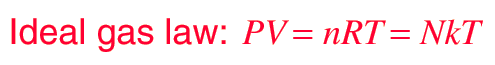
Se define como gas ideal, aquel donde todas las colisiones entre átomos o moléculas son perfectamente elásticas, y en el que no hay fuerzas atractivas intermoleculares. Se puede visualizar como una colección de esferas perfectamente rígidas que chocan unas con otras pero sin interacción entre ellas. En tales gases toda la [energía interna](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/thermo/inteng.html#c2) está en forma de energía cinética y cualquier cambio en la energía interna va acompañada de un cambio en la [temperatura](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/thermo/temper.html#c1).

Un gas ideal se caracteriza por tres [variables de estado](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/kinetic/idegas.html#c3): la presión absoluta (P), el volumen (V), y la temperatura absoluta (T). La relación entre ellas se puede deducir de la [teoría cinética](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/kinetic/kinthe.html#c1) y constituye la



* n = número de [moles](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/kinetic/idegas.html#c4)
* R = constante universal de gas = 8.3145 J/mol K
* N = número de moléculas
* k = constante de Boltzmann = 1.38066 x 10-23 J/K = 8.617385 x 10-5eV/K
* k = R/NA
* NA = número de Avogadro = 6.0221 x 1023/mol

La ley del gas ideal puede ser vista como el resultado de la [presión cinética](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/kinetic/kinthe.html#c3) de las moléculas del gas colisionando con las paredes del contenedor de acuerdo con las leyes de Newton. Pero tambien hay un elemento estadístico en la determinación de la energía cinética media de esas moléculas. La temperatura se considera proporcional a la energía cinética media; lo cual invoca la idea de [temperatura cinética](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/kinetic/kintem.html#c1). Una mol de gas ideal a [TPE](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/kinetic/idegas.html#c4) (temperatura y presión estándares), ocupa 22,4 litros.

|  |
| --- |
| [Cálculo](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/kinetic/idegasc.html#c1) |

**Constantes Moleculares**

En la [Teoría Cinética](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/kinetic/kinthe.html#c1) de gases, hay ciertas constantes que restringen la incesante actividad molecular.

|  |  |
| --- | --- |
| http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/kinetic/imgkin/igas3.gif | Un determinado volumen V de cualquier [gas ideal](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/kinetic/idegas.html#c1), contendrá el mismo número de moléculas. La masa del gas será pues, proporcional a la masa molecular. Una cantidad estándar de conveniencia es el [mol](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/kinetic/idegas.html#c4), la masa del gas en gramos igual a la masa molecular en unidades de masa atómica (uma). El número de avogadro es el número de moléculas en un mol de cualquier sustancia molecular.  http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/kinetic/imgkin/avog.gif  El promedio de [energía cinética](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/kinetic/eqpar.html#c1) de traslación, de cualquier clase de molécula en un gas ideal, está dada por  http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/kinetic/imgkin/igas4.gif |

**Variables de Estado**

Una variable de estado es una propiedad física medible de forma precisa, que caracteriza el estado de un sistema, independientemente de como llegó el sistema a ese estado. Debe ser por sí solo, un valor para caracterizar a un estado. En el[ejemplo calor-trabajo](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/thermo/heat.html#c2), el estado final se caracteriza por una temperatura específica (una variable de estado), sin importar que le llevó a ese estado, si el calor, o el trabajo realizado sobre el sistema, o ambos.

Ejemplos comunes de variables de estado son la presión P, el volumen V, y la temperatura T. En la [ley de gas ideal](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/kinetic/idegas.html#c1), el estado de n moles de gas, está determinado de forma precisa por estas tres variables. Si una propiedad, por ejemplo la [entalpía](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/thermo/firlaw.html#c2) H, se define como combinación de otras variables de estado, entonces ella tambien es otra variable de estado. La entalpia es uno de los cuatro "[potenciales termodinámicos](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/thermo/thepot.html#c1)", y los otros tres, la [energía interna](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/thermo/inteng.html#c2) U, la [energía libre de Helmholtz](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/thermo/helmholtz.html#c1) F y la [energía libre de Gibbs](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/thermo/helmholtz.html#c2) G son tambien variables de estado. La[entropía](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/thermo/seclaw.html#c4) S, también es una variable de estado.

