

TALLER Y LABORATORIO

El gas ideal y la escala absoluta de temperatura

Hay dos experimentos tradicionales del laboratorio de estudiantes que se pueden hacer en casa con unos resultados aceptables en cuanto a la precisión. Son el péndulo simple en Mecánica y la ley de los gases ideales en Termodinámica. Ambos experimentos han dado lugar a modelos físicos (el oscilador armónico y el gas ideal) cuya importancia en el desarrollo de la Física y de la Química ha sido considerable. Vamos a exponer aquí de qué manera se puede estudiar el comportamiento de un gas (el aire) mediante un experimento casero y cómo se puede determinar en la escala centígrada el valor de la temperatura correspondiente al cero absoluto.

LA LEY DE LOS GASES IDEALES

Los átomos que constituyen un gas se mueven de manera caótica. Por esta razón, el químico flamenco del siglo XVII Van Helmont propuso la palabra *gas* (del latín *chaos* y éste del griego $\chi\acute{\alpha}\omicron\zeta$) para designar lo que, hasta entonces, se denominaban vapores.

El número tan elevado de átomos que hay en un determinado volumen de gas (en torno a 10^{19} por centímetro cúbico a la presión atmosférica y a la temperatura ambiente) hace que sea imposible estudiar sus movimientos individuales. Por esta razón se introdujeron en la teoría magnitudes de tipo colectivo, como la presión o la temperatura, que permitieron estudiar las propiedades colectivas o macroscópicas del conjunto de átomos que constituyen un gas.

Los primeros experimentos importantes hechos en este campo se deben al químico francés Joseph Gay-Lussac (1778-1850) y al físico y químico angloirlandés Robert Boyle (1627-1691).

Hacia el año 1805, Gay Lussac observó que el volumen ocupado por un gas aumentaba cuando se calentaba a presión constante. La relación entre el volumen y la temperatura era lineal y se podía expresar de la siguiente manera:

$$V = V_0(1 + \alpha t)$$

donde V_0 era el volumen del gas a 0°C , t su temperatura, también en la escala centígrada, y α era una constante, la misma para todos los gases. Más tarde se vio que esta ley de la dilatación sólo se verifica de manera aproximada, tanto más exactamente cuanto la presión es más baja. Por esta razón se dice que la ley de Gay-Lussac corresponde a los *gases ideales*.

Una consecuencia inmediata que se puede sacar de este experimento es la definición de una nueva escala de temperaturas. En efecto: si en lugar de calentar el gas lo enfriamos a presión constante, el volumen que ocupa va disminuyendo paulatinamente. Como dicho volumen no puede ser negativo, habrá una temperatura que será el límite inferior para la aplicación de esta ley. El valor de esta temperatura en la escala centígrada se obtiene igualando a cero el volumen V en la ley de Gay-Lussac:

$$t_i = -\frac{1}{\alpha}$$

Tomando como origen de temperaturas esta temperatura inferior, se define una nueva escala en la que la ley de Gay-Lussac toma una forma muy simple:

$$T = t - t_i \Rightarrow \frac{V}{V_0} = \alpha T$$

El experimento de Gay-Lussac puede ser considerado como un termómetro, el *termómetro de gas ideal*.

Posteriormente, con el establecimiento de la Termodinámica, se definió la temperatura termodinámica o absoluta, que coincide con ésta que acabamos de definir. A la nueva escala se le denomina *escala kelvin*, en honor a Lord Kelvin (William Thomson), y su unidad, el grado kelvin K, coincide con el grado centígrado.

El otro gran experimento con gases ideales fue llevado a cabo por Boyle en 1661 y establece que, a temperatura constante, la presión a que está sometido un gas es inversamente proporcional al volumen que ocupa. Es decir:

$$PV = \text{constante} \quad (T = \text{constante})$$

Boyle publicó esta ley en la segunda edición de su obra "*Nuevos experimentos físico-químicos sobre el muelle del aire y sus efectos*", pero él mismo reconoció, en cartas posteriores, que ya había sido propuesta por otros dos autores británicos: Henry Power y Richard Towneley. Por otra parte, en 1676, quince años después de su publicación por Boyle, el químico francés Edme Mariotte (1620-1684) redescubrió la ley sin haber tenido noticias de los trabajos del inglés. Por esta razón es conocida popularmente como ley de Boyle-Mariotte.

