

UNIDAD 1. LA MATERIA

1. EL MÉTODO CIENTÍFICO.

El **método científico** es un conjunto de pasos o etapas que permite estudiar un determinado fenómeno y llegar a establecer las leyes que lo explican. Todos los científicos del mundo siguen los mismos pasos cuando tienen que investigar cualquier fenómeno. Las **etapas del método científico** son:

1. Observación. Consiste en observar detenidamente el fenómeno que se está investigando y obtener toda la información que sea posible. Este primer paso es muy importante, porque cuanto más información se tenga, más fácil resulta explicar el fenómeno.

2. Formulación de hipótesis. Una vez que se tiene el máximo de información, es el momento de buscar una explicación para el fenómeno que se está estudiando. Una hipótesis es una explicación de dicho fenómeno y que aún no ha sido comprobada (por tanto, puede ser correcta o errónea).

3. Experimentación. Es la etapa más importante del método científico y consiste en diseñar y realizar experimentos de forma cuidadosa, a fin de comprobar si las hipótesis son correctas. Si los resultados de estos experimentos están de acuerdo con las predicciones, entonces la hipótesis será válida; en caso contrario, es necesario comenzar el método científico desde el principio.

4. Elaboración de conclusiones. Una vez que se ha comprobado experimentalmente una hipótesis, se presentan las conclusiones y se formula la teoría correspondiente a tales conclusiones, que constituirá un nuevo conocimiento científico hasta que se demuestre lo contrario.

5. Publicación. Finalmente, la última fase del método científico consistirá en publicar y compartir las conclusiones obtenidas. Por un lado, esto sirve para ampliar el conocimiento de la comunidad científica en general y, por otro, para que otros científicos puedan revisar dichas conclusiones. Si al repetir los experimentos toda la comunidad científica llega a la misma conclusión, se considerará correcta. En caso contrario sería necesario revisar todo el trabajo para encontrar el fallo y poder trabajar de nuevo en la elaboración de una nueva hipótesis.

2. CONCEPTO DE FÍSICA Y QUÍMICA.

La Física y la Química son ciencias que estudian fenómenos distintos:

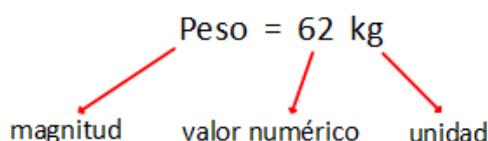
La **Física** estudia los cambios físicos, que son aquellos en los cuales las sustancias **NO** se transforman en otras sustancias distintas. [Ejemplos](#) de procesos físicos son el movimiento de un coche, una patada a un balón o la caída de un objeto.

La **Química** estudia la estructura interna de cualquier sustancia (es decir, cómo es esa sustancia por dentro) y los cambios químicos en los que la sustancia **SÍ** se transforma en otra sustancia distinta. [Ejemplos](#) de procesos químicos son cuando se quema un papel, se pudre una manzana o se oxidan las patas de hierro de un banco.

3. MEDIDA DE MAGNITUDES. SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES.

Una **magnitud** es una propiedad que puede medirse; [medir](#) una magnitud es asignar un valor a la misma, comparándola con una cantidad fija llamada [unidad](#).

[Por ejemplo](#), si decimos que la altura de una persona es de 1,65 m, estamos indicando que su altura es 1,65 veces una altura fija, a la que llamamos metro:



Observa que la medida de cualquier magnitud posee dos partes: un valor numérico y la unidad empleada. Es por ello por lo que debemos ser cuidadosos e indicar las unidades de medida de los resultados obtenidos.

El Sistema Internacional de Unidades (S.I.)

En septiembre de 1999 la NASA perdió una sonda espacial no tripulada que debía de haber colocado en órbita en el planeta Marte. Según los medios de comunicación, esto se debió a que, al realizar los cálculos, se mezclaron medidas realizadas en unidades diferentes (pulgadas y centímetros).

Para evitar confusiones como la anterior y el intercambio de datos entre científicos de distintas partes del mundo, hace tiempo que los científicos llegaron a un acuerdo sobre las unidades para medir cada magnitud: es el [Sistema Internacional de Unidades \(S.I.\)](#).

Nosotros usaremos casi siempre las unidades del S.I., aunque algunas veces usaremos otras unidades que, aunque no pertenecen al sistema internacional, son muy conocidas y se utilizan mucho en la vida cotidiana, como el litro, el km/h, el gramo, etc.

