

# FQ1 - Tema 1.2: La teoría atómico-molecular: Gases



## La teoría atómico-molecular: Gases

---

### Física y Química

1.º Bachillerato

Contenidos

La teoría atómico-molecular  
Gases

# 1. Introducción: El estado gaseoso

---

El estado gaseoso es el más sencillo de estudiar, porque todos los gases tienen prácticamente las mismas propiedades físicas, mientras que en sólidos y líquidos las diferencias pueden ser muy apreciables (hay sólidos duros como el diamante y blandos como la cera, y líquidos muy volátiles como la acetona o poco volátiles como el agua).

Los gases son sustancias que ocupan totalmente el recipiente que los contiene, que se mezclan fácilmente, se pueden expandir y comprimir con facilidad, y generan una presión que depende de la cantidad de gas que hay en el recipiente (además de su volumen y de la temperatura a la que se encuentren).

Los gases son muy poco densos, por lo que puede parecer que no *pesen*. Hay muchos métodos para comprobar que **los gases pesan**. En la imagen tienes uno de ellos: al pinchar el globo y escapar el gas que contiene, su peso disminuye y la barra se desequilibra hacia el otro lado.

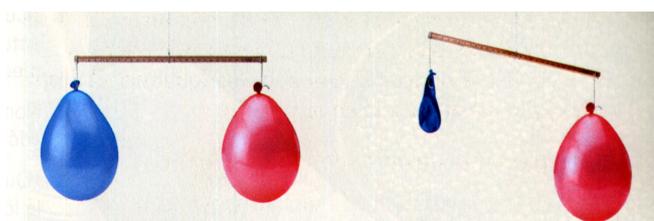
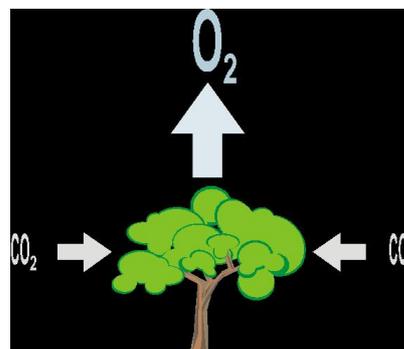


Imagen de elaboración propia



[Imagen de intef, CC](#)

El aire es el gas más abundante en la Tierra. El oxígeno interviene en las reacciones de combustión, fundamentales para la obtención de energía en la sociedad moderna, y es básico para la realización de los procesos vitales (los animales y las plantas intercambian oxígeno y dióxido de carbono con la atmósfera).



**Para saber más**

---

## Aplicaciones industriales de los gases

Los gases se almacenan en grandes depósitos y se distribuyen en tanques y bombonas a presión. Si entras en el sitio web de [Carbuos Metálicos](#), la mayor empresa española dedicada a la producción y distribución de gases, podrás ver la gran cantidad de aplicaciones que tienen en los más diversos campos de la industria y de la actividad diaria.

---

## 2. Leyes de los gases

---

Para definir el estado de un gas es necesario conocer una serie de magnitudes, llamadas **variables de estado**:

- Volumen del recipiente en el que se encuentra el gas.
- Temperatura a la que está el gas.
- Presión generada por el gas.
- Cantidad de gas.

Estas magnitudes se suelen medir en unidades que no son del Sistema Internacional, pero cuyo valor es más sencillo de manejar a escala de laboratorio. Por ejemplo, es más fácil decir que la presión es de 1 atm (atmósfera) que de 101325 Pa (Pascuales) o que 760 mm de mercurio, cantidades que son equivalentes. En resumen, se miden en:

Volumen	L (litros)
Temperatura	K (Kelvin)
Presión	atm (atmósferas)
Cantidad de gas	mol (moles)

Entre la segunda mitad del siglo XVII y comienzos del XIX se observó experimentalmente que esas magnitudes dependen unas de otras, y se establecieron relaciones numéricas entre ellas, dando lugar a relaciones funcionales llamadas **leyes de los gases**.



**Para saber más**

---

¿Grado Celsius o grado centígrado?

Una escala de temperaturas es centígrada si está dividida en 100 grados entre el punto de congelación y el de ebullición del agua.

La escala Celsius, diseñada por Anders Celsius en 1742, es centígrada, pero también lo es la escala Kelvin, establecida en 1848 y basada en la escala Celsius, con la que se relaciona mediante la equivalencia  $0\text{ }^{\circ}\text{C}=273,16\text{ K}$

El Kelvin es la unidad de temperatura del Sistema Internacional, y presenta la ventaja de que no hay temperaturas negativas y de que hay un cero de temperatura ( $0\text{ K}$ ).

Para evitar confusiones, se debe denominar **grado Celsius ( $^{\circ}\text{C}$ )**, aunque coloquialmente se sigue utilizando la expresión "grados centígrados".

---

## 2.1 Ley de Boyle

---

La propuso Boyle en 1662, e indica que cuando se aumenta la presión sobre un gas a **temperatura constante y sin cambiar la cantidad de gas**, el volumen que ocupa el gas disminuye de forma inversamente proporcional a la presión ejercida (que la presión sea doble significa que el volumen pasa a ser la mitad).



