterma.

La temperatura crítica de un gas es la temperatura más alta a la que se puede licuar y la presión crítica es requerida para licuar el gas a esa temperatura deben enfriarse intensamente para licuarse.

Estas tres cantidades se conocen colectivamente como constante crítica de una sustancia.

2.2.3 Presión de vapor

Es un líquido o sólido alcanza el equilibrio a cualquier temperatura en la que se llama de vapor en un tanque que contiene líquido y exhalación en equilibrio a un grado; no depende de las cantidades relativas de líquido y vapor de agua.

Si la medida de líquido reduce por alguna razón, el vapor se condensará, pero si se agrega o elimina calor a una temperatura constante.

2.2.4 Humedad

Mide la cantidad de agua, siempre hay algo de vapor de agua en la atmósfera. La fórmula de relación entre humedad y

temperatura simplemente dice que son inversamente proporcionales. Si la temperatura aumenta, la humedad relativa disminuirá, por lo que el aire se volverá más seco, mientras que cuando la temperatura disminuye, el aire se humedecerá, lo que significa que la humedad relativa aumentará.

El número máximo es de acuerdo a la temperatura y a medida que la temperatura aumenta a 4,4°C el número aumenta, es decir, 1000 kg.

El aire acuoso puede contener hasta 5 kg de a 1000 kg a 37,8°C. o hasta 18 kg de vapor.

La atmósfera está repleto de agua, el nivel de malestar es elevado debido a la imposibilidad de sudar (el sudor corporal se evapora y crea un efecto refrescante).

La masa de emanación de agua presente en un determinado dimensión de aire se llama humedad absoluta, expresada en kilogramos de agua por metro cúbico de aire seco.

La humedad relativa es la relación entre el contenido de vapor de agua disponible en la atmósfera y la cantidad de vapor de agua que saturaría el aire a la misma temperatura.

$$H_r(\%) = \frac{100\% p_p (\text{vapor de agua})}{p_v (\text{a la misma temperatura})}$$

Si la temperatura del aire aumenta, pero el contenido de vapor de agua permanece igual, la humedad absoluta permanece igual y la humedad relativa disminuye.

Una caída en la temperatura del aire aumenta la humedad relativa, provocando la formación de rocío.

Una caída en los grados del aire aumenta la humedad relativa, provocando la formación de rocío. La humedad se mide con un higrómetro.

El índice de temperatura y humedad (índice TH, también conocido como índice de malestar) expresa la relación entre la temperatura y la humedad en forma numérica para determinar el grado de confort o malestar. Se calcula sumando entre un 40% y un 72% a la suma de la temperatura de bulbo seco y la temperatura de bulbo mojado, el valor es 70, la totalidad de las personas se sienten cómodas, y cuando el índice comienza en 75, el medio ambiente se vuelve más cómodo e incómodo.

3. LEY DE GASES IDEALES

Se dice que un gas es ideal si todas las colisiones de átomos o moléculas son completamente elásticas y no hay atracción intermolecular. Toda la energía interna de estos gases toma la forma de energía cinética y cualquier cambio en la energía interna provoca un cambio de temperatura.

Pero para los gases de baja densidad, la temperatura absoluta también es proporcional a la presión a volumen constante, y si la

presión se mantiene constante, la temperatura absoluta también es proporcional al volumen del gas.

La presión aumenta a medida que cae el volumen cuando se comprime un gas mientras se mantiene una temperatura constante. De manera similar, la presión de un gas disminuye a medida que aumenta su volumen cuando se expande a una temperatura constante.

En general, los cambios de volumen son inversamente proporcionales a los cambios en la presión del gas.

Las relaciones entre temperatura, presión y volumen se observan empíricamente, dando lugar a la ley de los gases ideales, establecida por primera vez por Emile Clapeyron en 1834.