Algunos textos usan exactamente el término "variable termodinámica", en vez de la descriptiva "variable de estado".

**El Mol**

Una mol de una sustancia pura es la masa del material en gramos, que es numéricamente igual a la masa molecular en unidades de masa atómicas (uma). Una mol de cualquier material contendrá el número de Avogadro de moléculas. Por ejemplo, el carbono tiene una masa atómica de exactamente 12,0 unidades de masa atómica - por tanto una mol de carbono son 12 gramos. Para un [isótopo](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/nuclear/nucnot.html" \l "c2)de un elemento puro, el [número de masa A](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/nuclear/nucnot.html#c1) es aproximadamente igual a la masa en uma. La masa precisa de los elementos puros con sus concentraciones isotópicas normales, se pueden obtener de la [tabla periódica](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/pertab/pertab.html#c1).

Una mol de un gas ideal, ocupará un volumen de 22,4 litros a TPE (temperatura y presión estándares, 0°C y una [atmósfera](http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/pman.html#atm) de presión).

Número de Avogadro

http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/kinetic/imgkin/avogl.gif

**Temperatura y Presión Estándares**

La TPE se usa ampliamente como un punto de referencia estándar, en las expresiones de las propiedades y procesos de los gases ideales. La temperatura estándar es el punto de congelación del agua y la presión estándar es una atmósfera estándar. Se pueden cuantificar como sigue:

Temperatura estándar: 0°C = 273,15 K

Presión estándar = 1 atmósfera = 760 mmHg = 101,3 kPa

Volumen estandar de 1 mol de gas ideal a TPE: 22,4 litros

**LA ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES**

|  |
| --- |
| Las leyes de los gases relacionan las magnitudes  que intervienen en sus propiedades: el volumen que ocupan, **V**, la temperatura a la que se encuentran **T**y la presión que ejercen sobre las paredes del recipiente que los contienen, **P.**  Las leyes de los gases son:   * [**La ley de Boyle - Mariotte**](http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/FlashQ/0-1Gases/LeydeBoyle/LeydeBoyle.htm) * [**La leyes de Charles - Gay Lussac**](http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/FlashQ/0-1Gases/LeydeCharles/LeydeCharles.htm) * [**La ecuación general de los gases**](http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/FlashQ/0-1Gases/Gases%20ideales/LeydeGasesideales.htm)   **Actividad:** Explica brevemente a partir de la teoría corpuscular las leyes de los gases. |



|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **LA ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES**  Fue Gay - Lussac quien unifico las tres leyes:  la ley de Boye Mariotte (a T cte) y las dos leyes de Gay Lussac (a P cte y a V cte), enunciando la ecuación general de los gases. Nos da la relación entre la presión volumen y temperatura de una determinada masa de gas.  Esta ecuación general de los gases ideales globaliza las tres leyes estudiadas en una sola ecuación, que nos indica que:   |  |  | | --- | --- | | http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/FlashQ/0-1Gases/Gases%20ideales/Teoria-LeydeGasesideales_archivos/image002.gif | http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/FlashQ/0-1Gases/Gases%20ideales/Teoria-LeydeGasesideales_archivos/image004.gif  http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/FlashQ/0-1Gases/Gases%20ideales/Teoria-LeydeGasesideales_archivos/image006.gif |   Utilizando R la ecuación de estado de los gases para 1 mol de sustancia quedará:  http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/FlashQ/0-1Gases/Gases%20ideales/Teoria-LeydeGasesideales_archivos/image008.gif  **ACTIVIDADES**  **Actividad 1:  a)**Completa la siguiente tabla:   |  |  |  |  |  |  | | --- | --- | --- | --- | --- | --- | | **b)**Obtén el valor de  ¿Qué conclusión obtienes? |  | Experiencia | P (mm Hg) | V (l) | T (K) | | **1** | **700** | **5** |  | | **2** | **----** | **15** | **300** | | **3** | **500** | **---** | **323** |     **Actividad 2:**En el interior de una jeringuilla hay de 10 cm3 de aire a 700 mm de Hg de presión y a temperatura ambiente de 20 ºC. Calcula el volumen que ocuparía dicha masa de aire en le interior de la jeringuilla si la presión fuera la que existe en condiciones normales.  [Solución V2=8,6 cm3]  **Actividad 3:**Calcular la masa molar del gas cloro sabiendo que 10 cm3 de gas medidos en condiciones normales, tienen una masa de 0,0371 g.    <http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/FlashQ/0-1Gases/Gases%20ideales/Teoria-LeydeGasesideales.htm> |