Imagen de elaboración propia

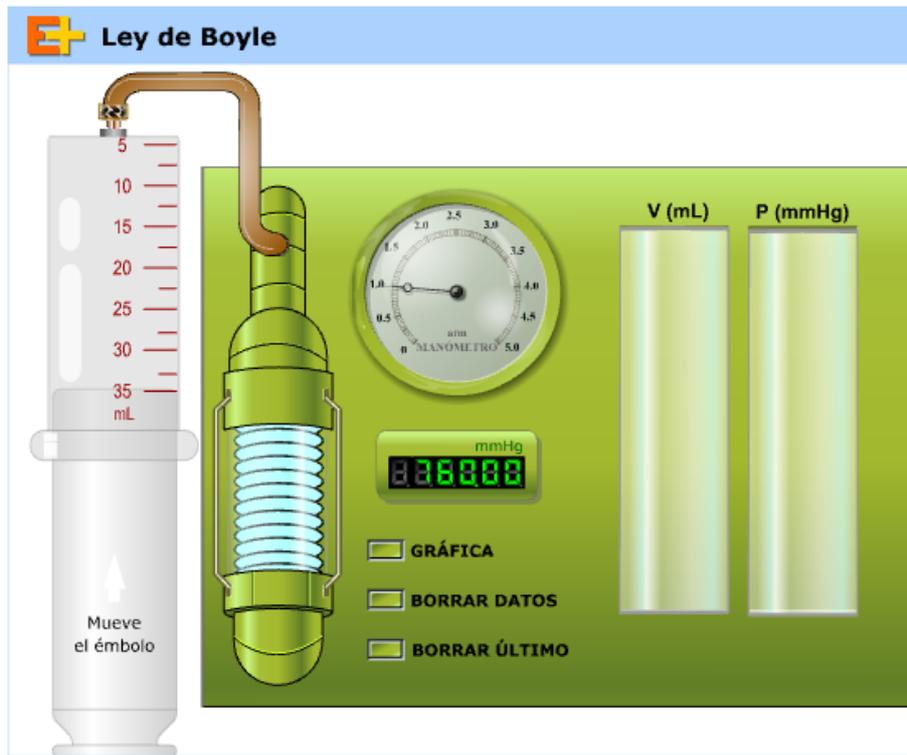
Se explicita como  $PV=cte$ , o bien

$$P_i V_i = P_f V_f$$

donde i se refiere a la situación inicial del gas y f a la final.

En la imagen hay un jeringa que tiene la punta cerrada con pegamento. Al empujar el émbolo, cada vez resulta más difícil comprimir, y en el momento en que se suelta, vuelve a la situación inicial. Analizando el proceso, al aumentar la presión se produce una disminución de volumen, de acuerdo con la ley de Boyle.

Con la siguiente animación, alojada en la web Educaplus, puedes trabajar numérica y gráficamente con la ley de Boyle.



Captura de pantalla de [simulación](#) de Jesús Peñas en [Educaplus](#)

Al arrastrar el émbolo con el ratón hasta un determinado volumen se anotan en la tabla los valores de volumen y presión.

Si se hace al menos cinco veces, se disponen de cinco pares de datos. Se obtiene una gráfica con los datos representados. Al indicar que se represente el volumen frente a  $1/P$ , la gráfica es una recta. En resumen, se cumple que  **$PV=constante$** .



## Comprueba lo aprendido

En una experiencia con gases, la presión es de 1 atm cuando el volumen es de 40 mL. Si el volumen se reduce hasta 20 mL ¿qué valor alcanzará la presión?

- 1 atm
- 0,5 atm
- 2 atm

¡Incorrecto!

¡Incorrecto!

¡Correcto!

$$P_i V_i = P_f V_f \rightarrow 1 \text{ atm} \cdot 40 \text{ mL} = P \cdot 20 \text{ mL} \rightarrow P = 2 \text{ atm}$$

## Solución

1. Incorrecto
2. Incorrecto
3. Opción correcta



Reflexiona

En el  
vídeo  
se ve  
un

[Enlace a recurso reproducible >> http://www.youtube.com/embed/iCdTqI7rRQY](http://www.youtube.com/embed/iCdTqI7rRQY)

Vídeo de elaboración propia

globo dentro de un recipiente del que se extrae aire mediante una bomba de vacío eléctrica. Posteriormente, se apaga la bomba y se deja entrar aire. Explica lo que le sucede al globo.

Al extraer aire, la presión exterior al globo disminuye por haber menos partículas en el recipiente. Por tanto, la presión interna en el globo debe disminuir, para igualarse con la exterior. Como

el globo está cerrado, la única forma de lograrlo es aumentando su volumen (y disminuye la presión, según la ley de Boyle). En el momento en que se apaga la bomba, el globo permanece hinchado.

Cuando se deja entrar aire, el proceso se invierte, y el globo se deshincha hasta volver a la situación inicial. Como la entrada de aire es muy rápida, el globo se desplaza dentro del recipiente a gran velocidad.

---

## 2.2 Ley de Charles

---

En 1787, Charles estudió experimentalmente la relación entre la temperatura a la que se encuentra un gas y el volumen que ocupa, observando que si **una masa fija de gas se calienta a presión constante**, su volumen aumenta proporcionalmente a la temperatura en Kelvin.

Si observas la imagen, verás la diferencia entre el aire a temperatura ambiente (izquierda) y el aire caliente (derecha): en el segundo caso, el volumen ocupado es mayor. Si se deja enfriar hasta la temperatura inicial, el globo también vuelve a tener el tamaño inicial.

