

FÍSICA Y QUÍMICA

3º ESO

Jaime Ruiz-Mateos



ciencias.com.es

Este es un texto libre. Se puede imprimir, se puede fotocopiar, se puede copiar y transmitir por cualquier medio mecánico o digital por expreso deseo del autor. Sólo queda prohibido su uso para fines comerciales.

ESQUEMA DE LA ASIGNATURA

- 1) Introducción a la Física y Química
- 2) La materia
- 3) Las disoluciones
- 4) El átomo
- 5) La tabla periódica y el enlace químico
- 6) Formulación y nomenclatura
- 7) Las reacciones químicas
- 8) Las fuerzas y el movimiento
- 9) La electricidad

TEMA 1: INTRODUCCIÓN A LA FÍSICA Y QUÍMICA

Esquema

1. ¿Qué son la Física y la Química?
2. El método científico.
3. Magnitudes y unidades.
4. Transformación de unidades.
5. Cifras significativas.
6. Notación científica.
7. Errores.
8. Consejos para resolver los problemas.

1. ¿Qué son la Física y la Química?

La Ciencia se define como el conocimiento cierto de las cosas por sus principios y sus causas. Ciencia experimental es aquella que está basada en la experiencia, en la realidad. La Física y la Química, junto con la Biología y la Geología, son ciencias experimentales.

La Física y la Química estudian fenómenos, es decir, hechos naturales, hechos que ocurren en la realidad. La Física estudia los procesos en los que la sustancia o el cuerpo no se transforman en otra cosa y la Química estudia los procesos en los que las sustancias se transforman en otras sustancias.

Ejercicio 1: clasifica los siguientes fenómenos en físicos o químicos:

- a) La caída de una manzana de un árbol.
- b) El eco.
- c) Calentar agua líquida hasta convertirla en vapor.
- d) La oxidación de una puntilla.
- e) Empujar un coche.
- f) Mezclar lejía y amoníaco.
- g) Mezclar sal y agua.

2. El método científico

La investigación científica consiste en realizar actividades para aumentar nuestros conocimientos sobre algún asunto.

Ejemplo: se puede investigar para conseguir un aceite de motor que resista altas temperaturas, o un medicamento que cure una enfermedad, o si existe vida en Marte, etc.

Cuando se investiga, se sigue el método científico, que tiene cinco pasos:

- Método científico
- 1) Observar el fenómeno.
 - 2) Pensar hipótesis que expliquen el fenómeno.
 - 3) Experimentar en el laboratorio.
 - 4) Analizar los resultados.
 - 5) Presentar las conclusiones.

Más detenidamente:

1) Observar el fenómeno: hay que hacerlo con atención. Existen instrumentos de observación, como el microscopio y el telescopio e instrumentos de medida, como la regla y la balanza.

2) Pensar hipótesis: una hipótesis es una suposición para explicar un fenómeno.

Ejemplo: si el fenómeno es la caída de una piedra, la hipótesis puede ser que la Tierra la atrae.

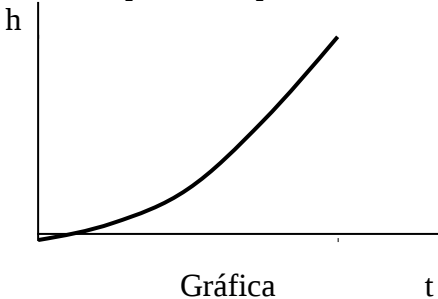
Ejercicio 2: observamos este fenómeno: un amigo se retrasa para jugar nosotros al baloncesto. ¿Cuáles podrían ser las hipótesis?

3) Experimentar en el laboratorio: experimentar es repetir la observación de un fenómeno en condiciones controladas. Los experimentos se hacen para comprobar qué hipótesis es la correcta. Hay que hacer experimentos adecuados y muchas mediciones. Para ello, hay que tener en cuenta los factores que influyen en el fenómeno. Un factor es una variable cuya modificación provoca cambios en los resultados de un experimento.

Ejercicio 3: de qué factores puede depender el resultado de un partido de fútbol.