# http://aa.static.facdn.com/v/img/1x1.gif Ley de los gases ideales

La **ley de los gases ideales** es la [ecuación de estado](http://es.wikipedia.org/wiki/Ecuaci%C3%B3n_de_estado) del [gas ideal](http://es.wikipedia.org/wiki/Gas_ideal), un gas hipotético formado por partículas puntuales, sin atracción ni repulsión entre ellas y cuyos choques son perfectamente elásticos ([conservación de momento](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_conservaci%C3%B3n) y [energía cinética](http://es.wikipedia.org/wiki/Energ%C3%ADa_cin%C3%A9tica)). La energía cinética es directamente proporcional a la temperatura en un gas ideal. Los [gases reales](http://es.wikipedia.org/wiki/Gas_real) que más se aproximan al comportamiento del gas ideal son los gases [monoatómicos](http://es.wikipedia.org/wiki/Monoat%C3%B3mico) en condiciones de baja presión y alta temperatura.

En 1648, el químico [Jan Baptist van Helmont](http://es.wikipedia.org/wiki/Jan_Baptist_van_Helmont" \o "Jan Baptist van Helmont) creó el vocablo [gas](http://es.wikipedia.org/wiki/Gas), a partir del término griego kaos (desorden) para definir las génesis características del [anhídrido carbónico](http://es.wikipedia.org/wiki/Anh%C3%ADdrido_carb%C3%B3nico). Esta denominación se extendió luego a todos los cuerpos gaseosos y se utiliza para designar uno de los estados de la materia.

La principal característica de los gases respecto de los sólidos y los líquidos, es que no pueden verse ni tocarse, pero también se encuentran compuestos de átomos y moléculas.

La causa de la naturaleza del gas se encuentra en sus moléculas, muy separadas unas de otras y con movimientos aleatorios entre si. Al igual que ocurre con los otros dos estados de la materia, el gas también puede transformarse (en líquido) si se somete a temperaturas muy bajas. A este proceso se le denomina condensación.

La mayoría de los gases necesitan temperaturas muy bajas para lograr condensarse. Por ejemplo, en el caso del oxígeno la temperatura necesaria es de -183°C.

Las primeras [leyes de los gases](http://es.wikipedia.org/wiki/Leyes_de_los_gases) fueron desarrollados desde finales del siglo XVII, aparentemente de manera independiente por [August Krönig](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=August_Kr%C3%B6nig&action=edit&redlink=1" \o "August Krönig (aún no redactado)) en 1856 [1](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#cite_note-1) y [Rudolf Clausius](http://es.wikipedia.org/wiki/Rudolf_Clausius) en 1857.[2](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#cite_note-2) La constante universal de los gases se descubrió y se introdujo por primera vez en la ley de los gases ideales en lugar de un gran número de constantes de gases específicas descriptas por [Dmitri Mendeleev](http://es.wikipedia.org/wiki/Dmitri_Mendeleev" \o "Dmitri Mendeleev) en 1874.[3](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#cite_note-3) [4](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#cite_note-4) [5](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#cite_note-5)

