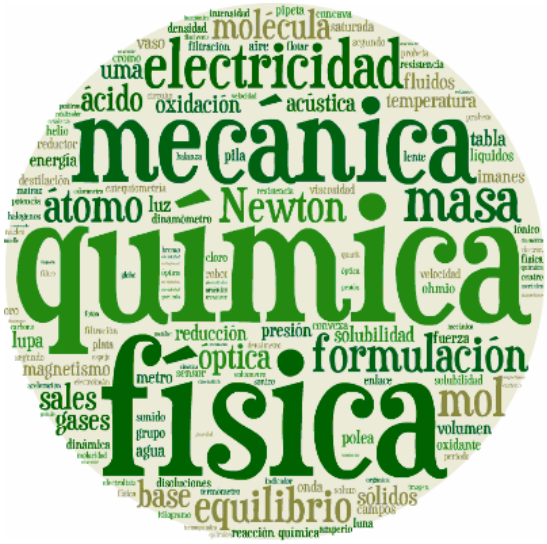


CUADERNO DE REFUERZO

3º E.S.O

1 EL MÉTODO CIENTÍFICO, LA MEDIDA

Decimos que una parte del conocimiento humano es una ciencia si aplica el **método científico** en la elaboración de sus postulados, leyes y teorías. Este método consiste en:

.Estudiar un fenómeno significa dos cosas: reconocer qué magnitudes intervienen en él y cómo están relacionadas entre sí.

MAGNITUD: propiedad de un cuerpo que pueda medirse de forma objetiva. El **Sistema Internacional** (S.I.) de unidades establece cuáles son las magnitudes fundamentales y sus unidades de medida (Tabla). El resto son magnitudes **derivadas:** se expresan en función de las fundamentales (concentración, velocidad, superficie, …

$$\text{Concentración} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} \qquad \text{Velocidad} = \frac{\text{Espacio}}{\text{Tiempo}}$$

Magnitud	Unidad	Símbolo
Longitud (L)	metro	m
Masa (M)	kilogramo	kg
Tiempo (T)	segundo	s
Temperatura termodinámica (Θ)	kelvin	K
Intensidad de corriente eléctrica (I)	amperio	A
Intensidad de la luz (J)	candela	cd
Cantidad de sustancia (N)	mol	mol

Medir *es comparar una cantidad cualquiera de una magnitud con su unidad correspondiente.* **El valor de una magnitud se debe expresar siempre con la unidad utilizada.** Como las medidas tienen un rango de posibilidades enormes, se usan múltiplos y submúltiplos y la ***NOTACIÓN CIENTÍFICA***

$$N = a\,,\,b\,c\,d\,\ldots \cdot 10^{n}$$

PARTE ENTERA (SOLO UNA CIFRA) — PARTE DECIMAL — POTENCIA DE BASE 10

Si n es positivo, el número N es "grande".

Y si n es negativo, entonces N es "pequeño".

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

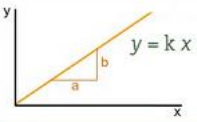
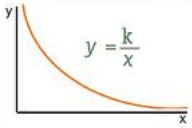
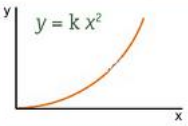
Cambio de unidades: un **factor de conversión** es una relación (un cociente) entre dos cantidades iguales en valor, pero numéricamente distintas, bien porque se refieren a distintas unidades de la misma magnitud o bien porque se refieren a magnitudes diferentes, relacionadas entre sí.

120 km → m

$$120\ \cancel{km} \cdot \frac{10^{3}\ m}{1\ \cancel{km}} = 120000\ m$$

950 cg → kg

$$950\ \cancel{cg} \cdot \frac{1\ kg}{10^{5}\ \cancel{cg}} = 0{,}00950\ kg$$

Representación gráfica de variables	
	Si la representación gráfica se ajusta a una recta Proporcionalidad directa $y = k\,x$ $\quad k = \frac{b}{a}$ = pendiente de la recta
	Si la representación gráfica se ajusta a una hipérbola Proporcionalidad inversa $y = \frac{k}{x}$
	Si la representación gráfica se ajusta a una parábola Proporción cuadrática $y = k\,x^{2}$

A veces, para conseguir establecer leyes físicas, se recurre a hacer representaciones **gráficas** comparando dos variables:

1. Relaciona mediante flechas:

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

2. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) La explicación científica de un hecho es siempre definitiva e inamovible

b) Las hipótesis se elaboran después de haber realizado la experimentación

c) Un proyecto de investigación es un trabajo teórico o práctico que nos permite desarrollar las capacidades de análisis, síntesis, conocimiento, etc y siempre al final del mismo se debe citar la bibliografía utilizada.

d) Una teoría científica es un conjunto de hipótesis interrelacionadas entre si

3. Indica (*) las características de una persona que se consideran magnitudes físicas y por qué:

☐ la simpatía	☐ La habilidad	☐ La belleza
☐ el peso	☐ La altura	☐ La tensión arterial

La cantidad de agua embalsada en el pantano del Atazar en Madrid es de 246 hm^3. Identifica: magnitud, cantidad y unidad

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

MAGNITUD	Unidad S.I	FUNDAMENTAL O DERIVADA
MASA		
VOLUMEN		
TIEMPO		
DENSIDAD		
VELOCIDAD		
TEMPERATURA		

5. Escribe estas cantidades utilizando la notación científica:

a) 0, 000 000 000 72 Km

b) 780, 60 cm

c) 300.000 Km/s

d) 0, 004 520 Kg

Realiza las siguientes operaciones y expresa el resultado en notación científica:

a) $\frac{10^{-4} \cdot 10^{-3}}{10^{-6}} =$

b) $\frac{15 \cdot 10^{2}}{10^{-7}} =$

c) $\frac{1{,}3 \cdot 10^{-11}}{10^{-2} \cdot 10^{-3}} =$

d) $\frac{23{,}1 \cdot 10^{3} \cdot 10^{-8}}{10^{2} \cdot 10^{14}} =$

e) $0{,}005 \cdot 0{,}06 =$

f) $0{,}003 \cdot 0{,}1 =$

!

Otras relaciones entre unidades

1 kg = 1 000 g

1 L = 1 dm^3

1 m^3 = 1 000 dm^3 = 1 000 L

1 L = 1 000 mL

1 dm^3 = 1 000 cm^3

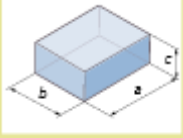
1 mL = 1 cm^3

6. Corrige los errores que hay en las siguientes expresiones:

☐ Longitud= 50 Cm	☐ Fuerza = 24 n	☐ Volumen = 30 cm^2
☐ T = 400ºK	☐ Intensidad = 1,2 A	☐ Tiempo = 58 seg

Recuerda que el volumen de un prisma regular se calcula multiplicando la longitud de sus tres lados:

$V = a \cdot b \cdot c$



7. Mide con una regla la longitud de los lados de una caja de zapatos, calcula su volumen y exprésalo en unidades del S.I

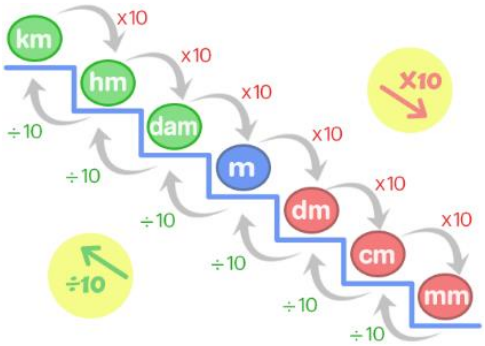
8. Transforma las siguientes unidades:

a) A m: 58,2 km; 0,17 dm; 23 cm; 8 hm; 5 mm; $6{,}3 \cdot 10^3$ km

b) A m^2: 400 cm^2; 2,83 km^2; 7 mm^2; 45 hm^2; 20 dm^2; 4 dam^2

c) A m^3: 5 hm^3; 625 dm^3; 8 L; 250 mm^3; 33 cL; 0,26 km^3

d) A g: 8,7 kg; 5 ng; 72 t; 5,4 cg; 0,62 mg; 420 dag



9. Realiza los siguientes cambios de unidades:

a) 300 cm^2/min a m^2/s
b) 25 W/m^2 a kW/km^2
c) 2,85 g/L a kg/m^3
d) 28 000 L/h a m^3/s
e) 750 g/s a t/h

MEDIDAS ANGLOSAJONAS

UNIDADES DE LONGITUD		
Unidad	Múlt./Submúlt.	Equivalencia SI
Milla*	1760 yardas	1,609 km
Yarda	36 pulgadas	0,9144 m
Pie	12 pulgadas	30,48 cm
Pulgada	-	25,4 mm

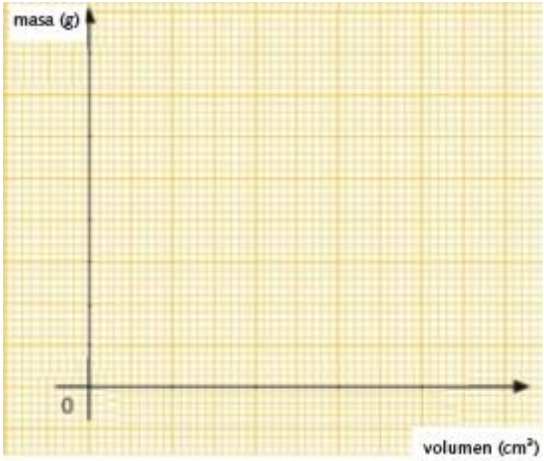
UNIDADES DE MASA		
Unidad	Múlt./Submúlt.	Equivalencia SI
Libra	16 onzas	453,6 g
Onza	-	28,35g

* Se refiere a la milla terrestre. La milla marina equivale a 1,852 km.
** Se refiere al galón inglés. El galón americano equivale a 3,786 L.