4) Analizar los resultados: las medidas se pueden expresar de tres formas:

Altura	Tiempo
0'5	0'3
1	0'4
1'5	0'5
2	0'6



$$h = 5 t^2$$

Fórmula

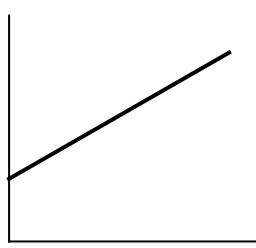
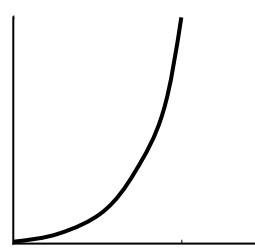
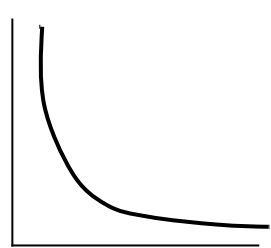
Tabla

Gráfica

t

Fórmula

Nos interesan tres tipos de gráficas:

Nombre	Recta	Parábola	Hipérbola
Gráfica			
Ecuación	$y = a x + b$	$y = a x^2$	$x y = a$
Ejemplo	$y = 3 x + 2$	$y = 6 x^2$	$x y = 10$

Para hacer representaciones gráficas, hay que hacer una tabla de valores. Se le dan varios valores a x y se obtienen los de y a partir de la ecuación. Si es una recta, se le dan dos valores a x. Si es una curva, se le dan al menos cinco.

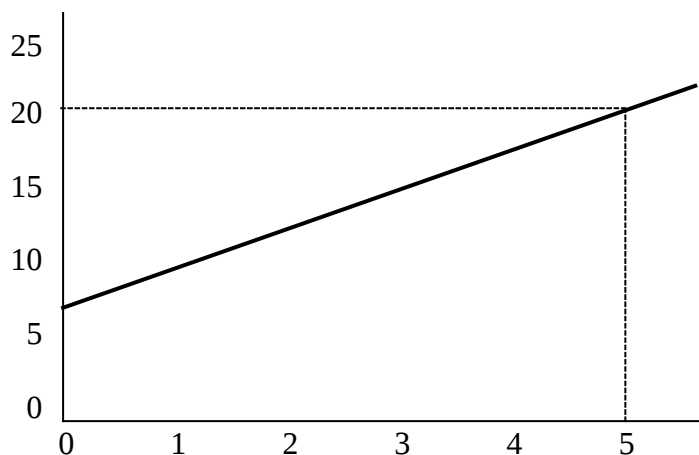
Ejemplo: representa: $y = 3 x + 6$

Es una recta, porque la x no está elevada al cuadrado, luego sólo necesitamos dos puntos:

x	y
0	$3 \cdot 0 + 6 = 6$
5	$3 \cdot 5 + 6 = 21$

Los puntos son el (0 , 6) y el (5 , 21).

La representación sería:



Ejercicio 4: representa: a) $y = -5x + 10$ b) $y = 8x - 4$ c) $y = 2x^2$ d) $y = x^2 - 4$

5) Presentar las conclusiones: una vez comprobada la hipótesis, hay que llegar a una ley científica. Una ley científica es una fórmula relativa a una hipótesis confirmada experimentalmente. Ejemplos de leyes científicas:

$$h = 5 t^2$$

Ley de caída de los cuerpos

$$V = I \cdot R$$

Ley de Ohm

Una teoría es un conjunto de enunciados y de leyes.

Ejemplo: la teoría de la relatividad.

3. Magnitudes y unidades

Una magnitud es cualquier propiedad que se puede medir.

Ejemplos: longitud, masa, tiempo, temperatura.

Una unidad es algo que se toma como referencia para poder medir.

Ejemplos: el m, el kg, el °C.

Medir es comparar una magnitud con una unidad para ver cuántas veces la contiene. No se deben confundir.

Las medidas se expresan así: (número que representa la magnitud) (unidad)

Ejemplos: 2 m, 3 h, 40 °C.

Hay dos tipos de magnitudes:

Magnitudes $\left\{ \begin{array}{l} \text{Fundamentales} \\ \text{Derivadas} \end{array} \right.$

Las fundamentales son aquellas que no se pueden descomponer en ninguna otra. Son las siguientes: longitud, masa, tiempo, temperatura e intensidad de corriente. Las magnitudes derivadas son aquellas que se pueden poner en función de las fundamentales.

Ejemplo: el área es una magnitud derivada porque se puede poner en función de la longitud:

$$\text{área} = \text{longitud}^2$$

Un sistema de unidades es un conjunto determinado de unidades.

El que más se utiliza es el SI (sistema internacional).

