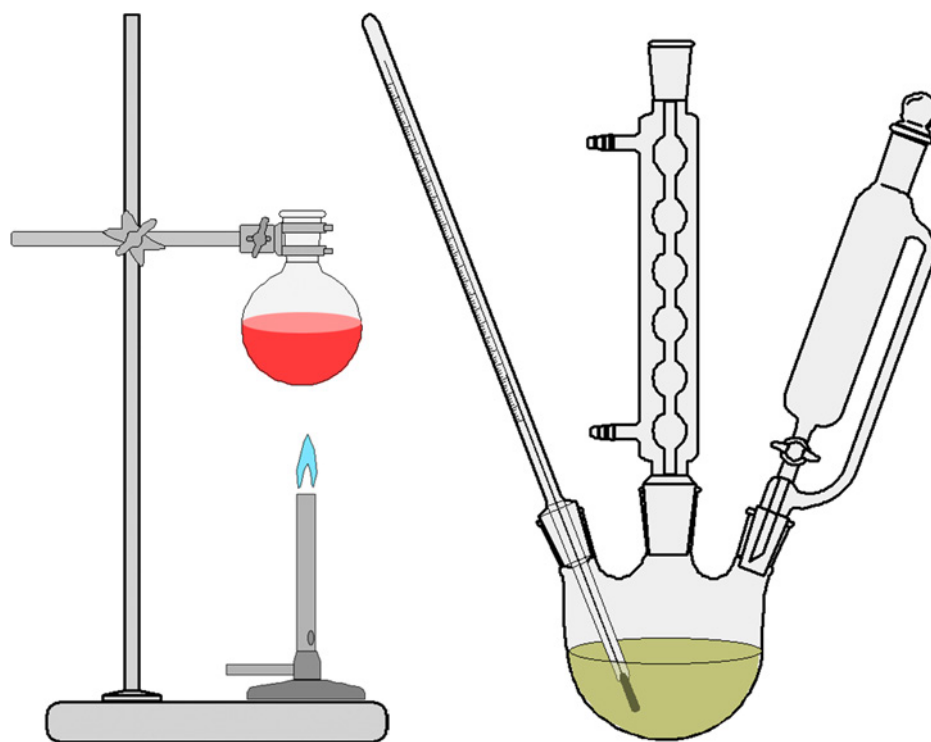


# 3 ESO

## Física y Química

cuaderno de verano



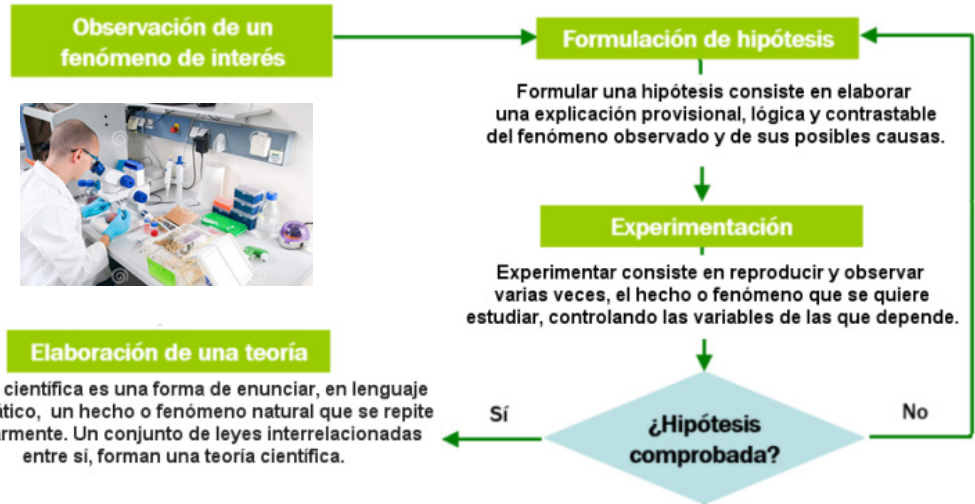
# 1

## El método científico, la medida



El conocimiento que tenemos sobre la Naturaleza, se debe fundamentalmente al trabajo de los científicos, que siguen un procedimiento denominado MÉTODO CIENTÍFICO, una actividad o un proceso válido y fiable para describir las leyes que rigen la naturaleza. En realidad no son un conjunto de normas estrictas, que se apliquen de forma consecutiva y rigurosa, pero sí que hay etapas comunes a cualquier investigación científica: la observación, la emisión de hipótesis, la experimentación, el análisis de resultados y la publicación de los mismos.

Un experimento tiene que plantearse de forma que otra persona que disponga del mismo material pueda repetirlo y obtener los mismos resultados.



### Actividades

1. Relaciona mediante flechas:

Hipótesis
Problema
Ley
Teoría
Diseño experimental

Posible método a seguir para contrastar hipótesis
Conjunto amplio de contenidos científicos (leyes, hipótesis, modelos...)
Hipótesis contrastada que se puede expresar mediante relación matemática
Algo para lo cual, de entrada, no se conoce la solución
Conjetura respecto a una posible respuesta o solución de un problema

2. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- La explicación científica de un hecho es siempre definitiva e inamovible
  - Las hipótesis se elaboran después de haber realizado la experimentación
  - Los resultados de una investigación han de comunicarse para contratarlos
  - Una teoría científica es un conjunto de hipótesis interrelacionadas entre sí

3. La comunicación de resultados en una investigación, es una etapa muy importante del método científico, que suele recogerse en revistas especializadas en la materia objeto de estudio. Cada informe científico debe detallar todas y cada una de las etapas que se han realizado aplicando el método científico. Relaciona las etapas del método científico con los apartados que componen un artículo científico.

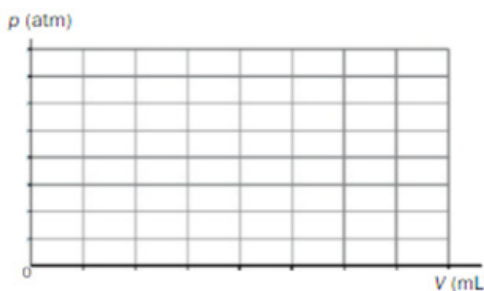
ETAPAS DEL MÉTODO CIENTÍFICO
1. Observación del fenómeno
2. Elaboración de hipótesis
3. Experimentación
4. Extracción de conclusiones

APARTADOS IMPORTANTES EN UN ARTÍCULO CIENTÍFICO
I. Metodología
II. Conclusiones
III. Introducción
IV. Resultados

4. La observación es la etapa inicial del método científico, pero hoy en día el avance de la ciencia y la tecnología, depende, en gran medida de la constatación de nuevas necesidades. Pon dos ejemplos que ilustren esta afirmación.

5. Hemos medido el volumen que ocupa un gas al ejercer sobre él distintos valores de presión.

- Aplica las etapas del método científico al ejemplo dado y explícalas.
- Dibuja la gráfica que corresponde a los datos obtenidos.
- ¿qué tipo de relación hay entre la presión y el volumen?
- Calcula el valor de la constante presente en la ley que relaciona ambas variables.
- Determina el volumen que ocupará el gas cuando la presión sea de 3 atm



p (atm)	V (mL)
0,3	73
0,4	55
0,5	44
0,7	31
1	22
1,5	15

## MAGNITUDES FUNDAMENTALES Y DERIVADAS

Estudiar un fenómeno significa dos cosas: reconocer qué magnitudes intervienen en él y determinar cómo están relacionadas entre sí. **MAGNITUD**, es cualquier característica de los cuerpos que pueda medirse de manera objetiva. El Sistema Internacional (S.I.) de unidades establece cuáles son las magnitudes fundamentales y sus unidades de medida.

El resto de magnitudes, se miden indirectamente, con una fórmula matemática que permita relacionarlas, son las **magnitudes derivadas**.



SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES		
MAGNITUD	UNIDAD	SÍMBOLO
LONGITUD	Metro	m
MASA	Kilogramo	kg
TIEMPO	Segundo	s
INTENSIDAD DE CORRIENTE ELÉCTRICA	Amperio	A
TEMPERATURA	Kelvin	K
CANTIDAD DE SUSTANCIA	Mol	mol
INTENSIDAD LUMINOSA	Candela	cd

## Actividades

6. Indica las características de una persona que se consideran magnitudes físicas:

- ▶ la simpatía \_\_\_      La habilidad \_\_\_      la belleza \_\_\_
- ▶ el peso \_\_\_      La altura \_\_\_      la tensión arterial \_\_\_

7. Completa la tabla indicando si las magnitudes que aparecen en ella son fundamentales o derivadas y su correspondiente unidad en el S.I.:

Un chico mide 1,70 m. Identifica

magnitud \_\_\_\_\_  
 cantidad \_\_\_\_\_ y  
 unidad \_\_\_\_\_.

MAGNITUD	UNIDAD SI	FUNDAMENTAL O DERIVADA
MASA		
VOLUMEN		
TIEMPO		
DENSIDAD		
VELOCIDAD		
TEMPERATURA		

Prefijo	Símbolo	Potencia
tera	T	10 <sup>12</sup>
giga	G	10 <sup>9</sup>
mega	M	10 <sup>6</sup>
kilo	k	10 <sup>3</sup>
hecto	h	10 <sup>2</sup>
deca	da	10 <sup>1</sup>
deci	d	10 <sup>-1</sup>
centi	c	10 <sup>-2</sup>
mili	m	10 <sup>-3</sup>
micro	μ	10 <sup>-6</sup>
nano	n	10 <sup>-9</sup>
pico	p	10 <sup>-12</sup>



13. Cambia las unidades al S.I. utilizando factores de conversión:

- a) En Estados Unidos la velocidad de algunas carreteras está limitada a 55 millas/h.  
b) En la ficha de un jugador de la NBA aparece: altura 7,0 pies.  
Datos: 1 pie = 30 cm; 1 milla = 1,609 Km

14. Expresar en unidades del Sistema Internacional, utilizando factores de conversión y expresando el resultado en notación científica:

- |                                  |                            |
|----------------------------------|----------------------------|
| ■ 135 Km/h                       | ■ 60 L·m <sup>2</sup> /día |
| ■ 0,35 hm                        | ■ 450 mm <sup>2</sup>      |
| ■ 1,5·10 <sup>6</sup> cm         | ■ 6,3·10 <sup>5</sup> Km   |
| ■ 1 h 20 min                     | ■ 3,0 N/mm <sup>2</sup>    |
| ■ 400 mg                         | ■ 80 μs                    |
| ■ 845 Kg · mm / min <sup>2</sup> | ■ 60 hL/min                |
| ■ 540 mA/cm <sup>2</sup>         | ■ 250 MHz                  |

15. Determina:

- a) qué volumen corresponde a 1 lingote de oro de 1,5 Kg (d = 19,3 g/cm<sup>3</sup>)  
b) la masa de 1500 m<sup>3</sup> de aceite vegetal (d = 830 g/L)

## ● Densidad

La masa, el volumen y la densidad son conceptos básicos en la ciencia.

- La **masa** es una medida de la cantidad de materia que tiene un cuerpo esta no varía cuando el cuerpo cambia de posición.
- El **volumen** de un cuerpo es el espacio o lugar que ocupa.
- La **densidad** de un cuerpo es el cociente entre la masa y el volumen de un cuerpo.



Importante

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

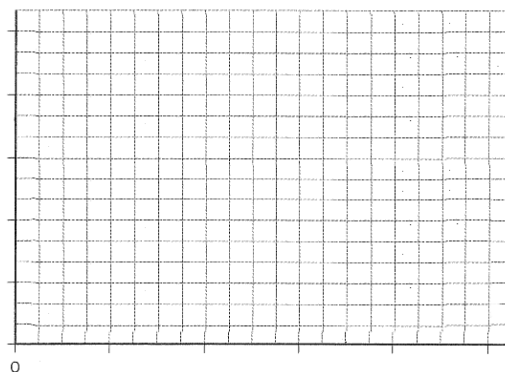


La **densidad** se expresa en unidades del Sistema Internacional (SI), en kg/dm<sup>3</sup> y, más frecuentemente, en g/cm<sup>3</sup> o g/mL.