10. Expresa en unidades del S.I., utilizando factores de conversión y dando el resultado en notación científica:

a) 90 Km/h
b) $6 \cdot 10^4$ ns
c) 65 dam^2
d) 24 pulgadas
e) 100 yardas
h) 0,75 g/cm^3
i) 15 cm/min
j) 45 min
k) 30ºC
l) 5,0 pies

11. Los datos de la tabla recogen la masa de diferentes piezas de corcho.

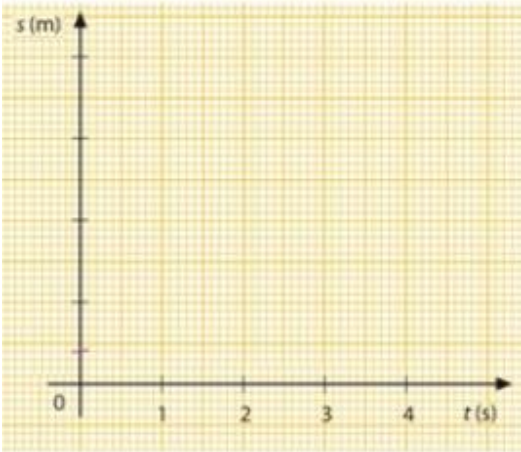


masa (g)	2,5	3,75	4,0	5,0	6,25
volumen (cm^3)	10	15	18	20	25

a) Representa en una gráfica la masa frente al volumen y explica la relación entre ambas magnitudes.
b) Determina la ecuación de la línea de ajuste
c) ¿cuál será la masa de una pieza de 60 cm^3 de volumen?
d) ¿Qué volumen tendrá una pieza de 20 g?

12. A partir de los datos correspondientes a la posición de una moto en diferentes puntos de la recta de aceleración en función del tiempo:

espacio (m)	0	4,0	16	25	36
tiempo (s)	0	1	2	2,5	3



a) Dibuja la gráfica y explica qué relación existe entre las variables
b) Determina la ecuación de la línea de ajuste.
c) ¿Dónde se encontrará la moto a los 6 s?
d) ¿qué tiempo debe transcurrir para que esté a 50 m de la salida?

13. Identifica los siguientes instrumentos de laboratorio

Explica brevemente la función de los siete primeros y describe un ejemplo de una experiencia en la que se utilicen al menos dos de esos materiales

Busca las características de esta sustancia habitual en el laboratorio y las precauciones a adotar en su manipulación, basándote en los pictogramas que aparecen en la etiqueta del producto: metanol.

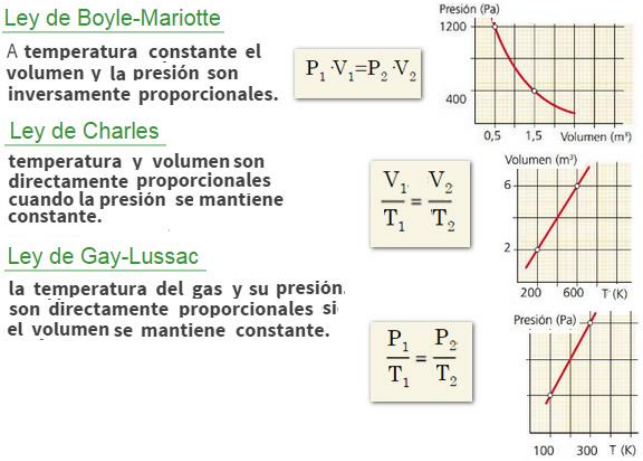
2 LA NATURALEZA DE LA MATERIA

El Universo está formado por materia y energía. La materia ordinaria puede presentarse en tres estados de agregación: sólido, líquido o gaseoso.

SÓLIDOS: las partículas están fuertemente unidas entre sí, apenas pueden moverse, solo vibran sin abandonar sus posiciones.

LÍQUIDOS: fuerzas de atracción entre partículas menores que en los sólidos y éstas se mueven libremente, pero sin perder el contacto entre ellas.

GASES: las partículas se mueven libremente y al azar, no hay fuerzas de atracción entre ellas y están separadas por grandes distancias aunque eso no evita los choques entre partículas. 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. **Leyes de los gases:**

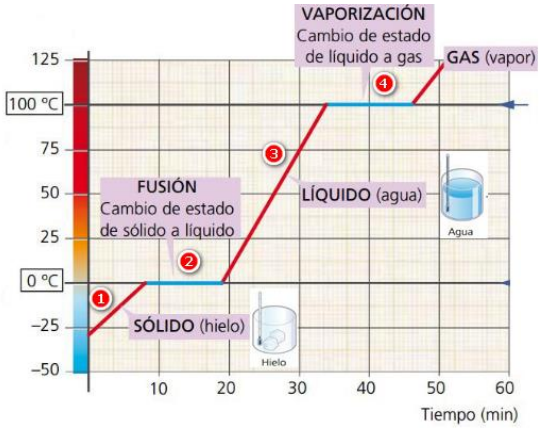


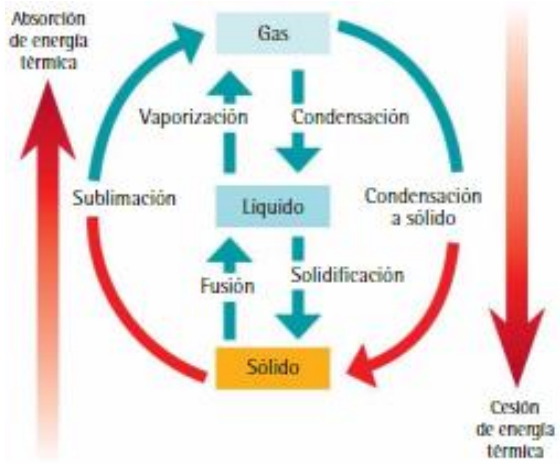
TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR *(TCM) explica el comportamiento y los estados físicos de la materia.*

- **La materia es discontinua, está formada por partículas muy pequeñas entre las que existe el vacio.**
- **Las partículas están en continuo movimiento. Al aumentar la temperatura aumenta la velocidad de las partículas**
- **Hay fuerzas de atracción (cohesión) entre las partículas que las mantienen unidas. Estas fuerzas disminuyen al aumentar la distancia entre partículas.**

Los **CAMBIOS DE ESTADO** *se deben a cambios de presión o Tª. Mientras se produce un cambio de estado, la energía comunicada se invierte en vencer las fuerzas de atracción entre las partículas y la temperatura permanece constante.*

La **VAPORIZACIÓN** ocurre de dos modos: EVAPORACIÓN (solo afecta a la superficie del líquido y ocurre a cualquier temperatura) **EBULLICIÓN** (afecta a toda la masa del líquido y ocurre a una temperatura fija, temperatura de ebullición que depende de la presión)





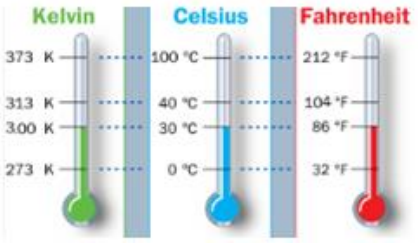
Interpretación de la curva de calentamiento de una sustancia:

1. Al calentar un sólido, sus partículas ganan energía y vibran con más intensidad, aumentando progresivamente la distancia entre ellas: el sólido se dilata.
2. Llega un momento en que las partículas pierden sus posiciones fijas, el sólido se funde y las partículas pasan a moverse con mayor libertad.
3. Si seguimos calentando, las partículas se mueven más rápidamente, aunque no pierdan el contacto entre ellas.
4. Finalmente vencen las fuerzas de atracción que las mantenían en contacto y el líquido pasa al estado gaseoso.

   Libres ya de fuerzas de atracción, las partículas se mueven de forma caótica y chocan entre sí y con las paredes del recipiente. Si seguimos calentando, se moverán más rápido y aumentará tanto la temperatura como la presión en el interior del recipiente.,

1. Razona verdadero o falso, y justifica tu respuesta en base a la TCM de la materia:

a) Los sólidos no se pueden comprimir apenas mientras que los gases si son compresibles
b) Sólidos y líquidos tienen forma definida
c) Si a temperatura constante se duplica el volumen de un gas, la presión también se duplica.
d) Cuando al encender la calefacción del coche, se empañan los cristales se produce una sublimación.

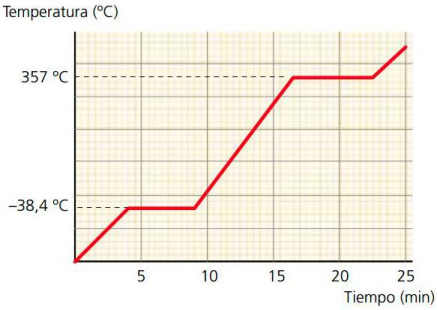


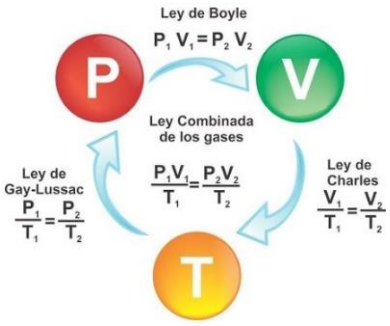
$$T\,(K) = T\,(°C) + 273$$

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

2. Ordena de mayor a menor estas temperaturas: - 25ºC; 10ºC, 300K y 40ºF

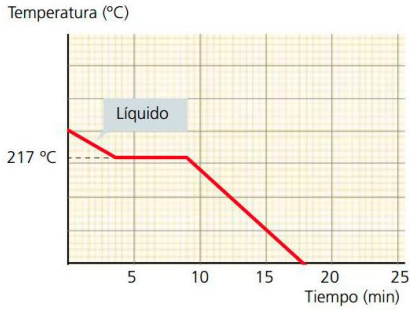
3. Interpreta los diferentes tramos de la gráfica de calentamiento del mercurio según la TCM, di en qué estado físico se encuentra a 0ºC, a 35ºC y a 400ºC, qué cambios de estado se producen y a qué temperatura ocurren.





