

BACHILLERATO

FÍSICA Y QUÍMICA

II. ESTADOS DE AGREGACIÓN. TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR



R. Artacho

Dpto. de Física y
Química



Índice

1. Los estados de agregación de la materia
2. Los gases y la teoría cinética
3. Las leyes de los gases
4. La teoría cinético-molecular

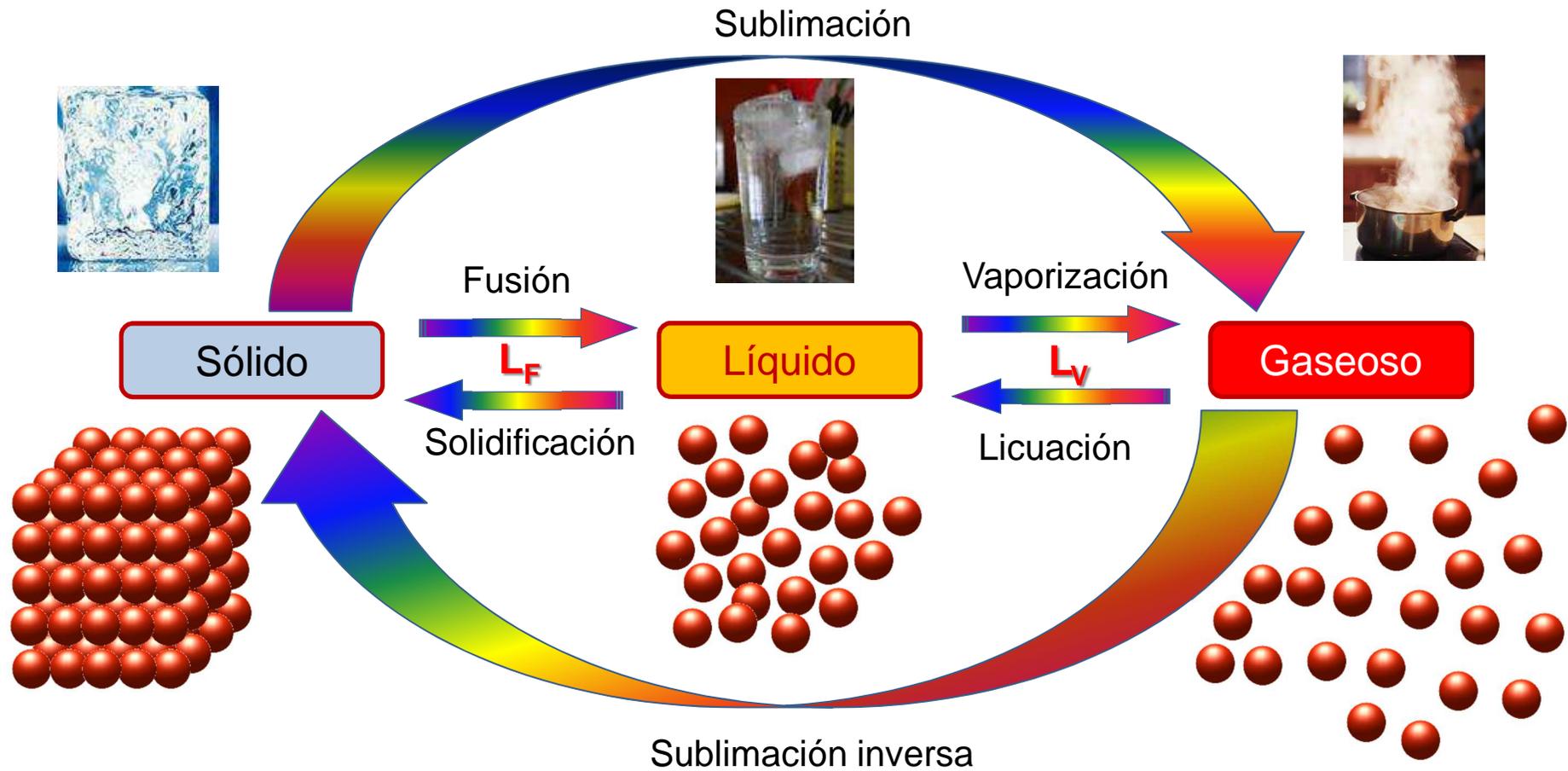


1 Los estados de agregación de la materia

Estados de la materia			
Propiedad	Sólido	Líquido	Gaseoso
Forma	Propia	Se adapta al recipiente	Se adapta al recipiente
Volumen	Propio	Propio	Ocupa el del recipiente
Rigidez	Rígido	Fluido	Fluido
Expansión/ dilatación	Pequeña	Pequeña	Expansión ilimitada
Compresibilidad	Prácticamente nula	Prácticamente nula	Muy elevada
Densidad	Alta	Media	Baja



