

**Tema 68. Sistemas materiales. Propiedades generales y específicas. Aplicaciones. Comportamiento de los gases. Estructura de la materia. Teoría cinética y teoría atómico-molecular. Papel de los modelos y de las teorías.**

2º ESO: Bloque I. Materia y Energía  
3º E.S.O. Bloque 1. Estructura y diversidad de la materia..

**68.1. Sistemas materiales**

**68.2. Propiedades generales y específicas.**

**68.3. Aplicaciones**

**68.4. Comportamiento de los gases**

**68.4.1. Ley de Boyle - Mariotte**

**68.4.2. Ley de Charles-Gay Lussac**

**68.4.3. Ley de los gases perfectos**

**68.4.4. Ley de Dalton**

**68.5. Estructura de la materia**

**68.5.1. Teoría cinética de los gases**

**68.5.2. Ley de la difusión de Graham**

**68.5.3. Teoría atómico-molecular**

**68. 6. Papel de los modelos y de las teorías**

## 68.1. Sistemas materiales

Hace unos 2000 años, en la antigua Grecia, pensaban que toda la materia podía ser dividida en cuatro tipos o elementos básicos: tierra, agua, aire y fuego. División no tan distinta de nuestra moderna división de la materia: sólidos, líquido y gases. Ellos pensaron que cada elemento tenía su propio lugar: la tierra en el suelo, el aire y el agua encima y el fuego en la circundante atmósfera de la Tierra.

Aristóteles (384-322 a. c.), creía que la materia estaba hecha de una sustancia continua, por lo que era posible desmenuzarla en fragmentos de materia menores. Demócrito (460 - 400 a.c.), argumentaba que la materia, al igual que los científicos creen hoy, estaba formada por diminutas partículas indivisibles (átomos) con espacios vacíos entre ellas. Al final, fue el punto de vista de Aristóteles el más convincente y durante más de 2000 años la idea de los átomos quedó olvidada.

Mientras, muchos filósofos griegos y árabes sostenían que debía haber un quinto elemento natural (éter) que llenaba los cielos. En la Europa medieval y los árabes impulsaron la **alquimia**; los alquimistas experimentaban con la materia con el fin de apreciar como cambiarla (búsqueda de la piedra filosofal que conseguiría cambiar un metal ordinario en oro).

No fue hasta el siglo XVII cuando la visión del mundo alquimista y la de los cuatro elementos de Aristóteles, cambiaron realmente. Robert Boyle (1627 - 1691) sugirió la idea de los elementos químicos puros que podrían ser combinados para fabricar "compuestos" especiales. A partir de aquí el conocimiento de la estructura de la materia se fue ampliando.

Llamamos **sistema material** a cualquier cuerpo o porción de materia que consideremos. Esta definición de sistema natural lleva implícito el conocer el concepto de materia. Entendemos por materia todo aquello que ocupa un lugar en el espacio. Todos los cuerpos que nos rodean, incluso nosotros, estamos hechos de materia. En general, la cantidad de materia que poseen los diferentes cuerpos es distinta, decimos que tienen diferentes masa, o de otro modo, llamamos masa a la cantidad de materia contenida en un cuerpo cualquiera, medida esta por la relación constante entre la fuerza aplicada a un cuerpo y la aceleración que el cuerpo adquiere.

Por su apariencia, los sistemas materiales se pueden clasificar en: homogéneos y heterogéneos.

### **SISTEMA HOMOGÉNEO.**

Decimos que un determinado sistema material es homogéneo si aparece como un todo continuo a nuestros medios de observación, sin que puedan distinguirse partes distintas con los instrumentos a nuestro alcance. En general, puede fijarse como límite la observación efectuada con el microscopio óptico. Ejemplos de sistemas homogéneos son: el aire, el agua potable, etc.

### **SISTEMA HETEROGÉNEO**

Un sistema es heterogéneo si en él se pueden distinguir partes diferentes con nuestros medios de observación. Por ejemplo, el granito.

Por su composición, la materia se clasifica o subdivide en dos grandes grupos: Sustancias puras y Mezclas.