A propósito de esta última ley nos podríamos preguntar lo siguiente: ¿Qué relación existe entre el valor de la temperatura, que lo mantenemos constante, y el producto de la presión por el volumen, que se conserva constante en el proceso? Para responder a esta pregunta hay que admitir, como enseña la Termodinámica, que el estado de un gas ideal queda definido si se conocen su presión P , su volumen V y su temperatura T . Es decir, tenemos que admitir que entre estas tres magnitudes existe una relación tal que, conocidas dos de ellas, la tercera queda unívocamente determinada.

Si tenemos un gas en un estado definido por la terna de valores (P_1 , V_1 , T_1) y lo hacemos pasar al estado (P , V , T), en primer lugar, calentándolo a presión constante hasta que alcance la temperatura absoluta T y se expanda hasta ocupar el volumen V' (experimento de Gay-Lussac) y, en segundo lugar, comprimiéndolo a temperatura constante hasta reducirlo al volumen V al alcanzar la presión P (experimento de Boyle), se demuestra fácilmente que los estados inicial y final verifican la siguiente relación:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_1 V_1}{T_1} = \text{constante}$$

que es la ley (o ecuación general) de los gases ideales.

DETERMINACIÓN EXPERIMENTAL DEL VALOR DEL CERO ABSOLUTO DE TEMPERATURAS EN LA ESCALA CENTÍGRADA

Utilizando la ley de los gases ideales, vamos a desarrollar un experimento casero en el que vamos a determinar el valor T_0 que corresponde al origen de la escala centígrada expresado en grados kelvin. Este valor cambiado de signo será el que corresponde al cero absoluto de temperaturas en la escala centígrada.

El experimento consiste en lo siguiente. Con un bote de refresco de aluminio vacío construimos un recinto cerrado¹ (ver Figura 1).

La parte superior del bote está cerrada por una tapa de plástico duro, pegada a él con araldite, u otro pegamento, de manera que la unión pueda ser sellada herméticamente. Dos tubos de plástico flexible y transparente conectan el recinto interior con la atmósfera exterior. En uno de ellos (el más largo, que está dispuesto en forma de U y sujeto a una escala

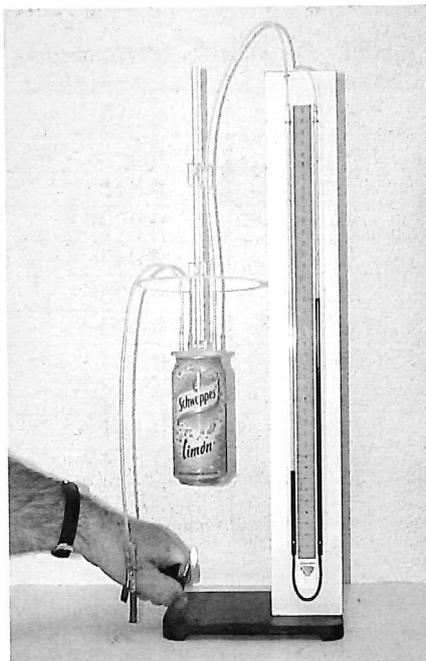


Figura 1

milimetrada) se vierte agua ligeramente coloreada. Cuando el otro tubo se encuentra estirado, comunicando el interior del bote con el exterior, el agua alcanza la misma altura en las dos ramas del tubo en U. Si se cierra la comunicación, doblando el tubo pequeño y sujetándolo bien con una pinza, el aire encerrado en el bote queda aislado del exterior. Si ahora lo calentamos o lo enfriamos, el agua del tubo en U se desplaza, provocando una diferencia de alturas en las dos ramas que nos permite determinar el exceso o el defecto de presión en el bote introducido por el calentamiento o el enfriamiento.

Por ejemplo, si acercamos un mechero de encender cigarrillos hasta unos centímetros de la base inferior del bote (ver Figuras 1 y 2), observamos que el agua asciende rápidamente en la rama derecha del tubo tanto como descende en la izquierda hasta provocar una diferencia de altura h de unos pocos centímetros. La sobrepresión ΔP introducida es muy pequeña, pero detectable:

$$\Delta P = \rho g h$$

donde ρ es la densidad del agua y g la aceleración de la gravedad. Para 10 cm de altura, la presión resultante es de 980 Pa, o lo que es lo mismo, de un centésimo de atmósfera. Se trata, pues, de un barómetro muy sensible,

que puede llegar a medir diferencias de presión de diezmilésimas de atmósfera (un milímetro en diferencia en la altura del agua en las ramas).