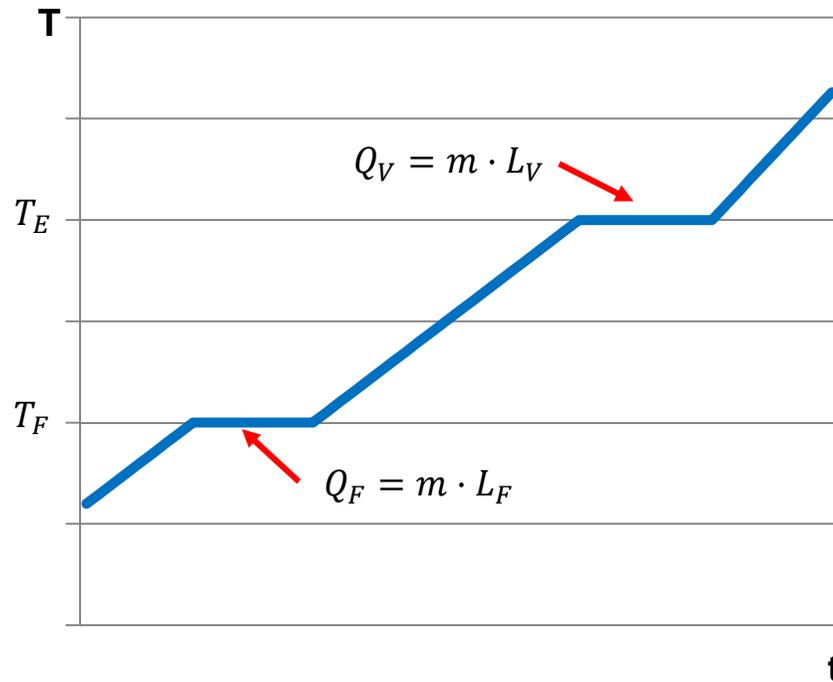
1 Los estados de agregación de la materia





1 Los estados de agregación de la materia

Curva de calentamiento



¡Mientras dura el cambio de estado, la temperatura permanece constante!

Calor latente de fusión (L_F) es la energía que hay suministrar a 1 kg de sustancia sólida pura para que pase a estado líquido.

$$Q_F = m \cdot L_F$$

Calor latente de vaporización (L_V) es la energía que hay suministrar a 1 kg de sustancia líquida pura para que pase a estado vapor.

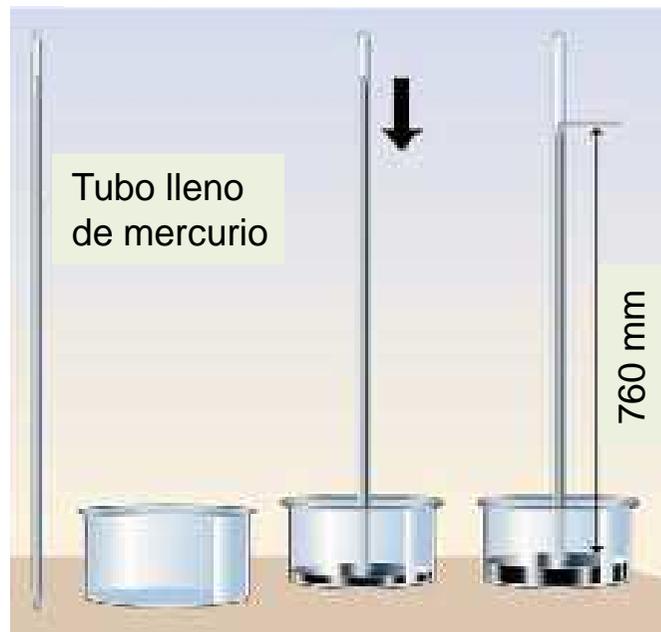
$$Q_V = m \cdot L_V$$



2 Los gases y la teoría cinética

La **TCM** explicaba satisfactoriamente las leyes de los gases y dotaba de sentido físico a los conceptos de **presión** y **temperatura**.

