



## UNIDAD N° 1: FUNDAMENTOS DE LA QUÍMICA

La química es el estudio de la materia y los cambios que ocurren en ella. Es frecuente que se la considere como la ciencia central, ya que los conocimientos básicos de química son indispensables para los estudiantes de biología, física, geología, ecología y muchas otras disciplinas. De hecho, la química es parte central de nuestro estilo de vida.

Cuando cocinamos, somos un químico en acción, gracias a la experiencia desarrollada ahí, sabemos que el agua y el aceite no se mezclan y que, si se deja hervir el agua por varios minutos, llega un momento en que se evapora por completo. También aplicamos los principios de química cuando usamos bicarbonato de sodio en la elaboración de pan, una olla presión para abreviar los tiempos de cocción; o ponemos limón sobre frutas para evitar que se pongan oscuras. Continuamente observamos esos cambios sin pensar en su naturaleza química; por lo tanto, ese es, justamente, el propósito de esta cátedra.

### MATERIA

La materia es todo lo que ocupa espacio y tiene masa. La materia incluye todo lo que se puede ver y tocar, como es el agua y la tierra; y todo lo que no se puede ver ni tocar, como el aire. Teniendo en cuenta esto, el universo está formado por materia.

Los químicos distinguen varios subtipos de materia con base en su composición y propiedades, los mismos son:

#### **1. Sustancia:**

Es una forma de materia que tiene una composición definida (constante) y propiedades distintivas. Son ejemplo de ella el agua, amoníaco, azúcar, oro y oxígeno, entre otras. Las sustancias difieren entre sí por su composición y se pueden identificar según su aspecto, color, sabor y otras propiedades.

##### **a. Elemento:**

Es una sustancia que no se puede separar en otras más sencillas por medios químicos. Hasta la fecha se han identificado 117 elementos, la mayoría de ellos se encuentran de manera natural en la Tierra; otros se han obtenido por medios científicos. Todos ellos se encuentran en la Tabla Periódica.

##### **b. Compuestos:**

Es una sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones fijas. Por tal motivo, por medios químicos es la única forma de obtener los componentes puros iniciales. Ejemplo de ellos son: el agua, amoníaco, bicarbonato de sodio, cloruro de sodio, entre otros.

#### **2. Mezcla:**

Es una combinación de dos o más sustancias en la que éstas conservan sus propiedades. Son ejemplos de ella el aire, las bebidas gaseosas, la leche y el cemento. Las mezclas no poseen composición constante.

##### **a. Mezclas homogéneas**

La composición de la misma es uniforme, por ejemplo, cuando se disuelve una cucharada de azúcar en agua. Se observa una única fase.

### b. Mezclas heterogéneas:

La composición de la misma no es uniforme, y, por lo tanto, se puede observar en ella distintas fases. Ejemplos de ella surgen de, mezclar arena con virutas de hierro, mezclar agua y aceite, entre otros.

Cualquier mezcla, sea homogénea o heterogénea, se puede formar y luego separar por métodos físicos en sus componentes puros sin cambiar la identidad de ellos, lo que implica que, se vuelven a obtener los componentes con la misma composición y propiedades que al principio.

Todo lo explicado anteriormente, se resume en la figura 1.

