

## GASES IDEALES: PROCESOS PSICROMETRICOS.

### Ideal Gases: Psychrometric Processes

#### RESUMEN

En el presente artículo se discute la aplicación de la ecuación de estado de los gases ideales a un gas multicomponente, para lo cual deben obtenerse previamente sendas expresiones para la fracción molar y el cociente molar del componente  $i$  de la mezcla, en términos diferentes a una simple división entre números de moles; se hace necesario involucrar otras variables claves tales como la presión y el volumen. Subsecuentemente se dan ejemplos de la forma en la cual se pueden aplicar dichas relaciones para los cálculos psicrométricos.

#### LUIS GUILLERMO RIOS A.

Ingeniero Químico, M. Ing., MBA  
Profesor Asociado  
Facultad de Tecnología  
Universidad Tecnológica de Pereira  
luis@utp.edu.co

**PALABRAS CLAVES:** Ecuación de Estado, Gases Ideales, Fracción Molar, Cociente Molar, Presión Parcial, Volumen Parcial, Humedad Molar, Humedad, Humedad Absoluta, Humedad Relativa.

#### ABSTRACT

*This paper deals with applying the ideal gas equation of state to a multicomponent gas; a couple of expressions for the mole fraction as well as for the mole ratio should be first obtained (these expressions should be in function of key variables other than the number of moles, such as pressure, and volume). Subsequently, some examples of the way in which those equations can be applied when computing psychrometric variables are given.*

**KEYWORDS:** *Equation of State, Ideal Gases, Mole Fraction, Mole Ratio, Partial Pressure, Partial Volume, Molal Humidity, Humidity, Absolute Humidity, Relative Humidity.*

#### 1. INTRODUCCIÓN

En artículos anteriores, el autor ya había abordado el tema de los gases ideales. Al estudiar los sistemas termodinámicos cerrados se describió la forma en la cual fue obtenida experimentalmente la ecuación de estado de los gases ideales [1, pp. 529, 530] y se dieron ejemplos acerca de los cálculos del volumen, la presión, y la temperatura de una *masa fija de un gas puro* [2, pp. 450-452]. En el campo de la Psicrometría también se había dado un ejemplo acerca del cálculo de la *temperatura de rocío de un aire húmedo*, utilizando el concepto de *humedad relativa* [3, p. 93]. Bueno, para estudiar con mayor detalle los procesos psicrométricos y en general los procesos que tienen que ver con otros gases diferentes al aire y otros vapores diferentes al vapor de agua, es necesario estudiar en primer lugar la forma en la cual se puede expresar la composición de una mezcla cualquiera, y las leyes físicas que se aplican a una mezcla de gases ideales, con el fin de obtener un par de relaciones que gobiernan el comportamiento de tales mezclas, y aplicarlas finalmente bien al aire húmedo (procesos psicrométricos) ó bien a otros gases no condensables mezclados con vapores diferentes al vapor de agua<sup>1</sup>.

#### 2. COMPOSICION DE UNA MEZCLA

Existen varias formas de expresar la composición de una mezcla de varios gases, entre las que podemos citar las siguientes [4, pp. 16, 17]: El método mas simple sería señalar el número de moles  $n_1, n_2, \dots$  de las distintas sustancias presentes en la mezcla (las masas convencionales también podrían servir). Este método tiene la desventaja de que el número de moles es una *variable extensiva*. Es preferible expresar la composición de una mezcla en términos de un conjunto de *variables intensivas*. El cociente de dos (2) variables extensivas es una variable intensiva. El número de moles de un componente  $i$  de la mezcla se puede convertir en una variable intensiva dividiendo esta cantidad entre alguna variable extensiva. Esto puede hacerse de varias formas entre las cuales se destacan las dos (2) siguientes:

- La *fracción molar* de un componente  $i$  de la mezcla gaseosa,  $y_i$ , se obtiene al dividir el número de moles de dicho componente entre el número de moles totales de todas las sustancias presentes,

$$y_i = \frac{n_i}{n}$$

<sup>1</sup> Según se discutió en un artículo anterior [1, p. 533], el comportamiento termodinámico de cualquier sustancia es tal que pueden existir dos (2) tipos de vapores de la misma, el primero es el *vapor saturado seco* que es el que sí está a punto de condensarse, y el segundo es el *vapor sobrecalentado* que es el que no está a punto de condensarse. De otro lado, un gas está @ una temperatura por encima de la temperatura crítica de la sustancia, por lo cual no se puede condensar en líquido por medio de un proceso de enfriamiento isobárico, ni por medio de un proceso de compresión isotérmica.