Para realizar nuestro experimento, colocamos el bote en una vasija suficientemente grande (una cacerola, por ejemplo) y lo sujetamos bien al fondo de la misma, tomando la precaución de que el tubo en U con su escala correspondiente queden fuera de la vasija.

Con la pinza quitada para que exista comunicación entre el interior del bote y la atmósfera, vertemos agua templada (a unos 35°C) en la vasija hasta que cubra completamente el bote de aluminio. El nivel del agua en las dos ramas del barómetro será el mismo, ya que la presión en el interior es igual que en el exterior al estar abierta la comunicación.

Con un termómetro clínico (que puede determinar temperaturas entre 35°C y 40°C con la precisión de una décima de grado) controlamos la temperatura del agua, que es la misma que la del aire que está dentro del bote².

Nota muy importante: Para conseguir que el agua esté templada a 35°C es necesario proceder con mucha precaución por lo siguiente: Si calentamos el agua directamente, es posible que la temperatura que alcance sea superior a 40°C, en cuyo caso, al introducir el termómetro clínico en ella, la columna de mercurio ascendería rápidamente por el tubo capilar, ejercería una fortísima presión sobre su parte superior y lo haría estallar, provocando un serio accidente. Para evitarlo, el calentamiento del agua hasta alcanzar los 35°C puede hacerse de la siguiente manera: Se toma agua fría del grifo, que se encuentra a unos 15°C. Se le añade un poco de agua caliente (una décima parte de la cantidad de agua fría) y se agita bien antes de introducir el termómetro. Introducido éste, se determina la temperatura que será inferior a 35°C. Se repite esta operación y, procediendo poco a poco, se consigue evitar la catástrofe.

¹ El bote de aluminio tiene una capacidad calorífica muy pequeña, transmite bien el calor y su volumen (un tercio de litro aproximadamente) es adecuado para nuestro propósito.

² Es conveniente agitar el agua durante unos minutos para que la temperatura sea la misma en todas partes.

Cuando el agua de la vasija ha alcanzado los 35°C, se coloca la pinza en posición, cortando así la comunicación del aire del bote con el exterior. Si las operaciones han sido realizadas convenientemente, los niveles del agua en ambas ramas del tubo en U permanecerán iguales. De esta manera materializamos el estado inicial de nuestro estudio, caracterizado por la terna de valores (P_1, V_1, T_1), donde:

P_1 = Presión atmosférica del lugar

V_1 = Volumen inicial del aire encerrado en el bote

$T_1 = T_0 + t_1$, con $t_1 = 35^\circ\text{C}$

A continuación se va vertiendo agua caliente poco a poco hasta alcanzar los 40 °C, tomando las precauciones que hemos indicado más arriba.

Durante el proceso de calentamiento se observa que el agua sube en la rama de la derecha y baja en la de la izquierda, produciéndose una diferencia de altura h entre los niveles, distinta para cada temperatura t del termómetro clínico (ver Figura 2).

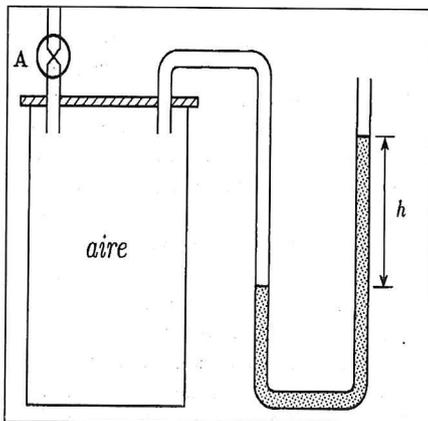


Figura 2

En la Tabla I se presenta un ejemplo de los resultados obtenidos. En el siguiente recuadro se indican los valores de los parámetros del experimento.