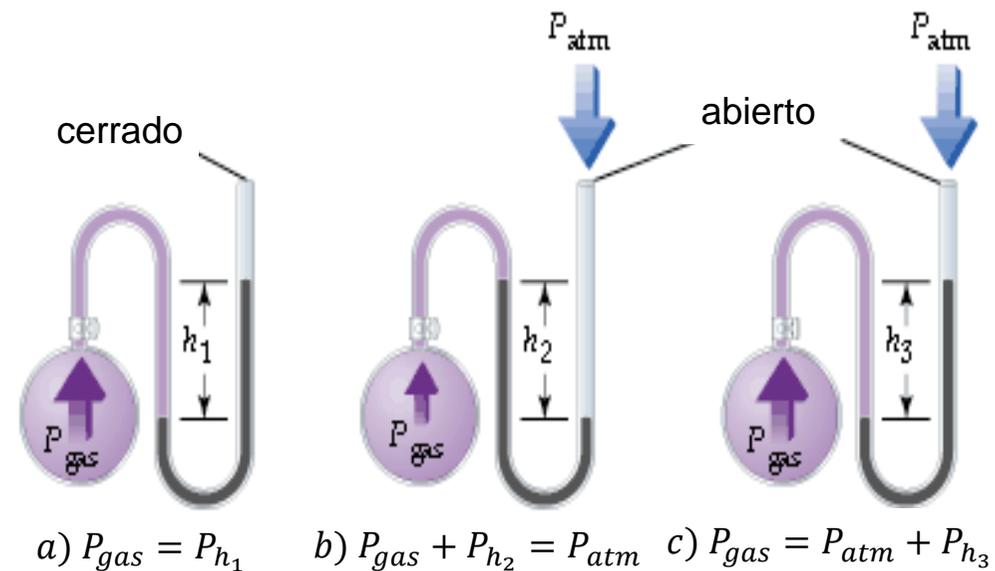
Experiencia de Torricelli



$$p = d \cdot g \cdot h = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Manómetros



La unidad de presión en el S.I. es el **pascal** (Pa):

$$1 \text{ Pa} = 1 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$$



EJERCICIO 1

Si utilizáramos agua en lugar de mercurio, ¿qué altura mínima debería tener el tubo del experimento de Torricelli para soportar la presión normal de 1 atm?

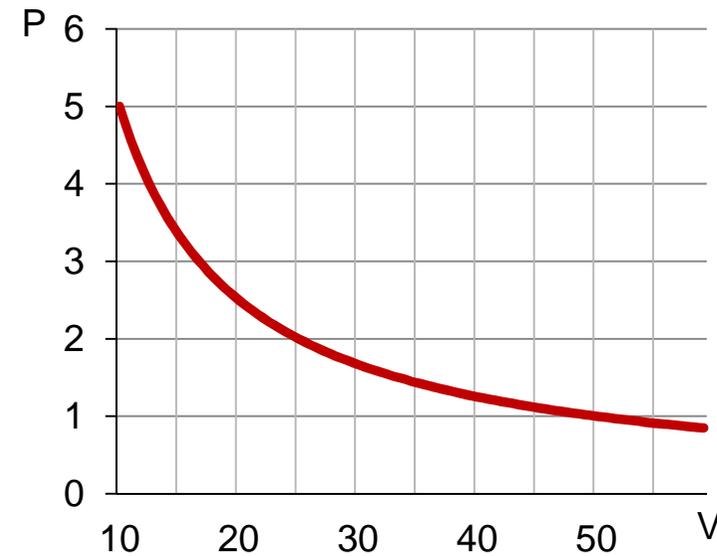
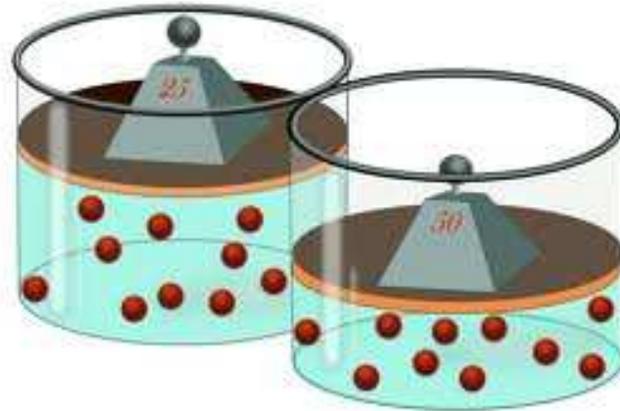
EJERCICIO 2