En este siglo, los científicos empezaron a darse cuenta de que en las relaciones entre la presión, el volumen y la temperatura de una muestra de [gas](http://es.wikipedia.org/wiki/Gas), en un [sistema cerrado](http://es.wikipedia.org/wiki/Sistema_cerrado), se podría obtener una fórmula que sería válida para todos los gases. Estos se comportan de forma similar en una amplia variedad de condiciones debido a la buena aproximación que tienen las moléculas que se encuentran más separadas, y hoy en día la ecuación de estado para un gas ideal se deriva de la [teoría cinética](http://es.wikipedia.org/wiki/Teor%C3%ADa_cin%C3%A9tica). Ahora las leyes anteriores de los gases se consideran como casos especiales de la ecuación del gas ideal, con una o más de las variables mantenidas constantes.

Empíricamente, se observan una serie de relaciones [proporcionales](http://es.wikipedia.org/wiki/Proporcionalidad) entre la [temperatura](http://es.wikipedia.org/wiki/Temperatura), la [presión](http://es.wikipedia.org/wiki/Presi%C3%B3n) y el [volumen](http://es.wikipedia.org/wiki/Volumen_(f%C3%ADsica)) que dan lugar a la ley de los gases ideales, deducida por primera vez por [Émile Clapeyron](http://es.wikipedia.org/wiki/%C3%89mile_Clapeyron" \o "Émile Clapeyron) en[1834](http://es.wikipedia.org/wiki/1834) como una combinación de la [ley de Boyle](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_Boyle) y la [ley de Charles](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_Charles).[6](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#cite_note-6)

**Índice**

  [[ocultar](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales)]

* [1 La ecuación de estado](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#La_ecuaci.C3.B3n_de_estado)
  + [1.1 Forma común](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#Forma_com.C3.BAn)
  + [1.2 Teoría cinética molecular](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#Teor.C3.ADa_cin.C3.A9tica_molecular)
* [2 La ecuación de estado para gases reales](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#La_ecuaci.C3.B3n_de_estado_para_gases_reales)
* [3 Ecuación general de los gases ideales](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#Ecuaci.C3.B3n_general_de_los_gases_ideales)
* [4 Procesos gaseosos particulares](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#Procesos_gaseosos_particulares)
  + [4.1 Ley de Boyle-Mariotte](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#Ley_de_Boyle-Mariotte)
  + [4.2 Leyes de Charles y Gay-Lussac](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#Leyes_de_Charles_y_Gay-Lussac)
    - [4.2.1 Proceso isobaro (Charles)](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#Proceso_isobaro_.28Charles.29)
    - [4.2.2 Proceso isocoro ( Gay Lussac)](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#Proceso_isocoro_.28_Gay_Lussac.29)
  + [4.3 Ley de Avogadro](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#Ley_de_Avogadro)
* [5 Formas alternativas](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#Formas_alternativas)
* [6 Derivaciones](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#Derivaciones)
  + [6.1 Empíricas](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#Emp.C3.ADricas)
  + [6.2 Teóricas](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#Te.C3.B3ricas)
  + [6.3 Desde la mecánica estadística](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#Desde_la_mec.C3.A1nica_estad.C3.ADstica)
* [7 Véase también](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#V.C3.A9ase_tambi.C3.A9n)
* [8 Referencias](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#Referencias)
* [9 Bibliografía](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#Bibliograf.C3.ADa)
* [10 Enlaces externos](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#Enlaces_externos)

La ecuación de estado[[editar](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&veaction=edit&section=1" \o "Editar sección: La ecuación de estado) · [editar código](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&action=edit&section=1)]

El [estado](http://es.wikipedia.org/wiki/Funci%C3%B3n_de_estado) de una cantidad de [gas](http://es.wikipedia.org/wiki/Gas) se determina por su presión, volumen y temperatura. La forma moderna de la ecuación relaciona estos simplemente en dos formas principales. La temperatura utilizada en la ecuación de estado es una temperatura absoluta: en el sistema SI de unidades, [kelvin](http://es.wikipedia.org/wiki/Kelvin), en el sistema imperial, grados [Rankine](http://es.wikipedia.org/wiki/Rankine).[7](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales#cite_note-Equation_of_State-7)

**Forma común**[[editar](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&veaction=edit&section=2" \o "Editar sección: Forma común) · [editar código](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&action=edit&section=2)]

La [ecuación](http://es.wikipedia.org/wiki/Ecuaci%C3%B3n) que describe normalmente la relación entre la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad (en [moles](http://es.wikipedia.org/wiki/Mol)) de un gas ideal es:

P \cdot V = n \cdot R \cdot T \,\!