Esta ley se suele explicitar como  $V/T = \text{cte}$  o bien

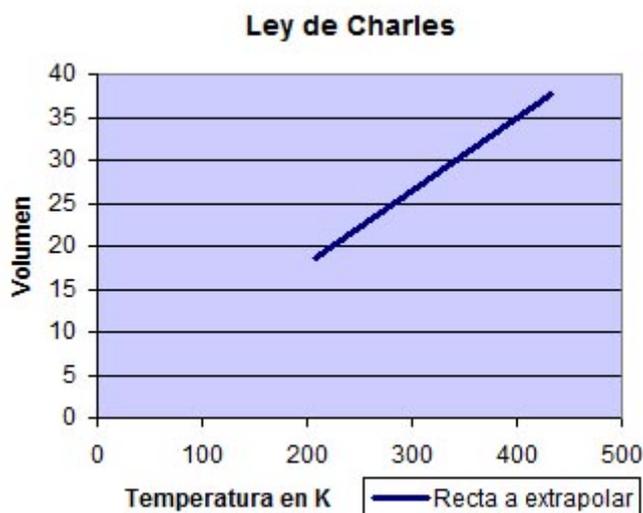
$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$$



Imagen de elaboración propia

De la misma forma, al enfriar el gas su volumen disminuye. Bajando la temperatura hasta donde resulta posible y extrapolando la recta

resultante, se observa que el gas ocuparía un volumen cero a  $-273.15\text{ }^{\circ}\text{C}$ , que es  $0\text{ K}$ , la menor temperatura que se puede alcanzar.



## Comprueba lo aprendido

Indica si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:

Al calentar un gas, siempre aumenta el volumen que ocupa.

- Verdadero     Falso

**Falso**

Solo se cumple si la presión es constante y no se modifica la cantidad de gas.

Si se enfría un gas, las partículas que lo forman se mueven a menor velocidad

- Verdadero     Falso

**Verdadero**

Si se inyecta gas en un recipiente de volumen constante, el gas se calienta.

- Verdadero     Falso

**Falso**

La temperatura no depende de la cantidad de gas.

---

## 2.3 Ley de Gay-Lussac

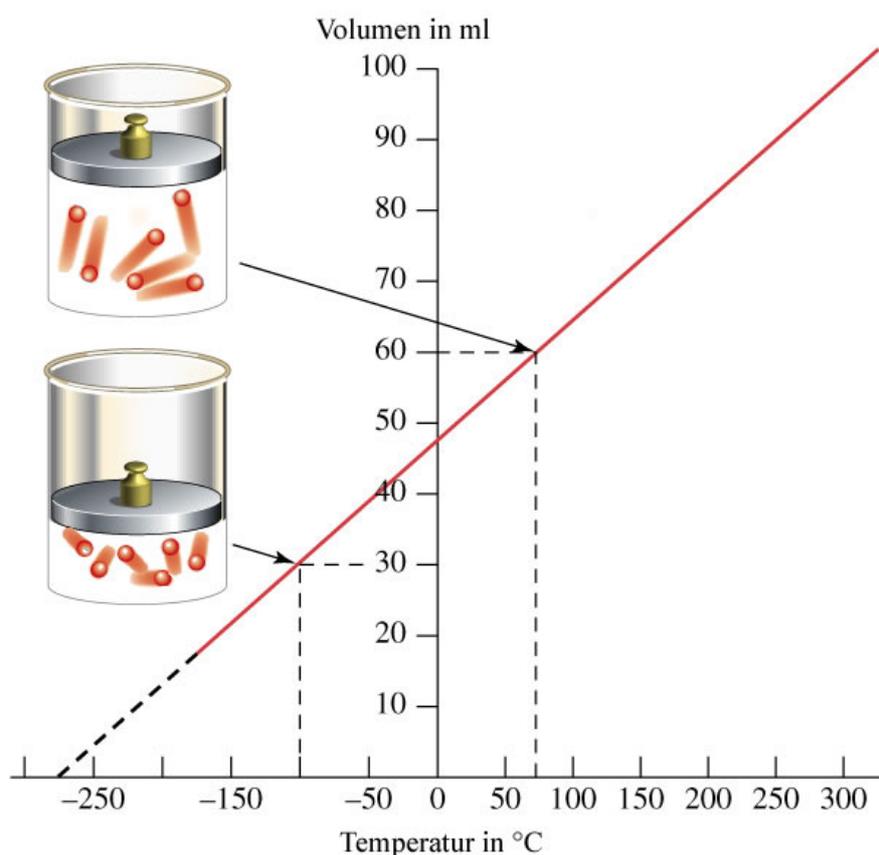
---

En 1802, Gay-Lussac estudió experimentalmente el comportamiento de los gases cuando **se calentaba una masa fija de gas en un recipiente de volumen constante**. Observó que al aumentar la temperatura, la presión también lo hacía de forma proporcional.

Esta ley se suele explicitar como  $P/T = \text{cte}$  o bien

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}$$

De la misma forma que antes, extrapolando la recta resultante en la zona de bajas temperaturas, se obtiene que la presión se anularía a  $-273^\circ\text{C}$  (0 K).





## Reflexiona

---

Un gas se encuentra en un recipiente hermético de 10 L a 300 K generando una presión de 5 atm. Si la presión pasa a ser de 15 atm, manteniendo constante el volumen, ¿a qué temperatura se encuentra el gas?