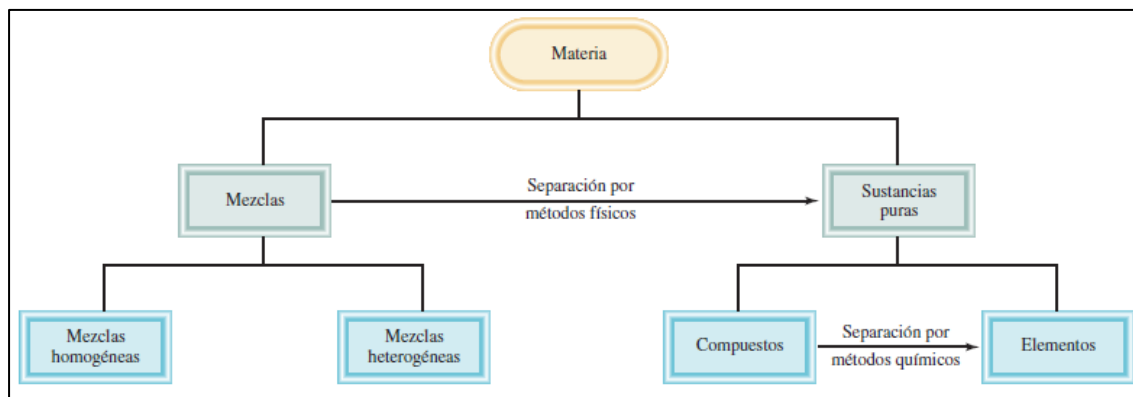


Figura 1: Clasificación de la materia.

Fuente: Química, R. Chang. 10° Edición.

## ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

En química se observa que cualquier sustancia, o mezcla, puede obtenerse en distintos estados o fases, denominados estados de agregación, en relación con las fuerzas de unión de las partículas. Estos estados son: sólido, líquido y gaseoso. Como se muestra en la figura 2, los gases difieren de los líquidos y sólidos en la distancia que media entre las moléculas. En un sólido, las moléculas se mantienen juntas de manera ordenada, con escasa libertad de movimiento. Mientras que, las moléculas en un líquido, están cerca unas de otras, sin que se mantengan en posición rígida, por lo que pueden moverse. Finalmente, en un gas, las moléculas están separadas entre sí por distancias grandes en comparación al tamaño de las moléculas que participan.

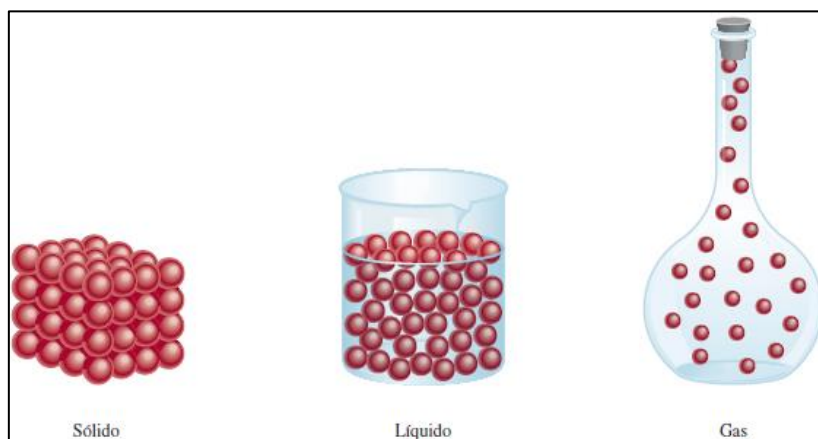


Figura 2: Estado de agregación de la materia.

Fuente: Química, R. Chang. 10° Edición.

Todas las sustancias pueden pasar de un estado a otro, sin que varíe su composición; estos cambios se basan directamente en cambios de presión y temperaturas. Al calentar un sólido, se funde y se transforma en un líquido; la temperatura a la que ocurre este fenómeno se llama Punto de Fusión. Si se sigue calentando, el líquido se transforma en un gas, en el Punto de Ebullición.

Si, en cambio, se comienza a enfriar el gas, hace que el mismo se condense en la forma de líquido, cuando esa temperatura es igual al Punto de Condensación. Al enfriar adicionalmente ese líquido, en el Punto de congelación, el líquido se solidifica.

También, las sustancias pueden pasar del estado sólido al gaseoso, saltando el estado líquido; y viceversa. La primera transformación se denomina sublimación, mientras que el segundo, sublimación inversa.

Todo lo explicado se resume en la Figura 3.