Calcula el valor de la presión atmosférica en Pa un día en el que el barómetro indica una altura de mercurio de 700 mmHg



3 Las leyes de los gases

3.1. Ley de Boyle



A **temperatura constante**, el volumen que ocupa una masa de gas es inversamente proporcional a la presión que ejerce dicho gas sobre las paredes del recipiente que lo contiene.

$$P \cdot V = k$$



$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$



3 Las leyes de los gases

EJERCICIO 3

Calcula la presión ejercida por 2,5 L de un gas ideal si se sabe que a la misma temperatura y a 5 atm ocupa un volumen de 100 mL.

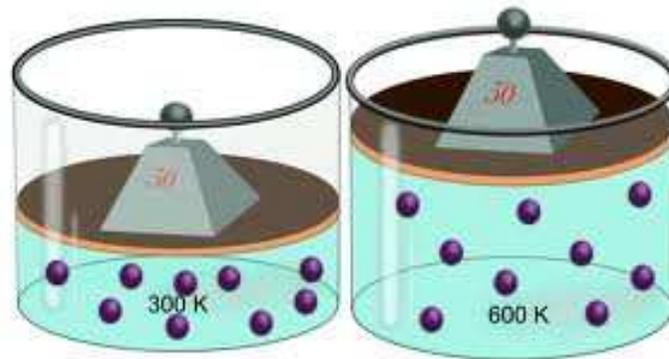
EJERCICIO 4

Si la presión de 10 L de hidrógeno se triplica a temperatura constante, ¿en qué porcentaje cambiará el volumen?



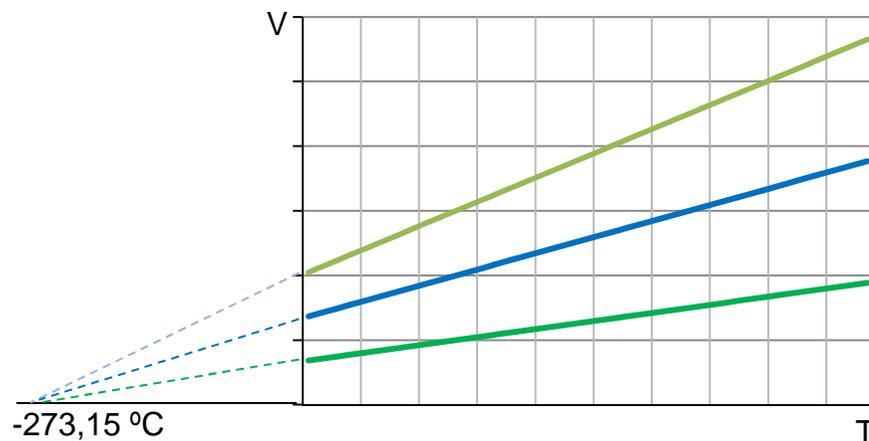
3 Las leyes de los gases

3.2. Leyes de Charles y Gay-Lussac



$$V = V_0 \left(1 + \frac{t_c}{273,15} \right) \rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

A **presión constante**, el volumen de una masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.