Como se cumple:

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}$$

significa que:

$$\frac{5atm}{300K} = \frac{15atm}{T_f}$$

Despejando la igualdad resulta que

$$T = \frac{15atm}{5atm} \cdot 300K = 900K$$

---

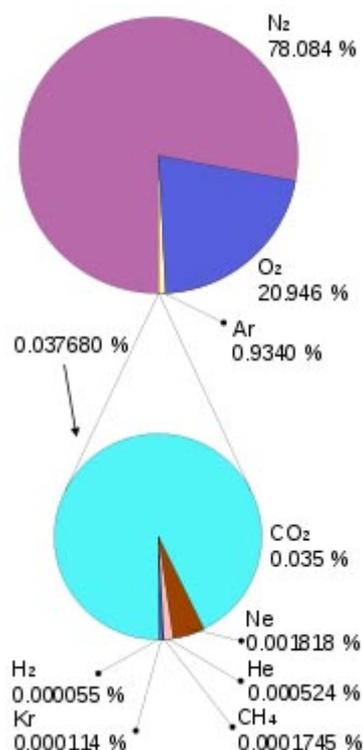
## 2.4 Ley de Dalton

En 1803, Dalton enunció una ley referida a las mezclas de gases: cuando hay varios gases en un mismo recipiente, la presión total producida por la mezcla es la suma de las presiones que cada uno de los gases generaría si estuviera solo en el recipiente. Es decir, la presión total es la suma de las presiones parciales.

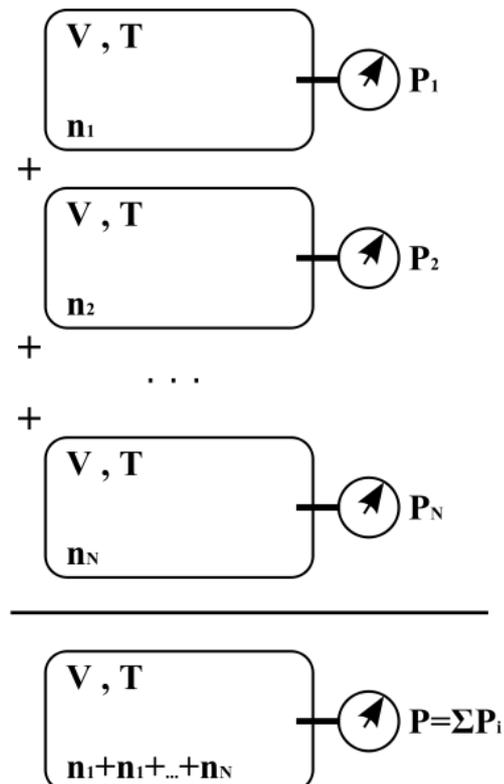
$$P = \sum P_i$$

Cuando hay varios gases en un recipiente, se encuentran formando una mezcla homogénea, y no es posible diferenciar unos de otros, pero se comportan como si cada uno de ellos estuviera solo en el recipiente.

Es el caso del aire, que tiene casi un 80% en volumen de nitrógeno y casi un 20% de oxígeno, junto a porcentajes muy pequeños de dióxido de carbono, vapor de agua, gases nobles, etc.



[Imagen](#) de Mysid en Wikimedia. [CC0](#)



[Imagen](#) de mintz\_l en Wikimedia. [CC0](#)

Se puede expresar la ley de Dalton de otra forma, es:

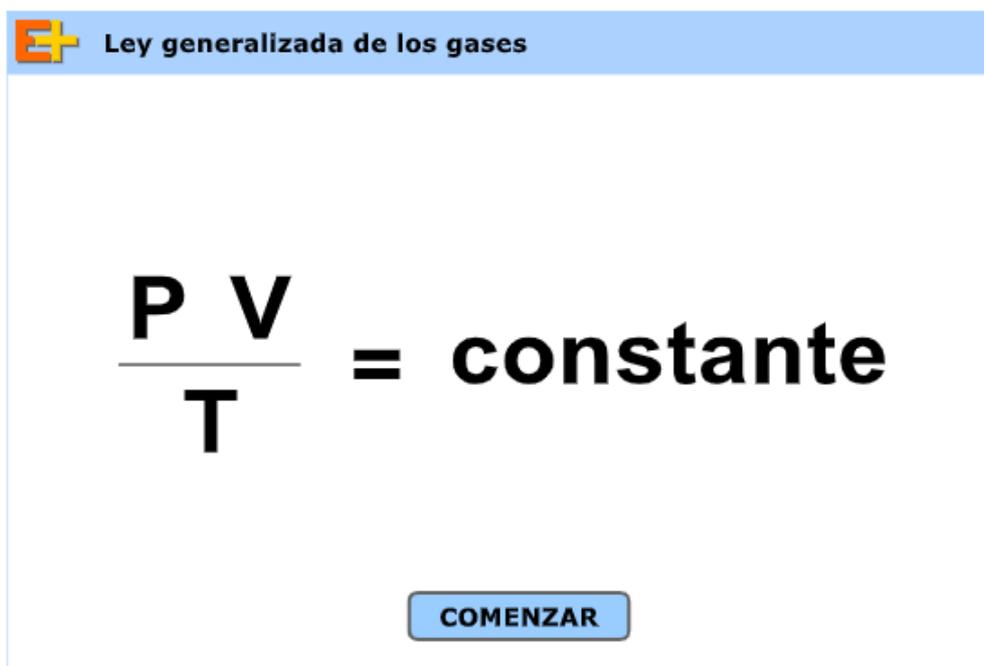
$$P_i = \chi_i \cdot P$$

donde  $P_i$  es la presión parcial del gas  $i$ ,  $\chi_i$  es la fracción molar del gas  $i$  en la mezcla de gases y  $P$  es la presión total.