16. Los datos de la tabla se refieren a un material por determinar. Representa en una gráfica la masa frente al volumen.

MASA (g)	240	120	60	360	24	480
VOLUMEN (cm <sup>3</sup> )	100	50	25	150	10	200

- ▶ ¿Qué relación existe entre ambas magnitudes?
  
- ▶ ¿Cuál será la masa de una pieza de 5 cm<sup>3</sup> de este material?



## MATERIAL E INSTRUMENTOS DE LABORATORIO

17. Indica el nombre de los materiales de vidrio e instrumentos de uso habitual en el laboratorio



18. La realización de cualquier práctica de laboratorio requiere que guardes un comportamiento excelente y siempre atento a las indicaciones del profesor. Enumera algunas de las normas generales, que debes seguir al trabajar en los laboratorios de Física y Química.



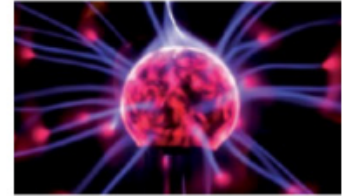
Los envases que contienen los productos químicos, llevan un etiquetado en el que aparecen unos pictogramas (símbolos que indican los peligros que tiene), unas frases de riesgo (R) y otras de seguridad (S) en caso de usarlo. ¿qué significan los símbolos que aparecen en la etiqueta?





# 2

## La naturaleza de la materia



El Universo está formado por materia y energía. La materia ordinaria puede presentarse en tres estados de agregación: sólido líquido o gaseoso. Las propiedades de cada estado, fácilmente observables, son:

PROPIEDADES	ESTADO		
	Sólido	Líquido	Gaseoso
Masa	Constante	Constante	Constante
Volumen	Constante (son incompresibles)	Constante (son incompresibles)	Variable (son compresibles)
Densidad	Constante	Casi constante (varía poco con la temperatura)	Variable (varía con la temperatura)
Forma	Constante	Variable (adoptan la forma del recipiente que los contiene)	Variable (adoptan la forma y ocupan todo el volumen del recipiente que los contiene)
Fluidez	No pueden fluir	Pueden fluir	Pueden fluir

Las propiedades de los gases dependen de las condiciones externas. Las variables que definen el estado de un gas son: presión, volumen y temperatura. La variación en una de ellas hará cambiar las otras dos:

- Cuando la temperatura permanece constante, si se aumenta la presión, el volumen del gas disminuye.

$$P \cdot V = \text{constante} \quad \text{Ley de Boyle-Mariotte}$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

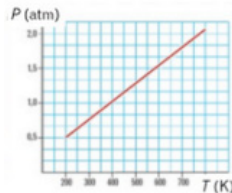
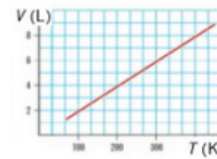
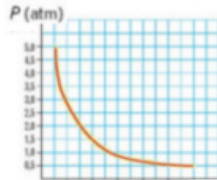
- Si la presión es constante, al aumentar la temperatura aumenta el volumen.  $V/T = \text{cte}$ .

Ley de Charles

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

- Si el volumen es constante, al aumentar la temperatura aumenta la presión que ejerce el gas.  $P/T = \text{cte}$ . Ley de Gay Lussac

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$



La **TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR** explica el comportamiento y los estados de agregación de la materia. Según esta teoría:

- ▶ La materia es discontinua, está formada por un gran número de partículas separadas entre sí.
- ▶ Las partículas se encuentran en constante movimiento.
- ▶ El movimiento de las partículas viene determinado por dos tipos de fuerzas: las de atracción, que mantienen unidas las partículas y las de repulsión, que tienden a dispersar las partículas y alejarlas unas de otras.

Los **CAMBIOS DE ESTADO** se deben a cambios de presión o temperatura. Para fundir un sólido y vaporizar un líquido se absorbe energía. Cuando un gas pasa a líquido y un líquido se solidifica se desprende energía (calor).

Mientras se produce un cambio de estado, toda la energía comunicada se invierte en vencer las fuerzas de atracción entre las partículas.

La **VAPORIZACIÓN** puede producirse de dos modos: **EVAPORACIÓN** (solo afecta a la superficie del líquido y se produce a cualquier temperatura) **EBULLICIÓN** (afecta a toda la masa del líquido y ocurre a una temperatura fija,  $T_{\text{ebullición}}$  que depende de la presión)

### Estados de la materia

#### Líquido

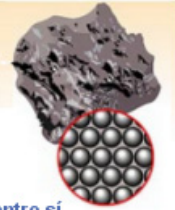
El líquido toma la forma del vaso que lo contiene. Así, si el agua del vaso se derrama sobre una superficie, la forma del líquido cambia, pero su volumen permanece constante.



Las partículas están próximas entre sí pero no ocupan posiciones fijas; las fuerzas de atracción entre ellas son intensas, pero tienen libertad para desplazarse, sin alejarse unas de otras.

#### Sólido

Un sólido, por ejemplo la roca, posee una forma determinada, que no varía fácilmente. Esto, porque las partículas del sólido están unidas fuertemente entre sí para formar una estructura firme.



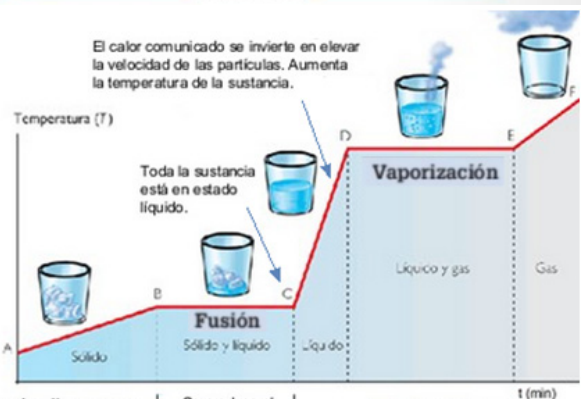
Las partículas están muy próximas entre sí y ocupan posiciones fijas, siendo las fuerzas de atracción entre ellas muy intensas, solo vibran alrededor de su posición de equilibrio.

#### Gas

Un gas llena el espacio que lo encierra y no posee forma ni volumen propios; adopta la forma de su recipiente, como el helio contenido en el globo de la imagen.



Las partículas están muy alejadas unas de otras, en total desorden; las fuerzas de atracción entre ellas son despreciables y tienen total libertad para desplazarse (chocan entre sí y con las paredes del recipiente).



Las partículas pueden vibrar, pero su movimiento está muy limitado. El calor que se le comunica hace que las partículas vibren más y, por tanto, que aumente la temperatura.

Se produce el cambio de estado de sólido a líquido. La temperatura no varía.

Cambio de estado de líquido a gas. No varía la temperatura.

## Actividades

19. Justifica si estos enunciados son verdaderos o falsos, y justifica tu respuesta en base al modelo cinético-molecular de la materia:

- La materia es continua, está formada por un gran número de pequeñas partículas separadas entre sí.
- Los sólidos no se pueden comprimir apenas mientras que los gases si son compresibles
- El movimiento de las partículas viene determinado por el tamaño de éstas.
- Los sólidos y los líquidos tienen forma definida
- Las partículas de un sólido se mueven libremente.
- Para hacer volar un globo aerostático hay que calentar el aire de su interior para que disminuya la densidad y éste se eleve.

20. Ordena de mayor a menor estas temperaturas:

- 25°C; 10°C y 300K; 40°F

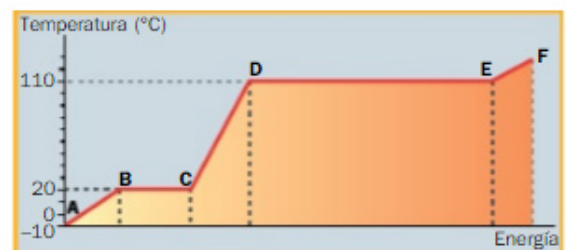
En el SI la temperatura se expresa en la **escala Kelvin**,

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

En los países anglosajones, se emplea otra escala de temperatura: la **escala Fahrenheit**, cuya unidad es el **grado Fahrenheit (°F)**. Para pasar de grados Fahrenheit a Celsius, se usa la siguiente fórmula:

$$T(^{\circ}\text{C}) = \frac{T(^{\circ}\text{F}) - 32}{1,8}$$

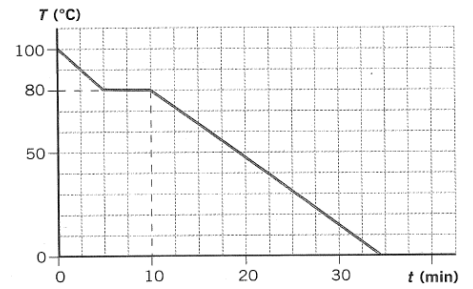
21. Interpreta los diferentes tramos de la gráfica de calentamiento de cierta sustancia según la teoría cinética, di en qué estado físico se encuentra a 0°C, a 35°C y a 120°C, qué cambios de estado se producen y a qué temperatura ocurren.





22. La gráfica corresponde al enfriamiento de un líquido contenido en un vaso. Razone cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

- ▶ el punto de fusión es de 80°C \_\_\_
- ▶ A los 10 min toda la sustancia está en estado sólido
- ▶ A los 5 minutos solo hay líquido en el vaso \_\_\_
- ▶ El punto de ebullición es inferior a 100°C \_\_\_



23. El volumen de una botella de zumo es de 500 mL y la presión en su interior, una vez que está vacía y a 25°C, es de 10 atmósferas. Si ponemos el tapón y dejamos que se caliente al sol, hasta que alcanza una temperatura de 310 K ¿qué presión ejercerá entonces el gas sobre las paredes de la botella?

24. El esquema representan dos estados de un mismo gas.

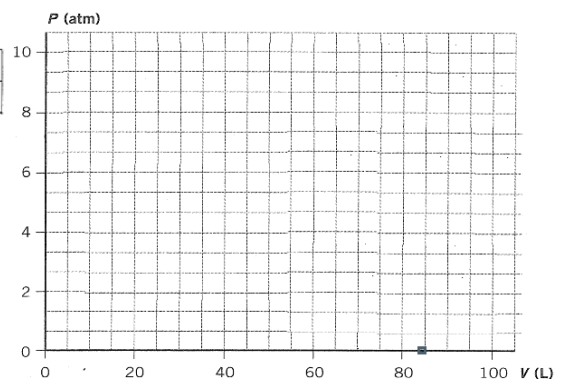
- a) Expresa matemáticamente la relación entre la temperatura y el volumen.
- b) Si ocupa un volumen de 5 L a 0°C ¿cuál será su temperatura si ha pasado a ocupar un volumen de 10 L?



25. Observa los datos de presión y volumen de un gas a temperatura constante.

<b>Presión (atm)</b>	1	2	4	5	10
<b>Volumen (L)</b>	100	50	25	20	10

- a) Representa la gráfica Presión-Volumen.
- b) Expresa la relación entre las variables en lenguaje científico (enunciado y fórmula matemática)
- c) ¿cuánto vale el producto P.V para cada caso de la Tabla?
- d) Halla la presión necesaria para que el gas ocupe un volumen de 1 L.



