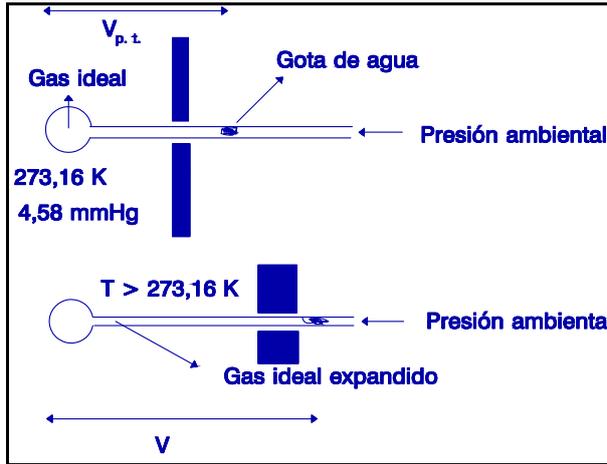


Dilatación térmica de los gases

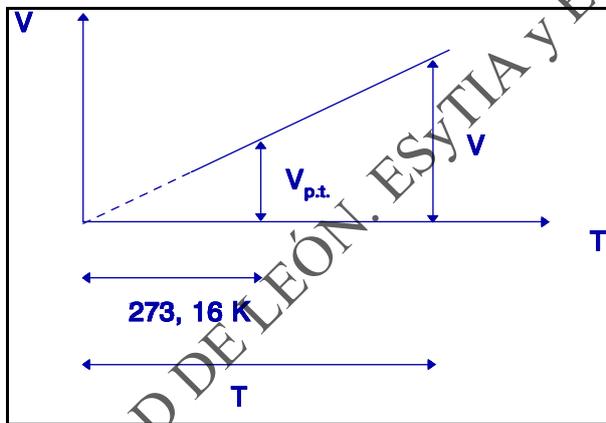
La ecuación que proporciona la dilatación de un volumen no sirve para los gases si no se especifica la presión a la que se encuentra. Dicha ecuación es, de hecho, una ecuación a P cte.

Termómetro a P cte

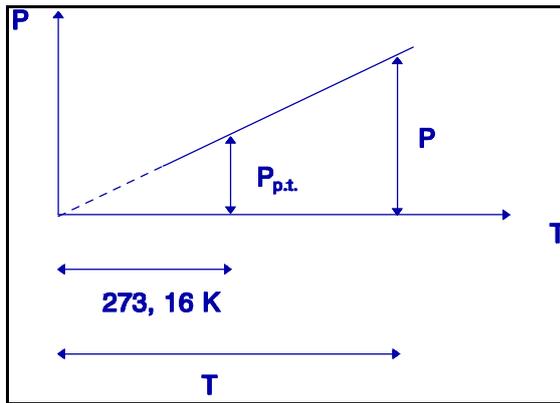


$$V = V_{P.T.} \frac{T}{273,16}$$

Ecuación de estado de los gases ideales



Ley de CHARLES Y GAY-LUSSAC  
[V=V(T)]



Ley de GAY LUSSAC  
 $[P=P(T)]$

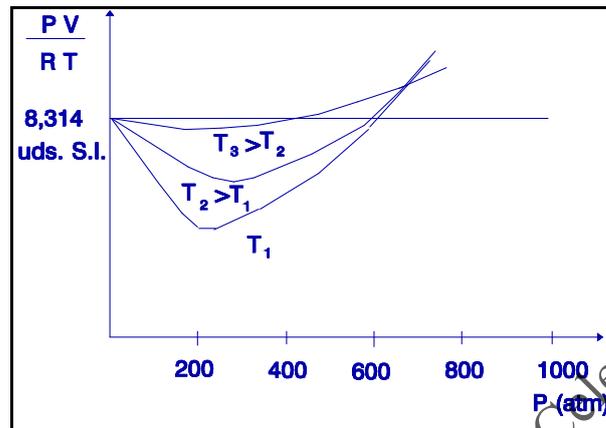
Ley de BOYLE [  $P \cdot V = K$  ]

Las leyes anteriores (TPT, January, 1994, p. 24) pueden ser resumidas en una sola:

