

MEDICIONES

Las mediciones que hacen los químicos se utilizan a menudo en cálculos para obtener otras cantidades relacionadas. Existen diferentes instrumentos que permiten medir las propiedades de una sustancia; con la cinta métrica se miden longitudes, mientras que con la bureta, la pipeta, la probeta graduada y el matraz volumétrico se miden volúmenes (figura 1), con la balanza se mide la masa y con el termómetro la temperatura. Estos instrumentos permiten hacer mediciones de propiedades macroscópicas, es decir, que pueden ser determinadas directamente. Las propiedades microscópicas, a escala atómica o molecular, se deben determinar por un método indirecto.

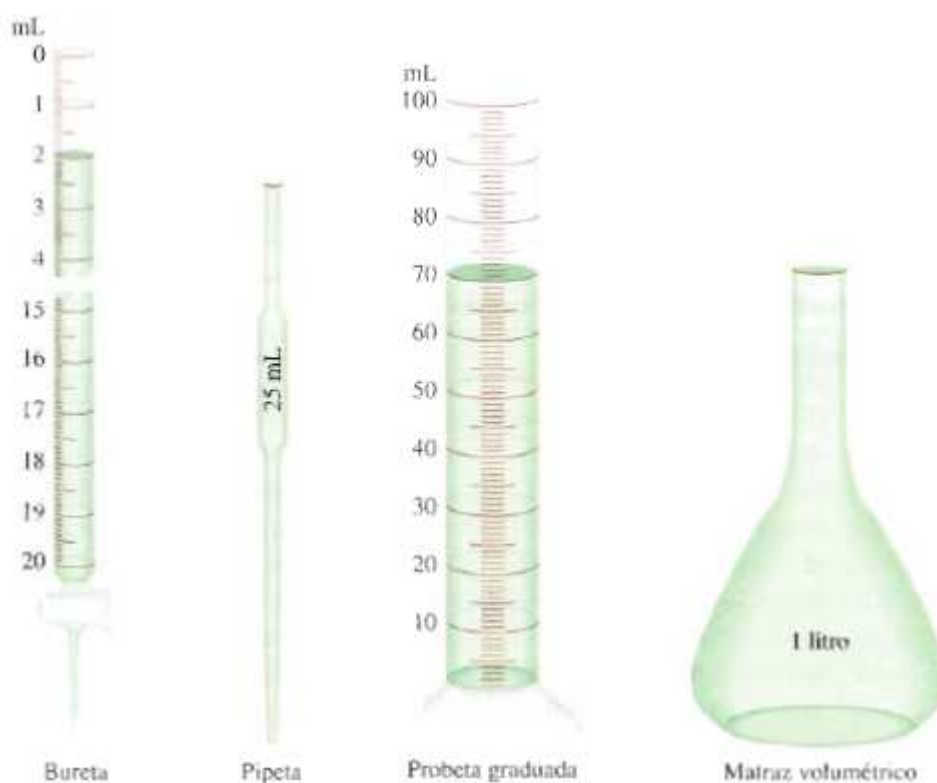


Fig. 1

Una cantidad medida suele escribirse como un número con una unidad apropiada. Así, decir que la distancia en automóvil entre Nueva York y San Francisco por cierta carretera es 5 166 no tiene significado. Se debe especificar que la distancia es de 5 166 kilómetros. Lo mismo es válido en la química; las unidades son indispensables para expresar en forma correcta las mediciones.

Unidades del SI

Durante muchos años los científicos expresaron las mediciones en *unidades métricas*, relacionadas entre sí decimalmente; es decir, en potencias de 10. Sin embargo, en 1960, la Conferencia General de Pesas y Medidas, que es la autoridad internacional del sistema de unidades, propuso un sistema métrico revisado y actualizado, al que denominó *Sistema Internacional de Unidades* (abreviado *SI*, del francés *Système Internationale d'Unités*). En la tabla 1.2 se muestran las siete unidades SI fundamentales; las demás unidades de medición se pueden derivar de estas unidades. Como las unidades métricas, las unidades SI cambian en forma decimal por medio de una serie de prefijos, como se muestra en la tabla 1.3. En este texto se utilizarán tanto las unidades métricas como las unidades SI.

Las mediciones que se utilizan con frecuencia en el estudio de la química son tiempo, masa, volumen, densidad y temperatura.