## 2.5 Síntesis de las leyes

---

Las tres leyes referidas a un único gas (Boyle, Charles y Gay-Lussac) se pueden resumir en una única ecuación matemática:



The image shows a screenshot of a simulation interface. At the top, there is a blue header with a logo and the text "Ley generalizada de los gases". In the center, the equation  $\frac{P V}{T} = \text{constante}$  is displayed in large black font. Below the equation, there is a blue button with the text "COMENZAR".

Captura de pantalla de [simulación](#) de Jesús Peñas en [Educaplus](#)

$PV/T = \text{cte}$  (que depende de la cantidad de gas)

$$\frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f}$$

Fíjate en que si mantienes constante la temperatura  $T$ , la ecuación general se reduce a  $PV = \text{cte}$ , ya que al ser  $T_i = T_f$  puedes simplificar la igualdad. Es decir, se obtiene la ley de Boyle. Evidentemente, la constante de esta ley de Boyle es distinta de la anterior.

De forma similar, manteniendo constante la presión o el volumen, obtendrás las leyes de Charles y de Gay-Lussac.

Es importante que te fijas en que **las constantes de las leyes dependen de la cantidad de gas que hay en el recipiente** y su valor es diferente en cada ley.



## Reflexiona

---

Deduce la ley de Charles utilizando la ecuación general de los gases.

Si mantienes constante la presión, es decir,  $P_i=P_f$ , la ecuación general de los gases se transforma obteniéndose la ley de Charles:

$$\frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f} \quad \frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f} \quad \frac{V}{T} = \text{constante}$$

---

### 3. Interpretación de las leyes

---

Para describir el comportamiento macroscópico de un gas, de acuerdo con las leyes anteriores se acepta que:



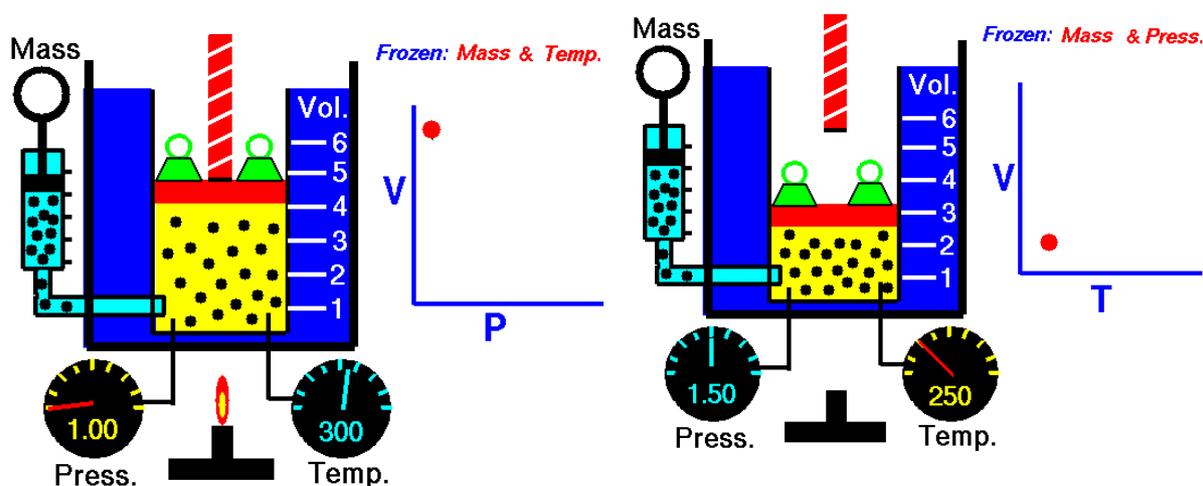
Imagen de elaboración propia

- Se desprecian las interacciones entre las partículas de gas, y su volumen se considera despreciable frente al del recipiente. Un gas que cumple estas condiciones se llama **ideal**.
- Las partículas del gas se mueven desordenadamente, chocando entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene.
- La presión de los gases viene originada por los choques de las partículas con las paredes del recipiente que las contiene, y depende de la fuerza de choque y de la superficie interior del recipiente  $\left(P = \frac{F}{S}\right)$ . En consecuencia, cuanto mayor sea la intensidad de los choques y menor el volumen del recipiente, mayor será la presión.
- Al calentar el gas, aumentando su temperatura, las partículas se mueven más deprisa, chocando con más intensidad y separándose más entre ellas después del choque.
- Cuanto mayor sea la cantidad de gas contenida en un recipiente, mayor es la presión generada, ya que hay más partículas, y por lo tanto más choques entre ellas y con las paredes del recipiente.
- La presión no depende del tipo de gas: gases diferentes a la misma temperatura y en el mismo volumen generan la misma presión si la cantidad de partículas de cada uno es la misma (las partículas grandes se mueven despacio y las pequeñas deprisa).

Ahora vas a ver cómo se explican las leyes experimentales de los gases utilizando el modelo de la materia, que para los gases se concreta en los apartados anteriores.

## 3.1 Simuladores

Observa la animación de la izquierda: al disminuir el volumen que ocupa el gas es menor la superficie de choque y hay más choques por unidad de tiempo (las partículas deben recorrer menos espacio hasta llegar a las paredes del recipiente), por lo que la presión es mayor. Es decir, se cumple la **ley de Boyle**: al hacerse la presión doble, el volumen se reduce a la mitad.