4. LEY GENERAL DE LOS GASES IDEALES:

Varia temperatura, presión y volumen; permanecen constante la masa. Deducción de la fórmula general:

ley de las isotermas: $P_1 V_1 = P_2 V_2 \dots(1)$

ley de las isobaras: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \dots (2)$

ley de las isocoras: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \dots(3)$

4.1. ECUACION UNIVERSAL DE LOS GASES IDEALES:

$$PV = n R T$$

Donde:

P: presión absoluta: atm, torr, lb/pulg²

n: número de mol-g o mol-b

T: temperatura absoluta: K,R

V: volumen:litros:ft³

R: constante universal de los gases.

4.2. CONSTANTE UNIVERSAL DE LOS GASES IDEALES

La constante universal de los gases ideales es una constante física que relaciona varias funciones de estado termodinámico y esencialmente establece una relación entre energía, temperatura y cantidad de materia.

Se recomienda utilizar a alta temperatura y baja presión. Un criterio muy utilizado para su selección es que la temperatura utilizada debe ser superior al doble de la temperatura crítica del compuesto en estudio

Esto puede interpretarse como una relación entre la energía y la escala de temperatura. Se define como: $R = N_A k_B$, donde N_A es la constante de Avogadro y k_B es la constante de Boltzmann.

Las ecuaciones de estado para gases reales son en muchos casos correcciones de la anterior.

4.3. GASES REALES

Se ha considerado que el gas ideal está constituido por partículas puntuales entre las que no existen interacciones, que se mueven rápidamente, colisionando elásticamente entre sí. Los gases reales están constituidos por moléculas o por átomos, que poseen un volumen propio y entre los que existen interacciones tanto de tipo atractivo como repulsivo.

Por ello no debe extrañar que el comportamiento de los gases ideales (ley de Boyle, Ley de Gay Lusaac y en general los gases perfectos), y que se desvíen tanto más cuanto más elevada es la presión y menor la temperatura. La desviación cuantitativa del comportamiento de un gas real, a una temperatura dada, puede considerarse dada por el factor de compresibilidad, a esa temperatura, referido a un mol de gas.

4.4. FACTOR DE COMPRESIBILIDAD Z

El factor de compresibilidad Z es un factor de corrección agregado a la ecuación de estado del gas ideal para modelar el comportamiento de gases reales que pueden comportarse como gases ideales en condiciones de baja presión de aire y alta temperatura, si la presión es mucho menor que la presión del punto crítico, el gas también puede considerarse ideal. La desviación del gas del comportamiento ideal es mayor cerca del punto crítico.

Remitiendo a la sección de gas ideal:

$$P V = R T$$

Factor de corrección Z:

$$P V = Z R T$$

Por lo tanto:

$$Z = P V / R T$$

El factor Z también es igual :

$$Z = \frac{V_{actual}}{V_{ideal}}$$

Donde:

V_{actual} : volumen específico que se tiene del gas.

V_{ideal} : volumen específico del gas tomado de la ecuación de gas ideal.

$$V_{\text{ideal}} = R T / p$$

4.4.1. SIGNIFICADO DEL VALOR DE Z

Un valor de Z igual a 1 indica que el gas se comporta perfectamente. Si el valor de Z es mayor o menor que 1, el gas se comporta como un gas real. Cuanto mayor sea la desviación del valor Z respecto de 1, mayor será la desviación del comportamiento del gas ideal..

4.5. NORMALIZACIÓN DE LA TEMPERATURA Y LA PRESIÓN

Los gases a temperaturas y presiones normalizadas se comportan de manera similar a sus temperaturas y presiones críticas. En otras palabras, Z es aproximadamente el mismo para todos los gases a la misma presión y temperatura reducidas.

PRESION REDUCIDA:

$$P R = \frac{P}{P_{cr}}$$

TEMPERATURA REDUCIDA:

$$T R = \frac{T}{T_{cr}}$$

5. PRINCIPALES ECUACIONES DE ESTADO PARA GASES IDEALES:

5.1. Ecuación de Van der Waals

Esto reduce el volumen disponible para que las moléculas se muevan.

