

UNIVERSIDAD NACIONAL DEL LITORAL
Secretaría Académica
Dirección de Articulación, Ingreso y Permanencia
Año 2015



Química

Conceptos fundamentales

Anexo

Daniel Alsina / Edgardo Cagnola / René Güemes / Juan Carlos Nosedá / Héctor Odetti
Colaboradores: Andrea Pacífico / Liliana Zimmermann / Ema Cano de Candioti

Medidas y unidades

Las propiedades de una sustancia se pueden expresar de una manera “*cuantitativa*”, puramente descriptiva, o “*cuantitativa*”, producto de observaciones que implican efectuar mediciones y presentar el resultado mediante datos numéricos.

Por ejemplo, se puede decir que una chapa está compuesta por aleación de cinc (Zn) y cobre (Cu), y ésta es una información cualitativa. En cambio, se está dando una información cuantitativa cuando se especifica la composición de dicha aleación, informando que es 75 % de Zn y 25 % de Cu.

En Química es usual medir la masa (m), el volumen (V) y la temperatura (T).

- La masa de una muestra es la medida de la cantidad de materia que contiene.
- El volumen de una muestra es la cantidad de espacio que ocupa.
- La temperatura de una muestra indica el nivel térmico que ha logrado, y esto nos permite predecir hasta qué punto la muestra está más o menos caliente.

También debe medirse el *tiempo* (t) cuando interesa conocer el lapso necesario para que cambien las propiedades o la composición de una muestra.

Como ya habíamos indicado, es importante distinguir entre *masa* y *peso* de una muestra. El peso es la fuerza gravitatoria que actúa sobre la muestra. Por ello, un astronauta tiene la misma masa (está constituido por la misma cantidad de materia) en la Tierra, la Luna y el espacio, mientras que el peso es diferente en cada uno de estos lugares debido a que la aceleración de la gravedad es distinta.

El sistema internacional de unidades

Una propiedad de una muestra se mide comparándola con una *unidad* estándar o patrón de dicha propiedad, definida en reuniones internacionales.

Los científicos consideran que el *sistema métrico* de unidades es muy conveniente. Se introdujo dicho sistema inmediatamente después de la Revolución Francesa, cuando con el fervor revolucionario propio de la época, los franceses eliminaron a sus anteriores dirigentes y asimismo a las viejas unidades de medida. El sistema métrico original incluía lo que ahora se denominan *unidades básicas*. A partir de estas unidades pueden construirse todas las demás.

Ellas incluyen: masa, longitud, tiempo y temperatura. Posteriormente se incorporaron otras unidades básicas necesarias para efectuar mediciones eléctricas.

En conjunto, la colección completa de reglas, símbolos y definiciones actualmente recibe la denominación de *Sistema Internacional de Unidades (SI)*. Este sistema presenta la ventaja de que permite uniformar universalmente las unidades. Consta de un conjunto de siete *unidades básicas* o fundamentales, a las que se agregan dos unidades suplementarias, y una serie de *unidades derivadas*.

Unidades básicas

Las unidades básicas o fundamentales del SI se muestran en la *Tabla A-1*

Tabla A-1 Unidades básicas del Sistema Internacional

Magnitud	Unidad	Símbolo de la unidad
Masa	Kilogramo	kg
Longitud	Metro	m
Tiempo	Segundo	s
Temperatura Termodinámica	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	Mol	mol
Intensidad de corriente	Amperio o ampere	A
Intensidad luminosa	Candela	cd

Se consideran como unidades suplementarias de las básicas: el *radián* (rad) como unidad de *ángulo plano*, y el *esterorradián* (sr) como unidad de *ángulo sólido*.

Masa

La unidad de masa es el *kilogramo* (kg); se entiende por *un kilogramo* (1 kg) la masa de cierto bloque de platino que se conserva en la Oficina Internacional de Pesas y Medidas de Sévres, Francia. En la Figura A1.1 se muestra la representación de esa unidad de masa. Por comodidad, se han definido múltiplos y submúltiplos de esta unidad. Así por ejemplo, las muestras de laboratorio suelen ser pequeñas y sus masas pueden ser de milésimas a diezmilésimas de kilogramo. Como es más fácil utilizar una unidad que se ajuste al objeto que se mide, se han definido unidades menores de masa. Una de éstas es el *gramo* (g), que es exactamente una milésima de kilogramo:

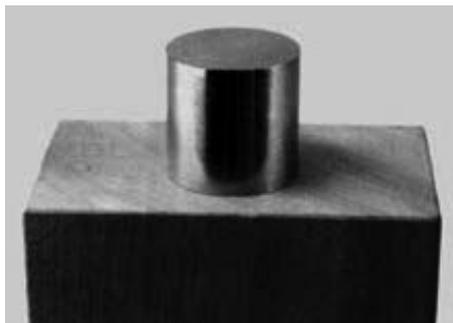


Figura A-1 Bloque de Pt de 1 kg

$$1 \text{ kg} = 1,0 \cdot 10^3 \text{ g} \quad \text{o bien} \quad 1 \text{ g} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$$

Una unidad de masa todavía menor es el *miligramo* (mg), que se define de la manera siguiente:

$$1 \text{ mg} = 0,001\text{g} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

El "SI" dispone de prefijos como *kilo-* y *mili-* que pueden aplicarse a cualquier unidad. Cada uno de estos prefijos multiplica a su unidad por una potencia de 10. Los prefijos más importantes están indicados en la Tabla A-2.

En esta tabla las potencias de diez se expresan mediante la *notación científica*. Según esta notación, $1 \cdot 10^2$ corresponde a $10 \times 10 = 100$, y $1 \cdot 10^{-2}$ equivale a $1/(10 \times 10) = 1/100 = 0,01$.

Tabla A-2 Prefijos del SI

	Factor	Prefijo	Símbolo
Múltiplos	$1.0 \cdot 10^3$ (mil)	kilo	k
	$1.0 \cdot 10^6$ (millón)	mega	M
	$1.0 \cdot 10^9$ (mil millones)	giga	G
	$1.0 \cdot 10^{12}$ (billón)	tera	T
	$1.0 \cdot 10^{15}$ (mil billones)	peta	P
	$1.0 \cdot 10^{18}$ (trillón)	exa	E
	$1.0 \cdot 10^{21}$ (mil trillones)	zetta	Z
	$1.0 \cdot 10^{24}$ (cuatrillón)	yotta	Y
Submúltiplos	$1.0 \cdot 10^{-1}$	deci	d
	$1.0 \cdot 10^{-2}$	centi	c
	$1.0 \cdot 10^{-3}$	mili	m
	$1.0 \cdot 10^{-6}$ millonésima	micro	μ
	$1.0 \cdot 10^{-9}$ milmillonésima	nano	n
	$1.0 \cdot 10^{-12}$ billonésima	pico	p
	$1.0 \cdot 10^{-15}$ milbillonésima	femto	f
	$1.0 \cdot 10^{-18}$ trillonésima	atto	a
	$1.0 \cdot 10^{-21}$ miltrillonésima	zepta	z
	$1.0 \cdot 10^{-24}$ cuatrillonésima	yocta	y

Longitud

Las unidades se definen a partir de una norma prototipo. La primera unidad del metro se definió como la diezmillonésima ($1/10.000.000$) parte del cuadrante del meridiano terrestre que pasa por París. Para ello se fabricó una barra de platino y posteriormente platino-iridio con la máxima precisión, para utilizarlo como metro patrón (ver Figura A-2). Se eligió esta aleación debido a su gran resistencia a la corrosión y baja sensibilidad a los cambios de temperatura.

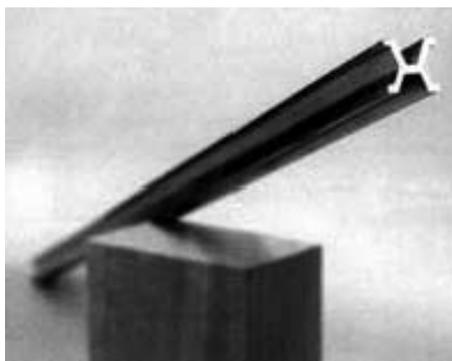


Figura A-2 Patrón de longitud de Pt-Ir

Este nuevo modelo recibió el nombre de "*metro patrón internacional*" y se conserva en la bóveda de dicha Oficina Internacional de Pesas y Medidas en Sévres.

En 1960 se redefinió el metro (m) como:

1.650.763,73 veces la longitud de onda de la luz de color rojo anaranjado que emite el gas $^{86}_{36}\text{Kr}$ cuando pasa a través de él una corriente eléctrica en determinadas condiciones.

Este metro patrón resulta práctico e invariable y permite mediciones con una precisión de una cienmillonésima de metro. A partir de 1983, se acepta definirlo como "la distancia recorrida por la luz en el vacío en 1/299,792,458 segundos".

El metro se usa para medir longitudes. Por ejemplo, la mayoría de las personas tiene una altura comprendida entre 1,5 y 2,0 m.