### **SUSTANCIAS PURAS**

Definimos sustancia pura, o especie química, a aquella forma de la materia en la que todas sus partes tienen las mismas propiedades intensivas y que no pueden separarse en dos o más formas de materia con distintas propiedades intensivas por procedimientos físicos, aquellos que no implican una reacción química. Los puntos de fusión y de ebullición de las sustancias puras son invariables, para cada una, y pueden servir para identificarlas.

Las sustancias puras, a su vez, se pueden clasificar como: elementos y compuestos.

Cuando una sustancia pura no puede descomponerse en otras más simples por medios químicos (calor, reacción con otras, etc.), decimos que se trata de un **elemento químico**. Un elemento químico es una sustancia en la que todas sus partículas componentes, sus átomos, son iguales. Son las sustancias puras más sencillas que pueden ser aisladas y almacenadas. Actualmente se conocen 106 elementos diferentes.

Un **compuesto químico** es una especie química, más bien compleja, que por métodos químicos podemos resolver, o desdoblar, en otras sustancias más sencillas. La característica fundamental de un compuesto es su capacidad para sufrir descomposición. La sal, el agua, el azúcar, el alcohol, etc. son compuestos.

## MEZCLA

Es un sistema formado por más de una sustancia distinta. Si la composición de la mezcla es uniforme en toda su extensión, decimos que la mezcla es **homogénea**. Si la composición no es uniforme y depende de la región o trozo de donde se extraiga la muestra para su análisis, decimos que tenemos una mezcla **heterogénea**; por ejemplo un mineral.

## 68.2. Propiedades generales y específicas.

Las propiedades que presente un determinado sistema material pueden depender de dos cosas: la clase de materia de que está formada ese sistema y de la cantidad de materia del mismo. A las primeras se las llama **generales o intensivas** y a las segundas **específicas o extensivas**.

Si estudiamos con detalle un hilo de cobre puro, de masa  $m$  y sección,  $s$ , veremos que tiene una densidad de 8'93 g/ml, una determinada inercia a los agentes químicos, es buen conductor del calor y la electricidad, una determinada dureza, etc.. Si tomamos muestras de distintas masa ( $m_2, m_3, \dots$ ), observaremos que las características descritas más arriba (densidad, dureza, resistividad eléctrica, etc.) no han variado, son independientes de la masa, son propiedades intensivas. Por el contrario, la sección, volumen, longitud y resistencia eléctrica de los hilos de cobre usados son específicos de cada muestra, no nos dicen nada de las características que identifican al cobre, son propiedades extensivas, o específicas.

A veces la composición de una materia no basta para conocer sus propiedades. Es necesario, además, conocer el estado de agregación o la forma cristalina en que se encuentra esa sustancia. Así, el carbono, si se encuentra como diamante es muy duro, mal conductor de la electricidad, etc., y si se encuentra como grafito es blando, buen conductor, etc.

## 68.3. Aplicaciones

El conocimiento de las propiedades intensivas y extensivas de los diferentes materiales puede tener muchas y diversas aplicaciones. Algunas de las propiedades intensivas, como la densidad, punto de fusión y ebullición y otras características se usan, normalmente para identificar la clase de materia de la que están hechos los cuerpos, pues estas propiedades son únicas y diferentes para cada clase de materia. Dada la enorme cantidad de materiales diferentes que se conocen, es probable que varios materiales tengan alguna propiedad intensiva común, pero es altamente improbable que todas ellas coincidan para dos diferentes materiales, es por ello que estos diferentes valores pueden ser usados para diferenciar e identificar las distintas sustancias.

Imaginemos, por ejemplo, un líquido incoloro, muy semejante a otro. Quizás, el valor de la densidad que podamos determinar, experimentalmente, sea igual para ambos, dentro del error normal de la medida, la densidad no nos serviría distinguirlos. Pero es muy improbable que ambos tengan el mismo punto de ebullición y el mismo índice de refracción, por ejemplo, por lo que en conjunto: densidad, punto de ebullición e índice de refracción nos permitiría identificar a cada uno.