4. A partir de la gráfica de enfriamiento de un líquido contenido en un vaso, razone qué afirmación es falsa:

- el punto de fusión es de 217ºC
- A los 9 min toda la sustancia está sólida
- A los 9 min solo hay líquido en el vaso
- La $T_{ebullición}$ es inferior a 217ºC



5. Una masa de 2 g de cierto gas ocupa 60 ml a 35ºC. ¿a qué temperatura ocupará un volumen de 30 mL si la presión se mantiene constante? Enuncia la ley que predice el comportamiento del gas

6. En los incendios a menudo se producen explosiones de bombonas de butano en los domicilios o en los depósitos de combustible en los vehículos.

a) ¿qué ley de los gases explicaría estas explosiones? Enúnciala
b) Un envase de laca contiene gas a 27ºC y 4 atm. Si se arroja al fuego y alcanza una temperatura de 500ºC ¿explotará el envase, sabiendo que puede soportar hasta 8 atm de presión?

7. Aplicando la ley de Boyle-Mariotte, completa la tabla:

Presión (atm)		0,5	1,0		
volumen (L)	50	40		10	5

a) Dibuja la gráfica P-V, colocando presiones en el eje OY y volúmenes en el eje OX
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) ¿a qué presión el gas ocuparía un volumen de 2,5 L?

La masa y el volumen de un cuerpo, considerados separadamente, no permiten determinar de qué sustancia está formado. El cociente entre la masa y el volumen SI, constituye un dato característico de cada sustancia y se denomina **densidad**

8. Razona verdadero/falso y corrige las afirmaciones que no sean ciertas:

a) La densidad de una sustancia sólida es menor que en estado líquido.
b) La densidad de sólidos y líquidos apenas varía con la temperatura.
c) La densidad de los gases aumenta al aumentar la temperatura.
d) La densidad del vidrio (2,6 g/cm^3) en unidades del S.I sería de 2600 g/L

Importante

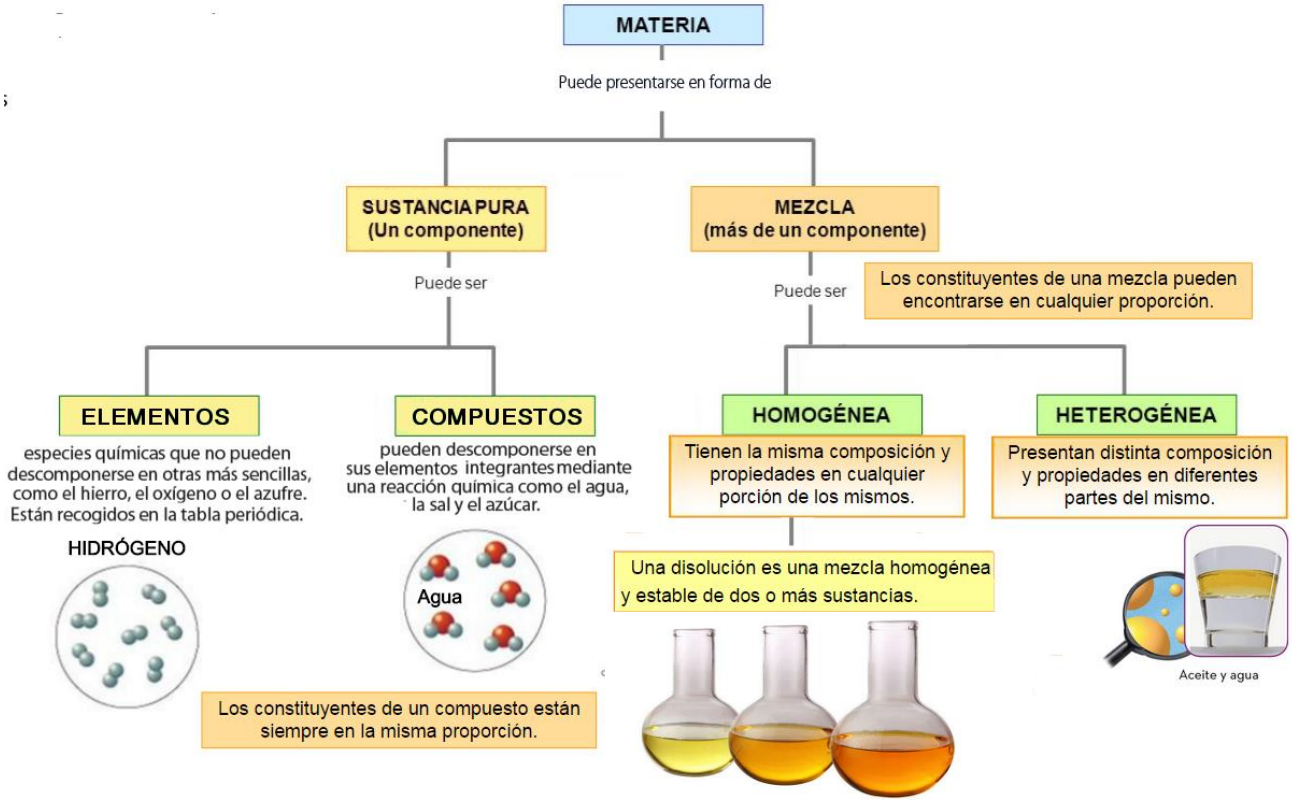
$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{m}{V}$$

9. Determina: a) El volumen de 1 lingote de oro de 1,5 Kg. b) La masa de 1500 m^3 de aceite de girasol
Datos: d_{oro} = 19,3 g/cm3; d_{aceite} = 830 g/L

10. En un vaso de 120 g de masa se vierten 80 cm^3 de alcohol (d= 0,85 Kg/L). Determina la masa del vaso lleno de alcohol.

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 reacciona sodio (Na) con cloro (Cl_2) se obtendrá solo NaCl y no sustancias tales como $Na_{0.5}Cl_{2.3}$ o mezclas raras.



Técnicas de separación de los componentes de una mezcla:

- FILTRACIÓN: para separar un sólido insoluble de un líquido por el diferente tamaño de sus partículas: agua y arena
- DECANTACIÓN: para separar dos líquidos de distinta densidad que no se mezclan: agua y aceite
- SEPARACIÓN MAGNÉTICA: retira con un imán un componente: azufre y limaduras de hierro
- CRISTALIZACIÓN: para separar un sólido soluble en el seno de un líquido (agua y sal)
- CROMATOGRAFÍA: para reconocer sustancias de una disolución no para separarlas, se basa en la diferente velocidad de difusión de las sustancias sobre un soporte poroso (papel de filtro)
- DESTILACIÓN: para separar dos líquidos que se mezclan, en base a su diferente Tebullición

CONCENTRACIÓN de una disolución: cantidad de soluto que hay disuelto en una determinada cantidad de disolvente o 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)

- Porcentaje en masa

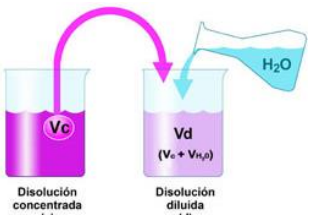
$$\% \text{ masa} = \frac{\text{Masa (g) de soluto}}{\text{Masa (g) de disolución}} \cdot 100 = \frac{\text{Masa (g) de soluto}}{\text{Masa (g) de soluto + Masa (g) disolvente}} \cdot 100$$

- Porcentaje en volumen

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

- Concentración en masa

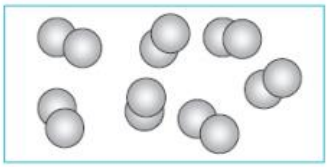
$$\text{Concentración (g/L)} = \frac{\text{Masa (g) de soluto}}{\text{Volumen (L) de disolución}}$$

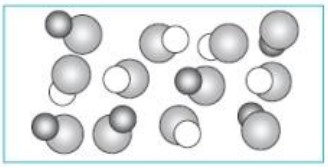


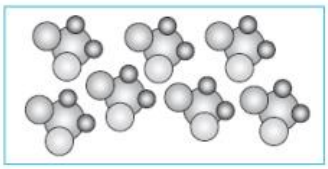
1. Clasifica como sustancias puras (elemento/compuesto) o mezclas (homogénea/heterogénea):

☐ sal	☐ azufre
☐ vinagre	☐ acetona
☐ granito	☐ aire
☐ aluminio	☐ plata
☐ pizza	☐ refresco de cola

2. De los siguientes dibujos indica cuál corresponde a un elemento, a un compuesto y cuál a una mezcla: razona la respuesta

a) 

b) 

c) 

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

a) La …… es la técnica utilizada para separar el alcohol del agua.
b) Una disolución es una mezcla …… de dos o más componentes en proporciones ……, el que se halla en menor proporción se denomina …….
c) Para separar partículas sólidas en un aceite usado de cocina, utilizaríamos la técnica de ……
d) En un alcohol de 96º (96% volumen) de uso sanitario, el disolvente es el…….

4. 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 de concentración 5 mg/mL, hemos de tomar 60 mL de ésta.
d) Una disolución que contiene 5 g de soluto en 500 mL de disolución tiene una densidad de 10 g/L

5. Se prepara una disolución con 10 g de cloruro de sodio 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.

6. El suero fisiológico que a menudo se utiliza para la descongestión nasal, es una disolución al 0,9% en masa de sal en agua y tiene una densidad de 1,005 g/mL. Calcula la cantidad de sal necesaria para preparar 2,5 L de suero fisiológico.

7. En los análisis, 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? expresa la concentración en g/L

8. ¿Cuántos gramos de sal se necesitarían para preparar 250 mL de disolución de concentración 50 g/L?

9. El bronce es una aleación que contiene aproximadamente el 88% de cobre y el 12% de estaño.
a) ¿Qué tipo de sistema material es el bronce?
b) Determina qué sustancia es el soluto y cuál el disolvente y calcula qué cantidad de estaño se necesita para fabricar una estatua de bronce cuya masa es de 54 kg.