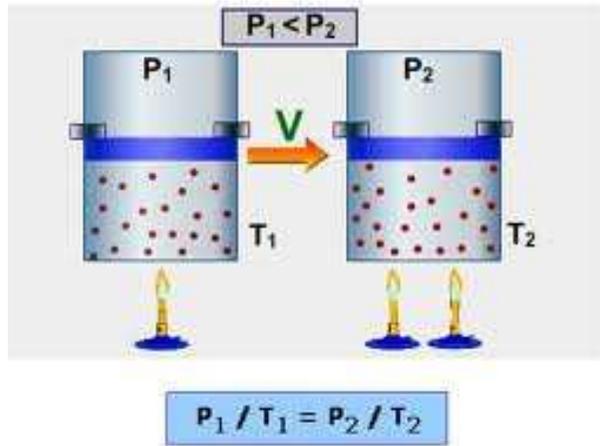
William Thomson, conocido como **lord Kelvin** observó que al prolongar las distintas rectas hasta un hipotético volumen cero, todas se encontraban en un punto común: **-273,15 °C**, que se conoce como **0 K**.

$$T = t_c + 273,15$$



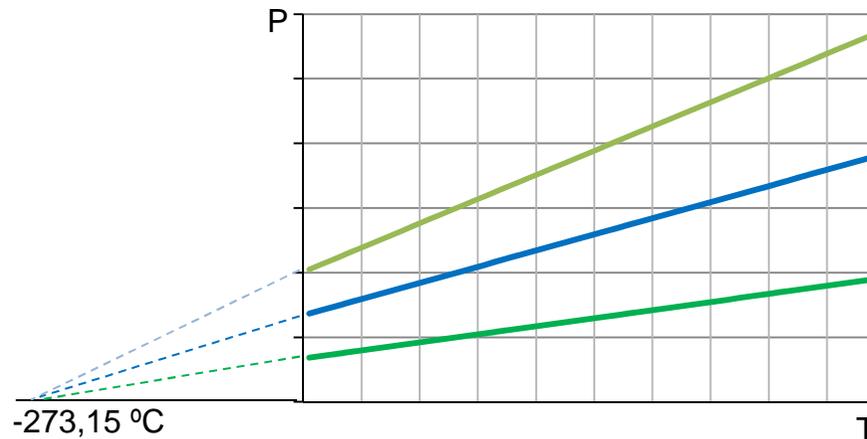
3 Las leyes de los gases

3.2. Leyes de Charles y Gay-Lussac



$$P = P_0 \left(1 + \frac{t_c}{273,15} \right) \rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

A **volumen constante**, la presión de una masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.



$$T = t_c + 273,15$$



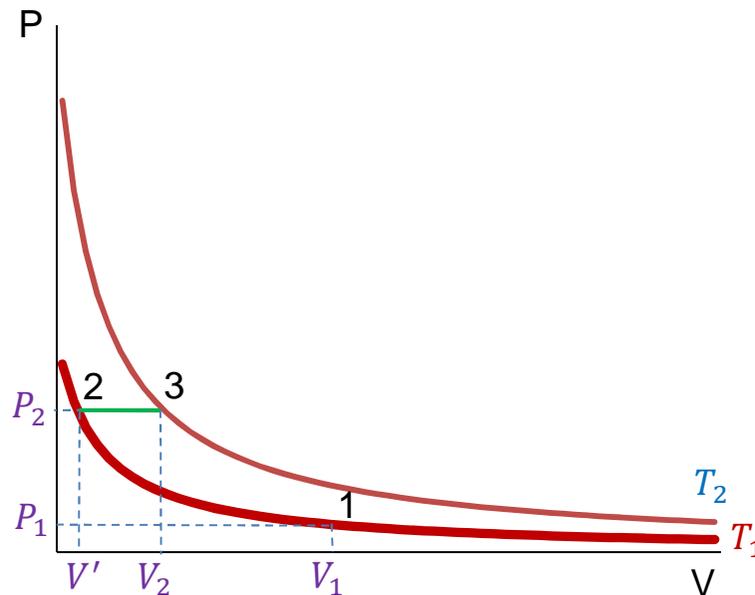
EJERCICIO 5

A una temperatura de $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ una masa de gas ocupa un volumen de 150 cm^3 . Si a presión constante se calienta hasta $90\text{ }^{\circ}\text{C}$, ¿cuál será el nuevo volumen?



3.3. Ley de los gases ideales

Los gases que cumplen perfectamente las leyes de Boyle y de Charles y Gay-Lussac reciben el nombre de **gases ideales**.