Otro tipo de aplicaciones son las que hacen aptos a ciertos materiales para determinados usos tecnológicos en nuestra civilización, o lo han sido en el pasado. Si se quiere construir una broca con un

alto poder abrasivo recurriremos al conocimiento de otra propiedad intensiva, la dureza, la construiremos con diamante que es la sustancia más dura conocida. Si queremos transportar corriente eléctrica usaremos un material buen conductor, que tenga poca densidad (menos masa por unidad de volumen) y que sea barato, escogeremos el aluminio. Y, así, sucesivamente, podemos hacer uso de nuestros conocimientos sobre las propiedades de los sistemas materiales.

## 68.4. Comportamiento de los gases

Los gases presentan, al igual que los líquidos, un módulo de rigidez nulo, por lo que la movilidad de las moléculas que los integran es mucho mayor que la que pueda darse en un cuerpo sólido. En los gases la expansión es continua hasta que se alcanza el volumen del recinto que contiene el fluido. Un vapor se define como un gas que resulta de la evaporación de un líquido o de la sublimación de un sólido. Así pues a efectos físicos no existen diferencias reales entre gases y vapores no saturados.

Dentro de ciertos límites de presión y temperatura (presiones no muy altas y temperaturas ambientales) todos los gases, sea cual sea su naturaleza, se comportan de manera semejante. Ocupan el volumen total del recipiente que los contiene, son fácilmente comprensibles y son ópticamente isótropos, es decir, sus propiedades ópticas son iguales en cualquier dirección.

Este comportamiento, que se denomina **ideal**, basado en el modelo teórico del gas ideal, que veremos más tarde, se desvía de la idealidad cuando las presiones son muy altas o las temperaturas son muy bajas, decidiéndose entonces que los gases tienen un comportamiento real. El comportamiento ideal se caracteriza por un conjunto de leyes, deducidas experimentalmente, y de forma independiente por varios investigadores. Todas esas leyes se resumen en una, conocida como función de estado o ecuación de los gases perfectos.

### 68.4.1. Ley de Boyle - Mariotte

A mediados del siglo XVII, el inglés Boyle y el francés Mariotte, de forma independiente, observaron que cuando una masa dada de gas, a temperatura constante, se sometía a diferentes presiones, el volumen del gas variaba de tal forma que se cumplía que el producto de la presión ejercida por el volumen ocupado era constante, o lo que es lo mismo, el volumen ocupado por un gas a temperatura constante es inversamente proporcional a la presión ejercida sobre el gas. Formalmente

$$P \cdot V = \text{cte.} \quad P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = P_3 \cdot V_3 = \dots$$

A partir de esta equivalencia puede analizarse el comportamiento de un gas al ejercer sobre él una compresión isotérmica. Hay que recordar que los gases reales sólo cumplen esta relación de forma aproximada y que su validez es tanto mayor cuanto menor es la magnitud de la presión ejercida

### 68.4.2. Ley de Charles-Gay Lussac

La presión de un gas es debida a los choques de las partículas que integran la masa gaseosa contra las paredes del recipiente que las contiene. Al aumentar la  $t^\circ$  se incrementa la velocidad de las moléculas y, en consecuencia, el número de choques de las mismas. Según la ley de Charles-Gay Lussac, la presión de un gas a volumen constante se encuentra en relación directa con la  $t^\circ$  absoluta del mismo:

$$\frac{P'}{P} = \frac{T'}{T}$$

siendo P y T los valores iniciales de presión y  $t^\circ$  y P' y T' los valores de dichas magnitudes alcanzados en un determinado instante. Esta relación puede hacerse extensiva a las variaciones de volumen y formularse:

$$\frac{V'}{V} = \frac{T'}{T}$$

V T

siendo V el volumen inicial y V' el alcanzado después de determinado tiempo. La primera fórmula se aplica en procesos en los que el volumen se mantienen constante (**transformaciones isócoras**), y la segunda en las transformaciones isobáricas, en las que la constancia sólo afecta a la presión.