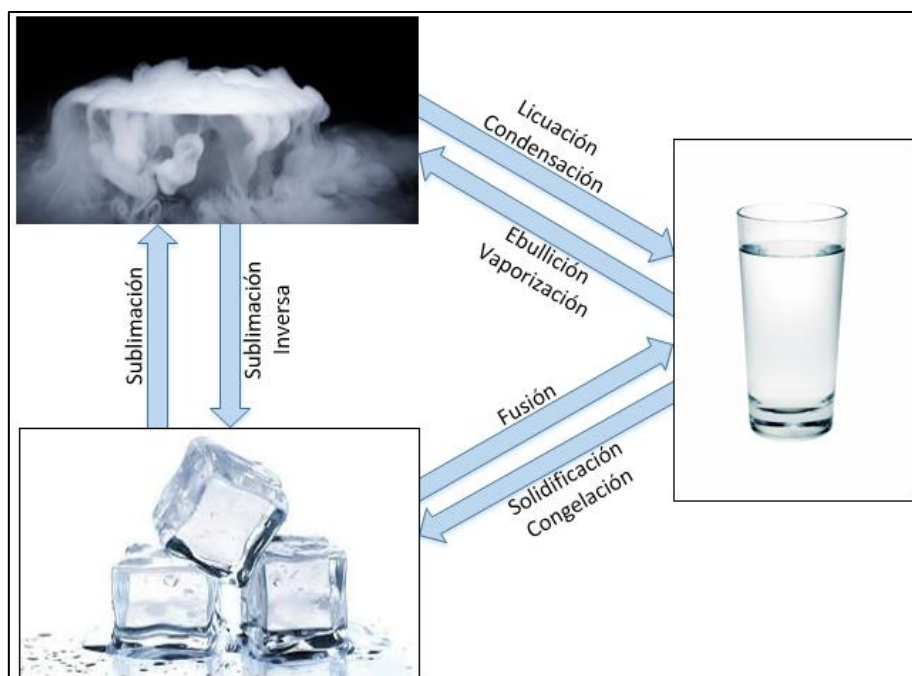


Figura 3: Cambios de estados de la materia.

A continuación, se van a describir cada uno de los estados de agregación:

### 1. Sólido:

Los sólidos se caracterizan porque oponen resistencia a cambios de formas y volúmenes, sus partículas se encuentran juntas y correctamente ordenadas. Las moléculas de un sólido tienen una gran cohesión y adoptan formas bien definidas.

### 2. Líquido:

La principal característica de un líquido es su capacidad de fluir y adaptarse a la forma de un recipiente que lo contiene. Aún existe cierta unión entre los átomos del cuerpo, aunque mucho menos intensa que en los sólidos.



### **3. Gaseoso:**

Bajo ciertas condiciones de temperatura y presión, sus moléculas interactúan solo débilmente entre sí, sin formar enlaces moleculares, adoptando la forma y el volumen del recipiente que las contiene y tendiendo a separarse, esto es, expandirse, todo lo posible por su alta energía cinética. Son fluidos altamente compresibles, que experimentan grandes cambios de densidad con la presión y la temperatura. Las moléculas casi no son atraídas unas por otras, por lo que se mueven en el vacío a gran velocidad y muy separadas entre sí.

## **ENERGIA**

La energía es la capacidad de un sistema para realizar trabajo en forma de movimiento, luz, calor, etc. Así, un cuerpo caliente tiene más energía que un cuerpo frío, y puestos en contacto, el calor fluye del cuerpo frío hacia el caliente.

Pero, generalizando, la energía se manifiesta de diferentes maneras, recibiendo así diferentes denominaciones según las acciones y los cambios que puede provocar.

### **1. Energía mecánica:**

Es aquella relacionada tanto con la posición como con el movimiento de los cuerpos y, por tanto, involucra a la energía cinética (es la que se manifiesta cuando los cuerpos se mueven) y a la energía potencial (es la que hace referencia a la posición que ocupa una masa en el espacio).

### **2. Energía interna:**

Es aquella que se manifiesta a partir de la temperatura de un cuerpo; cuanto más caliente esté, más energía tendrá.

### **3. Energía eléctrica:**

Es aquella relacionada con la corriente eléctrica que se transfiere entre dos puntos que tienen una diferencia de potencial y se conectan a través de un conductor eléctrico.