Magnitud	Unidad en el S.I.	Magnitud	Unidad en el S.I.
Longitud	metro (m)	Fuerza	newton (N)
Masa	kilogramo (kg)	Trabajo	julio (J)
Tiempo	segundo (s)	Calor	julio (J)
Superficie	metro cuadrado (m ²)	Temperatura	kelvin (K)
Volumen	metro cúbico (m ³)	Intensidad de corriente eléctrica	amperio (A)
Densidad	kg/m ³	Resistencia eléctrica	ohmio (Ω)
Velocidad	m/s	Carga eléctrica	culombio (C)
Aceleración	m/s ²	Cantidad de sustancia	mol (mol)

A pesar de que conviene utilizar el Sistema Internacional siempre que sea posible, hay muchas situaciones en las que se utilizan múltiplos y submúltiplos.

		PREFIJO	SÍMBOLO	FACTOR
MÚLTIPLOS	SISTEMA MÉTRICO DECIMAL	Tera	T	10 ¹²
		Giga	G	10 ⁹
		Mega	M	10 ⁶
		kilo	k	10 ³
		hecto	h	10 ²
		deca	da	10
SUBMÚLTIPLOS	SISTEMA MÉTRICO DECIMAL	deci	d	10 ⁻¹
		centi	c	10 ⁻²
		mili	m	10 ⁻³
		micro	μ	10 ⁻⁶
		nano	n	10 ⁻⁹
		pico	p	10 ⁻¹²

En el caso particular de las **unidades de tiempo** se suelen utilizar múltiplos que no se forman con un prefijo, sino con un nombre distinto:

$$1 \text{ minuto} = 60 \text{ segundos} \longrightarrow 1 \text{ min} = 60 \text{ s}$$

$$1 \text{ hora} = 60 \text{ minutos} = 3600 \text{ segundos} \longrightarrow 1 \text{ h} = 60 \text{ min} = 3600 \text{ s}$$

Naturalmente, en muchos casos la utilización de una unidad de medida u otra depende de lo que vayamos a medir. [Por ejemplo](#), no tiene sentido medir la longitud de una carretera en mm ni la masa de un camión en g, como tampoco lo tiene medir el grosor de la hoja de un libro en km ni la masa de un diamante en kg.

Cambios de unidades mediante factores de conversión

Los factores de conversión son [fracciones](#) que multiplican a las unidades que queremos convertir, para transformarlas en las que nos interesa. Multiplicamos por una fracción que es la relación numérica entre [la unidad inicial y la final](#). De las dos fracciones posibles, elegimos la fracción que deja la unidad que queremos eliminar en el **lado contrario** al inicial.

[Ejemplo 1](#) Pasamos 200 gramos a centigramos (200 g a cg):

$$200 \text{ g} \cdot \frac{100 \text{ cg}}{1 \text{ g}} = \frac{200 \cancel{\text{g}} \cdot 100 \text{ cg}}{1 \cancel{\text{g}}} = 20\,000 \text{ cg} = 2 \cdot 10^4 \text{ cg}$$

[Ejemplo 2](#) Pasamos 270 minutos a horas (270 min a h):

$$270 \text{ min} \cdot \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} = \frac{270 \cancel{\text{min}} \cdot 1 \text{ h}}{60 \cancel{\text{min}}} = 4,5 \text{ h}$$

[Ejemplo 3](#) Pasamos 144 kilómetros por hora a metros por segundo (144 km/h a m/s):

$$\frac{144 \text{ km}}{\text{h}} \cdot \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} = \frac{144 \cancel{\text{km}} \cdot 1000 \text{ m} \cdot 1 \cancel{\text{h}}}{\cancel{\text{h}} \cdot 1 \cancel{\text{km}} \cdot 3600 \text{ s}} = \frac{144 \cdot 1000 \cdot 1}{1 \cdot 3600} \text{ m/s} = 40 \text{ m/s}$$

4. CONCEPTO Y CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA.

La [materia](#) es todo aquello que tiene masa y que ocupa un cierto volumen en el espacio. Un trozo de materia con una forma determinada es lo que llamamos un [cuerpo](#).

La materia posee unas **propiedades generales** que la definen como materia, y que no nos permiten diferenciar unas sustancias de otras. Son la [masa](#), el [volumen](#) y la temperatura.

Para distinguir los diferentes tipos de materia, se definen las **propiedades características**: entre ellas están la [densidad](#), las temperaturas de fusión y de ebullición, la dureza, la solubilidad...

¡Recuerda!

Masa: cantidad de materia que tiene un cuerpo; se mide en kg.

Volumen: espacio que ocupa un cuerpo; se mide en m³

Densidad: relación entre la masa de una sustancia y el volumen que ocupa.