# 3

## La materia y los elementos



Todo lo que existe en el universo está compuesto de **MATERIA**. La materia se clasifica en **MEZCLAS** y **SUSTANCIAS PURAS**. Las mezclas son combinaciones de sustancias puras en proporciones variables, mientras que las sustancias puras son **ELEMENTOS** y **COMPUESTOS** (combinación de elementos en una proporción definida).



Si se hace reaccionar Sodio (Na) con Cloro (Cl<sub>2</sub>) se obtendrá solo NaCl y no sustancias tales como Na<sub>0,5</sub>Cl<sub>2,3</sub> o mezclas raras. Los componentes de las mezclas se separan por procedimientos físicos: filtración (por tamaño de partículas), decantación (por diferencia de densidad), cristalización (para separar un sólido disuelto en un líquido), destilación (por diferencia en las T<sub>ebullición</sub>), etc

La **CONCENTRACIÓN** de una disolución es la cantidad de soluto que hay disuelto en una determinada cantidad de disolvente o en una determinada cantidad de disolución. Hay varias formas de expresarla:

Según la proporción relativa de soluto y disolvente, diferenciamos entre disolución diluida (la proporción de soluto respecto al disolvente es muy pequeña), concentrada (la relación entre la cantidad de soluto y de disolvente es alta)

### Tanto por ciento en masa

$$\% \text{ peso} = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{masa (g) soluto} + \text{masa (g) disolvente}} \cdot 100$$

### Tanto por ciento en volumen

$$\% \text{ Volumen} = \frac{\text{volumen (ml) de soluto}}{\text{volumen (ml) de disolución}} \cdot 100$$

### Gramos de soluto por litro de disolución

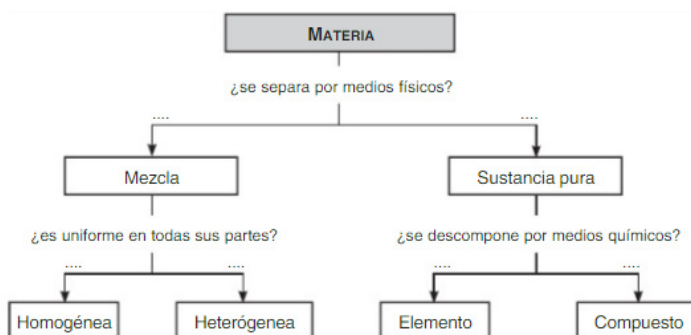
$$\frac{\text{g}}{\text{l}} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{volumen (l) de disolución}}$$

## Actividades

26. Completa el siguiente esquema escribiendo SI o NO sobre los puntos y poniendo un ejemplo de cada tipo.

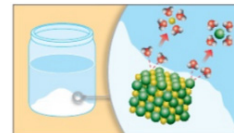
27. Clasifica como sustancias puras (elemento/compuesto) o mezclas (homogénea/heterogénea):

- ▶ sal \_\_\_\_
- ▶ vinagre \_\_\_\_
- ▶ granito \_\_\_\_
- ▶ aluminio \_\_\_\_
- ▶ azufre \_\_\_\_
- ▶ acetona \_\_\_\_
- ▶ aire \_\_\_\_
- ▶ plata \_\_\_\_



28. Completa las siguientes frases con las palabras que faltan:

- ▶ Una sustancia que posee una composición química constante, unas propiedades invariables y que no puede descomponerse en otras más simples es un \_\_\_\_\_
- ▶ La \_\_\_\_\_ es la técnica utilizada para separar el alcohol del agua.
- ▶ Una disolución es una mezcla \_\_\_\_\_ de dos o más componentes en proporciones \_\_\_\_\_
- ▶ Para separar partículas sólidas en un aceite usado de cocina, utilizaríamos la técnica de \_\_\_\_\_
- ▶ En un alcohol de 96° (96% volumen) de uso sanitario, el disolvente es el \_\_\_\_\_



29. Razona verdadero o falso:

- a) Una cerveza 0,0 contiene un 1% en volumen de alcohol. Al tomar 200 mL de cerveza ingerimos 20 mL de alcohol.
- b) Una disolución que contiene 10 g de sal en 100 mL de agua es más concentrada que otra que se prepara disolviendo 5 g de sal en 20 mL de agua.
- c) Para conseguir 3 g de soluto a partir de una disolución cuya concentración es de 120 mg/mL, hemos de tomar 25 mL de ésta.
- d) Elementos y compuestos son sustancias puras que pueden descomponerse en otras más simples por procedimientos químicos

30. Se prepara una disolución con 10 g de nitrato de potasio y 15 g de cloruro de potasio en 475 g de agua. Distingue entre soluto y disolvente y halla el % en masa de cada componente en la disolución obtenida.

31. La riqueza de azúcar en las magdalenas es de 51,5%. Calcula la cantidad de azúcar que ingieres al comer dos magdalenas, si cada una tiene una masa de 60 g.

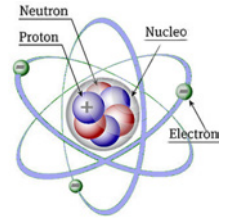
32. El suero fisiológico es una disolución acuosa de cloruro de sodio de concentración 9 g/L que se utiliza a menudo, generalmente para la descongestión nasal.

- a) Explica cuáles son los componentes de la disolución.
- b) ¿qué significa que la concentración sea de 9 g/L?
- c) ¿qué cantidad de sal necesitaríamos para preparar medio litro de suero?

33. En los análisis de sangre, se indica como valor normal de la glucosa en sangre el correspondiente al intervalo entre 70 a 105 mg/L. Si en una muestra se encuentran 2 mg de glucosa en 20 mL de sangre, ¿estará dentro del intervalo normal en sangre? expresa la concentración en g/L

# EL ÁTOMO

El átomo es la porción más pequeña de la materia. Demócrito, creía que todos los elementos deberían estar formados por pequeñas partículas que fueran **INDIVISIBLES**. Átomo, en griego, significa **INDIVISIBLE**. Hoy día sabemos, que los átomos no son, como creía Demócrito, indivisibles. De hecho están formados por partículas.

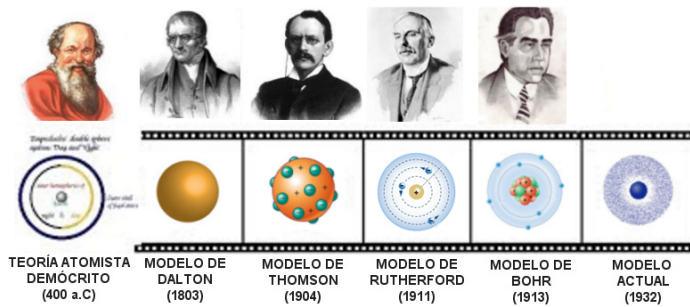


Nombre	Símbolo	Posición	Carga	Masa
PROTÓN	$\oplus$	En el núcleo	Positiva	Apreciable
NEUTRÓN	$\ominus$	En el núcleo	Sin carga	Apreciable
ELECTRÓN	$\ominus$	En la corteza	Negativa	Muy pequeña

Hacia 1803, el químico inglés **DALTON** propuso su **Teoría atómica**, con estas ideas básicas:

- ▶ Toda la materia está formada por **átomos**.
- ▶ Los **elementos** son sustancias formadas por un solo tipo de átomo.
- ▶ Los **compuestos** resultan de la unión de **átomos** de diferentes elementos.

## MODELOS ATÓMICOS



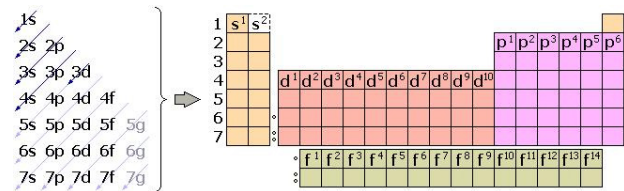
Modelo de **THOMSON**: el átomo es una esfera maciza de carga **+** en la que están incrustados los electrones como pasas en un pastel y en nº suficiente para neutralizar la carga **+**.

Modelo de **RUTHERFORD**: En el átomo distingue la parte central, el **NÚCLEO**: muy pequeño, (unas cien mil veces menor que el átomo) que contiene los **protones** y **neutrones** y la **CORTEZA**: que ocupa casi todo el volumen del átomo y está formada por **electrones** moviéndose alrededor del núcleo.

Modelo de **BOHR**: los electrones giran en órbitas circulares alrededor del núcleo; ocupando las órbitas de menor energía posible (las más cercanas al núcleo).

Modelo **ACTUAL**: Los electrones no describen órbitas definidas en torno al núcleo sino que se distribuyen ocupando **orbitales**, agrupados en niveles de energía. Cada nivel tiene diferentes tipos de orbitales (s, p, d y f). En los (s) solo caben 2 electrones, en los (p): 6 e<sup>-</sup>, etc.

**Configuración electrónica** de un elemento: distribución de los electrones de un átomo en los diferentes orbitales de cada nivel de energía. El último nivel ocupado se llama **capa de valencia** y los electrones que éste contiene, **electrones de valencia**, determinan el comportamiento químico del elemento). El diagrama indica el orden de llenado de los orbitales.



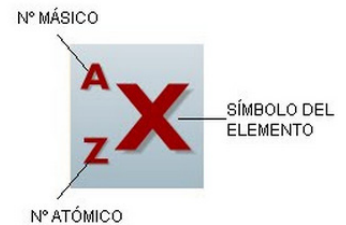
## IDENTIFICACIÓN DE LOS ÁTOMOS

Hay más de un centenar de átomos distintos, tantos como elementos. Para identificar un átomo utilizamos el número atómico, que es el número de protones del átomo.

**Z = Número atómico** = número de protones que hay en el núcleo de un átomo. Coincide con el número de electrones si el átomo es neutro.

**A = Número másico** = nº de protones + nº de neutrones del núcleo.

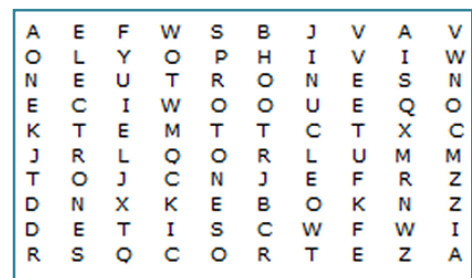
- ▶ **ISÓTOPOS** son átomos de un mismo elemento con igual nº atómico y distinto nº másico, que solo se diferencian en el nº de neutrones.
- ▶ **IÓN**: átomo con defecto o exceso de electrones. Hay iones **+** (cationes) y negativos (aniones)
- ▶ **MASA ATÓMICA**: La masa de un átomo es muy pequeña y se mide en unidades de masa atómica (u)  
1 u = la doceava parte de la masa de un átomo de <sup>12</sup>C = m<sub>protón</sub> = 1,66 · 10<sup>-27</sup> Kg. La masa atómica de un elemento es la media ponderada, según las abundancias en la naturaleza, de las masas de sus isótopos y es la que figura en la Tabla periódica.



<b>50</b>	<b>V</b>	Nº atómico =	<b>23</b>
		Nº másico =	<b>50</b>
<b>23</b>		protones =	<b>23</b>
<b>Vanadio</b>		neutrones =	<b>27</b>
		electrones =	<b>23</b>

## Actividades

34. Encuentra en la siguiente sopa de letras, las partes y partículas del átomo:

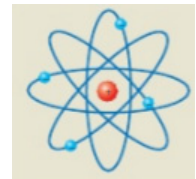
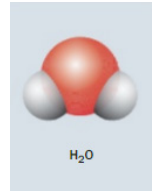


35. Asocia cada una de estas afirmaciones con el modelo correspondiente: Bohr, Dalton, Thomson, Rutherford.

- a) El átomo es una esfera maciza.
- b) Los electrones giran en torno al núcleo en ciertas órbitas permitidas.
- c) Descubre el núcleo muy pequeño en comparación con el átomo.
- d) Los átomos son partículas invisibles e indivisibles.