### **4. Energía térmica:**

Se asocia con la cantidad de energía que pasa de un cuerpo caliente a otro más frío, manifestándose mediante el calor.

### **5. Energía electromagnética:**

Esta relacionada a las ondas magnéticas que se propagan a través del espacio y se trasladan a la velocidad de la luz. Estas ondas se generan por el movimiento de partículas eléctricas y magnéticas moviéndose y oscilando a la vez.

### **6. Energía química:**

Es aquella que se manifiesta en determinadas reacciones químicas en las que se forman o rompen enlaces químicos. El carbón, el gas natural o el funcionamiento de las baterías son algunos ejemplos del uso de esta energía

### **7. Energía nuclear:**

Es la que se genera al interactuar los átomos entre sí.

En los procesos químicos es frecuente el intercambio de calor. Muchas reacciones químicas desprenden calor y se denominan exotérmicas. En cambio, en otros procesos se absorbe calor del entorno, y se llaman endotérmicos.

## **Propiedades de la energía**

La energía tiene cuatro propiedades básicas:



Se transforma: la energía no se crea, sino que se transforma y es durante esta transformación cuando se manifiestan las diferentes formas de energía vistas.

Se conserva: al final de cualquier proceso de transformación energética nunca puede haber más o menos energía que la que había al principio, siempre se mantiene, nunca se destruye.

Se transfiere: la energía pasa de un cuerpo a otro en forma de calor, ondas o trabajo.

Se degrada: solo una parte de la energía transformada es capaz de producir trabajo y la otra se pierde en forma de calor o ruido.

### CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS

Los cambios físicos son el tipo de transformaciones de la materia que altera su estado, pero nunca su composición o naturaleza. Es decir, se trata de aquellos tránsitos entre una forma y otra de la materia, sin que se produzca una alteración química significativa, es decir, sin que un tipo de materia se convierta en otra mediante algún tipo de reacción química.

Como su nombre indica, los cambios físicos son fruto de un método físico, que suele consistir en la modificación de la energía, presión u otras variables en las que la materia se encuentra; e implican alteraciones en algunas de las propiedades físicas de ella. Por lo general son reversibles.

Algunos ejemplos de cambios físicos son:

- Evaporación de líquidos.
- Condensación de gases.
- Solidificación de líquidos.
- Disoluciones de sólidos en líquidos.
- Magnetización de metales.
- Deformación
- Movimiento

A diferencia de los cambios físicos, los cambios químicos sí implican una reacción en la materia y por lo tanto la alteración de su naturaleza. Estos procesos suelen ser irreversibles y consumir o liberar energía, ya que en el proceso una o varias sustancias químicas se convierten en otras, recombinando sus átomos de una manera siempre específica.

Los cambios químicos no responden a métodos físicos, y por eso no podemos separar los componentes de un compuesto químico mediante cambios físicos: si hervimos agua, el vapor resultante seguirá constituido por oxígeno e hidrógeno; mientras que si hacemos reaccionar agua con trióxido de azufre ( $\text{SO}_3$ ) obtendremos ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), un compuesto totalmente diferente.

Algunos ejemplos de cambios químicos son:

- Combustión
- Síntesis
- Oxidación de metales
- Formación de sales
- Fermentación alcohólica
- Saponificación de gases
- Explosión de una dinamita



## PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS

La forma de identificar, distinguir y diferenciar las sustancias es por medio de las propiedades y su composición.

### **1. Propiedades físicas:**

Se pueden medir y observar sin que se modifique la composición o identidad de las sustancias. Por ejemplo, para medir el punto de fusión del hielo es necesario calentar un bloque de hielo y registrar la temperatura en la que se convierte en agua; el agua difiere del hielo sólo en su aspecto y no en su composición, de modo que el punto de fusión de una sustancia es una propiedad física. Algunas de estas son:

- Textura
- Elasticidad
- Punto de fusión
- Punto de ebullición
- Fragilidad
- Dureza
- Conductibilidad
- Ductilidad
- Temperatura
- Solubilidad