Otra suposición es que la atracción molecular se produce entre el centro de una molécula y otra molécula. A medida que aumenta el volumen que contiene las moléculas, aumenta la distancia entre ellas y, por tanto, disminuye la atracción.

Van der Waals lanzó correcciones que tenían en cuenta el volumen finito de moléculas y las altas fuerzas que una molécula ejerce sobre otra entre moléculas muy próximas.

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

$$\left(\frac{\partial p}{\partial V}\right)_r = 0 \quad \frac{-nRT}{(V - nb)^2} + \frac{2n^2 a}{V^3} = 0$$

$$\left(\frac{\partial^2 p}{\partial V^2}\right)_T = 0 \quad \frac{2nRT}{(V - nb)^3} + \frac{6n^2 a}{V^4} = 0$$

De estas ecuaciones obtenemos, el volumen V_c y la temperatura T_c crítica.

$$V_c = 3nb \quad T_{C=} = \frac{8a}{27Rb}$$

En la ecuación de van der Waals obtenemos la presión crítica, P_c

$$P_c = \frac{a}{27b^2}$$

La ecuación de Van der Waals universal es simple en términos de variables nuevas:

$$p = P/P_c, \quad v = V/V_c \quad \text{y} \quad t = T/T_c$$

$$\left(P + \frac{3}{v^2} \right) (3v - 1) = 8T$$

Al despejar la presión p obtenemos lo siguiente.

$$p = \frac{8t}{3v - 1} - \frac{3}{v^2}$$

Uno de los problemas característicos de las ecuaciones cúbicas es que predicen una compresibilidad crítica constante independientemente del material que se estudie.

5.2. Ecuación de Redlich- Kwong

Se presentan varias ecuaciones de Soave-Redlich Kwong modificadas con transformaciones de volumen y funciones alfa modificadas. Esta ecuación es expresada:

$$p = \frac{RT}{\bar{V} - b} - \frac{a}{T^{1/2}\bar{V}(\bar{V}+b)}$$

$$a = 0,42748 \frac{R^2 T_c^{1/2}}{P_c} \quad b = 0,08664 \frac{RT_c}{P_c}$$

5.3. Ecuación de Soave

La función α está diseñada para ajustarse a los datos de presión de vapor de hidrocarburos; esta ecuación describe con precisión el comportamiento de estas sustancias.

$$= \frac{RT}{\bar{V} - b} - \frac{a \alpha}{\bar{V} d + b_1}$$

Los parámetros debían expresarse en función de las características críticas y del factor de acento. El modelo tenía que ser bastante preciso cerca del punto crítico, especialmente al calcular el factor de compresibilidad y la densidad del fluido. Las reglas de mezcla no deberían utilizar más de un parámetro para las interacciones binarias, que deberían ser independientes de la presión, la temperatura y la composición. La ecuación estaba destinada a aplicarse al cálculo de todas las propiedades de los fluidos en los procesos de gas natural.

$$a = 0,42748 \frac{R^2 T_c^{1/2}}{P_c} \quad b = 0,08664 \frac{RT_c}{P_c}$$
$$\alpha = \left[1 + C + 1,574 w - 0,176 w^2 hc - T_1^{\frac{1}{2}} h \right]$$

Donde $T_r = T/T_c$ temperatura reducida.

$$w = -1 \log(P_r^{sat})_{T_r=0,7}$$

Donde P_r^{sat} es la presión de vapor reducida.

Esta ecuación, al agregar un segundo parámetro, permite mejorar aún más los resultados obtenidos, pero aún no puede representar con precisión el comportamiento del fluido en grandes rangos de presión y temperatura.