10. Preparamos una disolución mezclando 20 g de cloruro de calcio en 200 mL de agua. La densidad de la disolución resultante es 1,13 g/mL. Halla la concentración expresada en % en masa y en g/L.

Soluto	Disolvente	Disolución formada	Ejemplos
Sólido	Sólido	Sólida	Aleaciones metálicas como el acero inoxidable
Sólido	Líquido	Líquida	Suero
Gas	Líquido	Líquida	Bebidas gaseosas
Líquido	Líquido	Líquida	Amoníaco presente en nuestros hogares
Gas	Gas	Gas	Aire

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.

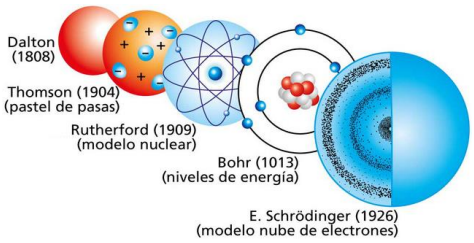
Hacia 1803, **DALTON** propuso su **Teoría atómica:**

- Toda la materia está formada por átomos
- Los elementos están formados por un solo tipo de átomos
- Los compuestos resultan de la unión de átomos de diferentes elementos en una proporción fija

Partículas subatómicas

	Protón (+)	Electrón (−)	Neutrón
Masa	$1{,}673 \cdot 10^{-27}$ kg	$9{,}11 \cdot 10^{-31}$ kg	$1{,}675 \cdot 10^{-27}$ kg
Carga	$+1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C	$-1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C	0

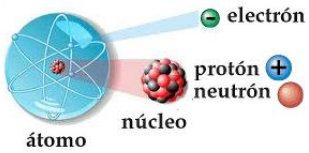
MODELOS ATÓMICOS



THOMSON: átomo es una esfera maciza de carga ✚ con electrones incrustados, como pasas en un pastel y en nº suficiente para neutralizar la carga ✚.

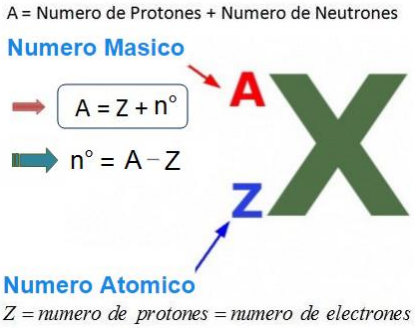
RUTHERFORD: En el átomo hay una parte central, el **NÚCLEO:** muy pequeño, (unas cien mil veces menor que el átomo) que contiene **protones** y **neutrones** y la **CORTEZA:** que ocupa casi todo el volumen del átomo donde están los **electrones** girando alrededor del núcleo.

BHOR: los electrones giran en determinadas órbitas circulares alrededor del núcleo pudiendo saltar de otra, absorbiendo o emitiendo energía.



Modelo ACTUAL: Los electrones no describen órbitas definidas en torno al núcleo sino que ocupan ***orbitales***, agrupados en niveles de energía. Tipos de orbitales (s, p, d y f): en los (s) solo caben 2 electrones, en los (p): 6 e^-, en los (d) 10, etc.

IDENTIFICACIÓN DE LOS ÁTOMOS



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

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.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA: distribución de los electrones de un átomo en los diferentes orbitales.

El último nivel ocupado = **capa de valencia.** Los electrones que contiene, ***electrones de valencia***, determinan el comportamiento químico del elemento.

IONES: átomos con defecto o exceso de electrones. Hay iones ✚ (cationes) y negativos (aniones)

ISÓTOPOS: átomos de un mismo elemento con igual número atómico y distinto número másico, es decir que son átomos de un mismo elemento que solo se diferencian en el nº de neutrones.

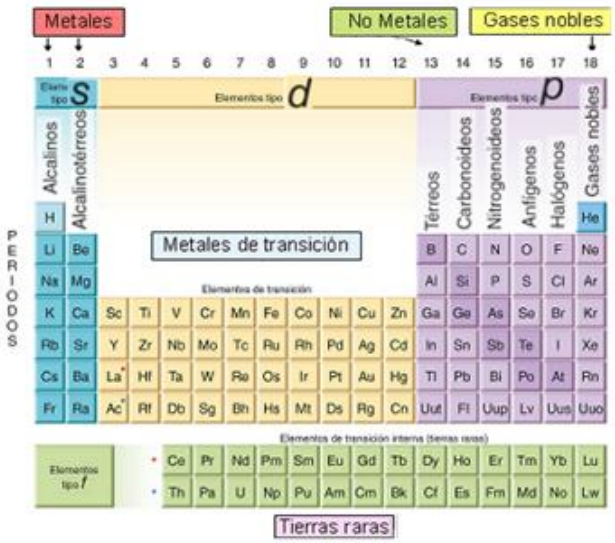
MASA ATÓMICA: La masa de un átomo es muy pequeña y se mide en unidades de masa atómica (u)

1u=doceava parte de la masa de 1 átomo de ^{12}C = 1,66 $.10^{-27}$ 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.

$$\text{Masa atómica (elemento)} = \frac{[A_1(\%)_1 + A_2(\%)_2 + A_3(\%)_3 + \ldots]}{100}$$

Tantos elementos distintos, es fácil hacerse un lio. Por eso se disponen en la **Tabla periódica** en orden creciente de número atómico, en 18 grupos (columnas) y siete periodos (filas).

- Los elementos de un grupo, tienen la misma configuración electrónica externa, y por ello propiedades semejantes.
- Los elementos que tienen el mismo número de capas electrónicas, se sitúan en un mismo período.



11. 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.

12. Señala si las siguientes afirmaciones son **V**erdaderas o **F**alsas:

- ☐ Según Dalton los compuestos como el agua, resultan de la unión de átomos de diferentes elementos.
- ☐ 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 solo se diferencian en el número de protones

13. Completa la tabla:

Nombre	símbolo	Z	A	p	e	n	carga	Configuración electrónica
	$^{35}_{17}Cl$							
Litio			7				0	$1s^2\ 2s^1$
	Ca				20	20		
	Fe			26		30		
Sulfuro(2-)	S^{2-}		32	16				
aluminio(3+)		13				14	3+	

a) ¿qué elementos de los que aparecen en la tabla anterior, son metales?

b) ¿cómo conseguiría el flúor la configuración estable de gas noble?

14. 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				

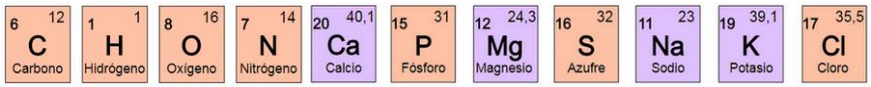
15. Responde a las preguntas:

a) ¿cómo están ordenados los elementos en la tabla periódica actual?
b) ¿cuántos elementos hay en el segundo período? ¿Por qué?
c) En qué grupo y período se halla el elemento cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2 2p^6$

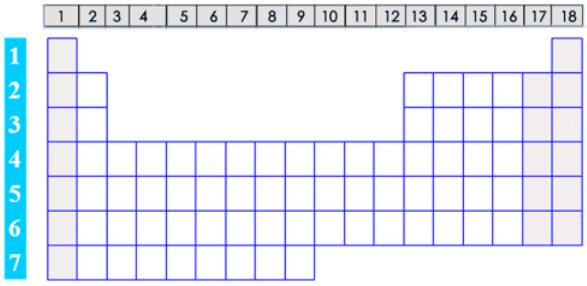
16. Busca el elemento con Z=12 en la tabla periódica.

a) ¿Cuál es su nombre? Indica a qué grupo y período pertenece
b) Cita dos elementos que tengan unas propiedades químicas similares a éste.
c) ¿cuál es el ion más estable que formará este elemento?

17. La *bioquímica* estudia las reacciones y los procesos que ocurren en los seres vivos. Los BIOELEMENTOS son los elementos químicos que forman la materia viva. Los más abundantes y que constituyen más del 99% de los seres vivos son:



a) Coloca estos bioelementos en la tabla periódica.
b) ¿Cuáles de ellos son metales alcalinos y cuáles no metales?
c) Los **oligoelementos,** están en menor proporción (0,1%) pero son indispensables para todos los seres vivos:



d) ¿cuáles de los oligoelementos son metales de transición?

4 ENLACE QUÍMICO

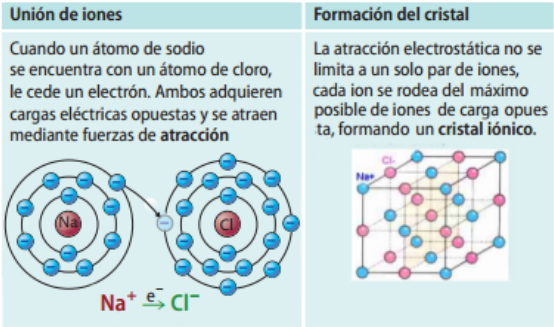
¿Por qué se unen los átomos?

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^-. Los demás átomos quieren ser así de estables, y para lograrlo deben perder o ganar e^- 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:

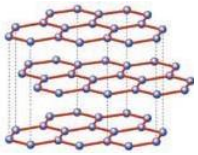
Se produce por transferencia de e^- del átomo del metal al del no metal. Se forman iones **+** y **–** que se atraen y se agrupan formando redes cristalinas, un *cristal iónico.*



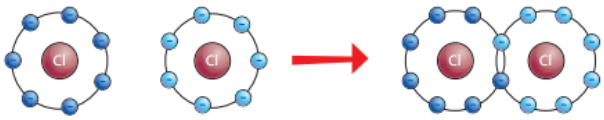
SUSTANCIAS IONICAS
Propiedades
Son sólidos a temperatura ambiente, con altos puntos de fusión y ebullición.
Se fracturan al golpearlos, formando cristales de menor tamaño.
En general, se disuelven en agua.
No conducen la corriente eléctrica en estado sólido, pero son conductores en estado líquido y en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

Enlace Covalente:

Se forma entre átomos no metálicos por compartición de e^- para completar sus capas de valencia. Puede ser sencillo, doble o triple según compartan uno dos o tres pares de e^-. La mayoría de las sustancias covalentes son moleculares (O_2, H_2O, NH_3) y solo unas pocas están formada por átomos (cristales covalentes): el diamante, el grafito y la sílice (SiO_2).