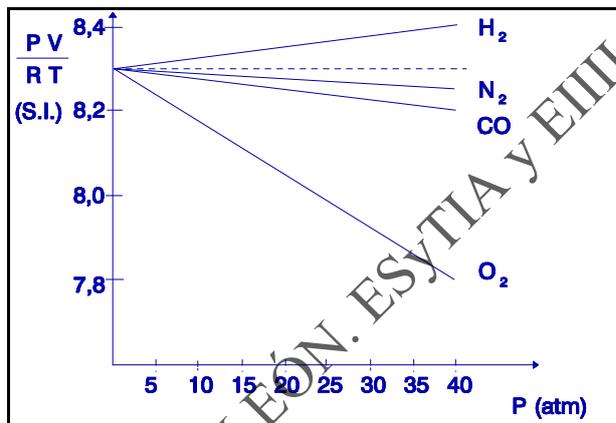
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

En la que "P" y "T" magnitudes absolutas, esto significa que en ningún caso la presión que se sustituya en la ecuación puede ser manométrica, o relativa. En tal caso, es decir si el dato es una presión manométrica, o bien se supone un valor razonable de la presión ambiental. A este respecto, la presión ambiental puede ser estimada a partir de la ley aproximada que disminuye la presión estándar al nivel del mar -760 mmHg- a razón de 1 mmHg cada 11 m de altitud (Celemín, pp. 17 y 22), o bien, mediante su medida directa en un barómetro. "R" es la constante de los gases ideales.

Los gases la cumplen muy aceptablemente siempre que la presión sea moderada y se esté suficientemente lejos de la licuación



SEARS et al.



Tipler

TRANSPARENCIA: REPRESENTACIÓN DE LA SUPERFICIE  $P \cdot V = N \cdot R \cdot T$

Ley de AVOGADRO

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

Para valores determinados de las variables de estado, todos los gases ideales tienen la misma cantidad de sustancia, es decir,

el mismo número de moles (Ley de Avogadro).

Consecuencia de lo anterior es que una misma cantidad de sustancia de cualquier gas IDEAL ocupa, en iguales condiciones de P y T el mismo volumen. Así por ejemplo, en condiciones normales: P = 1 atm y T = 0 °C, 1 mol de cualquier gas IDEAL ocupa 22.4 L (LLEÓ, 410).

$$N_A = 6.023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol}$$

$$P \cdot V = \frac{N}{N_A} \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot V = N \cdot k \cdot T$$

Siendo "k" la constante de Boltzmann (Lleó, p. 415).

Ley de DALTON de las presiones parciales.

Concepto de presión parcial de un gas. Determinación de la presión de un gas en función de las presiones parciales de sus componentes (Ley de DALTON de las presiones parciales), (RICKARDS, p.17), (LLEÓ, 432).

$$P \cdot V = N \cdot k \cdot T$$

$$N = N_1 + N_2 + N_3$$

$$P = \frac{N_1 \cdot k \cdot T}{V} + \frac{N_2 \cdot k \cdot T}{V} + \frac{N_3 \cdot k \cdot T}{V}$$

$$P = P_{p1} + P_{p2} + P_{p3}$$

TRANSPARENCIA: COMPOSICIÓN DEL AIRE, PRESIONES PARCIALES.

Ecuación de van der Waals

La ecuación que describe el comportamiento de los gases en condiciones distintas a las requeridas por la de los gases ideales difiere considerablemente de la que gobierna el de estos últimos. Así, la ec. de estado de un gas para presiones elevadas viene dada por la ecuación de van der Waals (VDW):

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

"a": factor de corrección de la presión que tiene en cuenta la importancia de las fuerzas intermoleculares al aumentar la presión del gas y la consiguiente disminución del volumen (TIPLER, p.576).

$$P = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{an^2}{V^2}$$

"b": factor de corrección del volumen: volumen ocupado por un átomo o molécula.

Para el oxígeno (O<sub>2</sub>)

a = 1,36 l<sup>2</sup> Atm / mol<sup>2</sup>      y      b = 0,0318 l / mol.

para P = 1 Atm, T = 300 K, gases ideales da V = 24,6 l, VDW, da V = 24,58 l.