5.4. Ecuación Virial

Se ha encontrado para diversas estas tienen un grado de complejidad pasando de dos o tres constantes hasta las más complicadas. Se denominan virales y se pueden expresar como integrales complejas de fuerzas intermoleculares.

$$Z = \frac{P \bar{V}}{R T} = 1 + \frac{B}{\bar{V}} + \frac{C}{\bar{V}^2} + \frac{D}{\bar{V}^3}$$

Inicialmente se plantea relaciones funcionales en la que participan tres presión, volumen y temperatura.

Una manera de adecuarse para que sea aplicable a los gases reales es introducir un coeficiente corrector z.

Si se conoce la función de distancia molecular, es posible integrar y así obtener las expresiones, estos cálculos son demasiado complejos y aún no se han completado; excepto por el potencial de potencia simplificado (incluso con este cálculo simplificado y, a veces, el tercer coeficiente del virial) Además, la ecuación del virial es el siguiente

$$Z = \frac{P \bar{V}}{R T} = 1 + B^{\#} p + C^{\#} p^2 + D^{\#} p^3 + \dots$$

$$B^{\#} = \frac{B}{RT} \quad C = \frac{C - B^2}{(RT^2)} \quad D = \frac{D - 3BC + 2B^3}{(RT^2)}$$

En las dos formas que muestra esta ecuación virial son una secuencia infinita; Su aplicación práctica en ingeniería la hace rápidamente convergente, es decir, cuando la serie no requiere más de dos o tres términos para dar aproximaciones aceptables. Esto puede ocurrir con gases y vapores de baja o media presión.

Dado que la gráfica de Z versus P es una línea recta en la región de baja presión, la ecuación del virio se puede reducir manteniendo dos términos:

$$Z = \frac{P \bar{V}}{RT} = 1 + B^{\#} \quad P = 1 + \frac{BP}{RT}$$

Esta ecuación describe adecuadamente el comportamiento de muchos vapores a temperaturas y presiones registradas de hasta 15 bar.

$$Z = \frac{P \bar{V}}{RT} = 1 + \frac{B}{\bar{V}} + \frac{C}{\bar{V}^2}$$

5.5. Ecuación de Clausius

En la Ecuación Clausius se observa que las moléculas forman grupos o grupos de moléculas con fuerzas de atracción mucho mayores que cuando las moléculas están

separadas. La variabilidad de temperatura y la corrección de volumen están incluidas en este período de atracción. La ecuación de Clausius es la siguiente:

$$P = \frac{R T}{\bar{V} - b} - \frac{a}{T (\bar{V} - c)^2}$$

Las constantes b y c, describen el tamaño de las moléculas del fluido.

Si observamos la expresión b, observamos que es positiva sólo si $Z_c > 0,25$; c es inferior a 0,25, lo que da como resultado un valor negativo de b, dando:

$$P = \frac{R T}{\bar{V} - b} - \frac{a}{T (\bar{V} - b)^2}$$

$$a = \frac{27 R T_c^2 \bar{V}_c}{20} \quad b = \frac{\bar{V}_c}{5}$$

Cuando una sustancia existe, una parte como líquido y la otra como vapor a temperatura de saturación, su calidad se define como la relación entre la masa del vapor y la masa total. Entonces: si la masa de vapor es 0,2 kg y la masa líquida es 0,8 kg, la calidad es 20%. Puede considerarse una propiedad intensiva y tiene el símbolo x.

