Teoría atómica de Dalton y teoría cinético-molecular *(revisión de conocimientos anteriores)*

Los modelos atómicos posteriores al de Dalton (átomo-bolita maciza) describen mejor la corteza electrónica, el comportamiento de los gases se puede entender correctamente suponiendo que **los gases están formados por partículas esféricas que se mueven a gran velocidad**.
Teoría cinético molecular aplicada a los gases:

- **La materia en estado gaseoso está formada por partículas muy separadas entre sí, que se mueven a gran velocidad en línea recta y chocan entre sí y con las paredes sin perder energía en los choques (choques elásticos).**
- **La velocidad a la que se mueven las partículas (átomos o moléculas) aumenta con la temperatura.**

Presión.

Evidencia experimental:

- Al clavar un clavo o cortar con un cuchillo, la presión ejercida por la punta o el filo es muy superior a la ejercida si intentamos clavar con la cabeza del clavo contra la pared o cortar con la parte sin filo del cuchillo, aun cuando la fuerza aplicada es la misma.
- Al caminar por la nieve con botas o por la arena de la playa con tacones de aguja, nos hundimos mucho más que si caminamos por la nieve con esquíes o por la arena de la playa con cholas.

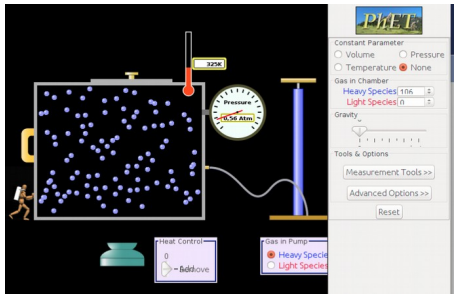
Conclusión:
La presión sobre una superficie es directamente proporcional a la fuerza aplicada (perpendicularmente a la superficie) e inversamente proporcional a la superficie sobre la que se aplica. Por tanto: p = F/S

Evidencia experimental:
Al soplar una bolsa de basura metida entre dos superficies lisas (mesas) obtendremos una fuerza proporcional a la superficie sin elevar mucho la presión, ya que $F = p \cdot S$
Podremos obtener cualquier valor de la fuerza por este método (sistemas hidráulicos y neumáticos)

Presión en gases.

A la luz de la teoría cinético-molecular, la presión de un gas es el efecto macroscópico de los choques de sus partículas contra las paredes de los recipientes (si el gas está encerrado) o de los objetos sumergidos en el gas.

Simulación del comportamiento de los gases.



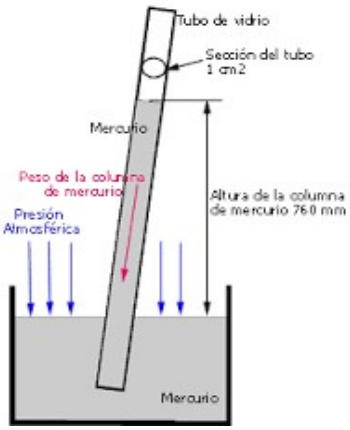
- A mayor número de partículas, chocan más veces contra las paredes y mayor presión.
- A mayor temperatura, las partículas se mueven a mayor velocidad y hay mayor presión.
- Al disminuir el volumen hay menos sitio para las mismas partículas, chocan más veces contra las paredes y aumenta la presión.

Conclusión: **A más cantidad de partículas, más temperatura o menos volumen, hay mayor presión.**

Presión atmosférica. Experimento de Torricelli.

Evidencia experimental:

Evangelista Torricelli en 1643 llena de mercurio un tubo de vidrio cerrado por un extremo y sumerge la boca abierta en una cubeta con mercurio como en la figura.
Al hacerlo comprueba que la columna de mercurio desciende desde el extremo cerrado del tubo hasta quedarse a 760 mm de altura, quedando la parte alta del tubo vacía de materia. Es la primera vez que se logró el vacío, p=0.



La explicación es que **la presión atmosférica empuja al mercurio de la cubeta con tanta fuerza que mantiene elevada a la columna del tubo.**

Por tanto, en la base del interior del tubo, a la altura de la superficie del mercurio de la cubeta, la presión debe ser igual a la presión atmosférica.