Fecha de Recepción: 07 Septiembre de 2007  
Fecha de Aceptación: 10 Diciembre de 2007

condensarse. De otro lado, un gas está @ una temperatura por encima de la temperatura crítica de la sustancia, por lo cual no se puede condensar en líquido por medio de un proceso de enfriamiento isobárico, ni por medio de un proceso de compresión isotérmica.

$$n = n_1 + n_2 + \dots = \sum n_i$$

$$y_1 + y_2 + y_3 + \dots = \sum y_i = 1$$

Dada esta relación, la composición de la mezcla se define cuando se especifican las fracciones molares de todas excepto una de las sustancias; la fracción molar faltante se calcula a partir de la ecuación inmediatamente anterior. Las fracciones molares son independientes de la temperatura y de la presión, y en estas condiciones, son adecuadas ó apropiadas para describir la composición de cualquier mezcla.

- Los *cocientes molares*,  $r_i$ , se obtienen seleccionando uno de los números de moles y dividiendo todos los otros números de moles entre el primero. Seleccionando  $n_j$  como el divisor, tenemos

$$r_i = \frac{n_i}{n_j}$$

De nuevo, dado que los cocientes molares son completamente independientes de la temperatura y de la presión, éstos son igualmente adecuados ó apropiados para la descripción fisicoquímica de mezclas de cualquier clase.

### 3. LEY DE DALTON<sup>2</sup>

<sup>2</sup> John Dalton (Inglaterra, 1766-1844) fue un maestro de escuela y meteorólogo quien hacia 1803 desarrolló suficientemente una *Teoría Atómica* que podía explicar las observaciones hechas hasta ese entonces en relación con el cambio químico. Estas observaciones incluían la *Ley de la Conservación de la Masa* y la *Ley de la Composición Definida ó Constante* (ó *Ley de las Proporciones Definidas*) [5, p. 24]. La *Ley de la Conservación de la Masa* fue formulada por Antoine Lavoisier (Francia, 1743-1794) en el período 1775-1780 [4, p. 446] y establece que la masa total de las sustancias presentes después de una reacción química es la misma que la masa total de sustancias antes de la reacción; en otras palabras, esta ley dice que la materia no puede ser creada ni destruida en una reacción química [8, p. 34] [5, p. 21]. La *Ley de la Composición Definida ó Constante* (ó *Ley de las Proporciones Definidas*) fue formulada por primera vez por Joseph Proust (Francia, 1754-1826) en 1799 y establece que todas las muestras de un compuesto tienen la misma composición, es decir, las mismas proporciones en masa de los elementos constituyentes [8, p. 35]. Otra forma de expresar esta ley es: Los compuestos tienen composiciones características [5, p. 25]. Dalton, quien no había sido considerado un experimentador particularmente bueno, quizás debido a que no percibía ciertos colores (condición que ahora se conoce con el nombre de *daltonismo*) [8, p. 36] predijo entonces la *Ley de las Proporciones Múltiples*, que no había sido aún descubierta, la cual establece que en una serie de compuestos entre los mismos elementos A y B, el peso del elemento A/unidad de peso del elemento B en un compuesto es un múltiplo simple del peso de A/unidad de peso de B en otro compuesto; la *Ley de las Proporciones Múltiples* es uno de los soportes más fuertes de la *Teoría Atómica* [5, pp. 22, 23]. Dalton formuló su *Teoría Atómica* con base en las tres (3) leyes anteriores, las cuales resumen un gran número de hechos experimentales que tienen que ver con los aspectos cuantitativos de las reacciones químicas [5, p. 23] (observación cuantitativa de la Naturaleza [4, p. 446]). En su teoría, Dalton supuso que [5, p. 24]:

- Toda la materia está fundamentalmente compuesta de partículas muy pequeñas llamadas átomos