Donde:

* P\! = [Presión absoluta](http://es.wikipedia.org/wiki/Presi%C3%B3n_absoluta)
* V\! = [Volumen](http://es.wikipedia.org/wiki/Volumen)
* n\! = [Moles](http://es.wikipedia.org/wiki/Mol) de [gas](http://es.wikipedia.org/wiki/Gas)
* R\! = [Constante universal de los gases ideales](http://es.wikipedia.org/wiki/Constante_universal_de_los_gases_ideales)
* T\! = [Temperatura absoluta](http://es.wikipedia.org/wiki/Temperatura_absoluta)

**Teoría cinética molecular**[[editar](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&veaction=edit&section=3" \o "Editar sección: Teoría cinética molecular) · [editar código](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&action=edit&section=3)]

*Artículo principal:*[Teoría cinética](http://es.wikipedia.org/wiki/Teor%C3%ADa_cin%C3%A9tica)*.*

Esta teoría fue desarrollada por [Ludwig Boltzmann](http://es.wikipedia.org/wiki/Ludwig_Boltzmann) y [Maxwell](http://es.wikipedia.org/wiki/James_Clerk_Maxwell). Nos indica las propiedades de un gas **ideal** a nivel molecular.

* Todo gas ideal está formado por *N* pequeñas partículas puntuales (átomos o moléculas).
* Las moléculas gaseosas se mueven a altas velocidades, en forma recta y desordenada.
* Un gas ideal ejerce una presión continua sobre las paredes del recipiente que lo contiene, debido a los choques de las partículas con las paredes de este.
* Los choques moleculares son perfectamente elásticos. No hay pérdida de energía cinética.
* No se tienen en cuenta las interacciones de atracción y repulsión molecular.
* La [energía cinética](http://es.wikipedia.org/wiki/Energ%C3%ADa_cin%C3%A9tica) media de la translación de una molécula es directamente proporcional a la [temperatura absoluta](http://es.wikipedia.org/wiki/Temperatura_absoluta) del gas.

En estas circunstancias, la ecuación de los gases se encuentra teóricamente:


   P V =
   N \kappa_{B} T \;


donde \kappa_B es la [constante de Boltzmann](http://es.wikipedia.org/wiki/Constante_de_Boltzmann), donde N es el número de partículas.

La ecuación de estado para gases reales[[editar](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&veaction=edit&section=4" \o "Editar sección: La ecuación de estado para gases reales) · [editar código](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&action=edit&section=4)]

*Artículo principal:*[Ley de los gases reales](http://es.wikipedia.org/wiki/Ecuaci%C3%B3n_de_Van_der_Waals)*.*

|  |
| --- |
| **Valores de *R*** |
| \rm 8,314472 \quad \frac{J}{K \cdot mol} |
| \rm 0,08205746 \quad \frac{L \cdot atm}{K \cdot mol} |
| \rm 8,205746 \cdot 10^{-5} \quad \frac{m^3 \cdot atm}{K \cdot mol} |
| \rm 8,314472 \quad \frac{L \cdot kPa}{K \cdot mol} |
| \rm 62,36367 \quad \frac{L \cdot mmHg}{K \cdot mol} |
| \rm 62,36367 \quad \frac{L \cdot Torr}{K \cdot mol} |
| \rm 83,14472 \quad \frac{L \cdot mbar}{K \cdot mol} |
| \rm 1,98721 \quad \frac{cal}{K \cdot mol} |
| \rm 10,7316 \quad \frac{ft^3 \cdot psi}{^\circ R \cdot lbmol} |
| \rm 0,08205746 \quad \frac{dm^3 \cdot atm}{K \cdot mol} |