5.6. Ecuación de Berthelot

Su transformación a la ecuación de van der Waals al representar la ecuación de estado es la siguiente

$$P = \frac{R T}{\bar{V} - b} - \frac{a}{T \bar{V}^2}$$

Los límites en el punto crítico se establecen en los parámetros a y b:

$$a = \frac{27 R^2 T_c^3}{64 P_c} \quad b = \frac{R T_c}{8 P_c}$$

Al encontrar la deficiencia para tratar con la ecuación de Berthelot en el punto crítico, predice un valor para Z_c igual a 0,375 no es adecuado utilizar cerca del punto crítico:

$$P = \frac{R T}{V} \left[1 + \frac{9}{128} \frac{P T_c}{P_c T} \left[1 - \frac{6 T_c^2}{T^2} \right] \right]$$

$$\text{Donde } T_r = \frac{T}{T_c} \text{ Temperatura reducida}$$

$$P_r = \frac{P}{P_c} \text{ Presión reducida}$$

5.7. Ecuación de Dieterici

La Ecuación de Dieterici es el volumen ocupado por las moléculas es insignificante con el volumen del recipiente y que las moléculas no se atraen entre sí, por lo que su movimiento no se ve afectado por otras moléculas; la expresión para esta ecuación es:

$$P = \frac{n R T}{V - n b} \exp \left(- \frac{a n}{R T V} \right)$$

El valor de Z_c para esta ecuación es de 0,27 y por lo tanto esta ecuación se puede usar cerca del punto crítico. Sin embargo, es poco usado debido a la función exponencial que presenta.

5.8. Ecuación de Peng – Robinson

Estos cambios modifican la dependencia del volumen del plazo atractivo. Estos cambios permitieron una predicción más precisa del equilibrio líquido-vapor (ELV) de mezclas binarias. La ecuación es la siguiente.

$$P = \frac{R T}{\bar{V} - b} - \frac{a}{\bar{V}^2 + 2 b \bar{V} - b^2}$$

Al utilizar inflexión, se obtiene los siguientes parámetros:

$$a = 0,45724 \frac{R^2 T_c^2}{P_c} \quad b = 0,0077796 \frac{R T_c}{P_c}$$

La ecuación mostrada predice un valor para Z_c igual a 0,3074; por lo que esta ecuación es posible de aplicar cerca del punto crítico, permite predecir densidades de líquidos levemente que otras ecuaciones cubicas.

5.9. Ecuación de Beattie- Bridgeman

La ecuación incluye cinco constantes, y representar mejor el comportamiento de los fluidos en un amplio intervalo de presión y temperatura.

$$P = \frac{R T}{v^2} \left(1 - \frac{c}{v T^3} \right) (v + B) - \frac{A}{v^2}$$

$$A = A_0 \left(1 - \frac{a}{v} \right)$$

$$B = B_0 \left(1 - \frac{b}{v} \right)$$

Las constantes a, b, c, y para algunos gases se encuentran en tabuladofuls en la literatura.

En esta ecuación es necesario aplicar cuando la densidad promedio sea inferior a 0,8 la densidad critica.

5.10. Ecuación de Benedict – Weeb – Rubin

La ecuación representa mucho mejor el comportamiento de los fluidos que las ecuaciones anteriores, estos valores de las constantes se dan en tablas.

$$P = \frac{R_u T}{\bar{v}} \left(B_0 R_u T - A_0 - \frac{c_0}{T^2} \right) \frac{1}{\bar{v}^2} + \frac{b R_u T - a}{\bar{v}^3} + \frac{aa}{\bar{v}^6} + \frac{c}{\bar{v}^3 T^2} \left(1 + \frac{y}{\bar{v}^2} \right) e^{-\frac{y}{\bar{v}^2}}$$

Se utilizan datos del gas, propiedades críticas y presión de vapor. Se deben utilizar parámetros para cada sustancia para aumentar la precisión. Los autores de la ecuación Benedict-Webb-Rubin han informado repetidamente estimaciones y correlaciones de parámetros, incluida la impureza, que han desarrollado correlaciones basadas en factores.

6. USO DE LAS ECUACIONES DE ESTADO

El diseño de los equipos de proceso utilizados en la industria química requiere de datos termodinámicos.

En la industria petroquímica, especialmente en procesos de licuefacción, la ecuación de estado se utiliza en muchas aplicaciones: Predicción de entalpía con alta precisión para optimizar el diseño de intercambiadores de calor.