Algunas unidades del SI son:

Tipo de magnitud	Magnitud	Unidad
Fundamentales	Longitud	m
	Masa	kg
	Tiempo	s
Derivadas	Área o superficie	m ²
	Volumen	m ³
	Velocidad	m/s
	Aceleración	m/s ²
	Fuerza	N, newton
	Trabajo	J, julio
	Energía	J, julio
	Potencia	w, vatio
	Densidad	kg/m ³
Presión	Pa, pascal	

Estas unidades pueden no ser adecuadas para medir algunas magnitudes.

Ejemplo: para medir la masa de un lápiz no se usa el kg.

En estos casos, se utilizan estos prefijos:

Prefijo	Símbolo	Equivalencia
kilo	k	10 ³
hecto	h	10 ²
deca	da	10
m, g, s, l		
deci	d	0'1
centi	c	0'01
mili	m	0'001

Estos prefijos se colocan delante del m, del g y del s.

Ejemplo: 1 kg = 10³ g, 1 cm = 10⁻² m.

Ejercicio 5: a) 1 mg = b) 1 dam = c) 1 cs =

Existen otros prefijos que también se usan mucho:

Prefijo	Símbolo	Equivalencia
Mega	M	10 ⁶
Giga	G	10 ⁹
Tera	T	10 ¹²
Micro	μ	10 ⁻⁶
Nano	n	10 ⁻⁹

Ejercicio 6: escribe las equivalencias de estas unidades:

1 μs = ; 2 Tb = ; 1 Gm³ = ; 590 nm =

4. Transformación de unidades

Las unidades sólo se pueden transformar dentro de una misma magnitud.

Ejemplo: se pueden transformar km en cm, pero no en mg.

* Transformación de unidades lineales: puede hacerse de varias formas:

a) Directamente: consiste en contar cuántos pasos hay entre una unidad y otra, pero sin contar una de las dos. Si subimos, hay que dividir y si bajamos, hay que multiplicar.

Ejemplos: 1 dag → mg

8 cg → kg

$$1 \text{ dag} = 1 \cdot 10^4 = 10^4 \text{ mg}$$

$$8 \text{ cg} = \frac{8}{10^5} = 8 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$$

Ejercicio 7: transforma:

a) 80 km en cm b) 4 mg en hg c) 12 dg en dag

b) Mediante factores de conversión: un factor de conversión es un cociente en el que el numerador equivale al denominador.

Ejemplos de factores de conversión: $\frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}}$, $\frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}}$, $\frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}}$

Lo que hay que hacer es multiplicar lo que queremos transformar por varios factores de conversión, de tal forma que desaparezca lo que no nos interesa y que aparezca lo que sí nos interesa.

Ejemplo: transforma 8000 cm → km

$$8000 \text{ cm} = 8000 \text{ cm} \cdot \frac{1 \text{ km}}{10^5 \text{ cm}} = 0,08 \text{ km}$$

Ejercicio 9: mediante factores de conversión, transforma:

a) 40 km en cm b) 8000 mg en dag c) 72000 s en min d) 50.000 cm en hm

A veces, hay que utilizar más de un factor de conversión.

Ejemplo: transforma: 5 min en ms

$$5 \text{ min} = 5 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \cdot \frac{1000 \text{ ms}}{1 \text{ s}} = 300.000 \text{ ms}$$

Ejercicio 10: transforma: a) 120 kbytes en Mbytes b) 600.000 s en días c) 2 Tm en μm

Si la unidad tiene varias unidades, también hay que utilizar varios factores de conversión.

Ejemplo: transforma: 50 $\frac{\text{km}}{\text{h}}$ en $\frac{\text{m}}{\text{s}}$

$$50 \frac{\text{km}}{\text{h}} = 50 \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} = 13,9 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

Ejercicio 11: transforma:

a) $100 \frac{km}{h}$ en $\frac{m}{s}$ b) $30 \frac{m}{s}$ en $\frac{km}{h}$ c) $5 \frac{min}{km}$ en $\frac{km}{h}$ d) $12 \frac{km}{h}$ en $\frac{m}{s}$

* Transformación de unidades cuadradas: son aquellas que están elevadas al cuadrado. Ahora, hay que multiplicar el número de pasos por 2.