Grafito

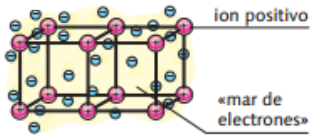


Formación de la molécula de cloro.

SUSTANCIAS COVALENTES
Sustancias moleculares
Propiedades
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).
Cristales covalentes
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^- de valencia. Sus cristales están formados por cationes, átomos a los que les faltan uno o más e^- 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**.**

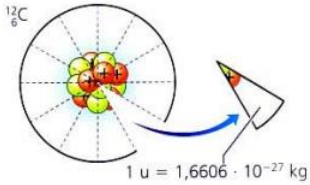


Estructura de los metales. La red metálica está formada por átomos fijos cargados positivamente y sumergidos en un mar de electrones que están deslocalizados y, por tanto, no pertenecen a ningún átomo en concreto.

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

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.



La unidad de masa atómica se define a partir de la masa del átomo de carbono.

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 x 10^{23}

Realmente un número muy grande, con nombre propio, ***NÚMERO DE AVOGADRO****.*

En 1 docena siempre hay un nº fijo de unidades, sean huevos, manzanas o pelotas, siempre hay 12 huevos, 12 manzanas, 12 pelotas o 12 pasteles.

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 CO_2 ▪ 1 mol de moléculas de CO_2 tiene una masa de 12 + 16·2 = 44 g ▪ La masa molar del CO_2 es 44 g/mol ▪ En 44 g de CO_2 hay $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 es decir $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos de C, y $2 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos de O

Información obtenida de una fórmula química

Compuesto formado por moléculas

Una molécula de amoniaco, 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, $CaCl_2$, por cada átomo de calcio en forma de ion Ca^{2+} existen dos iones de cloro, Cl^-.

Su masa molecular relativa es:

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

1. a) Identifica las siguientes sustancias como elementos o compuestos:

☐ Dióxido de carbono (CO_2) ☐ Oxígeno (O_2) ☐ Agua (H_2O) ☐ Hierro (Fe)

☐ Carbono (C) ☐ Agua oxigenada (H_2O_2) ☐ Tetracloruro de carbono (CCl_4) ☐ Oro (Au)

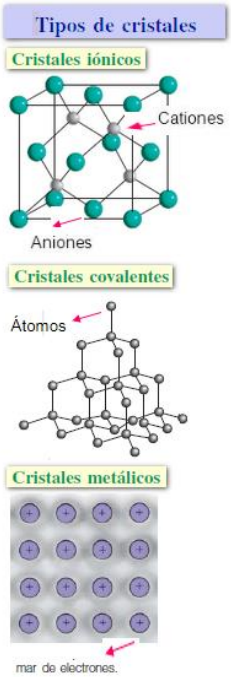
b) ¿Qué información se extrae de la fórmula de un compuesto molecular como el metano (CH_4)?

c) La siguiente configuración electrónica corresponde a un alcalinotérreo: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$

- ¿de qué elemento se trata?
- ¿cumplirá la regla del octeto ganando o perdiendo electrones? ¿a qué ion dará lugar?

2. A partir de los diagramas que indican electrones de valencia de tres átomos:

a) Indica a qué grupo de la tabla periódica pertenece cada uno
b) ¿qué tipo de compuesto cabe esperar que formen los elementos A y C? ¿cuál será la fórmula de ese compuesto?
c) ¿qué tipo de compuesto cabe esperar que formen los elementos B y C? ¿cuál será la fórmula de ese compuesto?
d) ¿cómo se produciría el enlace entre dos átomos de C para formar la molécula C_2?



3. Razona **V**erdadero o **F**also y corrige las afirmaciones que sean incorrectas:

a) Siempre que se habla de un cristal se hace referencia a un compuesto iónico.
b) Los compuestos iónicos conducen la electricidad en estado sólido.
c) Los átomos de hidrógeno (H_2) se agrupan para formar un cristal covalente.
d) El diamante es una red tridimensional en la que todos los átomos de carbono se encuentran unidos mediante enlace covalente.
e) Los elementos del grupo 18 son gases que se combinan fácilmente con otros elementos.

4. Indica el tipo de enlace de las sustancias:

Óxido de aluminio - azúcar - diamante - cobre

Lee las siguientes frases y coloca junto a cada una la sustancia que corresponda:

☐ Sustancia sólida muy blanda formada por moléculas
☐ Soluble en agua y buen conductor eléctrico en disolución acuosa o fundida
☐ Sustancia sólidas, dura pero frágil
☐ Sólido con un punto de fusión muy alto, insoluble en agua y no conductor.
☐ Sustancia sólida con alto punto de fusión y buen conductor de la electricidad en estado sólido.
☐ Sustancia dúctil y maleable que presenta un brillo característico.

5. La tabla recoge características de las sustancias A, B y C

a) Describe las propiedades de estas tres sustancias e identifica el tipo de enlace en cada una de ellas.
b) Las sustancias NaBr (s) Cl_2 (g) y Ca (s) cumplen las condiciones descritas para A, B y C ¿cuál es cada una?

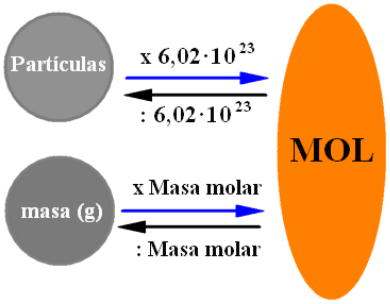
	T Fusión (ºC)	Solubilidad en agua	Conduce electricidad	
			Sólido	Líquido
A	840	Nula	Sí	Sí
B	−101	Muy baja	No	No
C	714	Muy alta	No	Sí

6. Calcula la masa molecular de las siguientes sustancias:

a) óxido de hierro(III) Fe_2O_3

b) cloruro de calcio $CaCl_2$

Datos: masas atómicas (u) Fe=56; O=16; Ca=40; Cl=35,5



7. Un frasco contiene 230 g de glicerina $C_3H_8O_3$ ¿cuántos moles de glicerina hay en ese recipiente? ¿cuántas moléculas contiene?
Datos: masas atómicas (u) Cl= 35,5; Ca=40; N_A =6,02·10^{23}

8. 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?
Datos: masa atómica Pb=207; N_A = 6,02·10^{23}

9. Determina donde hay más átomos:
a) en 0,5 mol de nitrógeno N_2 b) en 3,01·10^{23} moléculas de amoniaco NH_3 c) en 186 g de fósforo P_4
Datos: masas atómicas N=14; H=1; P=31; N_A = 6,02·10^{23}

10. La industria química en el sector de la alimentación, ha contribuido a mejorar nuestra calidad de vida, permitiendo elaborar o descubrir en la naturaleza sustancias con propiedades edulcorantes, espesantes, conservantes, etc. Un ejemplo de ellos es la sacarina o el aspartamo, dos sustancias que se emplean para endulzar (edulcorantes).

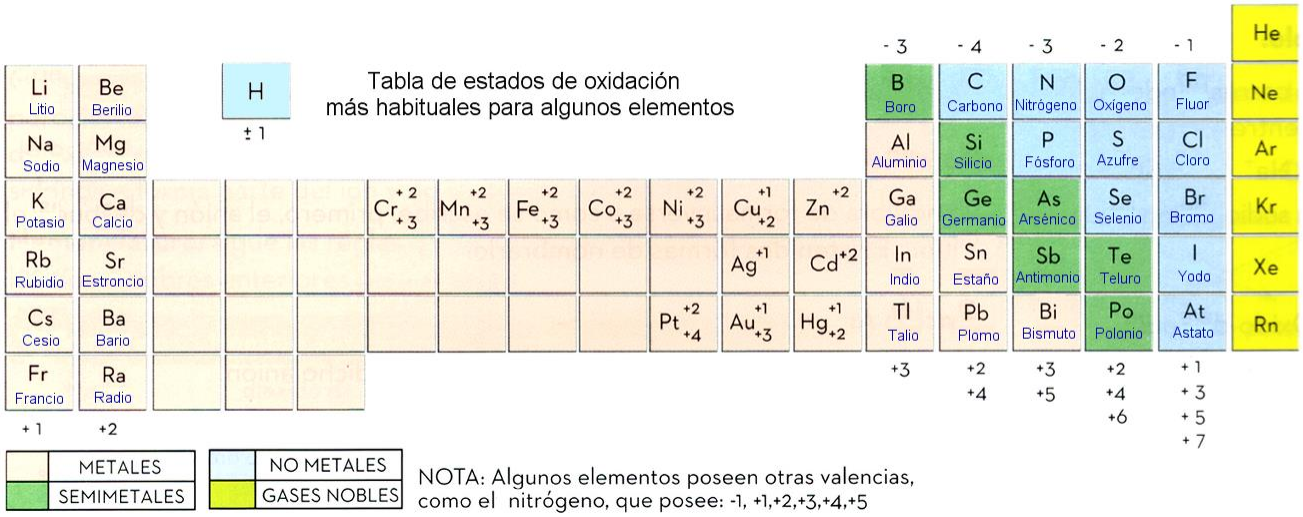
Fíjate en la molécula de **sacarina** $C_7H_5NO_3S$ y compárala con la de la **sacarosa**, el azúcar de mesa: $C_{12}H_{22}O_{11}$.
a) Calcula la masa molecular de ambas sustancias.
b) Supón que un azucarero contiene 150 g de sacarosa. Calcula el número de moles que hay en el azucarero.
c) Sin hacer ningún tipo de cálculo, deduce si habría más moléculas en el azucarero suponiendo que contiene 150 g de sacarina. Justifica la respuesta
Datos: masas atómicas (u) C=12; H=1; O=16; N=14; S=32

FORMULACIÓN INORGÁNICA

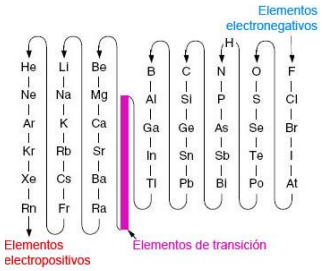
Los compuestos químicos resultan de la unión de átomos de diferentes elementos en una proporción fija. Una fórmula consta de letras que simbolizan los átomos que forman el compuesto y números escritos como subíndices, que indican el nº de átomos de un elemento que interviene en una molécula del compuesto.