Las muestras de laboratorio tienen dimensiones mucho menores que 1,0 m. Su dimensión habitual es de 0,01 m. Por tanto, una unidad más conveniente para el trabajo de laboratorio es el centímetro:

$$1 \text{ m} = 100 \text{ cm}$$

Tiempo

En el SI la unidad de tiempo es el *segundo* (s). El origen de este término es el siguiente: la hora se dividió primero en partes *diminutas* denominadas *minutos* y a continuación se dividió, en esta ocasión por *segunda* vez, en *segundos*.

Al principio se definió el segundo como 1/86.400 de la duración del día. Sin embargo, la velocidad de rotación de la Tierra no es constante; en consecuencia, los segundos eran algo más largos algunos días y algo más cortos otros días.

Actualmente, se define el segundo como: *el tiempo que dura 9.192.631.770 oscilaciones de las ondas de luz emitidas por átomos de $^{133}_{55}\text{Cs}$* . Se eligió este número de oscilaciones para que el lapso de tiempo se aproximara al máximo al segundo en uso.

Temperatura Termodinámica

Esta magnitud se utiliza en Química por cuanto afecta las propiedades de las sustancias, como ser el estado físico y la capacidad de experimentar cambios químicos. Con frecuencia las temperaturas se expresan en la *escala Celsius*, denominada así en homenaje a Anders Celsius, el astrónomo sueco del siglo XVIII que la concibió. En la escala Celsius (que también se denomina *escala centígrada* aunque este uso no está recomendado), el agua congela a 0 °C (*cero grados Celsius*) e hierve a 100 °C.

En el Sistema Internacional las temperaturas se expresan en la *escala Kelvin* llamada así en homenaje a Lord Kelvin, que la creó en 1848. En el SI la unidad de temperatura termodinámica se denomina *kelvin* (K). El kelvin tiene la misma dimensión que el grado Celsius, por lo que ambas son centígradas, de manera que hay 100 kelvin entre los puntos de congelación y de ebullición del agua. En la mayoría de los casos, resulta válida la aproximación 0 K = - 273 °C. La relación exacta entre las escalas de temperatura Kelvin y Celsius es:

$$T \text{ (K)} = 273,15 + t \text{ (}^\circ\text{C)}$$

Esta es la ecuación de una línea recta con una ordenada al origen igual a 273,15 y una pendiente igual a la unidad. En la escala Kelvin el agua hierve a 373 K a una presión normal de 101,3 kPa.

Kelvin eligió el valor $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$ como punto de partida de su escala, en parte porque el volumen de un gas disminuye a medida que se enfría y los experimentos sugerían que el volumen de cualquier muestra de gas alcanza el valor cero a $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$. Puesto que el volumen nunca puede ser negativo, $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$ es el *cero absoluto* de temperatura, la temperatura más baja posible. El uso de una escala con valor cero correspondiente a este punto tiene sentido para los trabajos científicos, aun cuando dé lugar a ciertos números poco familiares para las temperaturas comunes, por ejemplo para el agua: 273 K para el punto de congelación y 373 K para el punto de ebullición normal. Las temperaturas expresadas en la escala Kelvin se simbolizan con la letra *T*. Ambas escalas se comparan en la Figura A-3.

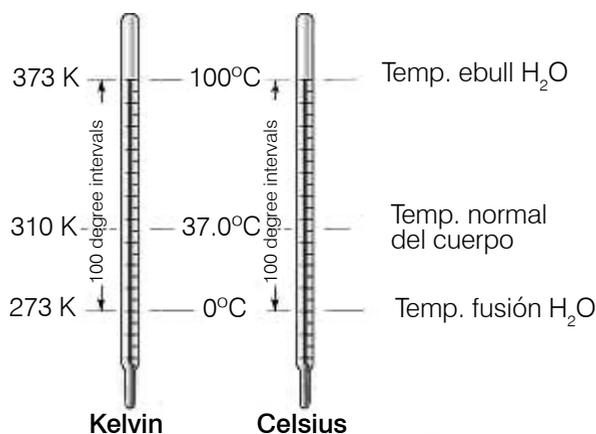


Figura A-3. Comparación de las escalas Celsius y Kelvin

Cantidad de sustancia

La unidad de cantidad de sustancia es el *mol*, de mucho uso en Química; su definición y utilidad se desarrollaron en el Capítulo 5.