1^{er} proceso (1→2)

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V'$$

2º proceso (2→3)

$$\frac{V'}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow V' = \frac{V_2 \cdot T_1}{T_2}$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot \frac{V_2 \cdot T_1}{T_2}$$

$$\boxed{\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}}$$



3 Las leyes de los gases

3.3. Ley de los gases ideales

Ecuación general de los gases

Para **1 mol** de sustancia gaseosa Para **n moles** de sustancia gaseosa

$$\frac{P \cdot V}{T} = R \quad \left\{ \begin{array}{l} R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \\ R = 8,31 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \\ R = 1,99 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \end{array} \right.$$

$$\frac{P \cdot V}{T} = nR$$

$$P \cdot V = nRT$$

Para comparar cantidades de gas, se ha establecido una temperatura y una presión universales. Son **0 °C (273,15 K)** para la temperatura y **1 atm** para la presión; a esto se llama **condiciones normales (cn)**.



3 Las leyes de los gases

EJERCICIO 6

Un gas ideal a $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $0,5\text{ atm}$ de presión ocupa un volumen de $50,5\text{ L}$. ¿Qué volumen ocupará a 1 atm de presión y $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ de temperatura?

EJERCICIO 7

¿Pueden 2 L de un gas ideal, a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 2 atm de presión, ocupar un volumen de 3 L si modificamos las condiciones hasta 4 atm y $606\text{ }^{\circ}\text{C}$?

EJERCICIO 8

¿Qué presión ejercen 20 g de metano (CH_4) que se encuentran contenidos en un recipiente de 2500 cm^3 si la temperatura es de $60\text{ }^{\circ}\text{C}$?

EJERCICIO 9

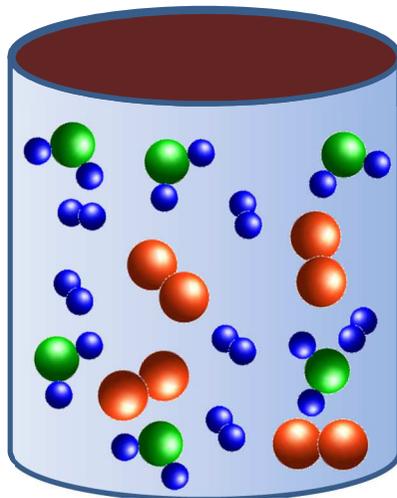
Se sabe que cierta cantidad de gas ideal a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ ocupa un volumen de 10 L cuando el manómetro indica 780 mmHg . Calcula: a) La cantidad de gas en mol; b) El número de partículas gaseosas allí existentes; c) El volumen que ocuparía en condiciones normales.



3 Las leyes de los gases

3.4. Ley de Dalton para presiones parciales

En una mezcla de gases ideales, cada gas ejerce una **presión parcial** igual a la que ejercería si él solo ocupase todo el volumen a la misma temperatura, y la presión total de la mezcla coincide con la suma de las presiones parciales de todos los gases que la componen.



$$P_1 = \frac{n_1 RT}{V} \quad P_2 = \frac{n_2 RT}{V} \quad P_3 = \frac{n_3 RT}{V}$$

De la ecuación general de los gases:

$$\frac{RT}{V} = \frac{P}{n_T} \rightarrow P_1 = \frac{n_1 P}{n_T} \quad P_2 = \frac{n_2 P}{n_T} \quad P_3 = \frac{n_3 P}{n_T}$$

$$P_1 + P_2 + P_3 = \frac{n_1 P}{n_T} + \frac{n_2 P}{n_T} + \frac{n_3 P}{n_T} = P \frac{n_1 + n_2 + n_3}{n_T} = P$$



EJERCICIO 10

Se mezclan 1 L de oxígeno (O_2) y 4 L de nitrógeno (N_2) a 1 atm y 25 °C. Sabiendo que la temperatura es constante, calcula la presión ejercida por cada uno de los gases considerando que se comportan como gases ideales.

EJERCICIO 11

Calcula las presiones parciales que ejercen cada uno de los gases de una mezcla formada por 4 g de hidrógeno (H_2) y 8 g de oxígeno (O_2) si el manómetro instalado en el recipiente marca 2 atm.