[Animación de NASA en Wikimedia.](#) [dominio público](#)

[Animación de NASA en Wikimedia.](#) [dominio público](#)

Si te fijas ahora en la animación de la derecha, verás que el volumen se hace más grande al calentar, manteniéndose constante la presión: las partículas se mueven a mayor velocidad, por lo que chocan con más intensidad con las paredes del recipiente, que se agranda para mantener la presión constante.

La forma recta de la gráfica del volumen frente a la temperatura indica que son dos magnitudes proporcionales  $\left(\frac{V}{T} = cte\right)$ , de acuerdo con la **ley de Charles**.

En el vídeo de la derecha observarás

[Enlace a recurso reproducible >> http://www.youtube.com/embed/XaV-trgpx\\_s](http://www.youtube.com/embed/XaV-trgpx_s)

[Vídeo de animación de Proyecto TIGER](#), uso educativo

el funcionamiento de una animación, observa los valores de la presión y

la temperatura y lo que ocurre al pulsar la tecla para calentar. Si el recipiente tiene un volumen fijo, las partículas del gas aumentan su energía cinética, por lo que chocan más veces por unidad de tiempo con las paredes del recipiente, al moverse más deprisa, y lo hacen con más intensidad. Por tanto, la presión aumenta.

Además, al llegar a una temperatura doble, también se duplica la presión, como se deduce de la **ley de Gay-Lussac**.

En las mezclas de gases, las partículas más grandes se mueven más despacio y las pequeñas más deprisa, pero su energía cinética es la misma: lo importante es el número de partículas, independientemente de cuáles sean. Por tanto, la presión de la mezcla depende del número total de partículas, que es la suma de las partículas que hay de cada tipo en una mezcla, como se indica en la **ley de Dalton**.



## Reflexiona

---

¿Qué significa el valor de  $T=0$  desde el punto de vista de la ley de Gay-Lussac?

Que la energía de las partículas se anula, llegándose al estado de reposo absoluto, en el que las partículas no se mueven.

---



## Comprueba lo aprendido

---

Justifica por qué se debe medir la presión de las ruedas de un coche después de haber circulado muy pocos kilómetros.



Porque el movimiento del coche hace que las partículas de aire se muevan más deprisa.

- Porque las ruedas se calientan por rozamiento con el suelo y la presión del aire interior aumenta.
- Para que el conductor no esté cansado, porque la presión no cambia.

¡Incorrecto!

¡Correcto!

¡Incorrecto!

## Solución

1. Incorrecto
2. Opción correcta
3. Incorrecto



**Curiosidad**

---

**El mecanismo de respiración**

[Vídeo](#) de Daniel Izzo alojado en Youtube

Observa cómo respiramos las personas. Los pulmones están dentro de la caja torácica y cuando el músculo respiratorio (diafragma) baja, aumenta el espacio que pueden ocupar, por lo que la presión interior disminuye. Para igualarla con la exterior, entra aire. Al relajarse el diafragma, el efecto es el contrario, y se expulsa aire de los pulmones.

Date cuenta de que no se explica con ninguna de las leyes anteriores, porque en ellas no cambiaba la cantidad de gas en el sistema, que estaba cerrado, mientras que ahora está abierto, entrando o saliendo gas según resulte necesario.

---

## 4. Hipótesis de Avogadro

---

En 1805, **Gay-Lussac** observó que se cumplía una relación de combinación que también era constante, pero que se daba exclusivamente entre gases: los volúmenes que reaccionan de dos gases que están a las mismas condiciones de presión y temperatura lo hacen en una relación de números enteros sencillos.

Por ejemplo, cuando el hidrógeno reacciona con cloro, lo hacen volúmenes iguales para dar un volumen doble. Y si reacciona un volumen  $V$  de oxígeno lo hace con un volumen  $2V$  de hidrógeno para dar un volumen  $2V$  de agua.

Para explicar estos hechos experimentales, **Avogadro** supuso que volúmenes iguales de gases distintos, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas. Ya has visto que es un planteamiento evidente utilizando el modelo de partículas de la materia.



### Ejercicio Resuelto

---

Visualiza el vídeo y observa cómo cambian las variables del gas cuando entra más gas en el recipiente, que se mantiene a temperatura y volumen constantes.

[Enlace a recurso reproducible >>](#)

<http://www.youtube.com/embed/B9RVrTSIYkI>

## Hipótesis de Avogadro



[Vídeo](#) de animación de [Proyecto TIGER](#), uso educativo

¿Puedes establecer una relación entre la presión y el número de partículas?

Si el número de partículas  $N$  pasa a ser doble, la presión también se duplica. Es decir, las dos magnitudes son proporcionales: puedes indicar que  $P/N = \text{cte}$  (o  $N/P = \text{cte}$ , es lo mismo).

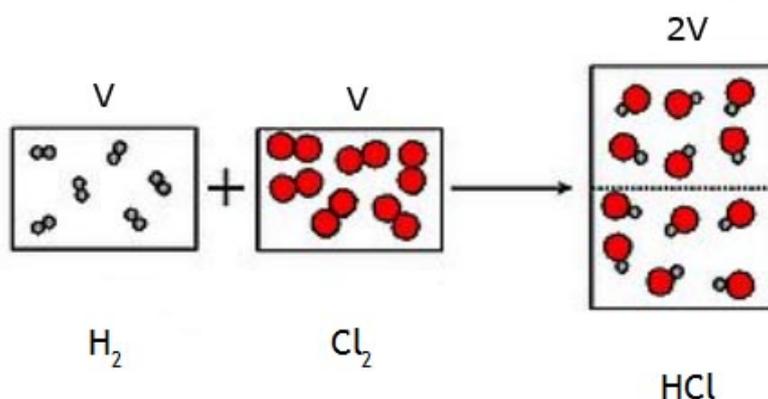
Lo importante es el número de partículas de gas, no el tipo de gas. Por esa razón, si dos recipientes de igual volumen y a la misma temperatura marcan la misma presión, es porque contienen igual número de partículas (que como son tan pequeñas ¡no podemos contar!).