Unidades derivadas

Recordemos que como unidad de longitud hemos definido el metro, por lo tanto todas las medidas estarán expresadas en metros. Esto implica que podemos calcular el volumen de un cubo con lados de 1 m de longitud, como:

$$V = 1\text{ m} \times 1\text{ m} \times 1\text{ m} = 1\text{ m}^3$$

Esta unidad de volumen, el *metro cúbico* (m^3) constituye un ejemplo de *unidad derivada*, que es una combinación de unidades básicas. Es una unidad de volumen muy grande para las muestras que suelen utilizarse en el laboratorio. Con frecuencia conviene usar una unidad más pequeña cuyo volumen es el correspondiente a un cubo con lados de 1 cm de longitud:

$$V = 1 \text{ cm} \times 1 \text{ cm} \times 1 \text{ cm} = 1 \text{ cm}^3$$

El *centímetro cúbico* (cm^3) es una unidad conveniente para pequeños volúmenes, pero puede ser demasiado pequeña para describir los volúmenes de líquidos y gases que se usan en el laboratorio o en la vida diaria.

El *litro*, que es una unidad de capacidad, puede correlacionarse con las unidades de volumen, a través de la siguiente relación que las vincula:

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3 = 1 \text{ dm}^3$$

El litro no es una unidad del SI, pero es aceptada por éste.

Los prefijos del SI pueden aplicarse al litro y para los químicos resulta muy útil el *mililitro* (mL):

$$1 \text{ mL} = 1 / 1.000 \text{ L} = 1,0 \cdot 10^{-3}$$

Sin embargo, muchas propiedades se miden por combinación de distintos tipos de unidades. Un ejemplo de ello es la *densidad* (d), que se define como la relación entre la masa y el volumen del cuerpo o de la sustancia:

$$d = \text{masa} / \text{volumen} = m / V$$

Las sustancias de mayor densidad tales como el plomo poseen mayor cantidad de materia en un cierto volumen que las sustancias de menor densidad, como el aluminio.

Se puede obtener la unidad de densidad si se piensa en una muestra de unidad de masa (por conveniencia, 1 g) que ocupa una unidad de volumen (1 cm^3); en consecuencia:

$$d = 1 \text{ g} / 1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

Por tanto, la unidad derivada de densidad es el *gramo por centímetro cúbico* (g / cm^3). En la práctica puede observarse que la masa de un bloque de hierro de 2 cm^3 es 16 g. Entonces, la densidad es:

$$d = 16 \text{ g} / 2,0 \text{ cm}^3 = 8,0 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

En el caso de líquidos, es usual utilizar como unidad de densidad el *gramo por mililitro* (g/mL). Por ejemplo, la densidad del agua a 25 °C es 1,0 g/mL. Por otra parte, en el caso de gases una unidad conveniente de densidad es el *gramo por litro* (g/L). La densidad del aire al nivel del mar y a 25 °C es 1,2 g/L, unas mil veces menor que la del agua. El aire es una forma de la materia mucho menos *densa* que el agua.

En la Tabla A-3 se presentan algunas unidades derivadas del SI.

Tabla A-3 Unidades derivadas del SI

Magnitud	Fórmula	Unidades
Volumen	lado x lado x lado	m ³
Velocidad	distancia/tiempo	m.s ⁻¹
Aceleración	velocidad/tiempo	m.s ⁻²
Fuerza	masa x aceleración	Newton N = kg.m.s ⁻²
Presión	fuerza/superficie	N . m ⁻² = kg.m ⁻¹ .s ⁻²
Densidad	masa/volumen	kg . m ⁻³
Energía, Trabajo	Fuerza x distancia	Joule J = N .m = kg.m ² .s ⁻²

Bibliografía

- Atkins, Peter W.** *Química General*. Omega SA, 1992.
- Bottani, E.** [et ál.]. *Química General*. Centro de Publicaciones, Universidad Nacional del Litoral, 2001.
- Brescia, Frank** [et ál.]. *Fundamentos de Química*. Continental S, 1975.
- Brown, Theodore** [et ál.]. *Química, la ciencia central*. 5ta edición. Prentice-Hall Hispanoamericana SA, 1993.
- Chang, Raymond.** *Química*. 7ma edición. McGraw Hill, 2002.
- Chemical Education Material Study** (editor: George Pimentel). *Química, una ciencia experimental*. Reverté, 1966.
- Moledo, L., Rudelli, M.** *Dioses y demonios en el átomo. De los rayos X a la bomba atómica*. Sudamericana, 1996.
- Parry, Robert** [et ál.]. *Química*. Reverté SA, 1973.
- Whitten, Kenneth** [et ál.]. *Química General*. 5ta edición. McGraw Hill, 1998.