Charles realizó el primer estudio experimental de la variación de volumen de una masa dada de gas con la variación de la temperatura si se mantenía la presión constante. Gay-Lussac, en 1802 verificó tales experimentos. La relación encontrada para tal variación viene dada, matemáticamente por:

$$V_t = V_i (1 + \alpha t); \text{ donde:}$$

$V_t$  = volumen de la cantidad fija de gas a presión constante y temperatura final t, expresada en °C.

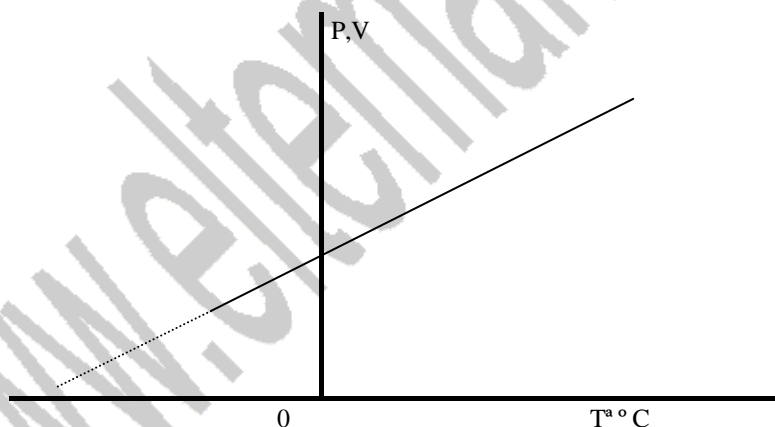
$V_i$  = Volumen del mismo gas a temperatura i inicial de trabajo.

$\alpha$  = Coeficiente de dilatación del gas, que tiene el mismo valor para todos los gases, cuyo valor es  $1/273'16$   
 t = diferencia de tª inicial (i) y final (t).

También estudiaron la variación de presión de una masa dada de gas con la temperatura manteniendo el volumen constante, encontrando que

$$P_t = P_i (1 + \beta t)$$

donde:  $P_t$  y  $P_i$  son las presiones final e inicial del sistema, y  $\beta$  el coeficiente de compresión a volumen constante, que resulta tener el mismo valor que  $\alpha$ . Gráficamente



La línea de puntos es una prolongación de la ecuación de la recta que representa la variación de la presión o el volumen con la temperatura. El trazo continuo representa el intervalo en el que la sustancia permanece en estado gaseoso, ya que por debajo de una cierta tª, la de ebullición del líquido, el gas licúa y se convierte en líquido, por lo que no le son aplicables las leyes de los gases. No obstante el punto de corte de la línea de puntos con el eje de tª, tendría el significado básico de ser la tª a la que todo gas tendría un volumen nulo.

Para una tª inicial  $t = 0^\circ\text{C}$ , y final t,

$$V_t = V_0 (1 + \alpha t) = V_0 \left( 1 + \frac{1}{273'16} t \right) = V_0 \frac{273'16 + t}{273'16}$$

si  $t = -273'16^\circ\text{C}$ ,  $V_t = 0$ , punto teóricamente inalcanzable. Este punto se toma como el cero de una nueva escala de tª, la escala absoluta o Kelvin, donde  $-273'16^\circ\text{C} = 0^\circ\text{K}$ , y su relación con la centígrada es:  
 $^\circ\text{K} = t + 273'16$

la ecuación de Charles-Gay Lussac queda ahora  $V_t = V_0 \frac{^{\circ}\text{K}}{273'16}$ , y  $V_t = \text{cte} \times T$

### 68.4.3. Ley de los gases perfectos

Con arreglo a la Ley de Boyle:  $V = \frac{\text{cte}_1}{P}$ . De acuerdo con la de Charles - Gay Lussac:  $V = \text{cte}_2 \cdot T$ , lo que nos permite escribir:

$V = \text{cte}_3 \cdot \frac{T}{P}$ , es decir:  $\frac{P \cdot V}{T} = \text{cte}$ , si consideramos varios estados del gas

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{P_3 V_3}{T_3} = \dots = \text{cte}$$

Ecuación que se conoce como **ecuación de estado de los gases perfectos**. De la ecuación anterior, se deduce que el valor de la cte de la ecuación, es independiente de P, V y T, en tanto satisfaga las condiciones iniciales. Si éstas varían, obtendríamos un nuevo valor de la constante de la ecuación.