El **número de oxidación** representa la carga aparente de un átomo cuando se combina con otros para formar una molécula, los electrones cedidos o ganados por ese átomo. Reglas para determinar nº de oxidación (*n.o.*):

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



NORMAS PARA ESCRIBIR LAS FÓRMULAS



En la fórmula de un compuesto se escriben juntos los símbolos de los átomos, números en posición subíndice: 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 formular, el elemento, de los dos, que aparezca en último lugar, siguiendo el camino trazado, es el que primero se escribe.

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

A) COMPOSICIÓN: 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 ***número de oxidación(n.o)***, escrito entre paréntesis, en números romanos, al lado del nombre del elemento, sin 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: se utiliza en hidruros no metálicos. NH_3 = azano; CH_4 = metano; H_2O = oxidano. La IUPAC sigue aceptando, como no podía ser de otro modo, los nombres de amoniaco 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.

Fórmula	mediante número de carga
Fe^{2+}	ion hierro(2+)
Au^{+}	ion oro(1+)
Mg^{2+}	ion magnesio(2+)

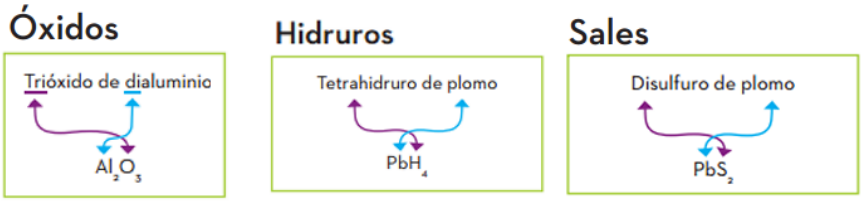
Fórmula	mediante número de carga
Cl^{-}	cloruro(1-) o cloruro
H^{-}	hidruro(1-) o hidruro
S^{2-}	sulfuro(2-) o sulfuro
O^{2-}	óxido(2-) u óxido

NORMAS PARA NOMBRAR SUSTANCIAS E IONES SIMPLES.

- 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 proceda: N_2=dinitrógeno, O_2= dioxígeno P_4 = tetrafósforo.
- **ANION** ion (-) se nombra con el sufijo **–uro** quitando del nombre del átomo la última vocal, salvo el del oxígeno, que se llama óxido. Si no hay ambigüedad puede omitirse el nº de carga
- **CATION** ion (+) se escribe nombre del elemento y entre paréntesis el nº de carga **SIEMPRE**.

COMPUESTOS BINARIOS

Formados por dos tipos de átomos. Para escribir la ***fórmula,*** a partir del nombre de composición los **subíndices** coinciden con los prefijos de cantidad, pero si se utilizan nº de oxidación, los subíndices de cada elemento, deben calcularse.



Compuesto	Nombre
CaO	Óxido de calcio

Compuesto	Nombre
CaH_2	Dihidruro de calcio

Compuesto	Nombre
NaCl	Cloruro de sodio

A. Nomenclatura de composición: lee la fórmula de derecha a izquierda e indica la proporción entre átomos:

- **mediante prefijos multiplicadores: nombre de elemento de la derecha –uro (salvo el O 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.**

- Cuando los elementos tienen **un único estado de oxidación**, NO se indica en el nombre del compuesto. **CaO: óxido de calcio**
- Combinaciones binarias del **O con elementos del grupo 17**, el O se escribe a la izquierda de la fórmula: **OCl_2 dicloruro de oxígeno**
- **HIDRUROS:** el H actúa con *n.o* (-1) si se combina con metales y elementos de los grupos 13, 14 y 15, mientras que si se combina con no metales de los grupos 16 y 17 actúa con *n.o* (+1); en disolución acuosa son los ácidos **HIDRÁCIDOS** y se nombran con la palabra ácido + nombre del elemento terminado en ***–hídrico***.

fórmula	Prefijos multiplicadores	Nombre en dis. acuosa
HCl	cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
H_2S	sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhhídrico
HF	fluoruro de hidrógeno	ácido fluorhídrico
H_2Se	seleniuro de hidrógeno	ácido selenhídrico

- **SALES BINARIAS:** combinaciones de un metal y un no metal. 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. **CuI_2: yoduro de cobre(II) o diyoduro de cobre**

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_3	borano	CH_4	metano	NH_3	azano	H_2O	oxidano	HF	fluorano
AlH_3	alumano	SiH_4	silano	PH_3	fosfano	H_2S	sulfano	HCl	clorano
GaH_3	galano	GeH_4	germano	AsH_3	arsano	H_2Se	selano	HBr	bromano
InH_3	indano	SnH_4	estannano	SbH_3	estibano	H_2Te	telano	HI	yodano
TlH_3	talano	PbH_4	plumbano	BiH_3	bismutano	H_2Po	polano	AtH	astatano

Formular y/o nombrar:

Fórmula	Nombre de composición con prefijos	Nombre de composición con nº de oxidación/sustitución ...
CuO		
	dihidruro de níquel	
		óxido de azufre(VI)
NH_3		
		óxido de mercurio(I)
		cloruro de magnesio
HBr		
	disulfuro de plomo	
		óxido de fósforo(V)
	yoduro de sodio	
		Hidruro de estaño(IV)
$O_7C\ell_2$		
ZnH_2		
		metano
K_2O		
		cloruro de litio
$A\ell I_3$		
	trihidruro de boro	
		ácido clorhídrico
	sulfuro de aluminio	
Fe_2O_3		
		óxido de oro(III)
		borano
		bromuro de níquel(III)
SnO_2		
		Óxido de calcio
PtH_4		
		yoduro de plomo(II)

5 LAS REACCIONES QUÍMICAS

La materia sufre transformaciones, que pueden ser de dos tipos según los resultados que se obtengan:

- **CAMBIOS FÍSICOS**: procesos en los que la naturaleza de la materia NO varía
- **CAMBIOS QUÍMICOS**: procesos en los que desaparecen unas sustancias y aparecen otras nuevas.

Las reacciones químicas, se caracterizan por tres aspectos que las diferencian de los procesos físicos:

- 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. En las reacciones de combustión una sustancia (combustible) reacciona con otra (comburente) y se desprende energía.
- Los cambios químicos, son difíciles de invertir.

Una **reacción química** es una recombinación de átomos para formar moléculas nuevas.

Combustión del butano

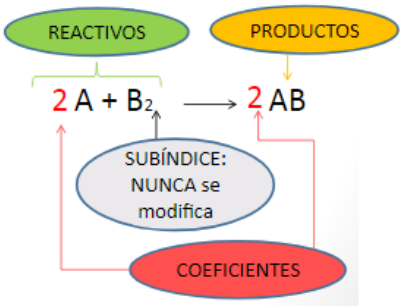
$$2\ C_4H_{10}\ (g) + 13\ O_2\ (g) \rightarrow 8\ CO_2\ (g) + 10\ H_2O + \text{Energía}$$

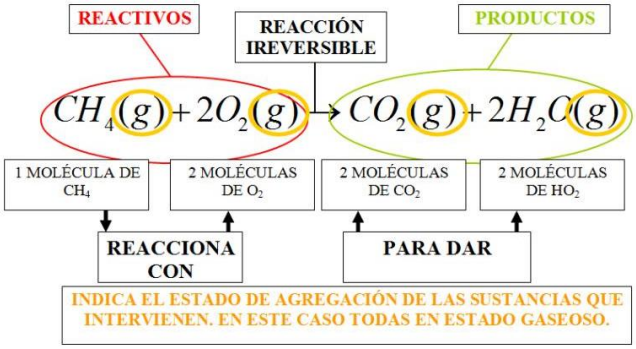
Butano Oxígeno Dióxido de carbono Agua

Según la **LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA** (*La masa de los reactivos es igual a la masa de los productos*) el número de átomos de cada elemento debe ser el mismo antes y después de la reacción.

La reacción ha de estar ***AJUSTADA:*** ha de tener en ambos miembros el mismo nº de átomos de cada elemento. Para ello se colocan NÚMEROS (**coeficientes**) delante de las fórmulas de los compuestos. Es 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. Los cálculos estequiométricos se hacen para conocer con precisión las cantidades de las sustancias que participan en la reacción.

M (CH_4)=12+1·4=16 u M (O_2)=16·2=32 u M (CO_2)=12+16·2=44 u
M (H_2O)=1·2+16=18 u

Las ecuaciones químicas nos permiten calcular, a partir de una cantidad conocida de algún reactivo o producto que interviene en la reacción, la cantidad del resto de las sustancias.