La Ley de Dalton de las presiones parciales ó aditivas formulada en 1801 [5, p. 137] establece que la presión total de un gas multicomponente es igual a la suma de las presiones parciales, que cada componente ejercería si éste fuera la única sustancia presente en el volumen dado @ la temperatura de la mezcla [6, p. 146]. El significado físico de esta ley se puede representar gráficamente de la siguiente manera [7, p. 636]:

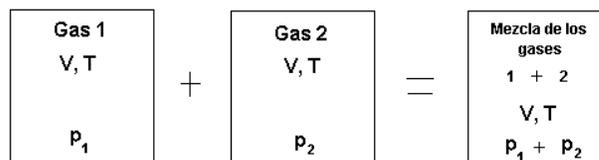


Figura 1: Ley de las Presiones Parciales de Dalton

Para un componente de la mezcla, el gas  $i$ , se cumple que:

$$p_i = \frac{n_i RT}{V} \Rightarrow n_i = \frac{p_i V}{RT}$$

y para la mezcla completa se cumple que:

$$P = \frac{nRT}{V} \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

donde:

- Estos átomos no pueden ser subdivididos (son indivisibles)
- Los átomos no pueden ser ni creados ni destruidos; no se crean nuevos átomos, ni se destruyen los viejos
- Todos los átomos de un elemento particular son idénticos en: Tamaño, forma, masa, y todas las otras propiedades, y difieren de los átomos de otros elementos en estas propiedades
- El cambio químico es la unión ó separación de átomos

Esta teoría podía dar una interpretación satisfactoria de los datos cuantitativos disponibles en la época [4, p. 447], sin embargo, el descubrimiento del electrón por parte de Joseph John Thomson (Inglaterra, 1856-1940) en 1897, fue el primer aviso de la existencia de partículas más pequeñas que los átomos [4, p. 449]. Contrariamente a lo que Dalton pensaba, nosotros ahora sabemos que todos los átomos de un elemento no necesariamente tienen la misma masa; en 1912 Thomson al medir el cociente carga/masa de los iones positivos formados en el gas Neón [8, p. 43], descubrió que el Neón consistía de dos (2) clases de átomos diferentes, uno con una masa de 20 y el otro con una masa de 22. Estos átomos diferentes del mismo elemento se denominan *isótopos*, palabra que significa "mismo lugar" en la *Tabla Periódica*. A partir de ese descubrimiento se empezó a determinar la constitución isotópica de todos los elementos. Además de eso, como es bien conocido, se han sintetizado muchos isótopos artificiales por medio de las técnicas de alta energía de la Física. Los isótopos de un elemento son prácticamente indistinguibles químicamente, dado que las configuraciones electrónicas externas son las mismas. Sus propiedades físicas difieren ligeramente dada la diferencia en masa. Las diferencias son más marcadas con los elementos más ligeros, dado que la diferencia relativa en masa es mayor [4, p. 452]. Para cerrar esta nota valga la pena decir que uno de los más importantes conceptos que se originan en el trabajo de Dalton es el del peso atómico [5, p. 26] ( $1 \text{ uma} = u = 1 \text{ dalton} = (\text{masa atómica del isótopo } ^{12}\text{C})/12$  [8, p. 42]), y que desde su época las masas atómicas han sido llamadas "pesos atómicos". Hoy en día, la mayor parte de los químicos los continúa llamando así. La palabra masa es la más apropiada. Los viejos hábitos son resistentes al cambio [8, p. 46].

$$n = n_1 + n_2 + \dots = \sum n_i$$

$$P = p_1 + p_2 + \dots = \sum p_i$$

La fracción molar de un componente i de la mezcla se puede expresar entonces de la siguiente manera:

$$y_i = \frac{n_i}{n} = \frac{p_i}{P} \Rightarrow p_i = y_i P$$

donde  $p_i$  es la presión parcial del gas i que tiene una fracción molar  $y_i$  en la mezcla.