4 Teoría cinético-molecular (TCM)

A mediados del siglo XIX, **Joule**, **Clausius**, **Maxwell** y **Boltzman** ampliaron la teoría atómico-molecular y surgió la teoría cinético-molecular:

1. Los gases están formados por partículas (átomos o moléculas). El tamaño de estas es despreciable en relación con las distancias que las separan, de modo que las interacciones entre ellas pueden despreciarse.
2. Las moléculas del gas se mueven de forma continua y al azar, chocando entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene.
3. Los choques que se originan son completamente elásticos , es decir, no hay variación en su energía cinética.
4. La energía cinética media de las moléculas gaseosas es directamente proporcional a la temperatura de la muestra.

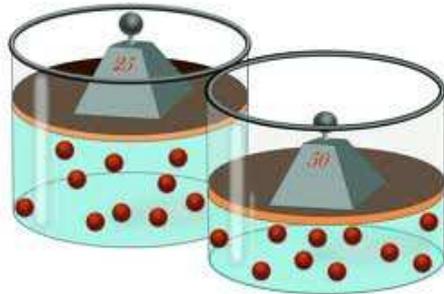
$$\bar{E}_C = \frac{1}{2} m \bar{v}^2$$

$$\bar{E}_C = \frac{3}{2} kT$$



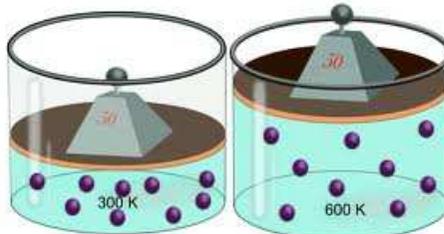
4.1. Justificación de las propiedades de los gases

Justificación de la ley de Boyle



A **temperatura constante**, al comprimir un gas y reducir su volumen, la velocidad media se mantiene constante, pero el número de choque con las paredes aumenta.

Justificación de las leyes de Charles y Gay-Lussac

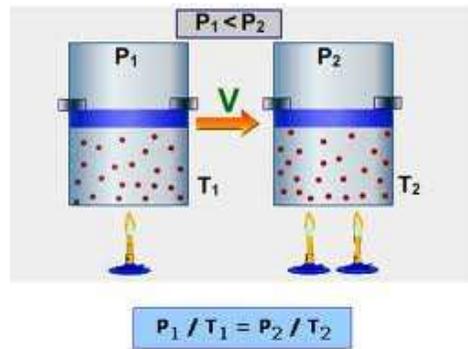


A **presión constante**, al calentar un gas aumenta la velocidad media y, por tanto, el número de choques con las paredes. Como la presión externa permanece constante, el gas debe reducir su presión aumentando el volumen.



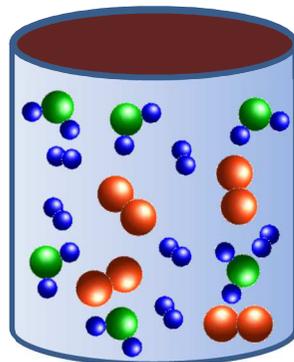
4.1. Justificación de las propiedades de los gases

Justificación de las leyes de Charles y Gay-Lussac



A **volumen constante**, al calentar un gas, aumenta la velocidad media de las partículas y por tanto el número de choques con las paredes del recipiente, aumentando así la presión.

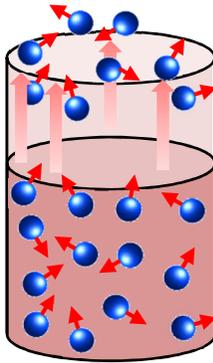
Justificación de la ley de Dalton para las presiones parciales



Como el tamaño de las partículas es despreciable frente al volumen del recipiente, en una mezcla de varios gases cada gas se comporta como si estuviese solo en el recipiente, ejerciendo su propia **presión parcial**.

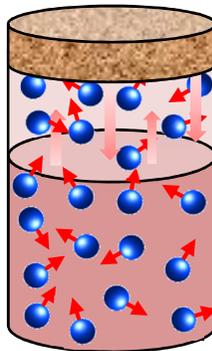


4.2. Justificación de las propiedades de los líquidos



✎ Las interacciones entre las partículas provocan el fenómeno llamado **viscosidad** (resistencia a la fluidez).