### **2. Propiedades químicas:**

Se pueden medir y observar si ocurre un cambio químico. Por ejemplo, se puede conocer el poder calorífico de cierta sustancia, si se la hace reaccionar con otra. Después del cambio provocado para la medición de la propiedad, desaparece la sustancia química original; y es imposible recuperarla de forma sencilla como sucede con las propiedades físicas. Algunas de estas son:

- pH
- Estado de oxidación
- Poder calorífico
- Estabilidad química
- Alcalinidad
- Corrosividad
- Inflamabilidad
- Reactividad
- Combustión
- Potencial de ionización

A su vez, todas las propiedades mensurables de la materia, corresponden a una de dos categorías adicionales, las cuales se presenta a continuación.

### **1. Propiedades extensivas**

El valor medido de una propiedad extensiva, depende de la cantidad de materia que se considere. Por ejemplo, la masa, es la cantidad de materia en una muestra dada de una sustancia, es una propiedad extensiva. El volumen, también es un ejemplo de estas. Los valores de una misma propiedad extensiva pueden sumarse, por ejemplo, dos monedas de cobre tienen la misma masa combinada que la suma de cada moneda. Otros ejemplos son:

- Longitud
- Masa
- Volumen
- Capacidad calorífica
- Número de moléculas
- Energía potencial

### **2. Propiedades intensivas:**

El valor medido de una propiedad intensiva no depende de cuánta materia se considere. Por ejemplo, la densidad de una sustancia, que se define como la masa de un objeto dividida entre su volumen, es una propiedad intensiva. Además, a diferencia de las propiedades extensivas, éstas no son aditivas. Otros ejemplos son:

- Volumen específico
- Densidad



- Color
- Sabor
- Concentración
- Elasticidad
- Tensión superficial
- Índice de refracción
- Temperatura
- Comprensibilidad

## MEDICIÓN

Los químicos frecuentemente realizan mediciones que usan en cálculos para obtener otras cantidades relacionadas. Los diferentes instrumentos permiten medir las propiedades de una sustancia, con una cinta métrica se mide la longitud, con una bureta, pipeta, probeta o matraz, el volumen; con una balanza, la masa; y con el termómetro la temperatura. Estos instrumentos proporcionan mediciones de propiedades macroscópicas que pueden determinarse directamente; en cambio, las propiedades microscópicas, en la escala atómica o molecular, pueden determinarse por métodos indirectos.

### Unidades del Sistema Internacional (SI)

Una cantidad medida siempre debe describirse como un número con una unidad apropiada, sino la misma no tendría sentido. Actualmente, para acompañar las magnitudes medidas se utiliza, en casi todos los países del mundo, el Sistema Internacional de Unidades (SI).

El mismo está constituido por siete unidades básicas, que se sintetizan en la Tabla 1; además de muchas unidades derivadas de las cuales veintidós tienen nombres especiales, prefijos para denotar múltiplos y submúltiplos de las unidades, como se muestra en la Tabla 2; y reglas para escribir el valor de las magnitudes.

Tabla 1: Unidades básicas del SI		
Cantidad medida	Nombre de unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Corriente eléctrica	amperio	A
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

Fuente: Química, R. Chang. 10° Edición.

Tabla 2: Prefijos usados con las unidades del SI			
Prefijo	Símbolo	Significado	Ejemplo
tera-	T	1.000.000.000.000, o $10^{12}$	1 terámetro (Tm) = $1 \times 10^{12}$ m
giga-	G	1.000.000.000, o $10^9$	1 gigámetro (Gm) = $1 \times 10^9$ m
mega-	M	1.000.000, o $10^6$	1 megámetro (Mm) = $1 \times 10^6$ m
kilo-	k	1.000, o $10^3$	1 kilómetro (km) = $1 \times 10^3$ 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-	$\mu$	1/1.000.000, o $10^{-6}$	1 micrómetro ( $\mu$ m) = $1 \times 10^{-6}$ m



nano-	n	1/1.000.000.000, o $10^{-9}$	1 nanómetro (nm) = $1 \times 10^{-9}$ m
pico-	p	1/1.000.000.000.000, o $10^{-12}$	1 picómetro (pm) = $1 \times 10^{-12}$ m

Fuente: Química, R. Chang. 10° Edición.