36. Señala si las siguientes afirmaciones son Verdaderas o Falsas:

- Según la Teoría atómica de Dalton los átomos de los elementos se combinan en una relación de números enteros sencillos para formar compuestos.
- El número atómico representa el número de electrones que tiene un átomo en el núcleo.
- Un ion se forma cuando un átomo pierde o gana protones.
- La carga del protón es la misma que la del electrón, pero de signo contrario.
- Los isótopos son átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número de protones pero distinto número de electrones
- La representación de la figura corresponde al modelo atómico de Thomson
- La masa de un átomo neutro es mayor que la de un ion positivo del mismo elemento



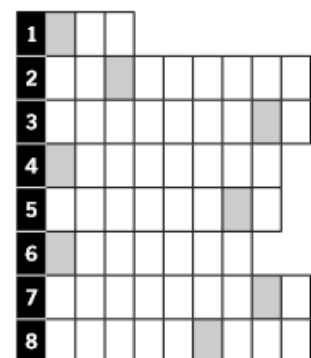
37. Completa la siguiente tabla:

Nombre del elemento	Símbolo	Z	A	e <sup>-</sup>	p <sup>+</sup>	n <sup>o</sup>	Configuración electrónica	Electrones de valencia
	O	8				9		
Flúor	<sup>19</sup> <sub>9</sub> F							
	Mg		24				1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup>	
	Cl		35		17			7
	<sup>14</sup> <sub>7</sub> N							
calcio		20				20		

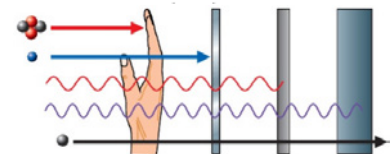
- ▶ ¿qué elementos de la tabla son metales?
- ▶ Qué carga adquiere un átomo de calcio cuando pierde dos electrones.
- ▶ ¿cómo conseguiría el flúor la configuración estable de gas noble?
- ▶ Indica cuantos protones, electrones y neutrones tiene el ion <sup>32</sup><sub>16</sub>S<sup>2-</sup>
- ▶ Explica en qué se diferencian estos átomos <sup>40</sup><sub>20</sub>Ca , <sup>42</sup><sub>20</sub>Ca

38. Con las letras de las casillas marcadas encontrarás la respuesta a la siguiente definición: "Nombre que reciben los átomos de un mismo elemento que solo se diferencian en el número de neutrones"

1. Átomo con carga eléctrica.
2. Carga que adquiere un átomo cuando pierde electrones.
3. Partícula con carga negativa.
4. Científico británico que descubrió el electrón.
5. Partícula sin carga eléctrica.
6. Partícula con carga eléctrica positiva.
7. Fuerza que existe entre las partículas con carga de distinto signo.
8. Fuerza existente entre las partículas con cargas del mismo signo.



39. Indica a qué radiación ionizante corresponde cada representación, según su poder de penetración, y las características más relevantes de cada una de ellas.



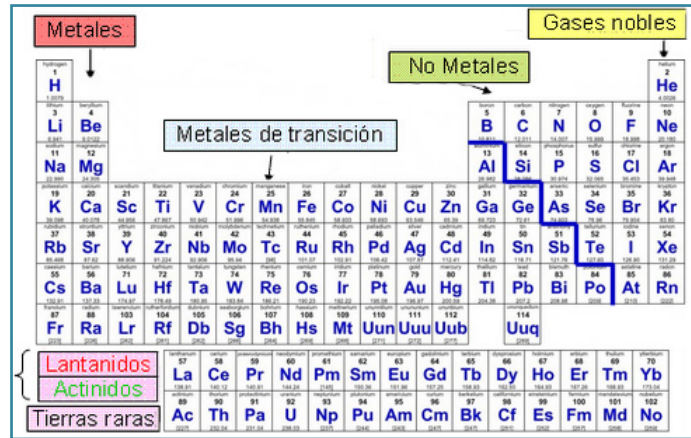


# LA TABLA PERIÓDICA

Un **elemento químico** es una sustancia pura formada por átomos iguales. Se representan con un **símbolo**. Tantos elementos distintos... es fácil hacerse un lío. Para evitarlo, se ordenan en la **tabla periódica**. La Tabla periódica actual permite establecer relaciones entre los diferentes elementos y aporta información muy valiosa sobre sus propiedades y su comportamiento químico. Muchas de estas propiedades dependen de su configuración electrónica.

- ▶ En la **tabla periódica actual**, los elementos se ordenan de izquierda a derecha y de arriba abajo, en orden creciente de número atómico. Se estructura en 18 grupos y 7 períodos.
- ▶ Los elementos con el mismo número de electrones en su última capa presentan las mismas propiedades químicas y están situados en un mismo grupo.
- ▶ Los elementos que tienen el mismo número de capas electrónicas se sitúan en un mismo período.

Grupo 1	Alcalinos
Grupo 2	Alcalinotérreos
Grupo 13	Térreos o boroideos
Grupo 14	Carbonoideos
Grupo 15	Nitrogenoideos
Grupo 16	Calcógenos o anfígenos
Grupo 17	Halógenos
Grupo 18	Gases nobles



## Actividades

40. Contesta razonadamente a las siguientes preguntas:

- ¿cómo están ordenados los elementos en la tabla periódica actual?
- ¿cuántos elementos hay en el segundo período? Escribe sus nombres y sus símbolos respectivos.

c) Completa las columnas de la tabla, ¿presentan alguna semejanza entre sí estos elementos? ¿a qué grupo pertenecen y qué nombre recibe?

Elemento	Símbolo	Z	Grupo	Período	Metal / No metal	Ión (+/-)
Flúor		9				
Cloro		17				
Bromo		35				
Yodo		53				

d) ¿en qué grupo y en qué período se encuentra el elemento cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6$ ?

41. Localiza los elementos cuyos símbolos son: Fe, K, B, Li, Cu, He, S, Ag, I y Hg

42. Busca el elemento número 13 en la tabla periódica.

- ▶ ¿Cuál es su nombre?
- ▶ ¿A qué grupo y período pertenece?
- ▶ ¿qué elementos son de su mismo grupo?
- ▶ Nombra cuatro elementos de su mismo período

G	I	S	A	Z	U	F	R	E	M	L	A
N	O	S	E	C	O	B	R	E	N	A	D
H	V	T	Y	E	R	N	S	Y	P	A	Z
E	C	O	O	R	B	A	N	I	O	S	B
L	R	D	D	A	O	P	L	A	T	A	N
I	T	B	O	R	O	E	A	H	A	D	U
O	G	I	Q	Y	F	L	U	P	S	O	M
K	T	C	H	E	J	L	I	T	I	O	E
Y	O	D	U	R	B	J	M	U	O	V	R
N	E	O	I	S	B	R	O	M	O	L	O
D	F	L	L	M	E	R	C	U	R	I	O
H	I	E	R	R	O	A	C	G	X	K	Z

43. La **bioquímica** se encarga de estudiar las reacciones y los procesos que ocurren en los seres vivos. Los elementos químicos que forman la materia viva pueden ser: primarios ( $^{12}_6C$ ,  $^1_1H$ ,  $^{16}_8O$ ,  $^{14}_7N$ ,  $^{32}_{16}S$ ,  $^{31}_{15}P$ ) o secundarios ( $^{23}_{11}Na$ ,  $^{24}_{12}Mg$ ,  $^{39}_{19}K$ ,  $^{40}_{20}Ca$ ,  $^{35}_{17}Cl$ )

- Coloca estos elementos que forman parte de la materia viva en la tabla periódica.
- Colorea de rojo los metales alcalinos y alcalinotérreos, en amarillo los gases nobles, en azul los metales de transición y en verde los no metales.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1																	
2																	
3																	
4																	
5																	
6																	
7																	



# 4

## El enlace químico



### ¿Por qué se unen los átomos?

Los átomos de los gases nobles son **muy estables**; aparecen en la naturaleza sin enlazarse con otros átomos, debido a que tienen su capa de valencia completa con 8 e<sup>-</sup>. Los demás átomos quieren ser así de estables, y para lograrlo deben perder o ganar e<sup>-</sup> de sus capas más externas. Los átomos se unen con otros para lograr la configuración estable de los gases nobles. Así forman un **enlace: unión entre átomos de forma estable para formar una sustancia química**.



Las propiedades de una sustancia están condicionadas en gran medida por el tipo de enlace:

### Enlace iónico:

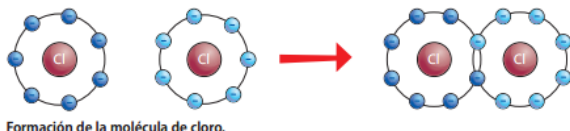
Se produce por transferencia de e<sup>-</sup> del átomo del metal al del no metal. Se forman iones + y - que se atraen y se agrupan dando redes cristalinas, un **crystal iónico**.

Unión de iones	Formación del cristal
<p>Cuando un átomo de sodio se encuentra con un átomo de cloro, le cede un electrón. Ambos adquieren cargas eléctricas opuestas y se atraen mediante fuerzas de atracción</p> <p><math>Na^+ e^- Cl^-</math></p>	<p>La atracción electrostática no se limita a un solo par de iones, cada ion se rodea del máximo posible de iones de carga opuesta, formando un <b>crystal iónico</b>.</p>

SUSTANCIAS IONICAS
<b>Propiedades</b>
Son sólidos a temperatura ambiente, con altos puntos de fusión y ebullición.
Se fracturan al golpearlos, formando cristales de menor tamaño.
En general, se disuelven en agua.
No conducen la corriente eléctrica en estado sólido, pero son conductores en estado líquido y en disolución.

### Enlace Covalente:

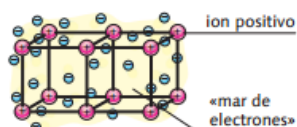
Se forma entre átomos no metálicos por compartición de e<sup>-</sup> para completar sus capas de valencia. Puede ser sencillo, doble o triple según compartan uno, dos o tres pares de e<sup>-</sup>. La mayoría de las sustancias covalentes son moleculares (O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, ...) y solo unas pocas están formada por átomos (cristales covalentes) como el diamante, el grafito y la sílice (SiO<sub>2</sub>).



SUSTANCIAS COVALENTES
<b>Sustancias moleculares</b>
<b>Propiedades</b>
Tienen bajos puntos de fusión y ebullición, por lo que son gases o líquidos a temperatura ambiente.
No se disuelven (o se disuelven muy poco) en agua.
No conducen la corriente eléctrica (algunas lo hacen débilmente).
<b>Cristales covalentes</b>
A temperatura ambiente son sólidos muy duros con altos puntos de fusión.
No se disuelven en agua.
No conducen la corriente eléctrica (salvo el grafito).

### Enlace Metálico:

Los metales tienen pocos e<sup>-</sup> de valencia. Sus cristales están formados por cationes, átomos a los que les faltan uno o más e<sup>-</sup> y los electrones desprendidos por todos éstos, que forman parte de un fondo común, una nube electrónica que rodea a los iones y los mantiene unidos.



**Estructura de los metales.** La red metálica está formada por átomos fijos cargados positivamente y sumergidos en un mar de electrones que están deslocalizados y, por tanto, no pertenecen a ningún átomo en concreto.

SUSTANCIAS METALICAS
<b>Propiedades</b>
Son sólidos a temperatura ambiente.
Conducen la corriente eléctrica como sólidos y como líquidos.
Son deformables.