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

Sustancias puras y mezclas

La materia se puede clasificar en dos grupos: sustancias puras y mezclas

Sustancias puras: no se pueden separar en otras sustancias más simples por procedimientos físicos. Ejemplos: hierro (Fe), oxígeno (O), dióxido de carbono (CO₂), agua (H₂O), etc. A su vez, las sustancias puras pueden ser elementos o compuestos:

- **Elementos:** no se pueden descomponer en sustancias más sencillas por ningún método, ni físico ni químico. Son los elementos que aparecen en la tabla periódica. Ejemplos: oro (Au), oxígeno (O), hierro (Fe), etc.
- **Compuestos:** No se pueden descomponer en otras más sencillas por métodos físicos, pero sí por métodos químicos. Los compuestos se representan mediante fórmulas químicas. Ejemplos: agua (H₂O), dióxido de carbono (CO₂), amoníaco (NH₃), etc.

Mezclas: resultan de la combinación de varias sustancias puras que se pueden separar por procedimientos físicos. Ejemplos: el agua salada o el aceite con agua. Las mezclas, a su vez, pueden dividirse en:

- **Mezclas homogéneas o disoluciones:** Sus componentes no se pueden distinguir, ni a simple vista ni con ni microscopio óptico. Tienen la misma composición y propiedades en todos sus puntos. Ejemplos: el agua de mar, atmósfera, coca cola.
- **Mezclas heterogéneas:** Sus componentes se distinguen a simple vista o con un microscopio óptico. No tienen la misma composición y propiedades en todos sus puntos. Ejemplos: los macarrones con tomate o el agua con aceite.

4. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA. LA TEORÍA CINÉTICA.

Teoría cinético molecular de la materia

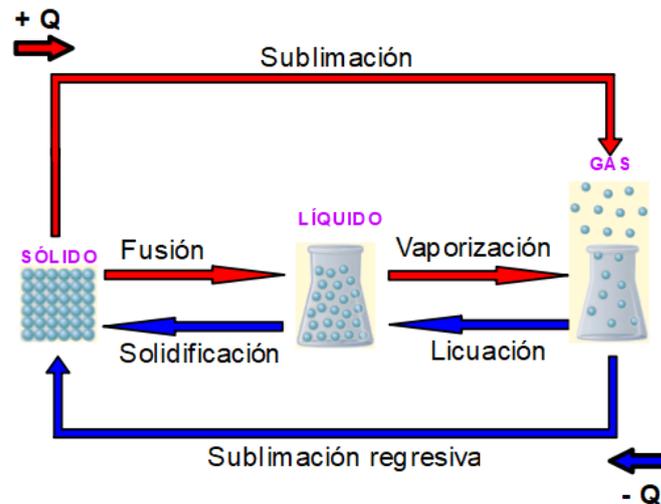
Las ideas fundamentales de esta teoría son:

- La materia está formada por partículas microscópicas, llamadas moléculas, que están en continuo movimiento. La velocidad a la que se mueven aumenta al aumentar la temperatura.
- La presión que ejerce un gas o un líquido sobre las paredes del recipiente que lo contiene se debe al continuo choque de las partículas contra las paredes.
- Entre las moléculas existen fuerzas de unión. Según lo intensas que sean estas fuerzas, la sustancia será sólida, líquida o gaseosa.
 - Sólidos: Moléculas fuertemente unidas. Sólo pueden vibrar.
 - Líquidos: Moléculas débilmente unidas. Pueden moverse por el líquido.
 - Gases: Moléculas libres, con total libertad de movimiento.

De esta manera se pueden explicar las características de los tres estados de agregación de la materia:

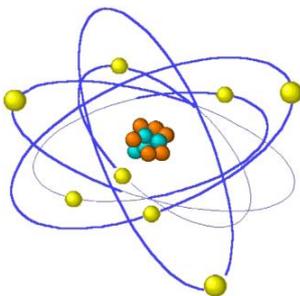
	Sólido	Líquido	Gas
Masa	Constante	Constante	Constante
Volumen	Fijo	Fijo	Variable
Forma	Fija	Variable	Variable
Fuerzas de atracción	Muy fuertes	Menos fuertes	Prácticamente nulas
Distancia entre moléculas	Muy juntas	Muy juntas	Muy separadas
Movilidad de las moléculas	Muy poca	Pueden desplazarse	En continuo movimiento

La materia puede cambiar de estado si le proporcionamos o le quitamos energía térmica. Los cambios de estado ocurren a temperatura constante, ya que mientras ocurre el cambio de estado, la energía es utilizada para debilitar o reforzar la atracción entre las moléculas. Los cambios de estado se denominan progresivos si se aporta calor desde el exterior a la sustancia, y regresivos cuando es la propia sustancia la que pierde calor.