Ejemplo: transforma: 20 hm^2 en cm^2

$$20 \text{ hm}^2 = 20 \cdot 10^8 = 2 \cdot 10^9 \text{ cm}^2 \quad \text{o bien:} \quad 20 \text{ hm}^2 = 20 \text{ hm}^2 \cdot \frac{10^8 \text{ cm}^2}{1 \text{ hm}^2} = 20 \cdot 10^8 = 2 \cdot 10^9 \text{ cm}^2$$

Ejercicio 12: transforma: a) 30000 m^2 en hm^2 b) $8 \cdot 10^7 \text{ dag}^2$ en mg^2 c) 400 s^2 en h^2

* Transformación de unidades de volumen: hay tres posibilidades:

Unidades de volumen $\left\{ \begin{array}{l} \text{Transformar unidades cúbicas en unidades cúbicas} \\ \text{Transformar unidades de litro en unidades de litro} \\ \text{Transformar unidades cúbicas en unidades de litro} \end{array} \right.$

a) Transformar unidades cúbicas en unidades cúbicas: se hace igual que la transformación de unidades cuadradas, pero ahora, el número de pasos se multiplica por 3.

Ejemplo: transforma: 8000 km^3 en dm^3

$$8000 \text{ km}^3 = 8000 \cdot 10^{12} = 8 \cdot 10^{15} \text{ dm}^3$$

Ejercicio 13: transforma: a) 50 dam^3 en km^3 b) 4000 cm^3 en dam^3 c) 50 m^3 en mm^3

b) Transformar unidades de litro en unidades de litro: son unidades lineales. Se hace sin multiplicar por 2 ni por 3.

Ejemplo: transforma: 67 cl en hl $67 \text{ cl} = \frac{67}{10^4} = 67 \cdot 10^{-4} \text{ hl} = 6'7 \cdot 10^{-3} \text{ hl}$

Ejercicio 14: transforma: a) 50 cl en dal b) 200 ml en kl c) 8000 hl en dl

c) Transformar unidades cúbicas en unidades de litro o viceversa: normalmente, no se puede hacer directamente, sino mediante una ruta alternativa. Para ello, hay que pasar por el l y por el dm^3 .

Hay que saber que: $1 \text{ l} = 1 \text{ dm}^3$ y que $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml}$.

Ejemplo: transforma: 700 dal en hm^3 .

$$700 \text{ dal} = 700 \text{ dal} \cdot \frac{10 \text{ l}}{1 \text{ dal}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \text{ l}} \cdot \frac{1 \text{ hm}^3}{10^9 \text{ dm}^3} = 700 \cdot 10 \cdot 10^{-9} = 7 \cdot 10^{-6} \text{ hm}^3$$

Ejercicio 15: transforma:

a) 4 hl en cm^3 b) 800 dm^3 en kl c) 2000 cm^3 en cl

5. Cifras significativas

Cuando operamos con números decimales, suelen aparecer muchos decimales, pero no debemos anotarlos todos. En realidad, en un número no importan sus cifras decimales, sino sus cifras significativas. Las cifras significativas son aquellas que definen un número y que aparecen en todas las formas de escribir el número.

Ejemplo: el siguiente número tiene como cifras significativas el 2, el 4 y el 8:

$$0.0000248 = 2.48 \cdot 10^{-5} = 24.8 \cdot 10^{-6} = 248 \cdot 10^{-7}$$

Para saber qué cifras son significativas, hay que tener en cuenta que:

- 1) Todas las cifras distintas de cero son significativas.
- 2) El cero es significativo a veces sí a veces no.
- 3) El cero es significativo:
 - * Cuando está situado entre dos cifras significativas. Ejemplo: 2'304.
 - * Cuando el cero es una cifra decimal y está en el extremo derecho. Ejemplo: 4'30.
- 4) El cero no es significativo:
 - * Cuando está situado a la izquierda. Ejemplo: 0'00034.
 - * Cuando está en el extremo derecho y no es cifra decimal. Ejemplo: 75640.

Ejercicio 16: determina el número de cifras significativas que tienen estos números:											
Número	6	0'6	0'60	10'60	1060	1160	0'000314	12000	12000'0	12000'1	6'21·10 ⁷
Nº de cifras significativas											

La regla dice que, al operar con números con distintas cifras significativas, el resultado debe tener el mismo número de cifras significativas que el número que tenga menos cifras significativas. Hay que aproximar, redondear.

Ejemplo: opera: $3.47 + 5.1 = 8.57 \approx 8.6$ $\frac{10.24}{3.51} = 2.917378917 \approx 2.92$

Ejercicio 17: calcula el volumen de aire que hay dentro de una habitación que tiene: 16'42 m de largo, 4'5 m de ancho y 3'26 m de alto. Fórmula del volumen de una habitación: Volumen = a · b · c

Cuando alguno de los números es entero, sus cifras significativas no cuentan.