---

## 4.1 Concepto de molécula

---

Avogadro, además, introdujo el concepto de molécula. Observa el diagrama de partículas siguiente, que corresponde a la reacción entre hidrógeno y cloro para dar ácido clorhídrico.



[Imagen](#) de Salvá en Wikimedia Commons, [dominio público](#)

Si el cloro y el hidrógeno fuesen monoatómicos, se formaría el mismo volumen de ácido clorhídrico que el que había reaccionado de cada gas. La única forma de explicar que el volumen formado sea doble es suponer que ambos reactivos están formados por partículas que tienen dos átomos iguales, por **moléculas** biatómicas.



### Reflexiona

---

Cuando el agua se descompone por acción de la corriente eléctrica, se observa que se desprende el doble de volumen de hidrógeno que de oxígeno, como se ve en la imagen.

Dibuja un diagrama como el anterior para la formación del agua,

en el que se representen los volúmenes de gas combinados y las moléculas que intervienen en la reacción.

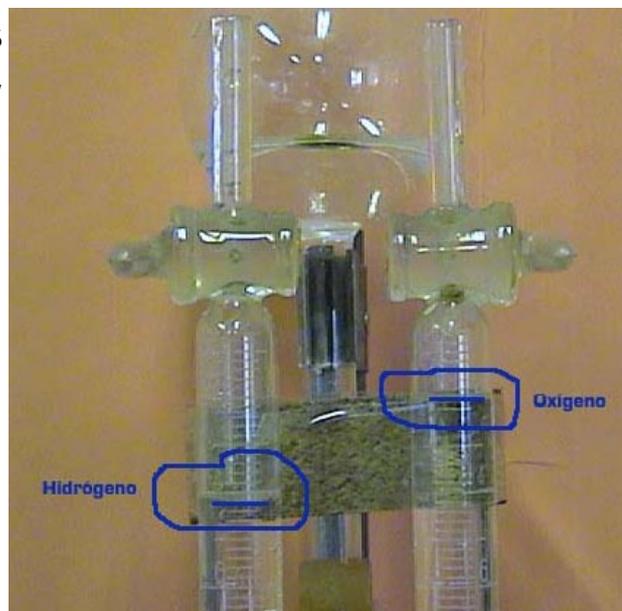


Imagen de elaboración propia

La relación de volúmenes indica que en la molécula de agua hay el doble de elemento H que de elemento O, siendo ambos gases biatómicos ( $H_2$  y  $O_2$ ).

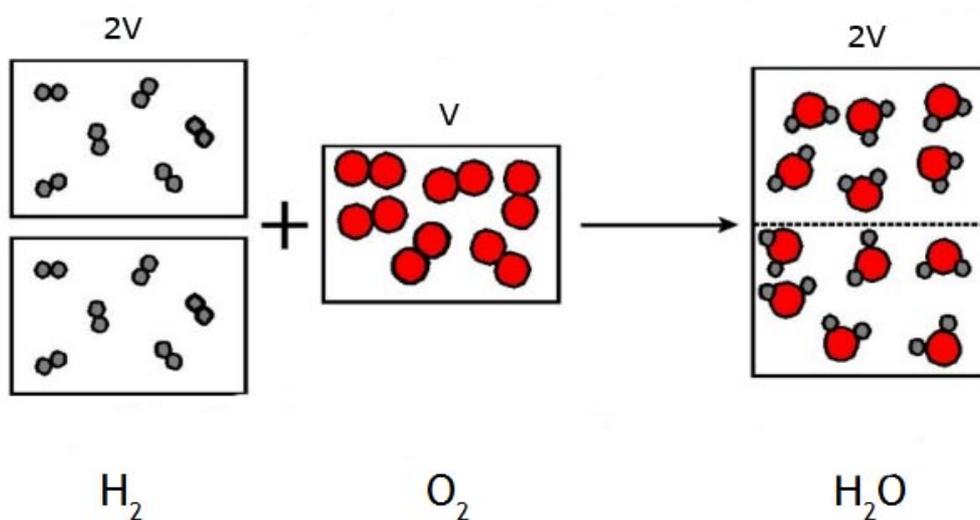


Imagen de [Salvá](#), dominio público



**Para saber más**

En el sitio web de **Educaplus** hay una aplicación dedicada a [los gases](#), con tres módulos principales

- Conceptos, leyes, teoría cinético molecular y biografías.
- Ejercicios: numéricos, de aplicación de las leyes.
- Laboratorio: simulación de experiencias de algunas leyes.

Te servirá para revisar unos conceptos y completar otros. ¡Merece la pena que le dediques algo de tu tiempo!

---

# Resumen

---



## Importante

---

Los gases son sustancias que:

- ocupan totalmente el recipiente que los contiene,
- que se mezclan fácilmente,
- se pueden expandir y comprimir con facilidad,
- y generan una presión que depende de la cantidad de gas que hay en el recipiente (además de su **volumen** y de la **temperatura** a la que se encuentren).