Masa y peso

Los términos "masa" y "peso" a menudo se usan en forma equivalente, sin embargo, estrictamente hablando, son cantidades distintas. La *masa* es una medida de la cantidad de materia en un objeto, mientras que el *peso*, desde el punto de vista técnico, es la *fuerza que ejerce la gravedad sobre el objeto*. Una manzana que cae de un árbol es atraída por la gravedad de la Tierra. La masa de la manzana es constante y no depende de

Tabla 1.2 Unidades SI básicas

Cantidad fundamental	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Corriente eléctrica	ampere	A
Temperatura	kelvín	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

Prefijo	Símbolo	Significado	Ejemplo
Tera-	T	1 000 000 000 000, o 10^{12}	1 terámetro (Tm) = 1×10^{12} m
Giga-	G	1 000 000 000, o 10^9	1 gigámetro (Gm) = 1×10^9 m
Mega-	M	1 000 000, o 10^6	1 megámetro (Mm) = 1×10^6 m
Kilo-	k	1 000, o 10^3	1 kilómetro (km) = 1×10^3 m
Deci-	d	1/10, o 10^{-1}	1 decímetro (dm) = 0.1 m
Centi-	c	1/100, o 10^{-2}	1 centímetro (cm) = 0.01 m
Mili-	m	1/1 000, o 10^{-3}	1 milímetro (mm) = 0.001 m
Micro-	μ	1/1 000 000, o 10^{-6}	1 micrómetro (μ m) = 1×10^{-6} m
Nano-	n	1/1 000 000 000, o 10^{-9}	1 nanómetro (nm) = 1×10^{-9} m
Pico-	p	1/1 000 000 000 000, o 10^{-12}	1 picómetro (pm) = 1×10^{-12} m

su posición, lo que sí sucede con su peso. Por ejemplo, en la superficie de la Luna, la manzana pesaría sólo una sexta parte de lo que pesa en la Tierra; esto se debe a que la gravedad en la Luna es de sólo un sexta parte de la gravedad de la Tierra. La menor gravedad de la Luna permite que los astronautas salten sin dificultad en su superficie a pesar del voluminoso traje y equipo. Los químicos están interesados principalmente en la masa, que puede determinarse con una balanza; extrañamente, al proceso de medición de la masa se le denomina *pesada*.

La unidad SI fundamental de masa es el *kilogramo* (kg), pero en la química, es más conveniente usar una unidad más pequeña, *el gramo* (g):

$$1 \text{ kg} = 1\,000 \text{ g} = 1 \times 10^3 \text{ g}$$

Volumen

La unidad SI de longitud es el *metro* (m) y la unidad de volumen derivada del SI es el *metro cúbico* (m³). Sin embargo, es común que los químicos trabajen con volúmenes mucho menores, como son el centímetro cúbico (cm³) y el decímetro cúbico (dm³):

$$1 \text{ cm}^3 = (1 \times 10^{-2} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = (1 \times 10^{-1} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Otra unidad común de volumen es el *litro* (L). Un **litro** se define como *el volumen que ocupa un decímetro cúbico*. El volumen de un litro es igual a 1 000 mililitros (mL) o 1 000 cm³:

$$\begin{aligned} 1 \text{ L} &= 1\,000 \text{ mL} \\ &= 1\,000 \text{ cm}^3 \\ &= 1 \text{ dm}^3 \end{aligned}$$

y un mililitro es igual a un centímetro cúbico:

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

En la figura 1.9 se comparan los tamaños relativos de dos volúmenes. Aunque el litro no es una unidad del SI, los volúmenes normalmente se expresan en litros y en mililitros.

Densidad

La ecuación para densidad es

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

o

$$d = \frac{m}{V}$$

donde d , m y V significan densidad, masa y volumen, respectivamente. Como la densidad es una propiedad intensiva y no depende de la cantidad de masa presente, para un material dado, la relación de masa a volumen siempre es la misma; en otras palabras, V aumenta conforme aumenta m .

La unidad derivada del SI para la densidad es kilogramo por metro cúbico (kg/m^3). Esta unidad es demasiado grande para la mayoría de las aplicaciones en química; por lo que la unidad gramos por centímetro cúbico (g/cm^3) y su equivalente (g/mL), se utilizan más a menudo para expresar las densidades de sólidos y líquidos. Como las densidades de los gases son muy bajas, para ello se emplea la unidad de gramos por litro (g/L):

$$1 \text{ g/cm}^3 = 1 \text{ g/mL} = 1\,000 \text{ kg/m}^3$$
$$1 \text{ g/L} = 0.001 \text{ g/mL}$$