Haciendo una corrección a la ecuación de estado de un gas ideal, es decir, tomando en cuenta las fuerzas intermoleculares y volúmenes intermoleculares finitos, se obtiene la ecuación para gases reales, también llamada ecuación de [Van der Waals](http://es.wikipedia.org/wiki/Van_der_Waals):


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


Donde:

* P\! = Presión del gas
* V\! = Volumen del gas
* n\! = Número de moles de gas
* R\! = [Constante universal de los gases ideales](http://es.wikipedia.org/wiki/Constante_universal_de_los_gases_ideales)
* T\! = Temperatura del gas
* a\! y b\! son constantes determinadas por la naturaleza del gas con el fin de que haya la mayor congruencia posible entre la ecuación de los gases reales y el comportamiento observado experimentalmente.

Ecuación general de los gases ideales[[editar](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&veaction=edit&section=5" \o "Editar sección: Ecuación general de los gases ideales) · [editar código](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&action=edit&section=5)]

Partiendo de la ecuación de estado:


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


Tenemos que:


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


Donde R es la constante universal de los gases ideales, luego para dos estados del mismo gas, 1 y 2:


   \frac{P_1 \cdot V_1 }{n_1 \cdot T_1} =
   \frac{P_2 \cdot V_2 }{n_2 \cdot T_2} =
   R


Para una misma masa gaseosa (por tanto, el número de moles «*n*» es constante), podemos afirmar que existe una constante directamente proporcional a la [presión](http://es.wikipedia.org/wiki/Presi%C3%B3n) y[volumen](http://es.wikipedia.org/wiki/Unidades_de_volumen) del gas, e inversamente proporcional a su [temperatura](http://es.wikipedia.org/wiki/Temperatura).


   \left .
      \begin{array}{l}
         \cfrac{P_1 \cdot V_1}{T_1 \cdot n_1}=\cfrac{P_2 \cdot V_2}{T_2 \cdot n_2} \\
         \; \\
         n = \rm{Constante}
      \end{array}
   \right \}
   \longrightarrow
   \cfrac{P_1 \cdot V_1}{T_1} =
   \cfrac{P_2 \cdot V_2}{T_2}


Procesos gaseosos particulares[[editar](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&veaction=edit&section=6" \o "Editar sección: Procesos gaseosos particulares) · [editar código](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&action=edit&section=6)]

Procesos realizados manteniendo constante un par de sus cuatro variables (n, P , V, T), de forma que queden dos; una libre y otra dependiente. De este modo, la fórmula arriba expuesta para los estados 1 y 2, puede ser operada simplificando 2 o más parámetros constantes. Según cada caso, reciben los nombres:

**Ley de Boyle-Mariotte**[[editar](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&veaction=edit&section=7" \o "Editar sección: Ley de Boyle-Mariotte) · [editar código](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&action=edit&section=7)]

*Artículo principal:*[Ley de Boyle-Mariotte](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_Boyle-Mariotte)*.*

También llamado proceso isotérmico. Afirma que, a temperatura y cantidad de gas constante, la presión de un gas es inversamente proporcional a su volumen:


   \left .
      \begin{array}{l}
         \cfrac{P_1 \cdot V_1}{T_1 \cdot n_1}=\cfrac{P_2 \cdot V_2}{T_2 \cdot n_2} \\
         \; \\
         n = \rm{Constante} \\
         T = \rm{Constante}
      \end{array}
   \right \}
   \longrightarrow
   P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2


**Leyes de Charles y Gay-Lussac**[[editar](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&veaction=edit&section=8" \o "Editar sección: Leyes de Charles y Gay-Lussac) · [editar código](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&action=edit&section=8)]

En [1802](http://es.wikipedia.org/wiki/1802), Louis Gay Lussac publica los resultados de sus experimentos, basados en los que Jacques Charles hizo en el [1787](http://es.wikipedia.org/wiki/1787). Se considera así al proceso isobárico para la Ley de Charles, y al isocoro (o isostérico) para la ley de Gay Lussac.