Cálculo de la presión atmosférica a partir del experimento de Torricelli.

Podemos calcular cuál es el valor de la presión atmosférica si calculamos el peso del mercurio de un tubo de sección (superficie) S y de altura 70 mm.

Pa presión en la base de la columna de mercurio será p (F/S, siendo en este caso F el peso del mercurio, P_{Hg})
Peso del mercurio: $P_{Hg} = m \cdot g$
Puesto que densidad (d) = masa (m) partido por volumen (V), masa del mercurio: $m = d \cdot V$
En un cilindro de altura h y area de la base (sección) S, el volumen es $V = h \cdot S$
Pasando las unidades a Sistema Internacional, la densidad del mercurio es 13600 kg/m^3 y la altura de la columna de mercurio en el tubo es 760 mm = 0,76 m
Por tanto el peso de la columna de mercurio en newtons (N) será:

$$P_{Hg} = m \cdot g = d \cdot V \cdot g = d \cdot h \cdot S \cdot g = 13600\ (kg/m^3) \cdot 0{,}76\ (m) \cdot S\ (m^2) \cdot 9{,}8\ (m/s^2) \approx 101300 \cdot S\ \ (N)$$

Y la presión en la base de la columna de mercurio será:

$$p = P_{Hg}/S = 101300 \cdot S\ \ /\ S\ \ = 101300\ N/m^2$$

Por tanto, la presión no va a depender de la superficie del tubo, sólo depende de la altura de la columna de mercurio.

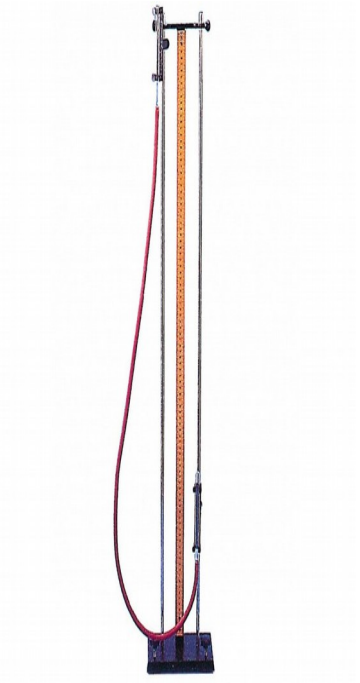
Conclusión:

$$\boxed{\mathbf{1\ atm = 760\ mmHg = 101300\ N/m^2}}$$

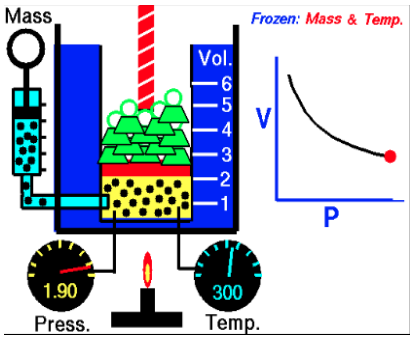
Reconocimiento y utilización de las leyes de los gases.

A mediados del siglo XVII se investiga el comportamiento de los gases, obteniéndose varias leyes que afectan a las tres principales magnitudes observables en ellos: presión (p), Volumen (V) y temperatura (T)
Para investigarlas, si hicieron una serie de experimentos en que se mantenía constante una de las tres y se estudiaba el comportamiento de las otras dos.

Estudio del comportamiento p-V



Evidencia experimental
Boyle en Inglaterra y Mariotte en Francia estudiaron la variación del volumen con la presión manteniendo constante la temperatura en un recipiente cerrado (cantidad de gas constante)
Este estudio se puede hacer mediante un tubo cerrado y con gas conectado a otro tubo con mercurio de altura variable (imagen a la izquierda).
O bien, mediante un tubo con émbolo (pistón como una bomba de bicicleta) conectado a un medidor de presión (barómetro, imagen a la derecha arriba)
Observaron que al subir la presión del gas, disminuía su volumen (p y V son inversamente proporcionales)
Al dibujar la gráfica con los datos experimentales, obtuvieron una curva asintótica tanto con el eje vertical (presión) como con el horizontal (volumen)