Igualmente, el cociente molar de un componente i de la mezcla con respecto a otro componente j de la misma se puede expresar como:

$$r_i = \frac{n_i}{n_j} = \frac{p_i}{p_j}$$

#### 4. LEY DE AMAGAT<sup>3</sup>

La Ley de Amagat de los volúmenes parciales ó aditivos establece que el volumen total de un gas multicomponente es igual a la suma de los volúmenes parciales, que cada componente ocuparía si éste fuera la única sustancia presente @ la temperatura y presión total de la mezcla. Esta ley se puede representar gráficamente de la siguiente manera [7, p. 636]:

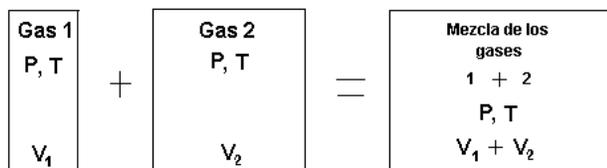


Figura 2: Ley de los Volúmenes Parciales de Amagat

Para un componente de la mezcla, el gas i, se cumple que:

$$V_i = \frac{n_i RT}{P} \Rightarrow n_i = \frac{PV_i}{RT}$$

y para la mezcla completa se cumple que:

$$V = \frac{nRT}{P} \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

donde:

$$n = n_1 + n_2 + \dots = \sum n_i$$

$$V = V_1 + V_2 + \dots = \sum V_i$$

<sup>3</sup> La Ley de Amagat fue formulada por Emile Hilaire Amagat (Francia, 1841- 1915) en 1880 [9].

La fracción molar de un componente i de la mezcla se puede expresar entonces de la siguiente manera:

$$y_i = \frac{n_i}{n} = \frac{V_i}{V} \Rightarrow V_i = y_i V$$

donde  $V_i$  es el volumen parcial del gas i que tiene una fracción molar  $y_i$  en la mezcla<sup>4</sup>.

Igualmente, el cociente molar de un componente i de la mezcla con respecto a otro componente j de la misma se puede expresar como:

$$r_i = \frac{n_i}{n_j} = \frac{V_i}{V_j}$$

Finalmente, como colofón de las dos (2) leyes anteriores, se pueden establecer las siguientes relaciones que se

pueden aplicar a un gas multicomponente @ P, T :

$$y_i = \frac{n_i}{n} = \frac{p_i}{P} = \frac{V_i}{V}; y_i \neq y_i(T, P)$$

Esta primera relación<sup>5</sup> establece que para cada uno de los componentes de una mezcla de gases ideales @ bajas presiones y altas temperaturas, se cumple que la *fracción molar* es igual a la *fracción presión* y es igual a la *fracción volumen*, y que la composición del gas multicomponente no cambia ni con la temperatura ni con la presión, a menos que se condense un vapor presente en la mezcla. A partir de esta relación se pueden obtener tres (3) ecuaciones:

$$\frac{n_i}{n} = \frac{p_i}{P}$$

$$\frac{n_i}{n} = \frac{V_i}{V}$$

$$\frac{p_i}{P} = \frac{V_i}{V}$$

las cuales son muy útiles para resolver los problemas de balances de masa que se presentan en las Industrias Químicas. No sobra señalar nuevamente que estas ecuaciones están basadas en el hecho de que en una mezcla de gases ideales los números de moles son aditivos, las presiones parciales son aditivas, y los volúmenes parciales son aditivos.

<sup>4</sup> Aunque para los gases reales la Ley de Amagat es regularmente mas exacta que la Ley de Dalton siendo en consecuencia útil para algunos cálculos, el concepto de los volúmenes parciales (a diferencia del concepto de las presiones parciales) es puramente matemático y no tiene ningún significado fisico [4, p. 21].

<sup>5</sup> Este es uno de los resultados mas elegantes de la Termodinámica, el cual es el producto del trabajo de una pléyade de mentes superiores tales como lo fueron: Boyle, Mariotte, Charles, Gay-Lussac, Amonton, Avogadro, Clapeyron, Dalton, Amagat, entre otros.

Igualmente útil para resolver los problemas de Psicrometría es la segunda relación que puede obtenerse a partir de la combinación de la Ley de Dalton y de la Ley de Amagat:

$$r_i = \frac{n_i}{n_j} = \frac{p_i}{p_j} = \frac{V_i}{V_j}; r_i \neq r_i(T, P)$$

Esta segunda relación establece que para cada uno de los componentes de una mezcla de gases ideales @ bajas presiones y altas temperaturas, se cumple que el *cociente molar* es igual al *cociente presión* y es igual al *cociente volumen*. A partir de esta relación también se pueden obtener tres (3) ecuaciones, las cuales son muy útiles para resolver problemas de balances de masa.