**Proceso isobaro (Charles)**[[editar](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&veaction=edit&section=9" \o "Editar sección: Proceso isobaro (Charles)) · [editar código](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&action=edit&section=9)]

*Artículo principal:*[Ley de Charles y Gay-Lussac](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_Charles_y_Gay-Lussac)*.*


   \left .
      \begin{array}{l}
         \cfrac{P_1 \cdot V_1}{T_1 \cdot n_1}=\cfrac{P_2 \cdot V_2}{T_2 \cdot n_2} \\
         \; \\
         n = \rm{Constante} \\
         P = \rm{Constante}
      \end{array}
   \right \}
   \longrightarrow
   \cfrac{V_1}{T_1}= \cfrac{V_2}{T_2}


**Proceso isocoro ( Gay Lussac)**[[editar](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&veaction=edit&section=10) · [editar código](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&action=edit&section=10)]

*Artículo principal:*[Segunda ley de Gay-Lussac](http://es.wikipedia.org/wiki/Segunda_ley_de_Gay-Lussac)*.*


   \left .
      \begin{array}{l}
         \cfrac{P_1 \cdot V_1}{T_1 \cdot n_1}=\cfrac{P_2 \cdot V_2}{T_2 \cdot n_2} \\
         \; \\
         n = \rm{Constante} \\
         V = \rm{Constante}
      \end{array}
   \right \}
   \longrightarrow
   \cfrac{P_1}{T_1}= \cfrac{P_2}{T_2}


**Ley de Avogadro**[[editar](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&veaction=edit&section=11" \o "Editar sección: Ley de Avogadro) · [editar código](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&action=edit&section=11)]

*Artículo principal:*[Ley de Avogadro](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_Avogadro)*.*

La Ley de Avogadro fue expuesta por [Amedeo Avogadro](http://es.wikipedia.org/wiki/Amedeo_Avogadro" \o "Amedeo Avogadro) en [1811](http://es.wikipedia.org/wiki/1811) y complementaba a las de Boyle, Charles y Gay-Lussac. Asegura que en un proceso a presión y temperatura constante (isobaro e isotermo), el volumen de cualquier gas es proporcional al número de moles presente, de tal modo que:


   \left .
      \begin{array}{l}
         \cfrac{P_1 \cdot V_1}{T_1 \cdot n_1}=\cfrac{P_2 \cdot V_2}{T_2 \cdot n_2} \\
         \; \\
         T = \rm{Constante} \\
         P = \rm{Constante}
      \end{array}
   \right \}
   \longrightarrow
   \cfrac{V_1}{n_1}=\cfrac{V_2}{n_2}


Esta ecuación es válida incluso para gases ideales distintos. Una forma alternativa de enunciar esta ley es:

*El*[*volumen que ocupa un mol*](http://es.wikipedia.org/wiki/Volumen_molar)*de****cualquier****gas ideal a una temperatura y presión dadas siempre es el mismo.*

Formas alternativas[[editar](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&veaction=edit&section=12" \o "Editar sección: Formas alternativas) · [editar código](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&action=edit&section=12)]

Como la cantidad de sustancia podría ser dada en masa en lugar de moles, a veces es útil una forma alternativa de la ley del gas ideal. El número de moles (*n*) es igual a la masa (*m*) dividido por la [masa molar](http://es.wikipedia.org/wiki/Masa_molar) (*M*):


   n = {\frac{m}{M}}


y sustituyendo  n \, , obtenemos:


   PV = \frac{m}{M}RT


donde:


   P = \rho \frac{R}{M}T


De esta forma, la ley del gas ideal es muy útil porque se vincula la presión, la [densidad](http://es.wikipedia.org/wiki/Densidad) *ρ* = *m*/ *V*, y la temperatura en una fórmula única, independiente de la cantidad del gas considerado.

En [mecánica estadística](http://es.wikipedia.org/wiki/Mec%C3%A1nica_estad%C3%ADstica) las ecuaciones moleculares siguientes se derivan de los principios básicos:

\ PV = NkT. 