Conclusión
La presión ejercida por un gas es inversamente proporcional al volumen cuando la temperatura y cantidad de gas permanecen constantes.
(Ley de Boyle-Mariotte)

Podemos expresar esta ley en forma matemática como:

$$\boxed{\mathbf{p = k \cdot 1/V \quad ; \quad p \cdot V = k \quad ; \quad p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2}}$$

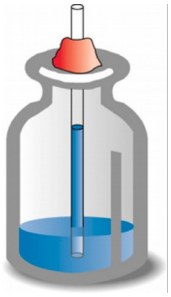
Donde k es un valor constante para cada temperatura y cada cantidad de gas.

Estudio del comportamiento p-T

Evidencia experimental

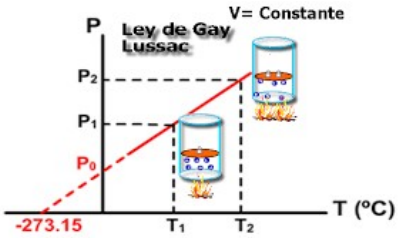
Joseph Louis Gay-Lussac, francés, estudió la variación de la presión con la temperatura manteniendo constante el volumen en un recipiente cerrado (cantidad de gas constante).

Podemos ver el comportamiento del gas al calentar un recipiente cerrado conteniendo agua en el fondo y gas al que insertamos un tubo por el que pueda ascender el agua por una columna al aumentar la presión (imagen a la izquierda). Al calentar el gas, el aumento de presión empuja al líquido, que asciende por el tubo indicándonos el valor de dicho aumento.



Gay-Lussac observó que al subir la temperatura del gas, aumentaba su presión (p y T son directamente proporcionales).

Al dibujar la gráfica con los datos experimentales, obtuvo una recta y, tanto en estos experimentos como en los de la ley de Charles (V-T) se pudo comprobar que la recta cortaba al eje horizontal a -273°C independientemente de las demás condiciones experimentales.



Ante este resultado, Lord Kelvin propuso utilizar como escala de temperatura una que comenzara en -273°C, definiendo así el cero absoluto a 0K. De esta forma T(K) = T (°C) + 273

Conclusión

La presión ejercida por un gas es directamente proporcional a la temperatura cuando el volumen y cantidad de gas permanecen constantes. (Ley de Gay-Lussac)

Si usamos la escala absoluta de temperatura propuesta por Lord Kelvin, podemos expresar esta ley en forma matemática como:

$$p / T = k \quad ; \quad p_1 / T_1 = p_2 / T_2$$

Donde k es un valor constante para cada volumen y cada cantidad de gas.

Estudio del comportamiento V-T

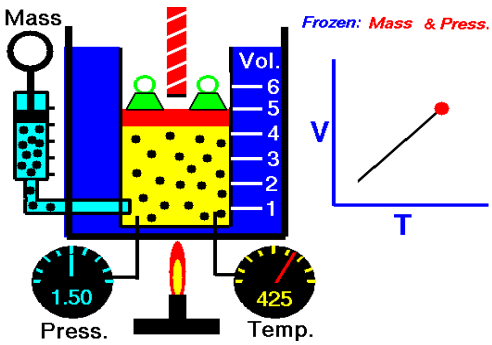
Evidencia experimental

Jack Charles, británico, estudió la variación del volumen con la temperatura manteniendo constante la presión en un recipiente cerrado (cantidad de gas constante)

Podemos ver el comportamiento del gas al calentar un recipiente cerrado cerrado por una pared que se desplace con facilidad como puede ser un globo. Al aumentr la temperatura, el globo se hincha al aumentar el volumen del gas (imagen a la izquierda)

Charles observó que al subir la temperatura del gas, aumentaba su volumen (V y T son directamente proporcionales).