✎ A cierta temperatura, algunas moléculas del líquido alcanzan la energía cinética necesaria para escapar de la superficie del líquido: **evaporación**.



✎ Muchas partículas que escapan de la superficie libre del líquido chocan entre sí, con otras y con superficie frías: se **condensan**.

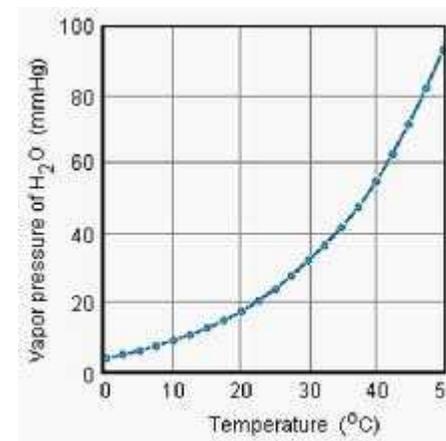
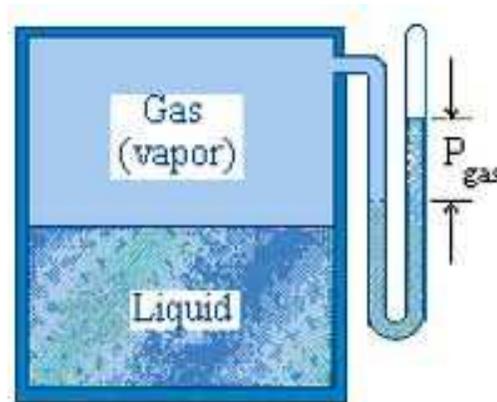
✎ Si el recipiente está cerrado alcanzan un equilibrio entre las partículas que pasan al estado vapor y viceversa.



4.2. Justificación de las propiedades de los líquidos

Presión de vapor y temperatura de ebullición

Cuando a una determinada temperatura existe un equilibrio entre las moléculas de líquido que escapan y las de gas que pasan a la fase líquida, la presión que se mide es la **presión de vapor**.



La **temperatura de ebullición** de un líquido es aquella para la cual la presión de vapor es igual a la presión exterior (la atmosférica en recipientes abiertos).

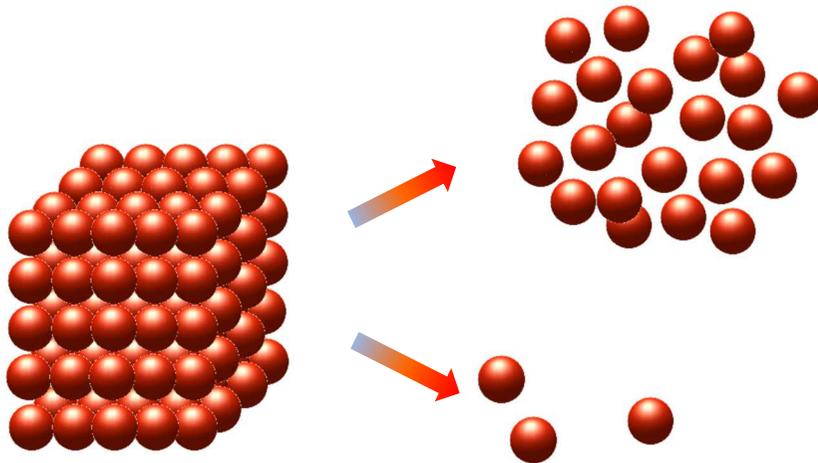


4.3. Justificación de las propiedades de los sólidos



Al disminuir la temperatura de un líquido, disminuye la energía cinética de las partículas y aumentan las fuerzas de interacción, que acaban adoptando posiciones fijas. De ahí a que los sólidos tengan **forma y volumen propios**.

Presión de vapor y temperatura de fusión



A presión constante, si se aumenta la temperatura, el sólido pierde su rigidez y **funde**.

De la superficie del sólido pueden escapar partículas con energía suficiente, **presión del vapor**, que puede superar a la atmosférica (**sublimación**).



4.4. Justificación de los cambios de estado