Aquí *k* es el [constante de Boltzmann](http://es.wikipedia.org/wiki/Constante_de_Boltzmann) y *N* es el *número real* de moléculas, a diferencia de la otra fórmula, que utiliza *n*, el número de moles. Esta relación implica que *Nk* = *nR*, y la coherencia de este resultado con el experimento es una buena comprobación en los principios de la mecánica estadística.

Desde aquí podemos observar que para que una masa de la partícula promedio de *μ* veces la [constante de masa atómica](http://es.wikipedia.org/wiki/Constante_de_masa_at%C3%B3mica) *m* U (es decir, la masa es *μ* [U](http://es.wikipedia.org/wiki/Unidad_de_masa_at%C3%B3mica))


   N = \frac{m}{\mu m_\mathrm{u}}


y desde *ρ* = *m*/ *V*, nos encontramos con que la ley del gas ideal puede escribirse como:


   P =
   \frac {1}{V} \frac {m}{\mu \; m_u} k T =
   \rho\frac {k}{\mu \; m_u} T


Derivaciones[[editar](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&veaction=edit&section=13" \o "Editar sección: Derivaciones) · [editar código](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&action=edit&section=13)]

**Empíricas**[[editar](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&veaction=edit&section=14" \o "Editar sección: Empíricas) · [editar código](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&action=edit&section=14)]

La ley de gases ideales se puede derivar de la combinación de dos leyes de gases empíricas: la [ley general de los gases](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_general_de_los_gases) y la ley de Avogadro. La combinación de estados de ley de los gases que

\frac{PV}{T}= K 

donde *K* es una constante que es directamente proporcional a la cantidad de gas, *n* ([ley de Avogadro](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_Avogadro)). El factor de proporcionalidad es la constante universal de gases, *R*, i.e. *K* = *nR*.

De ahí que la ley de los gases ideales

 PV = nRT \,

**Teóricas**[[editar](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&veaction=edit&section=15" \o "Editar sección: Teóricas) · [editar código](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&action=edit&section=15)]

La ley del gas ideal también se puede derivar de los [primeros principios](http://es.wikipedia.org/wiki/Primer_principio) utilizando la [teoría cinética](http://es.wikipedia.org/wiki/Teor%C3%ADa_cin%C3%A9tica) de los gases, en el que se realizan varios supuestos simplificadores, entre los que las moléculas o átomos del gas son masas puntuales, poseen masa pero no volumen significativo, y se someten a colisiones elásticas sólo entre sí y con los lados del recipiente en el que se conserva tanto la cantidad de movimiento como la energía cinética.

- Se puede hacer una derivación aún más simple prescindiendo de algunos de estos supuestos, como se discutió en [la derivación de la ley del gas ideal](http://van.physics.illinois.edu/qa/listing.php?id=14736). Sólo se necesita la definición de temperatura, que el número de partículas sea fijo, que el volumen de la dependencia de las energías de su interacción sea insignificante, y que el número de estados disponibles para cada partícula a una temperatura fija sea proporcional al volumen.) Como en todas las derivaciones termodinámicas, se asume la segunda ley (maximización de la entropía dentro de las limitaciones). No hay hipótesis sobre las colisiones elásticas se requieren, lo cual es bueno ya que estos supuestos son irreales e irrelevantes para el estado de los gases ideales, como se discute: [derivación de la ley del gas ideal](http://van.physics.illinois.edu/qa/listing.php?id=14736)

**Desde la mecánica estadística**[[editar](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&veaction=edit&section=16) · [editar código](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Ley_de_los_gases_ideales&action=edit&section=16)]

Sea **q** = (*q*x, *q*y, *q*z) y **p** = (*p*x, *p*y, *p*z) el vector de posición y el vector del movimiento de una partícula de un gas ideal, respectivamente. Sea F la fuerza neta sobre la partícula. Entonces, el tiempo medio de impulso de la partícula es:

<http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_los_gases_ideales>