## Actividades

44. Identifica las siguientes sustancias como elementos o compuestos:

- |   |    |                               |
|---|----|-------------------------------|
| ▶ Dióxido de carbono (CO <sub>2</sub> )           | O) | ▶ agua (H <sub>2</sub> O)     |
| ▶ Carbono (C)                                     |    | ▶ amoníaco (NH <sub>3</sub> ) |
| ▶ Oxígeno (O <sub>2</sub> )                       |    | ▶ Hierro (Fe)                 |
| ▶ Agua oxigenada (H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ) |    | ▶ oro (Au)                    |

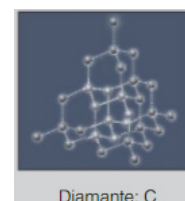
¿Qué información se extrae de la fórmula de un compuesto molecular como el amoníaco (NH<sub>3</sub>)?

45. Completa la tabla indicando el modo en que se agrupan los átomos:

Sustancia	Átomos/moléculas/cristal
Hidrógen (H <sub>2</sub> )	
Aluminio (Al)	
Helio (He)	
Agua (H <sub>2</sub> O)	
Cloruro de sodio (NaCl)	

46. Indica si las siguientes afirmaciones son Verdaderas o Falsas y corrige las que sean incorrectas:

- ▶ Siempre que se habla de un cristal se hace referencia a un compuesto iónico \_\_\_\_
- ▶ Los compuestos iónicos son conductores de la electricidad en estado sólido \_\_\_\_
- ▶ Los metales son solubles en agua \_\_\_\_
- ▶ Los compuestos covalentes moleculares son buenos conductores \_\_\_\_
- ▶ Los compuestos iónicos presentan puntos de fusión altos \_\_\_\_
- ▶ El diamante es una red tridimensional en la que todos los átomos de carbono se encuentran unidos mediante enlace covalente.
- ▶ Todos los elementos del grupo 18 son gases que se combinan fácilmente con otros elementos \_\_\_\_
- ▶ Los metales forman redes cristalinas en las que se comparten electrones entre pares de átomos \_\_\_\_



47. Dados los elementos  ${}^{19}_9F$  y  ${}^{39}_{19}K$ , explica el tipo de enlace, si se produce por transferencia o por compartición de electrones, en las siguientes sustancias  $F_2$  y  $KF$

48. En 100 g de espinacas hay 4 mg de hierro, pero solo se pueden absorber por el organismo un 10%. En los adultos las necesidades diarias de hierro para realizar las funciones vitales se estiman en 14 mg. ¿qué cantidad diaria de espinacas debería consumir un adulto para tener todo el hierro que necesita? Busca información acerca de en qué otros alimentos está presente el hierro, las funciones vitales en las que interviene y los trastornos que provoca su falta.

49. Tenemos cuatro sustancias sólidas con estas propiedades:  
Indica cuál es una sustancia iónica, cuál es un metal, cuál una sustancia covalente molecular y cuál un sólido covalente atómico.

Sustancia A	Sustancia B
<ul style="list-style-type: none"> <li>▶ Altos puntos de fusión y ebullición.</li> <li>▶ Conduce la corriente eléctrica en estado sólido.</li> <li>▶ No se disuelve en agua.</li> <li>▶ Es un elemento.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>▶ Altos puntos de fusión y ebullición.</li> <li>▶ No conduce la corriente eléctrica en estado sólido.</li> <li>▶ Se disuelve en agua.</li> <li>▶ Es un compuesto.</li> </ul>
Sustancia C	Sustancia D
<ul style="list-style-type: none"> <li>▶ Altos puntos de fusión y ebullición.</li> <li>▶ No conduce la corriente eléctrica en estado sólido.</li> <li>▶ No se disuelve en agua.</li> <li>▶ Es un compuesto.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>▶ Bajos puntos de fusión y ebullición.</li> <li>▶ No conduce la corriente eléctrica en estado sólido.</li> <li>▶ No se disuelve en agua.</li> <li>▶ Es un elemento.</li> </ul>

## CANTIDAD DE SUSTANCIA EL MOL

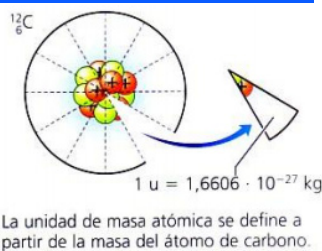
No hay una balanza capaz de medir la masa de un solo átomo. Por ello los químicos idearon el concepto de masa relativa y crearon una escala adoptando como unidad de referencia, unidad de masa atómica  $u$  la doceava parte de la masa del átomo de C-12.

Para facilitar los cálculos medimos la masa de gran cantidad de átomos. 14 g, no es la masa de un átomo de N, es la masa de un nº muy grande de átomos, que es siempre el mismo:

$$602.000.000.000.000.000.000.000 = 6,02 \times 10^{23}$$

Realmente un número muy grande, que tiene nombre propio, se llama **NÚMERO DE AVOGADRO**.

En 1 docena siempre hay un número fijo de unidades, sean huevos, manzanas, pelotas o pasteles, siempre hay 12 huevos, 12 manzanas, 12 pelotas o 12 pasteles.



### Información obtenida de una fórmula química

#### Compuesto formado por moléculas

Una molécula de amoniaco,  $\text{NH}_3$ , contiene:

- 1 átomo de nitrógeno.
- 3 átomos de hidrógeno.

Su masa molecular relativa es:

$$1 \cdot 14 + 3 \cdot 1 = 17$$

#### Compuesto formado por cristales

En un cristal de cloruro de calcio,  $\text{CaCl}_2$ , por cada átomo de calcio en forma de ion  $\text{Ca}^{2+}$  existen dos iones de cloro,  $\text{Cl}^-$ .

Su masa molecular relativa es:

$$1 \cdot 40 + 2 \cdot 35,5 = 111$$

En Química se utiliza una unidad de cantidad similar a la docena, el MOL. En 1 mol siempre hay un número fijo de unidades, exactamente  $6,02 \cdot 10^{23}$ , el número de Avogadro ( $N_A$ ), un número realmente grande, un número 100 billones de veces mayor que el número de habitantes de nuestro planeta.

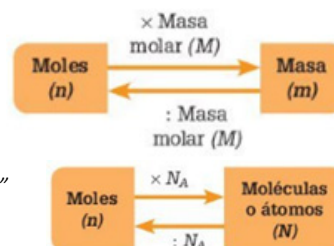
**Un mol es la cantidad de sustancia que contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  unidades elementales de esa sustancia.**

- ▶ 1 mol de un elemento tiene una masa en gramos igual al nº que expresa su masa atómica en "u"
- ▶ 1 mol de un compuesto tiene una masa en gramos igual al nº que expresa su masa molecular en "u"

#### Dióxido de carbono

Está formado por moléculas de  $\text{CO}_2$

- 1 mol de moléculas de  $\text{CO}_2$  tiene una masa de  $12 + 16 \cdot 2 = 44$  g
- La masa molar del  $\text{CO}_2$  es 44 g/mol
- En 44 g de  $\text{CO}_2$  hay  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{CO}_2$ , es decir  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de C y  $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de O.



## Actividades

50. Calcula la masa molecular de las siguientes sustancias:

- ▶ óxido de zinc  $\text{ZnO}$
- ▶ hidróxido de calcio  $\text{Ca(OH)}_2$   
masas atómicas (u)  $\text{Zn}=65$ ;  $\text{O}=16$ ;  $\text{Ca}=40$ ;  $\text{H}=1$

51. Un frasco contiene 120 g de cloruro de calcio  $\text{CaCl}_2$  ¿cuántos moles de  $\text{CaCl}_2$  hay en ese recipiente?

Datos: masas atómicas (u)  $\text{Cl}=35,5$ ;  $\text{Ca}=40$ ;

52. El plomo es un elemento químico tóxico para los organismos vivos. Se calcula que más de 60.000 aves mueren anualmente en España como consecuencia de haber ingerido perdigones de plomo confundiéndolos con semillas. En 0,22 moles de plomo, ¿cuántos átomos de plomo hay? ¿Cuál es su masa expresada en gramos? (masa atómica  $\text{Pb}=207$ )

53. Determina la masa en gramos de:

- ▶ 3 moles de bromuro de sodio  $\text{NaBr}$
- ▶  $3,01 \cdot 10^{24}$  moléculas de oxígeno  $\text{O}_2$

Datos: masas atómicas (u)  $\text{Na}=23$ ;  $\text{Br}=80$ ;  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

54. El paracetamol es un analgésico cuya fórmula química es:  $C_8H_9O_2N$ , calcula:
- La masa de una molécula de paracetamol en unidades de masa atómica.
  - La masa de 1 mol de paracetamol.
  - Las moléculas de paracetamol que ingerimos cada vez que tomamos un comprimido de 500 mg de este fármaco.
- Datos masas atómicas (u) N=14; C=12; H=1; O=16.

## FORMULACIÓN INORGÁNICA



Los compuestos químicos están formados por la unión de átomos de diferentes elementos en una proporción fija. Una fórmula consta de unas letras que simbolizan los átomos que forman el compuesto y de unos números que se escriben como subíndices y que indican el número de átomos de un determinado elemento que interviene en una molécula de dicho compuesto.

Los **números de oxidación** representan la carga aparente de un átomo cuando se combina con otros para formar una molécula, el número de electrones cedidos o ganados por ese átomo en relación al átomo aislado. Reglas para determinar números de oxidación:

- El nº de oxidación de elementos en su estado natural es 0
- El nº de oxidación del oxígeno es -2 salvo en los peróxidos que es -1 y en su combinación con el F que es +2.
- El nº de oxidación del H es +1 cuando está unido a con átomos no metálicos y -1 cuando está con metales.
- El Fluor tiene nº de oxidación -1 en todos sus compuestos.

**Tabla de nº de oxidación de los elementos más importantes** → → →

+1	+2															3	2 ±4	±3 +5	±2 +4 +6	±1 +3 +5 +7
±1 H																				
Li	Be															B	C	N	-2 O	-1 F
Na	Mg															Al	Si	P	S	Cl
K	Ca			2,3 (6) Cr	2,3, (4,6,7) Mn	2,3 Fe	2,3 Co	2,3 Ni	1,2 Cu	2 Zn						Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr								2,4 Pd	1 Ag	2 Cd					In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba								2,4 Pt	1,3 Au	1,2 Hg					Tl	Pb	Bi	Po	At
Fr	Ra																			

### NORMAS GENERALES PARA ESCRIBIR LAS FÓRMULAS

En la fórmula de un compuesto se escriben juntos los símbolos de los átomos y un nº a la derecha del símbolo en posición subíndice, que indica la cantidad que hay de ese elemento. Ej:  $Fe_2O_3$ , sustancia que contiene hierro y oxígeno en proporción 2:3.

- Cuando un subíndice afecta a más de un átomo se utilizan paréntesis. Ej:  $Fe(OH)_2$
- Si se trata de un ion se escribe primero el número (carga) y luego el signo ("+" o "-").
- Para escribir las fórmulas, el elemento, de los dos, que aparezca en último lugar, siguiendo el camino trazado, será el que primero se escriba.

### NORMAS GENERALES PARA ESCRIBIR LOS NOMBRES DE LAS SUSTANCIAS: Sistemas de nomenclatura:

- A) **COMPOSICIÓN** o estequiométrica : Está basada en la composición: informa sobre los átomos que componen la sustancia y en qué proporción están, **proporción que se puede indicar de dos maneras distintas**:
- Mediante **prefijos multiplicadores** (mono, di, tri, ...). El "mono" no es necesario si no existe ambigüedad. No se pueden eliminar letras, no se puede decir pentóxido, si pentaóxido.  **$Fe_2O_3$  trióxido de dihierro**
  - Mediante **números de oxidación**, escritos entre paréntesis, en números romanos, al lado del nombre del elemento, sin dejar espacio. Cuando el elemento tiene un único estado de oxidación no se indica en el nombre del compuesto.  **$Fe_2O_3$  óxido de hierro(III)**
- B) **SUSTITUCIÓN**: El origen de esta nomenclatura son los hidruros no metálicos, que son nombrados como los hidrocarburos y usando los sufijos que fueran necesarios.  $NH_3$  = azano;  $BH_3$  = borano;  $CH_4$  = metano;  $H_2O$  = oxidano. La IUPAC sigue aceptando, como no podía ser de otro modo, los nombres de amoníaco para el  $NH_3$  y agua para el  $H_2O$ .