Es conveniente fijar unas condiciones que sirvan de patrón, calcular el valor de la cte para tales condiciones y utilizar el valor en los cálculos posteriores. Como condición de referencia (**condiciones normales**), se toma  $T = 0^{\circ}\text{C} = 273'16^{\circ}\text{K}$ , presión de 1 atmósfera y el volumen molar (el ocupado por un mol de gas bajo condiciones normales), que es de 22'4 litros. El valor de la cte será:

$$\text{cte} = R = \frac{P V}{T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22'4 \text{ l/mol}}{273'16^{\circ}\text{K}} = 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{x litro}}{^{\circ}\text{K} \times \text{mol}}$$

Al transformar las correspondientes unidades pueden hallarse también los siguientes valores:

$$R = 62.396 \text{ mm. Hg /cm}^2; R = 1'98 \text{ cal /}^{\circ}\text{K mol}; R = 8'314 \text{ Joule /}^{\circ}\text{K}$$

Para el caso que consideremos n moles, la ecuación de estado de un gas ideal toma la forma:

$$P V = n R T \text{ conocida como la } \textbf{ecuación de Clapeyron}.$$

### 68.4.4. Ley de Dalton

Si en un recipiente introducimos una serie de gases: a, b, c,..., cada uno de ellos ejerce sobre las paredes del recipiente que los contiene una presión, independiente de la que ejercen otros gases; es la **presión parcial del gas**. Aplicando la ecuación de Clapeyron a los distintos gases, tendremos:

$$P_a \cdot V = n_a \cdot R \cdot T; P_b \cdot V = n_b \cdot R \cdot T; P_c \cdot V = n_c \cdot R \cdot T; \dots; \text{sumando miembro a miembro:}$$

$$V (P_a + P_b + P_c + \dots) = R \cdot T (n_a + n_b + n_c + \dots);$$

si  $N = n_a + n_b + n_c + \dots$ , el número total de moles de todos los gases, se cumple, pues que:

$$P = (P_a + P_b + P_c + \dots)$$

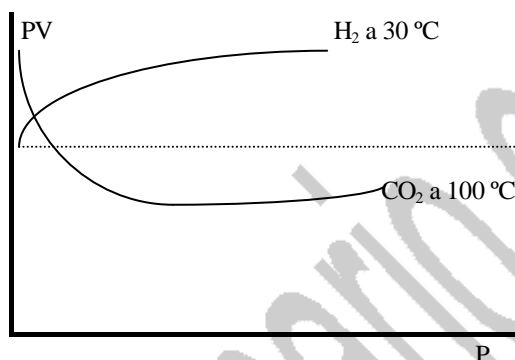
En una mezcla gaseosa, la presión total es igual a la suma de las presiones parciales de cada gas.

Podemos escribir:  $PV = nRT$ , que si la dividimos por cualquiera de los de los gases individuales, nos da:

$$\frac{VP}{VP_a} = \frac{nRT}{n_aRT} \Rightarrow \frac{P}{P_a} = \frac{n}{n_a} \Rightarrow P_a = \frac{n_a}{n} P = X_a \cdot P; X_a = \text{Fracción molar del gas}$$

de donde se deduce: " **La presión parcial de un gas de una mezcla gaseosa es igual a la fracción molar del gas por la presión total de la mezcla** ".

Las leyes enunciadas para regular el comportamiento de los gases ideales no resultan absolutamente válidas para los gases reales. Para los llamados **gases permanentes** (presentan estado gaseoso en un amplio intervalo de  $t^a$ ), al aumentar la presión, la relación PV no permanece constante. La mayor parte de los gases en primera instancia se comprimen más de lo que en teoría les corresponde y, a partir de ciertos valores de presión, la curva se hace ascendente de forma regular. Algunos gases, tales como el hidrógeno o el aire a  $t^a$  elevadas, presentan curvas ascendentes desde su principio, lo que indica que el volumen disminuye en menor medida de lo que le corresponde con arreglo a la ley de Boyle-Mariotte.