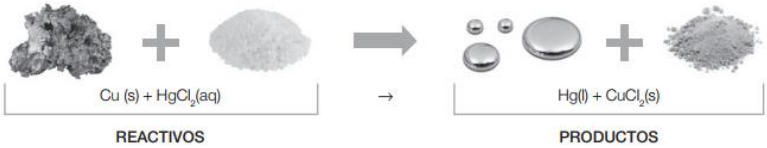
CH_4 (g)	+	2 O_2 (g)	→	CO_2 (g)	+	2 H_2O (g)
1 molécula de CH_4		2 moléculas de O_2		1 molécula de CO_2		2 moléculas de H_2O
1 mol de CH_4		2 moles de O_2		1 mol de CO_2		2 moles de H_2O
16 g de CH_4		64 g de O_2		44 g de CO_2		36 g de H_2O
16 + 64 = 80				44 + 36 = 80		

Ejemplo:

El hierro se oxida en contacto con el oxígeno para formar óxido de hierro(III). Si tenemos 5 g de limaduras de hierro y dejamos que se oxiden completamente ¿cuántos gramos de óxido de hierro(III) se formarán?
Datos: masas atómicas (u) Fe=55,8; O=16

1. Escribir la reacción: $Fe\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow Fe_2O_3\ (s)$
2. Ajustar la ecuación: $4\ Fe\ (s) + 3\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3\ (s)$
3. masas molares: M (Fe_2O_3) = 55,8 · 2 + 16 · 3= 159,6 g/mol
   M (Fe) = 55,8 g/mol
4. CÁLCULOS: $5\ g\ de\ Fe \cdot \frac{1\ mol\ de\ Fe}{55{,}8\ g\ Fe} \cdot \frac{2\ mol\ de\ Fe_2O_3}{4\ mol\ de\ Fe} \cdot \frac{159{,}6\ g\ de\ Fe_2O_3}{1\ mol\ de\ Fe_2O_3} = 7{,}18\ g\ de\ Fe_2O_3$

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



2. Indica si los siguientes procesos son físicos (F) o químicos (Q):

- ☐ Un imán atrae un trozo de hierro
- ☐ Fabricación de un yogur
- ☐ Fusión de estaño en la soldadura
- ☐ oxidación de un clavo a la intemperie
- ☐ cortar una cartulina con unas tijeras
- ☐ Encender un mechero
- ☐ Pelar y trocear una manzana
- ☐ Hinchar un neumático

3. Expresa el significado de las siguientes ecuaciones químicas:

a) $S\ (s) + H_2\ (g) \rightarrow H_2S\ (g)$

b) $HgO\ (s) \rightarrow Hg\ (l) + O_2\ (g)$

4. Ajusta las siguientes reacciones químicas:

- ☐ $BaCl_2\ (ac) + H_2SO_4\ (ac) \rightarrow BaSO_4\ (ac) + HCl\ (ac)$
- ☐ $PbO\ (s) + C\ (s) \rightarrow CO_2\ (g) + Pb\ (s)$
- ☐ $KClO_3\ (s) \rightarrow KCl\ (s) + O_2\ (g)$
- ☐ $C_2H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + H_2O\ (g)$
- ☐ $CO\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)$
- ☐ $K\ (s) + H_2O\ (l) \rightarrow KOH\ (ac) + H_2\ (g)$

5. Escribe las ecuaciones químicas que se describen y ajústalas:

a) El gas butano (C_4H_{10}) arde con el oxígeno del aire formando dióxido de carbono y vapor de agua

b) El zinc reacciona con el ácido clorhídrico originando dicloruro de zinc e hidrógeno gaseoso

6. Aplica la ley de conservación de la masa y completa la siguiente tabla:

$Ca + 2\ H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$

Masa total de reactivos		Masa total de productos	
94,91 g			
masa de Ca	masa de H_2O	masa de $Ca(OH)_2$	masa de H_2
50 g			2,50 g

7. Cuando 4 g de hidrógeno gas (H_2) reaccionan con la cantidad suficiente de oxígeno (O_2) gas, se obtienen 36 g de agua líquida.

a) Escribe la ecuación ajustada y determina qué cantidad de O_2 habrá reaccionado.

b) Enuncia la ley en la que te basas para resolver este ejercicio.

8. En la combustión del propano: $C_3H_8\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + H_2O\ (g)$

a) Ajusta la ecuación.

b) Halla la cantidad de CO_2 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.

9. El magnesio se combina con el ácido clorhídrico según: $Mg\ (s) + HCl\ (ac) \rightarrow MgCl_2\ (ac) + H_2\ (g)$

a) Ajusta la reacción y calcula cuántos gramos de ácido reaccionan con 6 g de Mg.

b) Halla la masa de H_2 y de cloruro de magnesio que se obtiene. masas atómicas (u) Mg= 24 ; H=1; Cl=35,5

10. En la reacción del dióxido de silicio (SiO_2) con carbono (C), se obtiene carburo de silicio (SiC) y monóxido de carbono (CO)

a) Escribe la ecuación de la reacción y ajústala

b) A partir de 2,5 mol de SiO_2 ¿qué cantidad en mol de monóxido de carbono se obtiene?

c) ¿cuántos gramos de carbono reaccionan?

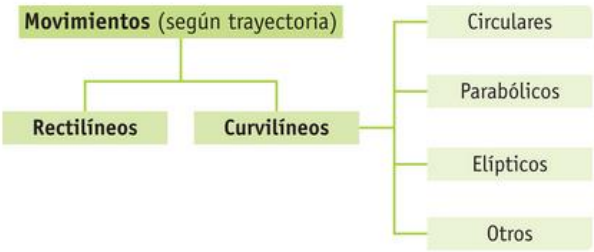
d) ¿qué masa de carburo de silicio se obtiene?

Datos: masas atómicas (u): C=12; O=16; Si=28

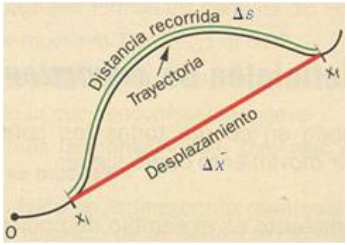
6 EL MOVIMIENTO

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



El ***desplazamiento*** **(Δx)** es la longitud del segmento que une las posiciones inicial y final del movimiento de un cuerpo y el ***espacio*** recorrido **(Δs)** 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.

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

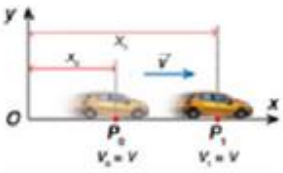
La velocidad instantánea es la que posee un móvil en un momento concreto y la velocidad media, es el promedio de todas las velocidades instantáneas y se halla haciendo el cociente entre la distancia recorrida y el tiempo empleado. S.I (m/s)

La ***aceleración*** mide el ritmo al que varía la velocidad; es el cociente entre la variación de velocidad (Δv) y el tiempo empleado. (S.I: m/s²)

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

MRU

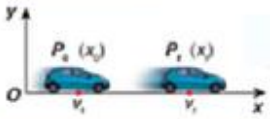
$$x = x_0 + v \cdot \Delta t$$



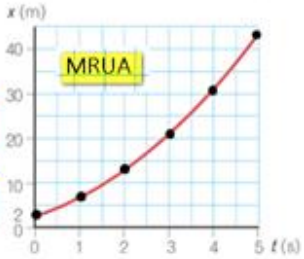
MRUA

$$v = v_0 + a \cdot t$$

$$x = x_0 + v_0 \cdot t + \frac{1}{2} \cdot a \cdot t^2$$



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



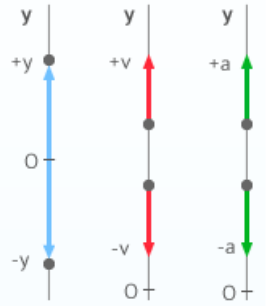
Los movimientos verticales:

El lanzamiento hacia abajo, la caída libre y el lanzamiento vertical hacia arriba son MRUA cuya aceleración es precisamente la de la gravedad a= g= - 9,8 m/s² a la que están sometidos los cuerpos durante la caída.

El signo de la aceleración es negativo ya que su sentido es el contrario al del eje OY.

$$V_f = V_0 - g\,t$$

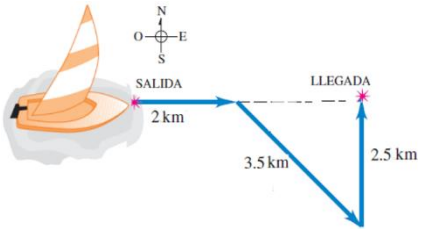
$$Y = V_0 t - \frac{1}{2} g . t^2$$



Convenio de signos

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

a) coche de carreras: 0,38 Km/s
b) avión supersónico de la NASA: 14000 Km/h
c) abeja: 30 dam/min



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.

2. Una hormiga se desplaza a una velocidad media de 45 mm/s mientras que una tortuga gigante avanza a 270 m/h.

a) ¿Cuál de los dos se mueve más rápido?
b) ¿Cuánto tiempo tardará cada uno de ellos en recorrer una distancia de 3 m?
c) Determina la velocidad de una persona que recorre en 20 min la misma distancia que la hormiga hace en 5 horas

3. Se estima que las uñas crecen a un ritmo de 0,1 mm cada día. Expresa la velocidad en unidades del S.I. y determina cuanto crecerán, de media, en un mes.

4. Un pasajero va sentado en su asiento del metro ligero que circula en un tramo con velocidad constante. Elige la respuesta correcta que exprese el estado cinemático del pasajero:

a) Está en reposo independientemente del sistema de referencia que se elija
b) Está en reposo con respecto a un punto de referencia situado dentro del tren
c) Está en movimiento respecto a un sistema de referencia situado dentro del tren, que está en movimiento
d) Está en movimiento independientemente del sistema de referencia elegido

5. El primer tren de alta velocidad que circuló en España fue el AVE Madrid-Sevilla. Si la línea tiene una longitud de 471,8 km y tarda 2 h y 35 minutos en hacer el recorrido, determina:

a) ¿cuál ha sido su velocidad media?
b) Si desarrolla una velocidad máxima de 300 km/h, ¿en cuánto tiempo debería hacer el recorrido entre estas ciudades si fuese a esta velocidad? Compara el resultado con la información del apdo a) y explica las diferencias

6. El Gran Premio de España de Motociclismo se corre en el circuito de Jerez, con una longitud total de 4,423 km. En 2015, en la categoría de Moto GP:

a) Lorenzo ganó la carrera después de dar 27 vueltas en un tiempo de 44 min y 55,246 s. ¿Cuál fue su velocidad media?
b) Pedrosa, en las pruebas libres llegó a dar una vuelta en 1 minuto y 38,493 s. ¿qué velocidad media alcanzó?