Después de evaluar las predicciones para 90 sistemas binarios y 19 ternarios, como alcoholes, agua, cetonas, hidrocarburos lineales, hidrógeno, nitrógeno, dióxido de carbono, monóxido de carbono y sulfuro de hidrógeno, encontraron resultados satisfactorios tras ajustar los nuevos parámetros.

El objetivo de los desarrollos de la regla es combinar un modelo de contribuciones de grupos con ecuaciones de estado capaces de describir el equilibrio líquido-vapor a altas presiones y temperaturas y se incluye combinaciones y ha resultado muy altamente que no son ideales.

Realmente cuando una mezcla multicomponente obtiene componentes polares y apolares, ya que las demás especies tienen que representarse según la misma regla, los parámetros no son iguales a los obtenidos cuando se correlacionan los datos con un modelo de coeficiente de actividad.

Los parámetros no son los mismos que los obtenidos por correlación directa de los datos con el modelo de coeficiente de actividad, por lo que el uso de tablas de parámetros del modelo no es posible a baja presión.

CONCLUSIONES

Las ecuaciones de estado más significativas, centrándose en las utilizadas en la ingeniería de procesos químicos y las basadas en simulaciones cúbicas, viridianas y moleculares.

Aunque estas ecuaciones pueden producir mejores resultados que las ecuaciones cúbicas, ajustarles los parámetros requiere más datos y su solución requiere más tiempo y recursos computacionales.

La ecuación cúbica más popular es la ecuación de Rödlich-Kwong, que combina la facilidad de una ecuación de 2 parámetros con la alta precisión de la ecuación de Benedict-Webb-Rubin con 8 parámetros.

Las ecuaciones viriales basadas en la mecánica estadística pueden representar con precisión el comportamiento debido a la dificultad de los cálculos, no se utiliza con frecuencia en ingeniería.

FUENTES DE INFORMACIÓN

1. Kyle B., 1992, "Chemical and Process Thermodynamics", 2° Ed., Ed. Prentice Hall USA, Pág. 38 - 52.
2. Castellan G, 1987, "Físico Química!", 2° Ed., Ed. Addison-Wesley Iberoamericana, México, Pág. 8 - 50.
3. Baizhiser R., Samuels M. Eliassen J., 1974, "Termodinámica Química para Ingenieros", Ed. Prentice Hall, España, Pág. 58 - 79.
4. Levine I., 1991, "Físico-Química", 3° Edición, Ed. MccGraw-Hill, Barcelona, Pág. 243 – 257.
5. Smith J., Van Ness H., 1989, "Introducción a la Termodinámica en Ingeniería Química", 4° Ed. MccGraw-Hill, México, Pág. 61 – 95, 485 – 497.
6. Van Ness H., Abbott M, 1982, "Classical Thermodynamics of Non Electrolyte Solutions with Applications to Phase Equilibria", Ed. MccGraw-Hill, USA, Pág. 114 – 169.
7. Wark K., 1991, "Termodinámica" 5° Ed., Ed. MccGraw-Hill, México Pág. 457 – 471.
8. Eberhart J., 1992, "The Clausius Equation of State and a Two-Parameter Modification", Journal of Chemical Education, Vol 68 (2): 113.
9. Eberthart J. 1989, "Applying the Critical Conditions to Equation of State", Journal of Chemical Education, Vol 66 (12): 990 – 993.
10. Perry R, and Green D., 1992, "Manual del Ingeniero Químico" 6° Ed., Ed. MccGraw-Hill, Mexico, Cap. 3, 4 y 13.
11. Yaws C., Sachon D., Sheth M., 1996, "Thermodynamics Data for Process Equipment Design", Chemical Engineering, Vol 103 (8): 110 – 111.

12. Zudkevitch D. and Gray R., 1975, "Impact of Fluid Properties on the Design of Equipment for Handling LNG", Pag. 103 – 121.