(TPT, JANUARY, 1994)

Pto triple del Oxígeno: 54,4 K, 0,0015 atm

Pto crítico del Oxígeno: 154,8 K, 50,8 atm

Para el helio:

a = 0,03412 l<sup>2</sup> Atm / mol<sup>2</sup>      y      b = 0,02317 l / mol (TIPLER, 585).

Teoría cinética de los gases

Hipótesis del modelo cinético:

1<sup>a</sup> Los gases están constituidos por un gran número de moléculas.

2<sup>a</sup> las moléculas están en continuo movimiento.

Hipótesis del modelo de gas ideal:

3ª La molécula del gas es tan pequeña que puede ser considerada como una partícula: cuerpo de masa  $m$  distinta de cero y tamaño despreciable (Se está describiendo un gas monoatómico).

4ª Sólo actúan fuerzas de contacto sobre las moléculas despreciándose cualquier otra fuerza (gravitatorias y las intermoleculares).

En las anteriores condiciones, se obtendrá la presión que las moléculas ejercen sobre las paredes del recipiente que las contiene, para lo cual:

\* nº de choques

$$\frac{1}{2} \frac{N}{V} (v_x \cdot \Delta t \cdot A)$$

\* choque elástico

$$e = 1 \rightarrow v_x' = v_x$$

\* Teorema de la cantidad de movimiento:

$$(1 \text{ choque}) \rightarrow F_x \Delta t = -m v_x - m v_x, F_x \Delta t = 2m v_x$$

$$R_x \cdot \Delta t = \frac{1}{2} \frac{N}{V} (v_x \cdot \Delta t \cdot A) 2m v_x = \frac{N}{V} m v_x^2 \cdot A$$

\* concepto de presión:

$$p = \frac{F}{A} = \frac{N}{V} m v_x^2, \quad p \cdot V = N m v_x^2$$

\* Ley de Avogadro:

$$p \cdot V = N \cdot k \cdot T$$

\* Energía cinética asociada a la traslación según "x":

$$\frac{1}{2}mv_x^2 = \frac{1}{2}kT$$

este resultado puede ser generalizado: energía por grado de libertad, principio de equipartición de la energía, SEARS, P.451, BLATT, 314.

\*Cinemática:

$$\frac{1}{2}mv_y^2 = \frac{1}{2}kT, \quad \frac{1}{2}mv_z^2 = \frac{1}{2}kT, \quad v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2$$

\*sumando:

$$\frac{1}{2}mv^2 = \frac{3}{2}kT$$

Que proporciona la energía cinética de traslación de una molécula de un gas ideal, (TIPLER, 579).

La energía cinética de traslación de un gas -monoatómico-, de N moléculas (n moles) será:

$$E_c = \frac{3}{2}NkT = \frac{3}{2}nRT$$

## BIBLIOGRAFÍA

Thomsen, V., "Solution of Third Order Polynomials", *The Physics Teacher*, January, 1994.

Cap. VII: Termodinámica. Lección 2: Dilatación térmica de los gases

Sears, F.W., Zemansky, M.W. y Young, H.D., "Física universitaria", 6ª ed., Fondo Educativo Interamericano, México, 1986.

Lleó Morilla, Atanasio, "Física II", Universidad Politécnica de Madrid, Escuela Universitaria de Ingeniería Técnica Agrícola, Madrid, 1985.

Rickards, Teresa, "Cambridge ilustrado, Física, Ediciones Grijalbo, S.A., Barcelona, 1988.

Tipler, Paul A., "Física, Tomo I", 2ª edición, Editorial Reverté, S.A., Barcelona, 1985.

Celemín Matachana, Miguel, "Lecciones de Mecánica de Fluidos", Servicio de Publicaciones de la Universidad de León, León, 1996.

Blatt, Frank J., "Fundamentos de Física", 3ª ed., Prentice-Hall, Hispanoamericana, S.A., México, 1991.

UNIVERSIDAD DE LEÓN. ESYTIA y EIIIIYA. Prof. Dr. Miguel Celemín Matachana.