Las diferencias frente al comportamiento ideal son aún mayores en los gases no permanentes, en los cuales es necesario operar a elevadas  $t^a$  o mínimas presiones para obtener un comportamiento similar al de los gases ideales.

Van der Waals (1873) introdujo ciertas modificaciones en la ecuación general de los gases perfectos, dando lugar a la ecuación de los gases reales que lleva su nombre. Su expresión es:

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(V-b) = RT \text{ donde } a \text{ y } b \text{ son dos factores de corrección variables para cada gas.}$$

## 68.5. Estructura de la materia

Cualquier teoría que intente explicar la estructura de la materia ha de explicar, necesariamente, las leyes experimentales conocidas. No es de extrañar que la primera teoría que avanza una explicación de cómo está constituida la materia, sea la referente a la estructura y comportamiento de los gases, ya que este estado de la materia es el más simple y, además, del que se conocían más leyes experimentales perfectamente comprobadas y asumidas. La teoría cinética de los gases intentó explicar el comportamiento de los gases.

### 68.5.1. Teoría cinética de los gases

El comportamiento idéntico de todos los gases, al cumplir por igual las leyes de Boyle y de Gay-Lussac, sugiere, necesariamente, que la estructura última de todos los gases debe ser la misma. La teoría atómica de Dalton, mejorada por la hipótesis de Avogadro, lleva al concepto de molécula como la más pequeña partícula física, separada, de los gases y, por extensión de cualquier sustancia material, lo que nos induce a aceptar la **naturaleza discontinua de la materia**.

Por ser los gases muy compresibles, sus moléculas deben estar relativamente separadas, y por su propiedad de expandirse hasta un volumen prácticamente infinito, estas moléculas deben estar en movimiento incesante.



La teoría cinética de los gases descansa en los siguientes postulados:

1. Un gas está constituido por un número enorme de moléculas en incesante movimiento.
2. Si las moléculas son monoatómicas su movimiento es sólo de traslación. En caso contrario, hay que tener en cuenta las rotaciones de la molécula y las vibraciones de los átomos constituyentes.
3. La presión que ejerce el gas se debe a los choques de las moléculas de éste contra las paredes del recipiente.
4. Entre choque y choque, las moléculas tienen una trayectoria rectilínea. Su movimiento es un caótico zig-zag en todas direcciones y con todas las velocidades posibles. La distancia media entre dos choques, o recorrido libre medio, es muy pequeña.
5. Los choques de las moléculas, entre sí o con las paredes del recipiente, son totalmente elásticos.

La estructura mecánica de los gases, que se establece en los postulados, permite aplicar a las moléculas en movimiento las leyes de la dinámica y calcular el valor de la presión gaseosa:

$$F = m \cdot a = m \cdot \frac{dv}{dt} = \frac{d(mv)}{dt}$$

Recordemos que, dinámicamente, la fuerza es la medida de la variación de la cantidad de movimiento de los cuerpos. Para calcular la presión gaseosa, imaginemos el gas en un recipiente cúbico de arista (l) en el que existen (n) moléculas, cada una de masa (m) y velocidad (v). Si suponemos que las fuerzas atractivas entre moléculas no existen y que las moléculas se comportan como puntos materiales, es decir, sin volumen, el gas considerado será un gas ideal.

Consideremos una molécula moviéndose perpendicularmente contra una de las caras. Al chocar, rebota elásticamente, retrocediendo con la misma velocidad en sentido contrario, por lo que la variación en la cantidad de movimiento que experimenta la molécula es:

$$mv - (-mv) = 2mv$$

Cuando la molécula ha recorrido la distancia (l), llega a la cara opuesta, en la que realiza otro choque y así, sucesivamente. En un segundo la molécula recorre la distancia (v) y realiza (v/l) choques. En un segundo la variación de cantidad de movimiento que experimenta una molécula es:

$$d(mv) = 2mv \cdot \frac{v}{l} = \frac{2mv^2}{l}$$

que es la fuerza ejercida por la molécula en dos caras opuestas, cada una de superficie (l<sup>2</sup>). De las (n) moléculas contenidas en el recinto cúbico, podemos suponer que 1/3 se mueven de arriba-abajo, 1/3 de delante-atrás y 1/3 de derecha a izquierda, por lo que la fuerza total ejercida por el gas sobre las dos caras opuestas será:

$$F = \frac{1}{3} n \frac{2mv^2}{l} = \frac{2nmv^2}{3l}; \text{ y Presión} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Superficie (2l}^2\text{)}}$$

$$P = \frac{2nmv^2}{3l \cdot 2l^2} = \frac{nmv^2}{3V}; \quad PV = \frac{1}{3} n m v^2$$

que es la **ecuación fundamental de la teoría cinética de los gases**.



La velocidad de cada molécula varía constantemente debido a los choques. Teóricamente, puede haber moléculas con velocidad cero y con velocidad infinita, pero el número de moléculas con estas velocidades extremas es casi nulo. La función de distribución de las velocidades moleculares es una curva en campana, con una velocidad más probable si usamos la velocidad cuadrática media, o raíz cuadrada de la media de los cuadrados de las velocidades de todas las moléculas del gas

$$\vec{u} = (\sum V^2/n)^{1/2}$$

y suponemos que todas las moléculas del gas tienen esta velocidad, nos queda, para la ecuación cinética:

$$PV = \frac{1}{3} n m \vec{u}^2, \text{ o bien, } PV = \frac{2}{3} n \cdot \frac{1}{2} m \vec{u}^2, \text{ expresándola en función de la energía cinética } (\frac{1}{2} m \vec{u}^2).$$

Si consideramos un mol de gas, es decir, un número de moléculas igual al número de Avogadro ( $N_a$ ), la ecuación de los gases  $PV = RT$ , debe ser equivalente a la deducida por la ecuación cinética, por lo que se debe cumplir que:

$$\frac{1}{3} N_a m \vec{u}^2 = RT$$

una condición no buscada por la teoría cinética, pero de capital importancia, ya que nos indica que la energía cinética, y con ella la velocidad de las moléculas de un gas, es directamente proporcional a la  $t^\circ$  absoluta del gas.

Esta implicación nos sugiere que el calor no es una forma especial de la energía, sino que consiste en la energía mecánica de las moléculas. La energía cinética media de la traslación de las moléculas es directamente proporcional a la  $t^\circ$  absoluta, siendo nula en el cero absoluto.

La **constante de Boltzmann** es el valor que resulta del cociente entre la constante absoluta de los gases ( $R$ ) y el número de Avogadro ( $N_a$ ), se utiliza mucho en los cálculos referidos a masas gaseosas reales.

La estructura de los gases reales, de líquidos y sólidos, estados condensados de la materia, se puede explicar modificando ligeramente los postulados de la teoría cinética de los gases ideales. Así, si suponemos que entre las moléculas se ejercen acciones atractivas, dependientes de la naturaleza química de las sustancias de que están hechas, la fortaleza de estas interacciones provocará que la apariencia de las sustancias sea gaseosa, líquida o sólida.

Si las interacciones son muy débiles, éstas no serán suficientes para mantener a las moléculas juntas, el compuesto será un gas, pero a bajas  $t^\circ$  o a altas presiones, las moléculas no dispondrán de energía suficiente, o estarán muy próximas, desviándose su comportamiento del de un gas ideal.

Fuerzas de interacciones mayores lograrán mantener juntas moléculas, formándose líquidos o sólidos, con volumen propio, poco compresibles, ya que las moléculas no pueden aproximarse más. El paso de un estado a otro será función de la  $t^\circ$ , que incrementando la energía cinética media de las moléculas posibilitará a éstas, primero a desmoronar la red cristalina del sólido, pasando a líquido, y posteriormente, a escapar de la fase líquida, convirtiéndose en gas.

Un enfriamiento marca el proceso inverso, los gases pasan, primero a líquidos y luego a sólidos, al prevalecer las fuerzas de interacción entre moléculas sobre la energía en movimiento, conforme disminuye ésta última al ir disminuyendo la  $t^\circ$  absoluta.