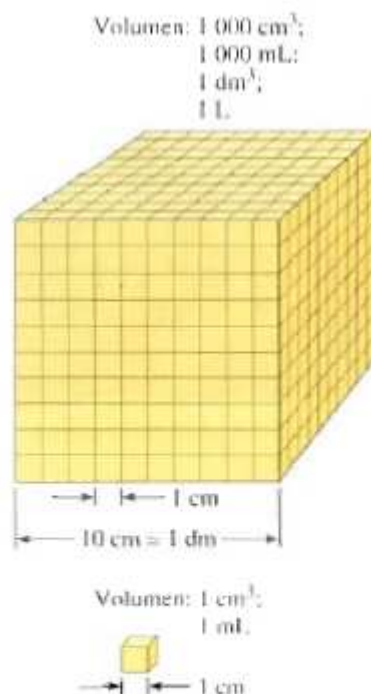


FIGURA 1.9 Comparación de dos volúmenes, 1 mL y 1 000 mL.

Los ejemplos 1.1 y 1.2 muestran cálculos de densidad. Una observación importante es que para la resolución de problemas, es de utilidad hacerse las siguientes preguntas con respecto a la interpretación de la respuesta de un problema numérico: 1) ¿Son correctas las unidades? 2) ¿El resultado tiene el número de cifras significativas adecuado? (El tema sobre cifras significativas se estudiará en la sección 1.8.) 3) ¿Es razonable el resultado? Por lo general se subestima la pregunta 3, pero es muy importante. La química es una ciencia experimental y las respuestas deben tener sentido en términos de especies reales en el mundo real. Si se ha abordado el problema de manera incorrecta o se tiene un error de cálculo, con frecuencia resulta obvio cuando se observa que el resultado es demasiado grande o demasiado pequeño para la cantidad que se utilizó de materia prima.

Escalas de temperatura

Actualmente se utilizan tres escalas de temperatura. Sus unidades son °F (grados Fahrenheit), °C (grados Celsius) y K (kelvin). En la escala Fahrenheit, que es la más

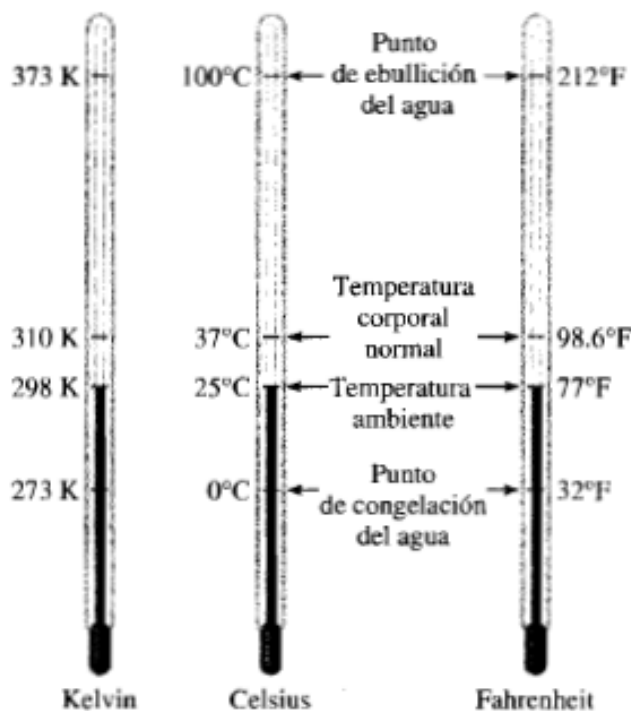


FIGURA 1.10 Comparación de las tres escalas de temperatura: Celsius, Fahrenheit y absoluta (Kelvin). Note que hay 100 divisiones, o 100 grados entre el punto de congelación y el punto de ebullición del agua en la escala Celsius, y hay 180 divisiones, o 180 grados, entre las mismas dos temperaturas límite de la escala Fahrenheit.

utilizada en Estados Unidos fuera del laboratorio, se definen los puntos de congelación y de ebullición normales del agua en 32 y 212°F, respectivamente. La escala Celsius divide en 100 grados el intervalo comprendido entre el punto de congelación (0°C) y el punto de ebullición del agua (100°C). Como se muestra en la tabla 1.2, el *kelvin es la unidad fundamental SI de la temperatura*; es la escala de temperatura *absoluta*. El término temperatura absoluta significa que el cero en la escala Kelvin, denotado por 0 K, es la temperatura teórica más baja que puede obtenerse. Por otro lado, 0°C y 0°F se basan en el comportamiento de una sustancia elegida de manera arbitraria, el agua. En la figura 1.10 se comparan las tres escalas de temperatura.