## 5. VARIABLES PSICROMETRICAS

El *aire húmedo* atmosférico es un gas multicomponente formado esencialmente por *aire seco* y *vapor de agua*; en estas condiciones se cumple que:

$$n_{\text{aire húmedo}} = n = n_{\text{aire seco}} + n_{\text{H}_2\text{O}(v)} \Rightarrow n_{\text{aire seco}} = n - n_{\text{H}_2\text{O}(v)}$$

$$P_{\text{aire húmedo}} = P = P_{\text{aire seco}} + P_{\text{H}_2\text{O}(v)} \Rightarrow P_{\text{aire seco}} = P - P_{\text{H}_2\text{O}(v)}$$

El método que se propone en el presente artículo para los cálculos psicrométricos hace referencia esencialmente a cuatro (4) tipos de humedad, los cuales se deben definir, con base en la nomenclatura estudiada, observando el siguiente orden:

i) Humedad molar,  $H_m$  [10, p. 114]:

$$H_m = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}(v)}}{n_{\text{aire seco}}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}(v)}}{n - n_{\text{H}_2\text{O}(v)}}$$

$$H_m = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}(v)}}{P_{\text{aire seco}}} = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}(v)}}{P - P_{\text{H}_2\text{O}(v)}}$$

$$H_m (\equiv) \frac{\text{lbmol H}_2\text{O}(v)}{\text{lbmol aire seco}}$$

Se observa que la *humedad molar*,  $H_m$ , no es más que un *cociente molar* como el descrito en la segunda relación al final del numeral anterior. Al aplicar dicha relación al aire húmedo, el subíndice i hace referencia al vapor de agua, y el subíndice j hace referencia al aire seco. Como puede verse a continuación, los tres (3) tipos de humedad restantes, se obtienen a partir de la humedad molar,  $H_m$ , lo cual resalta la importancia tanto del ordenamiento propuesto como del empleo de los *cocientes molares* cuando se trata de resolver problemas de Psicrometría.

ii) Humedad, H:

$$H = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}(v)} * \frac{18 \text{ lb H}_2\text{O}(v)}{\text{lbmol H}_2\text{O}(v)}}{n_{\text{aire seco}} * \frac{29 \text{ lb aire seco}}{\text{lbmol aire seco}}} = H_m * \frac{18}{29}$$

$$H (\equiv) \frac{\text{lb H}_2\text{O}(v)}{\text{lb aire seco}}$$

iii) Humedad absoluta,  $H_p$  [11, p. 342]:

$$H_p = \frac{H_m^{\text{real}}}{H_m^{\text{saturación}}} = \frac{H^{\text{real}}}{H^{\text{saturación}}}$$

$$H_p = \frac{\left( \frac{n_{\text{H}_2\text{O}(v)}}{n_{\text{aire seco}}} \right)^{\text{real}}}{\left( \frac{n_{\text{H}_2\text{O}(v)}}{n_{\text{aire seco}}} \right)^{\text{sat}}} = \frac{\left( \frac{n_{\text{H}_2\text{O}(v)}}{n - n_{\text{H}_2\text{O}(v)}} \right)^{\text{real}}}{\left( \frac{n_{\text{H}_2\text{O}(v)}}{n - n_{\text{H}_2\text{O}(v)}} \right)^{\text{sat}}} = \frac{\frac{P_{\text{H}_2\text{O}(v)}}{P - P_{\text{H}_2\text{O}(v)}}}{\frac{P^{\text{sat}}_{\text{H}_2\text{O}(l)}}{P - P^{\text{sat}}_{\text{H}_2\text{O}(l)}}}$$

$$H_p = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}(v)}}{P^{\text{sat}}_{\text{H}_2\text{O}(l)}} \left( \frac{P - P^{\text{sat}}_{\text{H}_2\text{O}(l)}}{P - P_{\text{H}_2\text{O}(v)}} \right)$$

iv) Humedad relativa,  $H_R$ :

$$H_R = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}(v)}}{P^{\text{sat}}_{\text{H}_2\text{O}(l)}}$$

$$H_p = H_R * \left( \frac{P - P^{\text{sat}}_{\text{H}_2\text{O}(l)}}{P - P_{\text{H}_2\text{O}(v)}} \right)$$