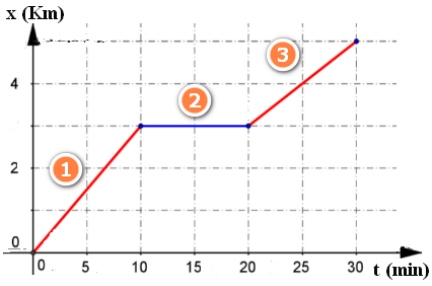
7. Raúl, Sergio y Ana son tres amigos que van juntos al instituto en bicicleta. Quedan en encontrarse en la casa de Ana a las 8:05 h y desde aquí tienen que circular 2 Km por carretera hasta el centro. Raúl llega el primero al instituto, a las 8:12 h; Ana, lo hace a las 8:15 h y, por último, Sergio, a las 8:17 h. Teniendo en cuenta que han mantenido constante la velocidad durante todo el trayecto. Determina:

a) la velocidad a la que ha circulado cada uno de ellos.
b) Si alguno de ellos ha sobrepasado la velocidad máxima permitida para un ciclista en carretera, 40 km/h
c) El tiempo que ha tardado cada uno de ellos en llegar al instituto

8. En la arrancada, un fórmula 1 tarda 2,6 s en pasar de 0 a 100 km/h. ¿Cuál ha sido su aceleración media en este tiempo? Suponiendo que la aceleración es constante, calcula la velocidad del coche al cabo 3s de haber arrancado.

9. La gráfica describe el movimiento rectilíneo de un corredor en una sesión de entrenamiento. Indica el tipo de movimiento en cada tramo y calcula:

a) La velocidad del corredor en cada tramo, en m/s
b) La velocidad media en m/s en la sesión de entrenamiento



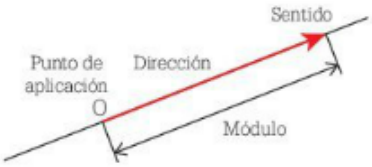
10. Se deja caer una bola desde lo alto de una torre y tarda 2,2 s en llegar al suelo.

a) Explica de qué tipo de movimiento se trata y cuáles son sus ecuaciones
b) Determina la altura de la torre

7 LAS FUERZAS Y LAS MÁQUINAS

FUERZA es toda acción capaz de alterar el estado de reposo o movimiento de los cuerpos o de producir en ellos alguna deformación. La fuerza se representa por F y su unidad en el S.I es el Newton (N). Otra unidad habitual para medir las fuerzas, es el Kilopondio (Kp)

La fuerza también es un **vector**:

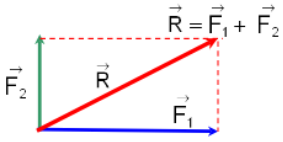


1 Kp = 9.8 N

En la mayoría de los casos, sobre un cuerpo no actúa una única fuerza sino varias. Este conjunto de fuerzas constituye un sistema de fuerzas y es equivalente a una sola fuerza imaginaria que llamamos **fuerza resultante**:

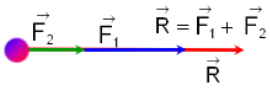
,

Un cuerpo está en **equilibrio**, si la resultante de todas las fuerzas que actúan sobre él es nula.



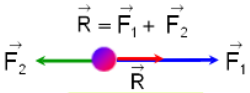
$R = \sqrt{F_1^2 + F_2^2}$

Fuerzas concurrentes perpendiculares



$R = F_1 + F_2$

Fuerzas concurrentes de igual dirección y sentido



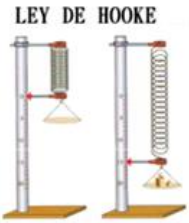
$R = F_1 - F_2$

Fuerzas concurrentes de igual dirección pero de sentidos opuestos

EFECTOS DE LAS FUERZAS:

- **DEFORMACIONES**

La medida de las fuerzas se basa en la medida de las deformaciones que producen en los cuerpos (alargamiento de un muelle). La **ley de Hooke** establece que el alargamiento que experimenta un muelle elástico es directamente proporcional a la fuerza aplicada.



$$F = k.\Delta\ell$$

K= constante de elasticidad

F= fuerza aplicada

Δl = deformación producida (alargamiento)

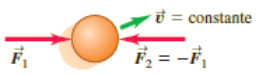
El instrumento utilizado para medir la intensidad de las fuerzas, basado en la ley de Hooke, es el **DINAMÓMETRO**.

- **ALTERACIÓN DEL 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 cuerpo. Se rige por las leyes de Newton:

Isaac Newton (1642 – 1727), publicó en 1687 en un libro **"Principios matemáticos de la Filosofía Natural"** las conocidas como Leyes de la Dinámica

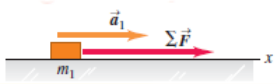
Primera ley de Newton



$\Sigma\vec{F} = 0$

$\sum\vec{F} = 0$ (cuerpo en equilibrio)

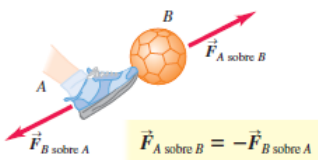
Segunda ley de Newton



$\sum\vec{F} = m\vec{a}$

$m = \frac{|\sum\vec{F}|}{a}$ o $\vec{a} = \frac{\sum\vec{F}}{m}$

Tercera ley de Newton



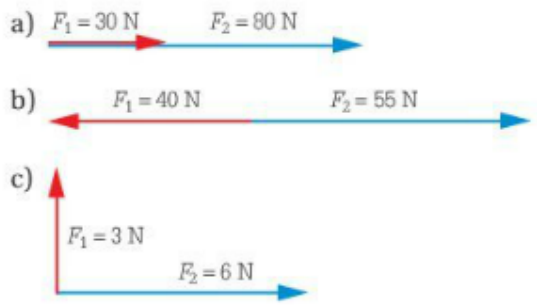
$\vec{F}_{A\ sobre\ B} = -\vec{F}_{B\ sobre\ A}$

- **1ª LEY** o **Principio de inercia**: un cuerpo permanece en reposo o con mru si la resultante de las fuerzas que actúan sobre él es nula. La propiedad que tiene la materia de no poder cambiar su estado de reposo o de movimiento por ella misma recibe el nombre de inercia.
  A mayor masa, mayor inercia del cuerpo y, en consecuencia, mayor su oposición a variar el estado de reposo o de MRU.
- **2ª LEY** o **Principio fundamental de la Dinámica**: si sobre un cuerpo actúa una fuerza resultante, este adquiere una aceleración directamente proporcional a la fuerza aplicada, siendo la masa la constante de proporcionalidad.

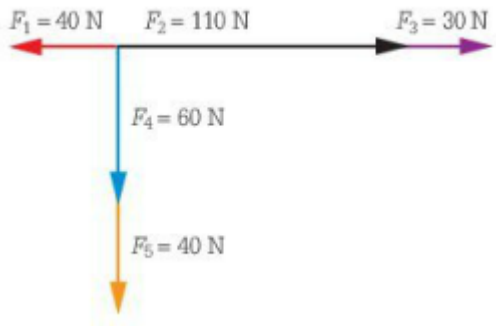
$$F = m.a$$

- **3ª LEY** o **Principio de acción y reacción**: si un cuerpo ejerce una fuerza (acción) sobre otro, éste ejerce sobre el primero otra fuerza (reacción) con el mismo módulo y dirección pero de sentido contrario.

1. Halla la fuerza resultante de los siguientes sistemas de fuerzas:

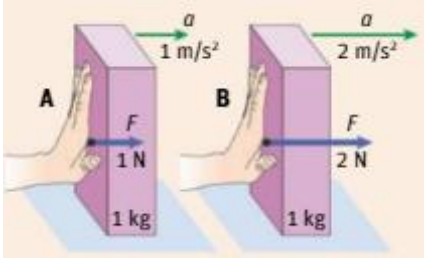


2. Hallar gráfica y numéricamente la resultante del siguiente sistema de fuerzas:



3. La resultante de dos fuerzas aplicadas sobre una caja en ángulo recto es de 50 N. Si sabemos que el módulo de una de ellas es de 30 N ¿cuál es el módulo de la otra fuerza? Haz el esquema de las fuerzas y dibuja la resultante.

4. Observa estas experiencias y responde a las cuestiones:



a) ¿Qué conclusiones puedes extraer?
b) Enuncia la ley que corresponda
c) Escribe la expresión matemática de esta ley e indica en qué unidades hay que expresar cada una de las magnitudes que aparecen en ella

5. Si la masa de un ciclista y de su bicicleta es de 50 kg y arranca con una aceleración de 0,6 m/s^2. ¿Qué fuerza ha aplicado el ciclista?

6. Un hombre empuja un carro con una fuerza de 25 N, y éste arranca con una aceleración de 0,25 m/s^2. Determina qué carga está transportando si la masa del carro es de 20 Kg.

7. Ejercemos una fuerza de 25 N sobre un cuerpo y provocamos que se mueva con una aceleración de 1,5 m/s^2. ¿Qué masa tiene el cuerpo?

8. Sobre un coche de 1000 kg que se mueve con una velocidad de 20 m/s actúa una fuerza resultante constante de 3000 N en el sentido del movimiento. Calcula:

a) La aceleración del coche
b) La velocidad de éste a los 4 s.
c) La distancia que recorre en ese tiempo
d) Repite el problema para el caso de que la fuerza se aplique en sentido opuesto al del movimiento

9. Tenemos un muelle cuya longitud natural es de 10 cm. Al tirar de él con una fuerza de 5 N, observamos que su longitud pasa a ser de 12 cm. Calcula:

a) La constante elástica del muelle.
b) La longitud de éste si se ejerce una fuerza de 2 N
c) La fuerza con la que deberíamos tirar para que pase a medir 15 cm

10. Un hombre de 75 kg está acercándose a la orilla en una barca de 125 Kg. Coge impulso y salta a tierra con una aceleración de 0,24 m/s^2 ¿crees que la barca adquiere la misma aceleración pero negativa -0,24 m/s^2? Razona la respuesta