El tamaño de un grado en la escala Fahrenheit es de sólo 100/180, o sea, 5/9 de un grado en la escala Celsius. Para convertir grados Fahrenheit a grados Celsius, se escribe

$$?^{\circ}\text{C} = ({}^{\circ}\text{F} - 32^{\circ}\text{F}) \times \frac{5^{\circ}\text{C}}{9^{\circ}\text{F}} \quad (1.2)$$

Para convertir grados Celsius a grados Fahrenheit se utiliza la siguiente ecuación

$$?^{\circ}\text{F} = \frac{9^{\circ}\text{F}}{5^{\circ}\text{C}} \times ({}^{\circ}\text{C}) + 32^{\circ}\text{F} \quad (1.3)$$

Tanto la escala Celsius como la Kelvin tienen unidades de igual magnitud; es decir, un grado Celsius equivale a un grado kelvin. Los datos experimentales han demostrado que el cero absoluto en la escala Kelvin equivale a -273.15°C en la escala Celsius. Entonces, para convertir grados Celsius a grados kelvin se utiliza la siguiente ecuación:

$$? \text{ K} = ({}^{\circ}\text{C} + 273.15^{\circ}\text{C}) \frac{1 \text{ K}}{1^{\circ}\text{C}} \quad (1.4)$$

A menudo será necesario hacer conversiones entre grados Celsius y grados Fahrenheit, y entre grados Celsius y kelvin. Estas conversiones se ilustran con el siguiente ejemplo.

En la sección de la Química en acción de la página 19 se demuestra la importancia de ser cuidadoso con las unidades en los trabajos científicos.

Ejercicios

- 1- **Ejemplo 1.1** El oro es un metal precioso químicamente inerte. Se utiliza principalmente en joyería, para piezas dentales y en aparatos electrónicos. Un lingote de oro con una masa de 301 g tiene un volumen de 15.6 cm³. Calcule la densidad del oro.
- 2- **Ejercicio** Una pieza de platino metálico con una densidad de 21.5 g/cm³ tiene un volumen de 4.49 cm³. ¿Cuál es su masa?
- 3- **Ejemplo 1.2** La densidad del etanol, un líquido incoloro conocido comúnmente como alcohol de grano, es 0.798 g/mL. Calcule la masa de 17.4 mL del líquido.
- 4- **Ejercicio** La densidad del ácido sulfúrico del acumulador de automóvil es 1.41 g/mL. Calcule la masa de 242 mL del líquido.
- 5- **Ejercicio** Convertir a) 327.5°C (el punto de fusión del plomo) a grados Fahrenheit; b) 172.9°F (el punto de ebullición del etanol) a grados Celsius, y c) 77 K, el punto de ebullición del nitrógeno líquido, a grados Celsius.
- 6- **Ejemplo 1.3** a) La soldadura es una aleación formada por estaño y plomo que se utiliza en los circuitos electrónicos. Una cierta soldadura tiene un punto de fusión de 224°C. ¿Cuál es el punto de fusión en grados Fahrenheit? b) El helio tiene el punto de ebullición más bajo de todos los elementos, -452°F. Convierta esta temperatura a grados Celsius. c) El mercurio es el único metal que existe en forma líquida a temperatura ambiente y se funde a -38.9°C. Convierta este punto de fusión a kelvin.
- 7- **Ejercicio:** El bromo es un líquido café rojizo. Calcule su densidad (en g/ml) si 586g de la sustancia ocupan 188ml.
- 8- **Ejercicio:** el mercurio es el único metal líquido a la temperatura ambiente. Su densidad es de 13.6 g/ml. ¿Cuántos gramos de mercurio ocuparán un volumen de 95,8 ml?
- 9- **Ejercicio:** convierta las siguientes temperaturas a grados Celsius:
 - a) 95 °F, la temperatura en el campo en un día caluroso de verano:
 - b) 12 °F, la temperatura en el campo en un día frío de invierno:
 - c) El animal posee una temperatura de 102°F;
 - d) Una máquina que opera a 1582°F
- 10- **Ejercicio:** normalmente el cuerpo humano puede soportar una temperatura de 105°F por cortos periodos sin sufrir daños permanentes en el cerebro y otros órganos vitales. ¿Cuál es esta temperatura en grados Celsius?
- 11- **Ejercicio:** el etilén glicol es un compuesto orgánico líquido que se utiliza como anticongelante en los radiadores de los automóviles. Se congela a -11,5°C. Calcule su temperatura de congelación en grados Fahrenheit.

12-**Ejercicio:** convierta las siguientes temperaturas a grados Celsius:

- a) 77 K, el punto de ebullición del nitrógeno líquido,
- b) 4.2 K, el punto de ebullición del helio líquido,
- c) 601 K, el punto de fusión del plomo.