## 6. DOS (2) EJEMPLOS ILUSTRATIVOS

i) Determinar el porcentaje de humedad relativa y la temperatura de rocío del aire húmedo un día en el que la presión parcial del vapor de agua presente en el aire húmedo de Pereira ( $P_{\text{atm local}} = 645 \text{ mmHg}$ ) es de 12.8 mmHg y la temperatura de termómetro seco del aire húmedo es de 20°C. Si este aire húmedo se enfriara hasta 0.01°C, cuál sería su porcentaje de humedad relativa, y qué porcentaje del agua que contenía inicialmente permanecería como vapor [12, pp. 160, 161]? Se tienen los siguientes datos adicionales:

$$P^{\text{sat}}_{\text{H}_2\text{O}(l)} @ 30^\circ\text{C} = 31.8 \text{ mmHg}$$

<sup>6</sup> En la literatura técnica de origen norteamericano, la *humedad absoluta*,  $H_p$ , también recibe el nombre de “percentage humidity”, palabras estas que no son de una traducción clara al español. La lexicografía se complica cuando en lugar de expresar la *humedad absoluta*,  $H_p$ , y la *humedad relativa*,  $H_R$ , como fracciones, tal como se indica en los subnumerales 5) iii) y 5) iv), se expresan éstas como porcentajes.

$$P^{\text{sat}}_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})}@ 20^\circ\text{C} = 17.5 \text{ mmHg}$$

$$P^{\text{sat}}_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})}@ 15^\circ\text{C} = 12.8 \text{ mmHg}$$

$$P^{\text{sat}}_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})}@ 0.01^\circ\text{C} = 4.6 \text{ mmHg}$$

A partir de la expresión obtenida en el subnumeral 5) iv) anterior se tiene que:

$$\%H_R = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})}}{P^{\text{sat}}_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})}} = \frac{12.8}{17.5} * 100\% \approx 73.1\%$$

La condensación del vapor de agua empieza a presentarse a partir del momento en el cual el aire húmedo se satura, es decir, cuando se alcanza un porcentaje de humedad relativa del 100 %, y la temperatura continúa descendiendo; de acuerdo con los datos que se tienen este fenómeno empieza a ocurrir @ una temperatura de 15°C, siendo esta la *temperatura de rocío del aire húmedo* estudiado. @ temperaturas por debajo de ésta, la presión parcial del vapor de agua que continúa presente en el aire húmedo, es decir, sin condensar, es igual a la presión de saturación ó presión de vapor del agua líquida @ la correspondiente temperatura que se vaya alcanzando. Por esta razón, a lo largo de todo el enfriamiento a partir del momento en el cual se satura el aire, el porcentaje de humedad relativa del aire húmedo continua siendo del 100%. Ahora bien, para resolver la última parte del problema, se debe hacer la siguiente “lectura” del mismo, con base en las equivalencias y en la nomenclatura discutida en el numeral 4:

@20°C:

$$n_{\text{aire húmedo}} = n = 645 \text{ kgmol a. h.}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})} = 12.8 \text{ kgmol H}_2\text{O}(\text{v})$$

$$n_{\text{a s}} = n - n_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})} = (645 - 12.8) \text{ kgmol a. s.} = 632.2 \text{ kgmol a s}$$

Como resultado del enfriamiento del aire, las moles de aire seco, el cual está formado esencialmente por gases permanentes dado que están @ temperaturas supercríticas tales como el N<sub>2</sub>(g) y el O<sub>2</sub>(g), permanecen inalteradas, mientras que las moles de vapor de agua empiezan a disminuir por cuenta de la condensación progresiva de este componente.

@ 0.01°C:

$$P_{\text{aire húmedo}} = P = 645 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})} = P^{\text{sat}}_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})} = 4.6 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{aire seco}} = P - P_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})} = (645 - 4.6) \text{ mmHg} = 640.4 \text{ mmHg}$$