$V_1 = 0,358 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$
 $P_1 = 9,479 \cdot 10^4 \text{ Pa}$
 (presión en Madrid, donde se ha realizado el experimento)
 $r = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ m}$
 (radio interior del tubo flexible)

Tabla I.- Resultados experimentales

t (°C)	h (m)
35,0	0
35,5	0,015
36,0	0,029
36,5	0,044
37,0	0,058
37,5	0,070
38,0	0,084
38,5	0,095
39,0	0,104
39,5	0,115
40,0	0,125

Analicemos ahora estos resultados a la luz de la ley de los gases ideales.

En el proceso de calentamiento desde la temperatura $t_1 = 35^\circ\text{C}$ hasta la temperatura t , el aire del bote ha pasado del estado (P_1, V_1, T_1) al estado (P, V, T), donde las magnitudes correspondientes a éste último pueden expresarse de la siguiente manera:

$$P = P_1 + \rho g h$$

$$V = V_1 + \pi r^2 h/2$$

$$T = T_0 + t$$

Si aplicamos ahora la ley de los gases ideales, obtenemos la siguiente relación:

$$\frac{(P_1 + \rho g h)(V_1 + \pi r^2 h/2)}{T_0 + t} = \frac{P_1 V_1}{T_0 + t_1}$$

Al desarrollar el producto del numerador del primer miembro de la ecuación aparece un término en h^2 , que, para los valores de la diferencia de alturas en el experimento resulta ser cien veces menor que el más pequeño de los términos lineales en h . Con objeto de facilitar los cálculos, vamos a prescindir de dicho término. En estas condiciones obtenemos una relación lineal entre h y t :

$$h = A t - B$$

donde:

$$A = \frac{P_1 V_1}{(T_0 + t_1)(V_1 \rho g + P_1 \pi r^2 / 2)}$$

$$B = A t_1$$

Este resultado conduce a la obtención de una línea recta para la representación gráfica de h frente a t (ver Figura 3).

Utilizando el valor A de su pendiente (o el valor B de su ordenada en el origen) podemos determinar el valor T_0 correspondiente al origen de la escala centígrada en la escala kelvin. Haciendo un ajuste por mínimos cuadrados, obtenemos el siguiente resultado:

- $B = 0,8724 \text{ m}$
- $A = 2,505 \cdot 10^{-2} \text{ m K}^{-1}$

El cociente $B/A = t_1 = 34,8^\circ\text{C}$ es muy próximo del indicado por el termómetro clínico ($t_1 = 35^\circ\text{C}$).

Haciendo uso de los demás datos del experimento obtenemos el siguiente valor: $T_0 = 270 \text{ K}$, muy próximo del que se indica en la literatura ($T_0 = 273,16 \text{ K}$).

Los errores más importantes que intervienen en el experimento provienen de la determinación de la temperatura t con el termómetro clínico y del valor del radio r del interior del tubo de plástico.

Esto hace que el error relativo de nuestra determinación sea de $\pm 2\%$, es decir, de 6 K. Por lo tanto, el cero absoluto de temperaturas determinado en este experimento casero es

$$-270^\circ\text{C} \pm 6^\circ\text{C}$$

COMENTARIO FINAL

Los experimentos de Gay-Lussac y Boyle-Mariotte se llevan a cabo en la mayoría de los laboratorios de alumnos, tanto en Enseñanza Secundaria como Superior, y son de sobra conocidos.

Creemos, sin embargo, que el poder realizarlos en casa, con un

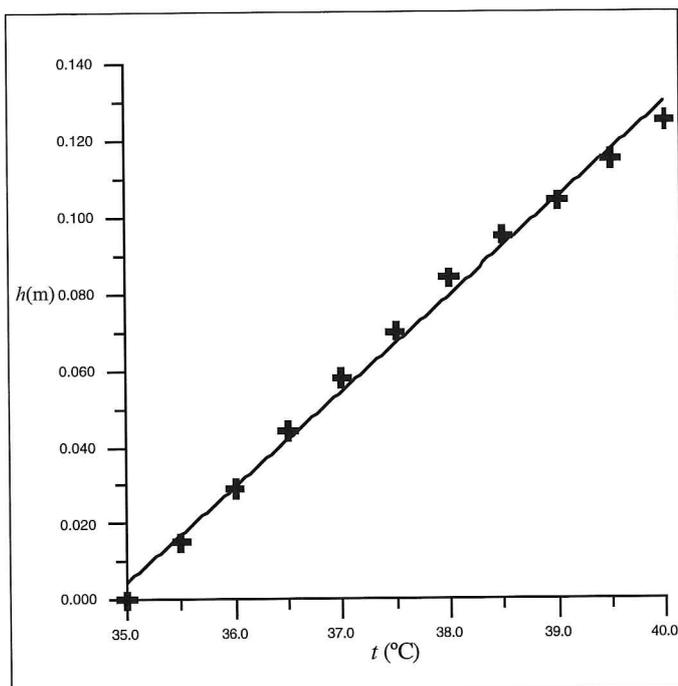


Figura 3. Gráfica de h frente a t .