**En la medida de que el nombre describe a un compuesto de forma inequívoca, el nombre es correcto.**





**NORMAS PARA NOMBRAR SUSTANCIAS E IONES SIMPLES** formados por una sola clase de átomos.

- los **metales** se nombran igual que el elemento que los compone: Ag=plata
- los **gases monoatómicos** se nombran como el elemento: He= helio
- las **moléculas homonucleares**: se nombran con el prefijo numeral que corresponda: N<sub>2</sub>=dinitrógeno, O<sub>2</sub>= dioxígeno P<sub>4</sub> = tetrafósforo.

Fórmula	mediante número de carga
Cl <sup>-</sup>	cloruro(1-) o cloruro
H <sup>-</sup>	hidruro(1-) o hidruro
N <sup>3-</sup>	nitruro(3-) o nitruro
S <sup>2-</sup>	sulfuro(2-) o sulfuro
O <sup>2-</sup>	óxido(2-) u óxido

En cuanto a los **IONES**, átomos con carga (+): cationes) o (-): aniones.

- Los **aniones** se nombran con el sufijo **-uro** al final del nombre del átomo del que se elimina la última vocal, salvo el del oxígeno, que se llama óxido. La carga del ion se indica con el nº de carga. Si no hay ambigüedad puede omitirse el nº de carga
- Los **cationes** se escribe el nombre del elemento con el nº de carga entre paréntesis, SIEMPRE.

Fórmula	mediante número de carga
Fe <sup>2+</sup>	ion hierro(2+)
Fe <sup>3+</sup>	ion hierro(3+)
Au <sup>+</sup>	ion oro(1+)
Au <sup>3+</sup>	ion oro(3+)

## COMPUESTOS BINARIOS

Sustancias formadas por dos tipos de átomos distintos. Para escribir la **fórmula**, si el nombre está en la nomenclatura estequiométrica los **subíndices** coinciden con los prefijos de cantidad, pero si se utilizan nº de oxidación, los subíndices de cada elemento, deben calcularse.



A. **Nomenclatura de composición**: Se lee la fórmula de derecha a izquierda y la proporción entre átomos se indica:

- mediante **prefijos multiplicadores**: nombre de elemento de la derecha **-uro** (salvo el oxígeno que se nombra como óxido) + de + nombre del elemento de la izquierda.
- mediante el **nº de oxidación**: la misma secuencia, pero colocando al final del nombre entre paréntesis y en nº **romanos el número de oxidación del elemento escrito a la izquierda**.

Para escribir la **fórmula** de un compuesto binario, se intercambian los nº de oxidación o las cargas de los elementos y se colocan como subíndices del otro elemento, simplificándose cuando sea posible. En la nomenclatura estequiométrica, los subíndices coinciden con los prefijos de cantidad.



☒ Cuando los **elementos tienen un único estado de oxidación**, NO se indica en el nombre del compuesto.

☒ **NOVEDAD!** En las **combinaciones binarias del O con los elementos del grupo 17**, el O se escribe a la izquierda de la fórmula: OCl<sub>2</sub> dicloruro de oxígeno

☒ **Combinaciones binarias del H**: el H actúa con nº de oxidación -1 si se combina con metales y elementos de los grupos 13, 14 y 15, mientras que si se combina con los no metales de los grupos 16 y 17 actúa con nº de oxidación +1; en disolución acuosa se comportan como ácidos (**HIDRÁCIDOS**) y se nombran con la palabra ácido + nombre del elemento terminado en **-hídrico**.

☒ En las combinaciones de un metal y un no metal (**sales binarias**) se nombra primero el no metal acabado en **-uro** y a continuación el metal usando prefijos de cantidad o el nº de oxidación del metal.  
Ag<sub>2</sub>S sulfuro de plata o sulfuro de diplata      Cu Cl<sub>2</sub> cloruro de cobre(II) o dicloruro de cobre

fórmula	Prefijos multiplicadores	Nombre en dis. acuosa
HCl	cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
H <sub>2</sub> S	sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhídrico
HF	fluoruro de hidrógeno	ácido fluorhídrico
H <sub>2</sub> Se	seleniuro de hidrógeno	ácido selenhídrico

dibromuro de heptaoxígeno



B. **Nomenclatura de sustitución**:

Los hidruros de los grupos 13 al 17, reciben nombres específicos.

Grupo 13		Grupo 14		Grupo 15		Grupo 16		Grupo 17	
BH <sub>3</sub>	borano	CH <sub>4</sub>	metano	NH <sub>3</sub>	azano	H <sub>2</sub> O	oxidano	HF	fluorano
AlH <sub>3</sub>	alumano	SiH <sub>4</sub>	silano	PH <sub>3</sub>	fosfano	H <sub>2</sub> S	sulfano	HCl	clorano
GaH <sub>3</sub>	galano	GeH <sub>4</sub>	germano	AsH <sub>3</sub>	arsano	H <sub>2</sub> Se	selano	HBr	bromano
InH <sub>3</sub>	indano	SnH <sub>4</sub>	estannano	SbH <sub>3</sub>	estibano	H <sub>2</sub> Te	telano	HI	yodano
TlH <sub>3</sub>	talano	PbH <sub>4</sub>	plumbano	BiH <sub>3</sub>	bismutano	H <sub>2</sub> Po	polano	AtH	astatano

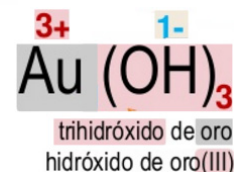
## COMPUESTOS TERNARIOS

Son compuestos que están formados por tres átomos de distinta naturaleza, por tres elementos diferentes. En este grupo se incluyen los **HIDRÓXIDOS**, los **OXOÁCIDOS** y las **OXOSALES**.

- **HIDRÓXIDOS**: compuestos iónicos formados por el anión (OH)<sup>-</sup> y un catión metálico. La estequiometría debe cumplir que el nº de cargas (+) sea igual al de (-) ⇒ o sea **nº de (OH)<sup>-</sup> = carga positiva del catión**.



**Para formularlos** se escribe primero el símbolo del catión y luego el del hidróxido y se colocan los subíndices siguiendo las indicaciones de los prefijos multiplicadores; en caso de usar el nº de oxidación o el de carga, se colocan los grupos (OH), necesarios para que la suma de la parte positiva y la parte negativa sea cero. **Si el subíndice del grupo (OH) fuese 1, ni se escribe el número ni se escribe el paréntesis** en la nomenclatura del número de oxidación pero si en la del número de carga.



**Para nombrarlos**: hidróxido + de + nombre del catión; se usan prefijos mono-,di-,tri-... para indicar la cantidad de (OH) o bien nº de oxidación del otro elemento.

- **OXOÁCIDOS**: Tan solo vamos a introducir tres de los oxoácidos más habituales:

- HNO<sub>3</sub> ácido nítrico
- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ácido sulfúrico
- H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> ácido carbónico

55. Formular:

Nombre	Fórmula
sulfuro de hierro(II)	
monóxido de níquel	
cloruro de cromo(II)	
difluoruro de oxígeno	
seleniuro de aluminio	
hidruro de estaño(IV)	
óxido de arsénico(III)	
dihidruro de bario	

Nombre	Fórmula
óxido de oro(III)	
hidruro de litio	
dibromuro de pentaoxígeno	
pentaóxido de dinitrógeno	
óxido de litio	
óxido de platino(IV)	
dióxido de estaño	
Óxido de antimonio(III)	

56. Nombrar:

Fórmula	Nombre
K <sub>2</sub> Se	
CO	
O <sub>3</sub>	
PH <sub>3</sub>	
SnO <sub>2</sub>	
AgCl	
PbI <sub>4</sub>	
NiI <sub>3</sub>	

Fórmula	Nombre
HCl	
BaO	
Au <sub>2</sub> O	
CoTe	
SO <sub>3</sub>	
O <sub>5</sub> I <sub>2</sub>	
SbH <sub>3</sub>	
CH <sub>4</sub>	

57. Formular y/o nombrar las siguientes sustancias:

Fórmula	Nombre
Pb(OH) <sub>4</sub>	
Li <sub>2</sub> O	
HNO <sub>3</sub>	
Ca(OH) <sub>2</sub>	
CuH <sub>2</sub>	
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	
PtI <sub>2</sub>	
HCl	
Ni(OH) <sub>2</sub>	
NH <sub>3</sub>	
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	
CoS	
AgH	
Cr <sup>3+</sup>	

Nombre	Fórmula
hidróxido de calcio	
cloruro de aluminio	
hidróxido de hierro(II)	
ácido sulfhídrico	
metano	
Hidróxido de potasio	
estaño(4+)	
dicloruro de heptaoxígeno	
óxido de cinc	
ácido yodhídrico	
bromuro de magnesio	
borano	
hidróxido de litio	
telururo de sodio	



# 5

## Las reacciones químicas



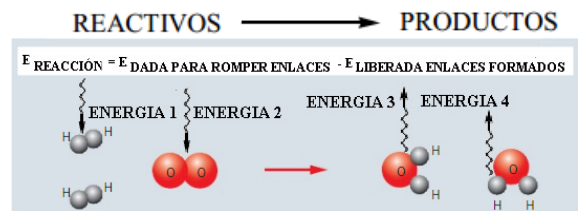
Cualquier material puede sufrir **cambios** de distinta índole, unos son **físicos** y otros **químicos**. En los primeros no se modifica la naturaleza del material (movimientos, cambios de estado). Sin embargo en los cambios químicos se produce tal modificación del material, que la composición de éste no es la misma que al principio (oxidación de metales, combustión de materiales).

Los fenómenos químicos, reacciones químicas, se caracterizan por tres aspectos que los diferencian de los físicos, que son:

- Sustancias sólidas (s)
- Sustancias líquidas (l)
- Sustancias gaseosas (g)
- Sustancias disueltas en agua (ac)

- Las sustancias iniciales se transforman en otras de distinta naturaleza.
- En una reacción se produce un intercambio de energía con el exterior, en forma de calor que se absorbe, o se desprende (combustiones).
- Los cambios químicos, a diferencia de los físicos, son difíciles de invertir.

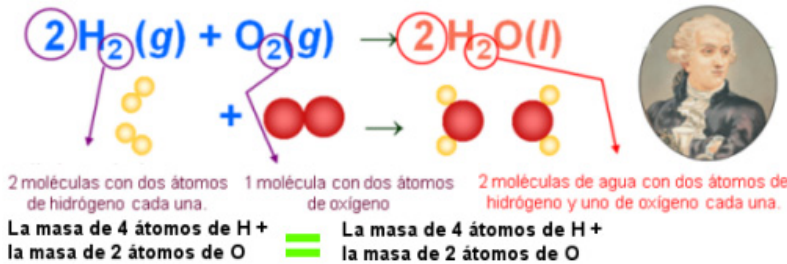
Una **reacción química** no es otra cosa que una recombinação de átomos para formar moléculas nuevas.



En una ecuación química los Reactivos se escriben a la izquierda, los productos a la derecha y en medio una flecha. Según la **LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA** (La suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos) el número de átomos de cada elemento debe ser el mismo antes y después de la reacción.