A continuación, se hace hincapié en aquellas cantidades que se miden con mayor periodicidad.

### Masa

La masa es una medición de la cantidad de materia de un objeto, y puede determinarse fácilmente con una balanza, el proceso de medir la masa se denomina pesada. La unidad básica de masa del SI es el kilogramo (kg), aunque en 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

El volumen es la medición de la cantidad de espacio que ocupa un cuerpo, y surge de medir todas las dimensiones del mismo. La unidad de longitud del SI es el metro (m) y la unidad derivada del SI para el volumen es el metro cúbico ( $m^3$ ) y el decímetro cúbico.

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

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

Otra unidad de volumen muy usada es el litro (L). Un litro es el volumen que ocupa un decímetro cúbico. Un volumen de un litro es igual a 1000 mililitros (mL).

$$1 \text{ L} = 1.000 \text{ mL}$$

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

$$1 \text{ L} = 1.000 \text{ cm}^3$$

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

### Densidad

Es la relación entre la masa y el volumen que ocupa una sustancia, la ecuación para conocer la densidad es:

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

$$d = \frac{m}{V} \quad \text{Ec. 1}$$

Donde d, m y V denotan densidad, masa y volumen, respectivamente. La densidad es una propiedad intensiva y no depende de la cantidad de masa presente, por lo que la proporción de masa sobre volumen permanece sin cambio para un material dado.

La unidad derivada del SI para la densidad es el kilogramo por metro cúbico ( $\text{kg}/\text{m}^3$ ). Esta unidad resulta demasiado grande para muchas aplicaciones químicas. En consecuencia, los gramos por centímetro cúbico ( $\text{g}/\text{cm}^3$ ) y su equivalente de gramos por mililitro ( $\text{g}/\text{mL}$ ) se usan más frecuentemente.

$$1 \text{ g}/\text{cm}^3 = 1 \text{ g}/\text{mL} = 1.000 \text{ kg}/\text{m}^3$$



$$1 \text{ g/L} = 0,001 \text{ g/mL}$$

## Temperatura

La temperatura es una medida del calor o energía térmica de las partículas en una sustancia y se determina utilizando un termómetro. La unidad básica de temperatura del SI es el kelvin (K), se trata de una escala de temperatura absoluta. Por absoluta se entiende que el 0 de la escala Kelvin, denotado como 0 K, es la temperatura más baja que puede alcanzarse. En cambio, el 0 en escalas como Fahrenheit o Celsius, se basan en el comportamiento de una sustancia elegida arbitrariamente.

A continuación, se presentan las ecuaciones para convertir grados Fahrenheit a grados Celsius, de grados Celsius a grados Fahrenheit, y de grados Kelvin a Celsius:

$$?^{\circ}\text{C} = \frac{5^{\circ}\text{C}}{9^{\circ}\text{F}} \times (?^{\circ}\text{F} - 32^{\circ}\text{F}) \quad \text{Ec. 2}$$

$$?^{\circ}\text{F} = \frac{9^{\circ}\text{F}}{5^{\circ}\text{C}} \times (?^{\circ}\text{C}) + 32^{\circ}\text{F} \quad \text{Ec. 3}$$

$$? \text{ K} = (?^{\circ}\text{C} + 273,15^{\circ}\text{C}) \frac{\text{K}}{1^{\circ}\text{C}} \quad \text{Ec. 4}$$