### 68.5.2. Ley de la difusión de Graham

El químico escocés Thomas Graham, quien, como se verá en su momento, realizó notables avances en el estudio de los coloides y los cristaloides, formuló a mediados del siglo XIX la ley que lleva su nombre

según la cual, en idénticas condiciones de presión y  $t^{\circ}$ , las velocidades de difusión de los gases son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus respectivas densidades.

A este respecto es necesario establecer una diferencia significativa entre la **densidad absoluta** (masa de gas presente por unidad de volumen), y la **densidad relativa** (relación entre las masas de dos volúmenes iguales de gas y de aire, tomados ambos en idénticas condiciones de presión y  $t^{\circ}$ ).

La densidad presenta en los cuerpos gaseosos valores muy inferiores a los de los líquidos y los sólidos. Aunque las unidades de densidad en el S.I se expresa en  $\text{kg./m}^3$ , para los gases se conserva la utilización g/litro.

### 68.5.3. Teoría atómico-molecular

Enunciada por Dalton, en 1808, es un intento de explicar la estructura de la materia, y está basada en las leyes ponderales de la composición química. Los postulados son los siguientes:

1. Toda la materia está compuesta de partículas extraordinariamente pequeñas e indivisibles, llamadas átomos.
2. Los átomos conservan su identidad a través de todos los cambios químicos.
3. Los átomos de un elemento dado son idénticos y difieren de los átomos de los demás elementos, siendo la masa del átomo la propiedad diferencial.
4. Al combinarse átomos de diferentes elementos en una proporción fija se forman los compuestos químicos. La parte más pequeña de una combinación química que presenta las propiedades de ésta es la molécula de dicha combinación.
5. Los átomos de dos o más elementos pueden combinarse en más de una relación para formar compuestos diferentes.

El hecho de que sus átomos conserven su identidad en los cambios químicos indica que éstos sólo son reorganizaciones entre ellos, la masa debe permanecer constante (**Ley de Lavoisier de la conservación de masa**).

Al admitir que los átomos de un elemento son iguales en masa y otras propiedades, la composición en peso de cualquier muestra de un compuesto será idéntica a la de otra muestra del mismo (**Ley de Proust de las proporciones definidas**). Los postulados 4 y 5, junto con los anteriores interpretan las leyes de las **proporciones múltiples de Dalton** y de las **proporciones recíprocas de Richten**, respectivamente.

La teoría de Dalton no fue aceptada en un principio por estar en contradicción, en algunos casos, con la Ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac. La contradicción se resolvió con la hipótesis de Avogadro de que los gases elementales no estaban formados por átomos individuales, sino por moléculas, o agrupaciones atómicas de dos átomos.

La teoría de Dalton tiene una gran trascendencia conceptual, ya que al aceptar que la materia es discontinua, contrastaba con nuestra percepción sensorial de homogeneidad y continuidad de la materia. En su época supuso una revolución conceptual, no totalmente asumida, aunque sí ampliamente aplicada, debido a sus éxitos en los problemas de cálculos estequiométricos y justificación de las leyes de la combinación química.

## 68. 6. Papel de los modelos y de las teorías

La construcción de modelos o teorías juega un papel fundamental en el modo de operar de la Ciencia, tal como la concebimos. La propuesta de un modelo teórico que permita explicar aquellos fenómenos

empíricos conocidos nos provee de un soporte conceptual que permite aplicar los principios de la lógica para difundir fenómenos, en principio no previstos, o justificar otros, aparentemente no relacionados.

La aparición de fenómenos, que un modelo no puede justificar, hace entrar en crisis la Teoría, que, o es modificada para incluirlos, o es abandonada por otra que los incluya. Las nuevas teorías, además de poder justificar los hechos conocidos en el momento en que se formulan, deben poder predecir nuevos fenómenos no previstos, de ahí su papel en el avance del conocimiento y del desarrollo de la Ciencia y las Tecnologías que la aplican.

[www.eltemario.com](http://www.eltemario.com)