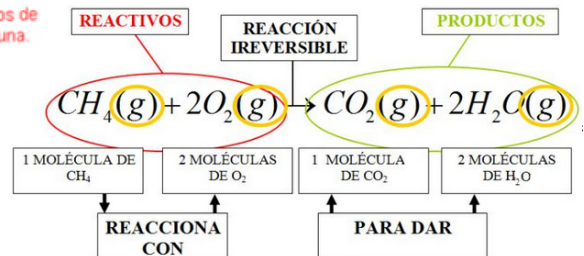
Una reacción química está **AJUSTADA** si en ambos miembros hay el mismo nº de átomos de cada elemento. Para ello hay que añadir unos NÚMEROS (coeficientes estequiométricos) delante de las fórmulas de los compuestos. Es una consecuencia de la conservación de la masa.

IMPORTANTE: **NO PODEMOS MODIFICAR UNA FÓRMULA** para ajustar una ecuación. Si se modifica una fórmula ya no se trataría de la misma sustancia química.



La parte de la Química que estudia los cálculos numéricos cuantitativos relativos a las cantidades de las sustancias que intervienen en una reacción química es la **ESTEQUIOMETRÍA**.

Los números que van delante de las fórmulas indican la proporción en la que intervienen las moléculas de reactivos y productos en una reacción química. Los cálculos estequiométricos se hacen para conocer con precisión las cantidades de las sustancias que participan en la reacción.



$M(\text{CH}_4) = 12 + 1 \cdot 4 = 16 \text{ u}$        $M(\text{O}_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ u}$        $M(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ u}$   
 $M(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{ u}$

Y conociendo al menos la cantidad de una de las sustancias que intervienen en la reacción, podremos hallar a partir de ella las cantidades de sustancia consumidas o producidas en dicha reacción.

CH <sub>4</sub> (g)	+	2 O <sub>2</sub> (g)	→	CO <sub>2</sub> (g)	+	2 H <sub>2</sub> O(g)
1 molécula de CH <sub>4</sub>		2 moléculas de O <sub>2</sub>		1 molécula de CO <sub>2</sub>		2 moléculas de H <sub>2</sub> O
1 mol de CH <sub>4</sub>		2 moles de O <sub>2</sub>		1 mol de CO <sub>2</sub>		2 moles de H <sub>2</sub> O
16 g de CH <sub>4</sub>		64 g de O <sub>2</sub>		44 g de CO <sub>2</sub>		36 g de H <sub>2</sub> O
<b>16 + 64 = 80</b>				<b>44 + 36 = 80</b>		

### Ejemplo

El carbonato de calcio sólido, CaCO<sub>3</sub>, reacciona con el ácido clorhídrico, HCl, y se forman cloruro de calcio en disolución, CaCl<sub>2</sub>, agua líquida, H<sub>2</sub>O, y dióxido de carbono gaseoso, CO<sub>2</sub>. Calcula la masa de CaCl<sub>2</sub> que se obtiene al reaccionar 23 g de CaCO<sub>3</sub> con cantidad suficiente de HCl.

**DATOS.**  $m(\text{CaCO}_3) = 23 \text{ g}$ ;  $A_r(\text{Ca}) = 40,08$ ;  $A_r(\text{C}) = 12,01$ ;  $A_r(\text{O}) = 16,00$ ;  $A_r(\text{Cl}) = 35,45$ ;  $A_r(\text{H}) = 1,01$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química:  $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$

— Hallamos la masa molar del CaCO<sub>3</sub> y del CaCl<sub>2</sub>:  $M(\text{CaCO}_3) = 1 \cdot 40,08 + 1 \cdot 12,01 + 3 \cdot 16,00 = 100,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$   
 $M(\text{CaCl}_2) = 1 \cdot 40,08 + 2 \cdot 35,45 = 110,98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

— Calculamos la cantidad de la sustancia conocida:  $23 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} = 0,23 \text{ mol CaCO}_3$

— Determinamos la cantidad de CaCl<sub>2</sub> que se obtiene a partir de la **relación molar** entre el CaCO<sub>3</sub> y el CaCl<sub>2</sub>:

$$0,23 \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,23 \text{ mol CaCl}_2$$

— Transformamos la cantidad de CaCl<sub>2</sub> a masa:  $0,23 \text{ mol CaCl}_2 \cdot \frac{110,98 \text{ g CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 25,5 \text{ g CaCl}_2$

58. ¿cuáles son las características de un cambio químico?

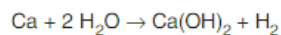
Indica si los siguientes procesos son físicos o químicos:

- ▶ Un imán que atrae un trozo de hierro \_\_\_
- ▶ Dilatación de una barra de hierro \_\_\_
- ▶ Fabricación de un yogur \_\_\_
- ▶ Combustión del butano en una estufa \_\_\_
- ▶ Fusión de estaño en la soldadura \_\_\_
- ▶ Explosión de la gasolina en los motores de los coches \_\_\_
- ▶ oxidación de un clavo a la intemperie \_\_\_
- ▶ Hinchar un neumático \_\_\_

59. Ajusta las siguientes reacciones químicas:

- ▶  $\text{BaCl}_2 (\text{ac}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{ac}) \rightarrow \text{BaSO}_4 (\text{ac}) + \text{HCl} (\text{ac})$
- ▶  $\text{C}_2\text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- ▶  $\text{PbO} (\text{s}) + \text{C} (\text{s}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{Pb} (\text{s})$
- ▶  $\text{CO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g})$
- ▶  $\text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{KCl} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g})$
- ▶  $\text{K} (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{KOH} (\text{ac}) + \text{H}_2 (\text{g})$

60. Aplica la ley de conservación de la masa para completar la siguiente tabla:



MASA TOTAL DE REACTIVOS		MASA TOTAL DE PRODUCTOS	
94,91 g			
masa de Ca	masa de H <sub>2</sub> O	masa de Ca(OH) <sub>2</sub>	masa de H <sub>2</sub>
50 g			2,50 g

61. En la combustión del propano:  $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- a) Ajusta la ecuación.
  - b) Halla la cantidad de CO<sub>2</sub> que se obtendría a partir de 220 g de propano
  - c) ¿qué cantidad de oxígeno se necesitaría para que reaccionen los 220 g de propano?
- Masas atómicas (u): C=12; H=1; O=16.

62. El magnesio se combina con el ácido clorhídrico según:  $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$

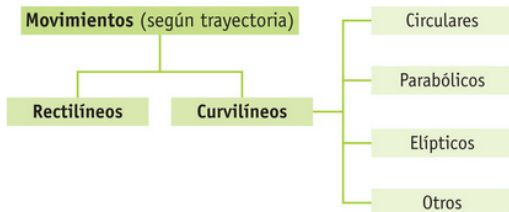
- a) Ajusta la reacción y calcula cuántos gramos de ácido reaccionan con 6 g de Mg.
- b) Halla la masa de H<sub>2</sub> y de cloruro de magnesio que se obtiene. masas atómicas (u) Mg= 24 ; H=1; Cl=35,5

# 6

## El movimiento



El movimiento se caracteriza por un cambio de posición de un cuerpo a lo largo del tiempo, respecto a un punto elegido para describirlo que consideramos fijo (punto de referencia).



Dependiendo de cómo se mueva el cuerpo necesitaremos una o dos direcciones, para localizar el móvil en cada instante. Si un cuerpo se mueve en el plano se necesitan dos ejes de coordenadas para determinar su posición:

El **desplazamiento** ( $\Delta x$ ) es la longitud del segmento que une las posiciones inicial y final del movimiento de un cuerpo y el **espacio** recorrido ( $\Delta s$ ) es la longitud de la trayectoria



que ha seguido el móvil, desde su posición inicial a la posición final.

La **velocidad** es la magnitud que mide la rapidez con que un móvil cambia de posición.

La velocidad instantánea es la que posee un móvil en un momento concreto y la velocidad media, es el promedio de todas las velocidades instantáneas y se halla haciendo el cociente entre la distancia recorrida por el móvil y el tiempo empleado en recorrerla. S.I (m/s)

$$v = \frac{\Delta s}{\Delta t}$$

La **aceleración** mide el ritmo al que varía la velocidad; es el cociente entre la variación de velocidad ( $\Delta v$ ) y el tiempo empleado. (S.I: m/s<sup>2</sup>)

$$a = \frac{\Delta v}{\Delta t} = \frac{v - v_0}{t - t_0}$$

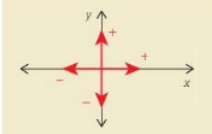
**MRU**

- Trayectoria Linea Recta
- Velocidad Constante
- $x = x_0 + v \cdot \Delta t$

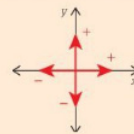
**MRUA**

- Linea Recta
- Cambio de Velocidad
- Constante Aceleración
- $a = \frac{\Delta v}{\Delta t} = \frac{v - v_0}{t - t_0}$
- $v = v_0 + a \cdot t$
- $x = x_0 + v_0 \cdot t + \frac{1}{2} \cdot a \cdot t^2$

Criterio de signos para la posición y la velocidad



Criterio de signos para la aceleración



### CAIDA LIBRE

**MRUA**

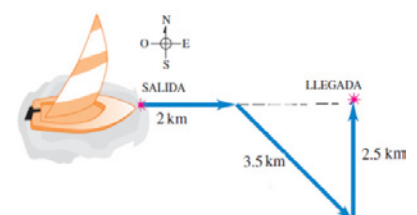
- $g = -9,8 \text{ m/s}^2$
- $v = v_0 - g \cdot t$
- $y = y_0 - \frac{1}{2} \cdot g \cdot t^2$

### Actividades

63. Transformar a unidades del S.I las velocidades que se indican:

- coche de fórmula 1: 0,38 Km/s
- avión supersónico de la NASA: 14000 Km/h
- abeja: 30 dam/min

64. Calcula el desplazamiento y el espacio recorrido por un velero que navega 2 Km al este, luego 3,5 Km al sureste y después 2,5 Km al norte.



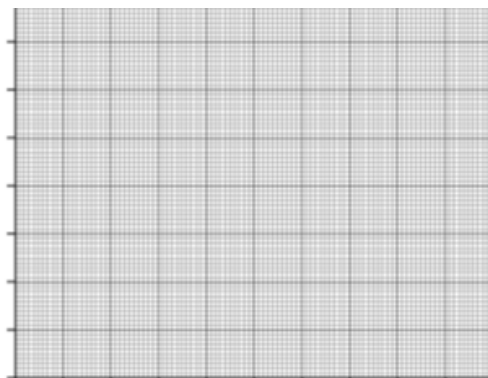
65. El coche de la figura se desplaza por una carretera desde la posición  $x_0$  a  $x_1$ , luego a  $x_2$  y finaliza el trayecto en  $x_3$ . Halla el desplazamiento y la distancia recorrida.



66. Halla, en m/s, la velocidad de una hormiga que recorre en 180 min la misma distancia que un hombre caminando a 5 Km/h durante 6 min.

67. A las 8h 30 min el AVE Madrid- Sevilla sale de la estación de Atocha, a 345 Km de Córdoba, moviéndose a una velocidad de 50 m/s. Determina qué distancia recorrerá en los siguientes 15 min y la hora de llegada a la estación de Córdoba Central

68. Un tren de mercancías viaja a 90 Km/h. Calcula el espacio que recorre en un cuarto de hora. Elabora una tabla y representa gráficamente la posición frente al tiempo.

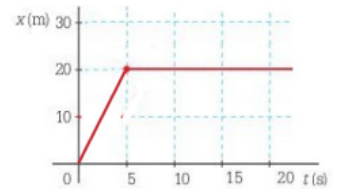


69. Un chico va a la librería, que está a 1,2 Km de su casa, a comprar y vuelve por el mismo camino. Si tarda 15 min en la ida y 20 min en la vuelta, ¿cuánto tardó en comprar si la rapidez media total ha sido de 1 m/s?