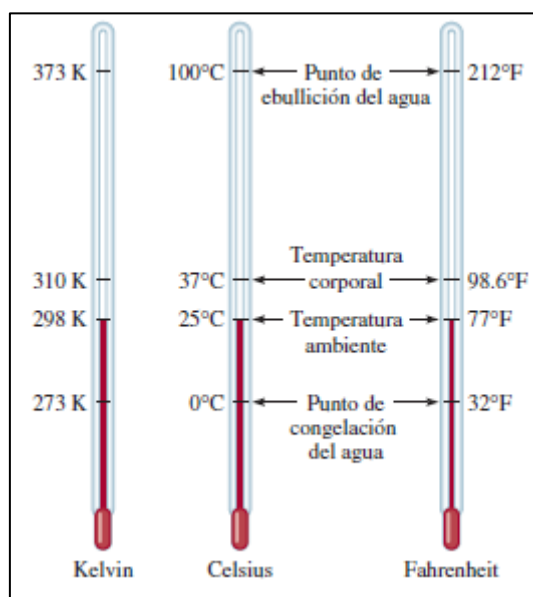


Figura 4: Comparación entre las tres escalas de temperatura.

Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

## Notación científica

Es frecuente que los químicos trabajen con cifras muy grandes o muy pequeñas; por ejemplo; en 1 g de hidrógeno elemental hay aproximadamente: 602.200.000.000.000.000.000 átomos de hidrógeno. Y cada átomo de hidrógeno tiene una masa de 0.00166 g. Claramente es muy difícil manejar y operar con estos números, por lo tanto, en tales casos se usa un sistema llamado notación científica. Sin importar la magnitud, todos los números pueden expresarse en la forma:

$$N \times 10^n$$





### **Lineamiento para el uso de cifras significativas:**

En un trabajo científico, siempre se debe tener cuidado al escribir el número adecuado de cifras significativas. Para hacerlo correctamente, se deben seguir las siguientes reglas:

1. Todo dígito que no sea cero es significativo. Ej.: 845 cm tiene 3 cifras significativas y 1.234 kg tiene 4.
2. Los ceros entre dígitos distintos de cero son significativos. Ej.: 606 m tiene 3 cifras significativas y 40.501 kg tiene 5.
3. Los ceros a la izquierda de del primer dígito distinto de cero no son significativos; sólo indican la posición del punto decimal. Ej.: 0,08 L tiene 1 cifra significativa y 0,0000349 g tiene 3.
4. Si un número es mayor que 1, todos los ceros escritos a la derecha del punto decimal cuentan como cifras significativas. Ej.: 2,0 mg tiene 2 cifras significativas, 40,062 mL tiene 5.
5. Si un número es menor que 1, son significativos sólo los ceros que están al final del número y los que están entre dígitos distintos de cero. Ej.: 0,090 kg tiene 2 cifras significativas, 0,3005 L tiene 4 y 0,00420 min tiene 3.
6. En cuanto a números que no incluyen el punto decimal, los ceros que están a la derecha, o sea, después del último dígito distinto de cero, puede ser significativo o no; depende de la incertidumbre del instrumento usado en la medición. Ej.: 400 cm, puede tener 1, 2 o 3 cifras significativas; para tales casos se debe expresar la magnitud en notación científica para evitar malas interpretaciones; lo cual se formularían como:  $4 \times 10^2$ , si tiene 1 cifra significativa;  $4,0 \times 10^2$ , para dos; o  $4,00 \times 10^2$ , para tres cifras significativas.

### **Cifras significativas en cálculos:**

1. En la adición y sustracción, la respuesta no puede tener más dígitos a la derecha del punto decimal que los presentes en el número original que menos tiene:
  - $89,332 + 1,1 = 90,432 = 90,4$
  - $2,097 - 0,12 = 1,977 = 1,98$
2. En la multiplicación y división, el número de cifras significativas en el resultado va a ser igual que el número de cifras significativas presentes en el número que tenga la menor cantidad de estas:
  - $2,8 \times 4,5039 = 12,61092 = 13$
  - $\frac{6,85}{112,04} = 0,0611388789 = 0,0611 = 6,11 \times 10^{-2}$
3. Hay que tener en cuenta que los números exactos que surgen de contar objetos, personas, etc.; poseen infinitas cifras significativas, por lo tanto, no se tienen en cuenta en las reglas anteriores, ej.: si se tienen 9 objetos de una masa de 5,0 g cada uno; se tiene una masa total de:
  - $5,0 \text{ g} \cdot 9 = 45 \text{ g}$