5. EL ÁTOMO.

Un **átomo** es la partícula más pequeña que existe en la Naturaleza y que tiene las propiedades de un determinado elemento químico.



El átomo no es indivisible, está constituido por diferentes partículas: organizadas en dos regiones: en la **zona central o núcleo** se encuentran los **protones** (carga +) y los **neutrones** (sin carga), que suponen la mayor parte de la masa del átomo, y en la **zona externa o corteza** se encuentran los **electrones** (carga -), que giran alrededor del núcleo.

Un átomo puede tener hasta 7 orbitas o capas alrededor de su núcleo; sin embargo, no en todas ellas cabe el mismo número de electrones. El número de electrones que cabe en cada capa viene dado por la expresión $n^{\circ} e^{-} = 2n^2$, donde n es el número de capa; así, en la primera capa (n = 1) habrá 2 electrones como máximo; en la segunda capa (n = 2), habrá 8 electrones como máximo; habrá 18 electrones como máximo en la tercera, etc.

La manera cómo los electrones se colocan en las capas de la corteza se llama **configuración electrónica** del átomo. La capa más externa se le llama **capa de valencia**; a todos los electrones situados en dicha capa se les llama **electrones de valencia**.

PARTÍCULAS ELEMENTALES DEL ÁTOMO			
Partícula	Símbolo	Masa	Carga
Electrón	e^{-}	$9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$	$- 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Protón	p^{+}	$1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$+ 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Neutrón	n	$1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	0

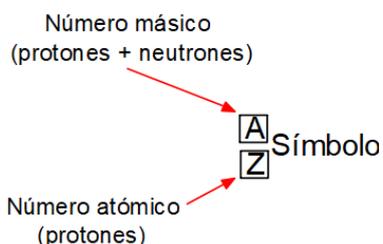
Los átomos correspondientes a un elemento químico se representan mediante una letra (en mayúsculas) o un par de letras (la primera mayúscula y la segunda minúscula).

Número atómico y número másico

El **número atómico (Z)** es el número de **protones** que tiene un átomo en el núcleo y es lo que distingue a unos elementos químicos de otros.

El **número másico (A)** nos indica el número total de partículas que hay en el núcleo, es decir, la **suma del número de protones y el número de neutrones**.

Los átomos se representan:



Por ejemplo:

${}^1_1\text{H}$ representa un átomo de hidrógeno con 1 protón y 1 neutrón.

${}^{23}_{11}\text{Na}$ representa un átomo de sodio con 11 protones y 12 neutrones.

Isótopos

Todos los átomos de un mismo elemento químico tienen el mismo número de protones, pero pueden tener distinto número de neutrones.

Se llaman **isótopos** los átomos que tienen los mismos protones y diferente número de neutrones. Tienen el mismo número atómico (Z) y diferente número másico (A).

Para nombrarlos se indica su nombre seguido de su número másico, por [ejemplo](#) ,carbono 12 (C – 12) y carbono 14 (C – 14)

Iones

Un **cación** es un átomo con [carga positiva](#). Se origina por pérdida de electrones y se indica con un superíndice a la derecha. Por ejemplo, ${}^1_1\text{H}^+$

Un **anión** es un átomo con [carga negativa](#). Se origina por ganancia de electrones y se indica con un superíndice a la derecha. Por ejemplo, ${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$

La tabla periódica de los elementos químicos

La tabla periódica actual contiene los 114 elementos químicos conocidos y ordenados en orden creciente de número atómico. De estos 114 elementos, 89 son naturales (existen en la naturaleza) y el resto son artificiales (se han obtenido en los laboratorios). La tabla periódica está organizada en filas y columnas y en filas:

Contiene **7 filas o períodos**, a lo largo de las cuales las propiedades químicas de los elementos varían de forma regular (aumentando o disminuyendo); por eso se llaman *propiedades periódicas*. Por ejemplo, cuando avanzamos hacia la izquierda en un periodo aumenta el carácter metálico de los elementos. Además, todos los elementos químicos situados en la misma fila o periodo tienen el mismo número de capas de electrones en su corteza.

Contiene **18 columnas, grupos o familias**, en los cuales se sitúan los elementos que tienen propiedades químicas parecidas. Además, todos los elementos químicos situados en el mismo grupo o columna tienen el mismo número de electrones de valencia.

Los distintos grupos tienen nombres tradicionales que siguen empleándose:

GRUPO	NOMBRE	e ⁻ de VALENCIA
1	alcalinos	1
2	alcalinotérreos	2
3 a 12	metales de transición	
13	térreos o boroides	3
14	carbonoides	4
15	nitrogenoides	5
16	anfígenos	6
17	halógenos	7
18	gases nobles	8 (excepto el helio, que tiene 2)