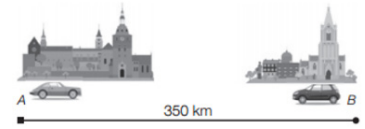
70. Un radar de carretera, para comprobar la velocidad a la que circulan los vehículos, limitada a 120 Km/h, toma dos imágenes separadas por 100 m y mide el tiempo entre ambas, resultando que un coche ha tardado 2,5 s en recorrer la distancia entre las señales. Demuestra si el coche circula dentro de los límites de circulación vial.



71. A partir de la gráfica posición-tiempo para el movimiento de un coche, indica tipo de movimiento, velocidad media en cada tramo y en todo el trayecto.



72. Desde Madrid y Valencia, distantes 350 Km, parten al mismo tiempo dos coches, con velocidades de 60 y 80 Km/h respectivamente y se dirigen uno al encuentro del otro. ¿cuánto tiempo tardarán en cruzarse y en qué punto se encontrarán si ambos llevan m.r.u?

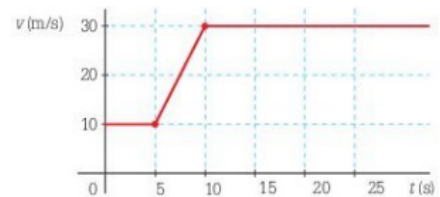


73. Halla la aceleración de:

- un coche circula a 54 Km/h y se detiene en 3 s por la acción de los frenos.
- Una moto que va a 72 Km/h y alcanza al cabo de 1/3 de minuto, los 90 Km/h.

74. Un móvil lleva una velocidad de 8 cm/s y recorre una trayectoria recta con una aceleración de 2 cm/s<sup>2</sup>. ¿qué tiempo tarda en recorrer 2,10 m?

75. A partir del diagrama v-t para el movimiento de un coche eléctrico, halla la aceleración y el espacio recorrido en cada tramo.



76. Desde la copa de un árbol, a 45 m de altura, un pájaro hace que caiga una piña. Determina:
- Qué tiempo tarda en llegar al suelo.
  - La velocidad de llegada al suelo.





# 7

## Las fuerzas



### LAS FUERZAS

Fuerza es toda acción capaz de **alterar el estado de reposo o de movimiento** de los cuerpos o de producir en ellos alguna **deformación**.

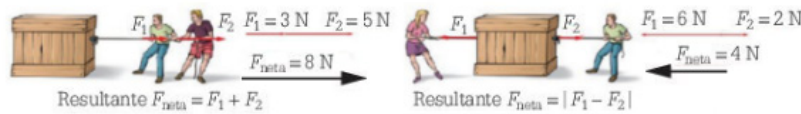
#### ELEMENTOS la fuerza es un vector.

- **Módulo.** Valor numérico absoluto de la intensidad de la fuerza
- **Dirección.** Recta que contiene el vector fuerza.
- **Sentido.** Indicado por la punta de la flecha del vector.
- **Punto de aplicación, O.** Punto sobre el cual se aplica la fuerza.



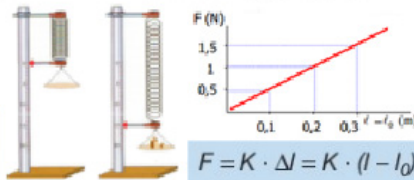
#### EQUILIBRIO fuerza resultante

Si  $\sum \vec{F} = 0$



#### DEFORMACIÓN Ley de Hooke

La deformación que sufre un cuerpo elástico es **directamente proporcional** a la fuerza aplicada.



Es el fundamento del **Dinámometro**: instrumento para medir la intensidad de las fuerzas



#### EFECTOS DE LAS FUERZAS

1 kp = 9,8 N



#### CAMBIOS EN EL ESTADO DE MOVIMIENTO

La **dinámica** es la rama de la física que estudia la relación entre las fuerzas y el estado de movimiento de un objeto.

las leyes que rigen la dinámica.

### LEYES DE NEWTON



#### TIPOS DE FUERZAS EN LA NATURALEZA.

- ▶ **Fuerza de rozamiento:** aparece cuando dos superficies entran en contacto y se opone al movimiento entre ambas.
  - $\vec{v} = \text{constante}$
  - $\vec{F}_1$  and  $\vec{F}_2 = -\vec{F}_1$
  - $\sum \vec{F} = 0$  (cuerpo en equilibrio)
- ▶ **Fuerza gravitatoria,** como la fuerza con la que la Tierra atrae a los cuerpos situados a su alrededor.
  - $\vec{a}_1$  and  $\sum \vec{F} = m\vec{a}$
- ▶ **Fuerza eléctrica,** que se manifiesta entre cargas eléctricas.
  - $\vec{F}_A \text{ sobre } B$  and  $\vec{F}_B \text{ sobre } A = -\vec{F}_A \text{ sobre } B$
- ▶ **Fuerza magnética,** como la que ejerce un imán sobre los objetos de hierro.
- ▶ **Fuerza nuclear** que mantiene unidos a los protones y los neutrones en el interior del núcleo atómico.

#### Primera ley de Newton

Un cuerpo permanece en su estado de **reposo** o de **movimiento rectilíneo uniforme (MRU)** si no actúa ninguna fuerza sobre él, o bien, si la **resultante** de las fuerzas que actúan es **nula**.

#### Segunda ley de Newton

Si sobre un cuerpo actúa **una fuerza resultante**, este adquiere una **aceleración directamente proporcional a la fuerza aplicada**, donde la masa del cuerpo,  $m$ , es la constante de proporcionalidad.

$$F = m \cdot a$$

De modo que:

- $F$  es la fuerza resultante, N.
- $m$  es la masa, kg.
- $a$  es la aceleración,  $m/s^2$

#### Tercera ley de Newton

Si un cuerpo ejerce una fuerza, que llamamos **acción**, sobre otro cuerpo, este, a su vez, ejerce sobre el primero otra fuerza, que denominamos **reacción**, con el **mismo módulo** y la **misma dirección**, pero de **sentido contrario**.

$$P = m \cdot g$$

$P$  es el peso (N).

$m$  es la masa del cuerpo (kg).

$g$  es la aceleración de la gravedad, que a pequeñas distancias de la superficie terrestre tiene un valor constante de **9,8  $m/s^2$** .

Todos los cuerpos que están sobre la superficie terrestre están sometidos a una fuerza de atracción, que ejerce la Tierra sobre ellos. Se denomina **PESO** de un cuerpo a la fuerza de atracción gravitatoria que la tierra ejerce sobre él; se mide en newtons (N) y es directamente proporcional a la masa del cuerpo ( $m$ ) y a la aceleración de la gravedad ( $g$ ). Se dirige siempre verticalmente hacia el centro de la Tierra.

**No confundas MASA y PESO**, la masa es la cantidad de materia que posee un cuerpo, es constante, se mide con una balanza y se expresa en el S.I. en Kg, mientras que el PESO es una fuerza, es variable puesto que depende del valor de  $g$ , se mide con un dinamómetro y en el S.I. se expresa en N.





## Actividades

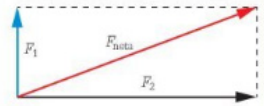
77. ¿qué son las fuerzas y qué efectos pueden producir sobre los cuerpos?

78. Un muelle mide 8 cm y al tirar de él con una fuerza de 2 N se observa que mide 90 mm. Calcula:

- El valor de la constante elástica del muelle.
- La longitud del muelle si la fuerza que se aplica es de 6 N.

La fuerza resultante de dos **fuerzas perpendiculares** se obtiene aplicando el **teorema de Pitágoras**:

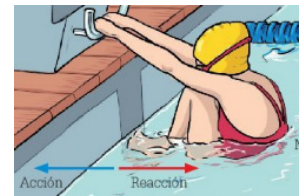
$$F_{\text{neta}}^2 = F_1^2 + F_2^2 \rightarrow \\ \rightarrow F_{\text{neta}} = \sqrt{F_1^2 + F_2^2}$$



Esta operación nos sirve tanto para la **composición** de fuerzas como para su **descomposición**.

79. Contesta razonadamente a las siguientes preguntas:

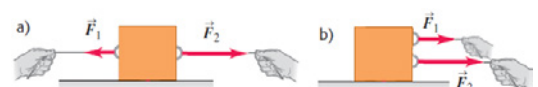
- ¿qué es la inercia?
- ¿qué fuerza neta actúa sobre un coche que se mueve por un tramo recto de una autopista, con una velocidad constante de 100 Km/h?
- ¿Qué características tienen las fuerzas de acción reacción?



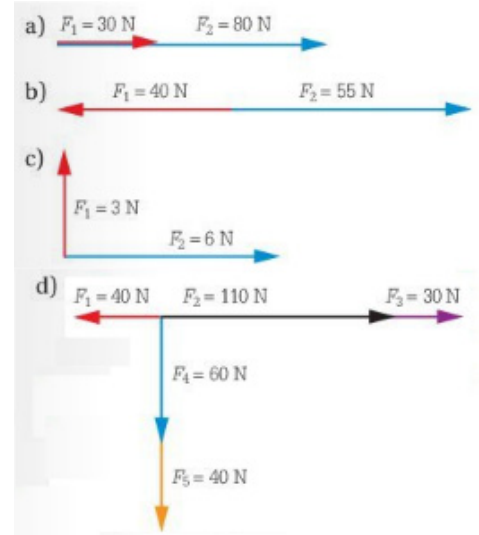
80. Dos niños tiran de dos cuerdas atadas a una caja con una fuerza de 8 N cada uno. Si para arrastrar la caja es necesario ejercer una fuerza de 10 N, determina si serán capaces de arrastrarla cuando:

- Tiren de las cuerdas en la misma dirección y sentido.
- Tiren de las cuerdas en direcciones perpendiculares.

81. Se ejercen dos fuerzas  $F_1 = 15 \text{ N}$  y  $F_2 = 30 \text{ N}$  sobre un cuerpo de 2500 g de masa que descansa sobre una superficie horizontal. Calcula el módulo, la dirección de la fuerza neta que actúa sobre el cuerpo y la aceleración que adquiere en los siguientes casos:



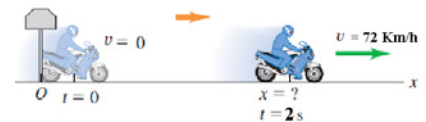
82. Halla la resultante de los siguientes sistemas de fuerzas.



83. ¿Qué aceleración adquiere un patinador de 50 Kg de masa al aplicarle una fuerza de 150 N? ¿en qué ley te basas para realizar este cálculo? Enúnciala.

84. Una moto de 150 Kg de masa parte del reposo y en 2 segundos alcanza una velocidad de 72 Km/h. Halla:

- La aceleración de la moto.
- La fuerza con la que arranca el motor.
- La velocidad de la moto 5 segundos después de haber arrancado



85. El conductor de un coche de 1200 Kg que circula a 90 Km/h, ve de repente una vaca estacionada en la carretera, reacciona de forma inmediata y frena bruscamente consiguiendo detenerse en 10 segundos sin atropellar al animal.

- Halla:
- La aceleración
  - La distancia que recorre desde que empieza a frenar hasta que se para.
  - La fuerza neta que actúa sobre el coche.
  - Cuando el coche frena bruscamente ¿Hacia dónde se moverían los pasajeros y por qué?



86. a) Un chico tiene una masa de 60 Kg y pesa en Marte 222 N ¿cuál es la aceleración de la gravedad en Marte?  
 b) ¿cuánto pesaría en la luna ( $g = 1,6 \text{ m/s}^2$ ), un ladrillo que en la Tierra pesa 20 N? ¿variaría su masa?