Los gases son muy poco densos, por lo que puede parecer que *no pesen*.

---



## Importante

---

### Ley de Boyle

Esta ley indica que cuando se aumenta la presión sobre un gas a **temperatura constante y sin cambiar la cantidad de gas**, el volumen que ocupa el gas disminuye de forma inversamente proporcional a la presión ejercida (que la presión sea doble significa que el volumen pasa a ser la mitad). Se explicita así:

$$P \cdot V = cte$$

$$P_i V_i = P_f V_f$$

---



## Importante

---

### Ley de Charles

Indica que si una masa fija de gas se calienta a presión constante, su volumen aumenta proporcionalmente a la temperatura en Kelvin.

Esta ley se suele explicitar como:

$$\frac{V}{T} = cte$$

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$$

---



## Importante

---

### Ley de Gay Lussac

Si tenemos un gas encerrado en un recipiente se observa que al aumentar la temperatura, la presión también lo hacía de forma proporcional.

Esta ley se suele explicitar como:

$$\frac{P}{T} = cte$$

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}$$

---



## Importante

---

### Ley de Dalton

Cuando hay varios gases en un mismo recipiente, estos se encuentran formando una mezcla homogénea, y no es posible diferenciar unos de otros, pero se comportan como si cada uno de ellos estuviera solo en el recipiente. La presión total producida por la mezcla es la suma de las presiones que cada uno de los gases generaría si estuviera solo en el recipiente. Es decir, la presión total es la suma de las presiones parciales.

$$P = \sum P_i$$

$$P_i = \chi_i \cdot P$$



## Importante

---

### Hipótesis de Avogadro

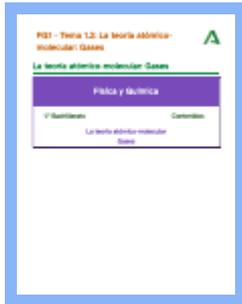
**Avogadro** supuso que volúmenes iguales de gases distintos, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas.

---

# Imprimible

---

Descarga aquí la versión imprimible de este tema.



1

**1. Introducción al estado gaseoso**

El estado gaseoso es un tipo de estado de agregación de la materia. Los gases están muy separados entre sí, por lo que sus moléculas se mueven libremente y ocupan todo el volumen que les rodea. Los gases se caracterizan por no tener forma propia, por ser compresibles y por tener un volumen que depende de la temperatura y de la presión.

Los gases son sustancias que están formadas por moléculas que se mueven de forma aleatoria en todas direcciones y con velocidades que dependen de la temperatura. A mayor temperatura, mayor velocidad de movimiento de las moléculas.

Los gases se caracterizan por no tener forma propia, por ser compresibles y por tener un volumen que depende de la temperatura y de la presión. Los gases se caracterizan por no tener forma propia, por ser compresibles y por tener un volumen que depende de la temperatura y de la presión.



El aire es el gas más abundante en la Tierra. En su composición están presentes los gases oxígeno, nitrógeno, dióxido de carbono, vapor de agua, ozono, metano, etc. Los gases se caracterizan por no tener forma propia, por ser compresibles y por tener un volumen que depende de la temperatura y de la presión.

2

**Para saber más**

Investigación científica de los gases

Los gases se caracterizan por no tener forma propia, por ser compresibles y por tener un volumen que depende de la temperatura y de la presión. Los gases se caracterizan por no tener forma propia, por ser compresibles y por tener un volumen que depende de la temperatura y de la presión.

3

**2. Leyes de los gases**

Hay varias leyes que describen el comportamiento de los gases. Las más importantes son:

- Ley de Boyle-Mariotte: El producto de la presión por el volumen de un gas es constante a temperatura constante.
- Ley de Charles: El volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta a presión constante.
- Ley de Gay-Lussac: La presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta a volumen constante.

Estas leyes se aplican a los gases ideales. Los gases reales se aproximan al comportamiento de los gases ideales a bajas presiones y altas temperaturas.

Variable	Unidad
Presión	Pa (N/m²)
Volumen	m³
Temperatura	K

Hay que tener en cuenta que las leyes de los gases se aplican a los gases ideales. Los gases reales se aproximan al comportamiento de los gases ideales a bajas presiones y altas temperaturas.

**Para saber más**

4

**¿Cómo se comportan los gases?**

Los gases se caracterizan por no tener forma propia, por ser compresibles y por tener un volumen que depende de la temperatura y de la presión.

Los gases se caracterizan por no tener forma propia, por ser compresibles y por tener un volumen que depende de la temperatura y de la presión.

Los gases se caracterizan por no tener forma propia, por ser compresibles y por tener un volumen que depende de la temperatura y de la presión.

Los gases se caracterizan por no tener forma propia, por ser compresibles y por tener un volumen que depende de la temperatura y de la presión.

Los gases se caracterizan por no tener forma propia, por ser compresibles y por tener un volumen que depende de la temperatura y de la presión.

Los gases se caracterizan por no tener forma propia, por ser compresibles y por tener un volumen que depende de la temperatura y de la presión.



---

Si quieres escuchar el contenido de este archivo, puedes instalar en tu ordenador el lector de pantalla libre y gratuito [NDVA](#).

---

# Aviso legal

---

Las páginas externas no se muestran en la versión imprimible

<http://www.juntadeandalucia.es/educacion/permanente/materiales/index.php?aviso#space>