Al dibujar la gráfica con los datos experimentales, obtuvo una recta y, tanto en estos experimentos como en los de la ley de Gay-Lussac (p-T) se pudo comprobar que la recta cortaba al eje horizontal a -273°C independientemente de las demás condiciones experimentales.



Conclusión

El volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura cuando la presión y la cantidad de gas permanecen constantes. (Ley de Charles)

Si usamos la escala absoluta de temperatura propuesta por Lord Kelvin, podemos expresar esta ley en forma matemática como:

$$V / T = k \quad ; \quad V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

Donde k es un valor constante para cada presión y cada cantidad de gas.

Ley de los gases ideales o de los gases perfectos.

En realidad estas tres leyes son diferentes aspectos de una sola. Podemos unir estas tres expresiones:

$p \cdot V = k_1$

$p / T = k_2$

$V / T = k^3$

$p \cdot V / T = k$, de forma que $\boxed{p_1 \cdot V_1 / T_1 = p_2 \cdot V_2 / T_2}$

Si en esta expresión hacemos constante cualquiera de las tres variable, obtendremos la ley de los gases correspondiente:

Si la temperatura es constante, $T_1 = T_2$ y por tanto $p_1 \cdot V_1 / \cancel{T_1} = p_2 \cdot V_2 / \cancel{T_1}$ y $p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$

Si el volumen es constante, $V_1 = V_2$ y por tanto $p_1 \cdot \cancel{V_1} / T_1 = p_2 \cdot \cancel{V_1} / T_2$ y $p_1 / T_1 = p_2 / T_2$

Si la presión es constante, $p_1 = p_2$ y por tanto $\cancel{p_1} \cdot V_1 / T_1 = \cancel{p_1} \cdot V_2 / T_2$ y $V_1 / T_1 = V_2 / T_2$

Se considera un gas ideal a aquel que cumple estas relaciones entre presiones, volúmenes y temperaturas.

Hipótesis de Avogadro.

Amadeo Avogadro, italiano, formuló su hipótesis tras trabajar con distintos gases y estudiar las relaciones entre presión, volumen y temperatura:

Volúmenes iguales de distintos gases en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen igual número de partículas.

Esto se debe a que, fijadas presión y temperatura, siempre existen los mismos espacios entre partículas, ya que estas son de un tamaño despreciable frente al espacio vacío que queda entre ellas.
Este planteamiento dio origen al concepto de mol, que se aplicó al estudio de los gases.

Ecuación general de un gas ideal.

Para estudiar el comportamiento de los gases en condiciones iguales, se definieron las condiciones normales (C.N.)

Se denominan condiciones normales (C.N.) a una presión de 1 atm y una temperatura de 0°C (273K)

Evidencia experimental:
Si se introduce un mol de cualquier gas en un recipiente cerrado de volumen variable y se pone el recipiente en condiciones normales, se obtiene un volumen de 22,4 litros independientemente de la composición del gas.

Si unimos la hipótesis de Avogadro con las ley de los gases ideales obtenemos la ecuación general de un gas ideal, ya que podemos fijar el valor de la k en la relación pV/T para 1 mol de cualquier sustancia en estado gaseoso:
Como $p \cdot V / T = k$, podemos decir que: $k = n\ (\text{moles}) \cdot R$, donde R es una constante para todos los gases.

Ecuación general de un gas ideal: $p \cdot V / T = n \cdot R$ o bien $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

En la que p es presión, V volumen, T temperatura absoluta (siempre en K), n es la cantidad de sustancia en moles y R es la constante universal de los gases.

Valores de la constante de los gases R

Si despejamos R obtenemos: $R = p \cdot V / n \cdot T$ Sabiendo que para 1 mol de cualquier gas en C.N., V = 22,4 litros

R = 1 (atm) · 22,4 (l) / 1 (mol) · 273 (K) **= 0,082 atm·l / mol·K**

En Sistema Internacional (S.I.): R = 101330 (N/m^2) · 22,4 10^{-3} (m^3) / 1 (mol) · 273 (K) **= 8,31 J/ mol·K**

Al usar la ecuación general de un gas ideal deberemos respetar siempre las unidades en función del valor de R que vayamos a utilizar.