grado de precisión aceptable, es un magnífico ejercicio para el estudiante. Le obliga a realizar análisis y a criticar resultados, ejercicios que influirán positivamente en su formación.

Por otra parte, nosotros concebimos el experimento casero como un pequeño trabajo de investigación en el que no se analicen solamente aspectos cualitativos, sino en el que se trate de obtener la máxima precisión en los resultados cuantitativos, utilizando para ello dispositivos de bajo coste.

Manuel Yuste Llandres
Carmen Carreras Béjar

Dpto. de Física de los Materiales

Experimento histórico: El experimento de Michelson-Morley de 1887

INTRODUCCIÓN

Desde el triunfo de la Teoría Electromagnética de Maxwell, que permitió asignar a la luz una naturaleza ondulatoria consistente, en la Física se planteó un problema muy importante: determinar la estructura del medio que, en el vacío, era el soporte de estas ondas. Se

le denominó *éter* y se dedicaron grandes esfuerzos a descubrir su estructura¹. Todos ellos fracasaron, pero del análisis de uno de estos fracasos surgió, en 1905, la Teoría de la Relatividad Especial de Albert Einstein (1879-1955), que tanta influencia ha tenido en el desarrollo posterior del pensamiento científico y en el conocimiento de la estructura del universo.

La cuestión es la siguiente. Cuando en 1725 el astrónomo inglés James Bradley (1693-1762) trataba de determinar la distancia a una estrella, se dio cuenta de que las denominadas *estrellas fijas* (estrellas muy alejadas de la Tierra, que los astrónomos tomaban como puntos de referencia para fijar sus direcciones) en realidad no parecían tales. Su posición cambiaba describiendo un pequeño círculo cuando el planeta giraba en torno al Sol. A este fenómeno se le denominó *aberración estelar* y fue interpretado más tarde por el físico francés Augustin Jean Fresnel (1788-1827) admitiendo que el éter se hallaba en reposo absoluto. Esto quería decir que la Tierra se movía respecto al éter con una determinada velocidad que, para un primer análisis, supusieron que era su velocidad de traslación alrededor del Sol.

En 1879, el físico escocés James Clerk Maxwell (1831-1879), poco antes de su muerte, sugirió que el movimiento de la Tierra respecto al éter podía ponerse en evidencia mediante procedimientos interferométricos. El físico estadounidense Albert Abraham Michelson (1852-1931) se puso a la tarea utilizando para ello el interferómetro de su invención. En un primer intento no pudo constatar movimiento alguno de la Tierra respecto al éter, pero el físico teórico holandés Hendrik Antoon Lorentz (1853-1928) criticó este resultado aduciendo que el cálculo realizado por Michelson respecto al desfase de las ondas en el interferómetro estaba equivocado. Éste último corrigió el error y, junto con Edward Williams Morley (1838-1923), proyectó y realizó un nuevo experimento en 1887, en Cleveland (Ohio), en el que se volvía a encontrar un resultado negativo, pero esta vez con mayor seguridad. El experimento se hizo famoso y ha pasado a la Historia como uno de los experimentos clásicos en los que el ingenio resolvió de manera elegante los problemas prácticos. Veamos cómo lo hicieron.

EL INTERFERÓMETRO DE MICHELSON

El interferómetro de Michelson viene esquematizado en la Figura 1.

Un rayo de luz procedente de la fuente L incide en el punto O sobre una lámina semitransparente S, que lo divide en dos rayos de igual intensidad: el rayo n.º 1, que atraviesa la lámina, y el rayo n.º 2 que se refleja en ella.

¹ Incluso el químico ruso Dimitri Ivánovich Mendeléiev (1834-1907) propuso un lugar para el elemento éter en su sistema periódico.