Aplicando el concepto de los *cocientes molares* desarrollado en los numerales 3 y 4 tenemos que:

$$\frac{n_i}{n_j} = \frac{P_i}{P_j} \Rightarrow \frac{n_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})}}{n_{\text{aire seco}}} = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})}}{P_{\text{aire seco}}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})} = n_{\text{aire seco}} * \frac{P_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})}}{P_{\text{aire seco}}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})} = 632.2 \text{ kgmol a. s.} * \frac{4.6 \text{ kgmol H}_2\text{O}(\text{v})}{640.4 \text{ kgmol a. s.}} = 4.54 \text{ kgmol H}_2\text{O}(\text{v})$$

$$\% \text{H}_2\text{O}(\text{v}) @ 0.01^\circ\text{C} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})} @ 0.01^\circ\text{C}}{n_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})} @ 20^\circ\text{C}} * 100\%$$

$$\% \text{H}_2\text{O}(\text{v}) @ 0.01^\circ\text{C} = \frac{4.54}{12.8} * 100\% = 35.47\%$$

Si en lugar de enfriarse el aire húmedo que está @ una temperatura de termómetro seco de 20°C, éste se calentara, la P<sub>H<sub>2</sub>O(v)</sub> continuaría teniendo un valor de 12.8 mmHg, pero al aumentar la temperatura se produciría un aumento en la P<sup>sat</sup><sub>H<sub>2</sub>O(l)</sub>, por lo cual de acuerdo con la expresión usada anteriormente, el porcentaje de humedad relativa, %H<sub>R</sub>, sería cada vez menor, obteniéndose por ejemplo, un valor de alrededor de 40.3% @ 30°C. Hay que señalar que en el curso del calentamiento del aire, tanto las moles de aire seco como las moles de vapor de agua permanecen inalteradas, por lo cual, de acuerdo con las expresiones correspondientes, tanto la humedad molar, H<sub>m</sub>, como la humedad, H, del aire húmedo también siguen teniendo los mismos valores.

ii) Determinar cuántos g H<sub>2</sub>O(v)/m<sup>3</sup> de aire húmedo hay en Pereira (P<sub>atm local</sub> = 645 mmHg) un día en el que el porcentaje de humedad relativa es del 80% y la temperatura de termómetro seco del aire húmedo es de 27°C [12, pp. 162, 163]. Se tienen los siguientes datos adicionales:

$$P^{\text{sat}}_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})}@ 27^\circ\text{C} = 26.7 \text{ mmHg}$$

$$H_R = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})}}{P^{\text{sat}}_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})}} \Rightarrow P_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})} = H_R * P^{\text{sat}}_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})} = 0.8 * 26.7 \text{ mmHg} = 21.36 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{aire húmedo}} = P = 645 \text{ mmHg}$$

Aplicando el concepto de las *fracciones molares* desarrollado en los numerales 3 y 4 tenemos que:

$$\frac{P_i}{P} = \frac{V_i}{V} \Rightarrow V_i = V * \frac{P_i}{P} \Rightarrow V_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})} = V_{\text{a.h.}} * \frac{P_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})}}{P}$$

A continuación, seleccionando como *base de cálculo* 1 m<sup>3</sup> de aire húmedo @ 27°C y 645 mmHg y aplicando la metodología de cálculo para los gases ideales descrita en un artículo anterior [2], podemos hacer el cálculo de la masa de vapor de agua, tal como se ilustra a continuación:

$$m^3_{H_2O(v)}@27^\circ C, 645 \text{ mmHg} = 1 \text{ m}^3 \text{ a. h.} * \frac{21.36 \text{ m}^3_{H_2O(v)}}{645 \text{ m}^3 \text{ a. h.}}$$

$$m^3_{H_2O(v)}@27^\circ C, 645 \text{ mmHg} = 0.0331 \text{ m}^3_{H_2O(v)}$$

$$m^3_{H_2O(v)}@STP =$$

$$0.0331 \text{ m}^3_{H_2O(v)}@27^\circ C, 645 \text{ mmHg} \left( \frac{0+273.15}{27+273.15} \right) \left( \frac{645}{760} \right) =$$

$$0.0256 \text{ m}^3_{H_2O(v)}@STP$$

$$\text{kgmol } H_2O(v) = 0.0256 \text{ m}^3_{H_2O(v)}@STP * \frac{\text{kgmol } H_2O(v)}{22.4 \text{ m}^3_{H_2O(v)}@STP}$$

$$\text{kgmol } H_2O(v) = 0.0011$$

$$g_{H_2O(v)} = 0.0011 \text{ kgmol } H_2O(v) * \frac{18 \text{ kg } H_2O(v)}{\text{kgmol } H_2O(v)} * \frac{1000 \text{ g } H_2O(v)}{\text{kg } H_2O(v)}$$

$$g_{H_2O(v)} = 20.5530$$

En estas condiciones, la respuesta para este problema es la siguiente:

$\frac{g_{H_2O(v)}}{\text{m}^3 \text{ a. h. } @ 27^\circ C, 645 \text{ mmHg}} = \frac{20.5530}{1} = 20.5530$
--

## 7. CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES

Con base en lo discutido en los numerales anteriores se puede concluir que los modelos de cálculo basados en los *cocientes molares* y en las *fracciones molares* facilitan la solución de los problemas de Termodinámica que involucran los procesos psicrométricos. También puede verse que la solución de los problemas psicrométricos no amerita necesariamente el uso de las conocidas *cartas psicrométricas*, de las cuales no se dispone en todas las ocasiones para las condiciones locales, lo cual no sucede con otras piezas técnicas tales como las conocidas *Tablas de Vapor*, de las cuales se tomaron algunos datos para resolver los problemas del numeral anterior. Otro aporte del presente artículo es el ordenamiento lógico para estudiar la humedad de un gas partiendo de la *humedad molar*, humedad que se puede relacionar directamente tanto con las fracciones molares como con los cocientes molares, para obtener posteriormente a partir de ésta los conceptos de *humedad*, *humedad absoluta*, y *humedad*

*relativa*. Finalmente hay que señalar que a la alta estabilidad del modelo de cálculo desarrollado en el presente artículo, se agrega el hecho de que éste puede ser fácilmente empleado al resolver problemas que tienen que ver con gases multicomponentes diferentes al aire húmedo tales como los gases de combustión u otros gases mezclados con vapores diferentes al vapor de agua, los cuales se obtienen en los distintos procesos que se llevan a cabo en las Industrias Químicas. En este último caso en la terminología técnica se cambia el nombre de *humedad* por el de  *saturación*.

## 8. BIBLIOGRAFÍA

- [1] RIOS A., Luis Guillermo, y MUSFA IZA, Yamal. "Algunos Términos de las Ciencias de la Ingeniería que Generan Confusiones (Segunda Parte)". En: Scientia et Technica, Pereira: Universidad Tecnológica, No. 34, 2007, pp. 529-534.
- [2] RIOS A., Luis Guillermo, y MUSFA IZA, Yamal. "Gases Ideales: Diagramas Termodinámicos". En: Scientia et Technica, Pereira: Universidad Tecnológica, No. 35, 2007, pp. 449-454.
- [3] RIOS A., Luis Guillermo. "La Ecuación de Antoine". En: Scientia et Technica, Pereira: Universidad Tecnológica, No. 11, II Semestre 1999, pp. 87-94.
- [4] CASTELLAN, Gilbert W. "Physical Chemistry" Second Edition. Manila: Addison-Wesley Publishing Company, 1973.
- [5] SIENKO, Michell J., and PLANE, Robert A. Chemistry, Second Edition. New York: McGraw-Hill Book Company, Inc., 1961.
- [6] DYKSTRA, Clifford E. "Physical Chemistry: A Modern Introduction". Upper Saddle River: Prentice-Hall, 1997.
- [7] CENGEL, Yunus A., and BOLES, Michael. "Thermodynamics: An Engineering Approach" Fourth Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc., 2002.
- [8] PETRUCCI, Ralph H., and HARWOOD, William S. General Chemistry: Principles and Modern Applications, Seventh Edition. Upper Saddle River, NJ: Prentice Hall, 1997.
- [9] [http://en.wikipedia.org/wiki/Amagat's\\_law](http://en.wikipedia.org/wiki/Amagat's_law)
- [10] HOUGEN, Olaf A., et al. "Chemical Process Principles Part I: Material and Energy Balances" Second Edition. New York: John Wiley & Sons, Inc., 1959.
- [11] HIMMELBLAU, David M. "Basic Principles and Calculations in Chemical Engineering" 6<sup>th</sup> Edition. Upper Saddle River: Prentice Hall PTR, 1996.
- [12] MARIN VILLADA, Fabio. "Elementos de Estequiometría". Pereira: Universidad Tecnológica, 1991.