Ejemplos:

$$3.47 + 4 = 7.47 \quad , \quad \frac{10.24}{5} = 2.048 \quad , \quad \frac{10.57}{6} = 1.7616666... \approx 1.762$$

Normalmente, vamos a escribir el resultado de los problemas con tres cifras significativas.

Ejercicio 18: aproxima estos números a tres cifras significativas: a) 3'24356 b) 5'2485 c) 68375'34 d) 75365'785

Ejercicio 19: efectúa las siguientes operaciones y aproxima los resultados a tres cifras

significativas: a) $5467 + 8564$ b) $345'54 \cdot 745'23$ c) $\frac{67389'563}{95623'789}$

6. Notación científica

Es aquella que utiliza potencias de diez multiplicado por un número del 1 al 9 seguido de coma y decimales.

Ejemplos: $6'34 \cdot 10^{-8}$ sí está en notación científica, pero no lo están: $63'4 \cdot 10^{-9}$ ó $0'634 \cdot 10^{-7}$.

Recordemos las propiedades de las potencias:

$$10^x \cdot 10^y = 10^{x+y} \qquad \frac{10^x}{10^y} = 10^{x-y}$$

Para pasar un número a notación científica:

- a) Si desplazamos la coma a la izquierda, al exponente del 10 hay que sumarle algo.
- b) Si desplazamos la coma a la derecha, al exponente del 10 hay que restarle algo.

Ejemplos:

$$4530000 = 4'53 \cdot 10^6$$

$$0'0007281 = 7'281 \cdot 10^{-4}$$

$$3272'168 = 3'272168 \cdot 10^{-3}$$

Ejercicio 20: escribe estos números en notación científica:

a) $0'00002413$ b) $82'327 \cdot 10^4$ c) $0'0007 \cdot 10^8$ d) $36'21 \cdot 10^{-5}$

Hay que saber escribir un número en notación científica y, después, aproximarlos.

Ejemplo, si nos sale este número en la calculadora: $4234628'109 \cdot 10^{-8}$. ¿Qué número anotaremos?
 $4234628'109 \cdot 10^{-18} = 4'234628109 \cdot 10^{-12} \cong 4'23 \cdot 10^{-12}$

Ejercicio 21: escribe en notación científica y, después, aproxima a tres cifras significativas:

a) $857'83 \cdot 10^{-34}$ b) $127564 \cdot 10^5$ c) $0'000325968 \cdot 10^{-7}$ d) $753'642 \cdot 10^{-34}$

7. Errores

El error es una medida de la diferencia entre el valor real de una magnitud y el valor medido. Los errores se pueden cometer por diversas razones: por falta de sensibilidad del aparato, por falta de atención, por la temperatura, porque el aparato de medida no funciona bien, etc.

El valor medio o media aritmética de varias medidas se calcula así:

$$\bar{x} = \frac{x_1 + x_2 + \dots + x_n}{n}$$

siendo: n: número de medidas.

Existen dos tipos de errores: el error absoluto y el error relativo.

a) Error absoluto, ϵ_a : se calcula así: $\epsilon_a = | \bar{x} - x_i |$

siendo: \bar{x} : valor medio.

x_i : cualquier medida.

Ejemplo: calcula los errores absolutos de estas medidas: 6'28, 6'27 y 6'24 s.

$$\bar{x} = \frac{x_1 + x_2 + \dots + x_n}{n} = \frac{6'28 + 6'27 + 6'24}{3} = 6'26$$

$$\epsilon_{a1} = | 6'26 - 6'28 | = 0'02 ; \epsilon_{a2} = | 6'26 - 6'27 | = 0'01 ; \epsilon_{a3} = | 6'26 - 6'24 | = 0'02$$

Ejercicio 22: calcula el error absoluto de cada una de estas medidas: 3'4, 3'7, 3'8 y 3'5.

El error relativo se puede calcular así: $\epsilon_r = \frac{\epsilon_a \cdot 100}{x}$

Ejemplo: calcula los errores relativos de estas medidas: 20'7, 20'8 y 20'5.

$$\bar{x} = \frac{x_1 + x_2 + \dots + x_n}{n} = \frac{20'7 + 20'8 + 20'5}{3} = 20'7$$

$$\epsilon_{a1} = | 20'7 - 20'7 | = 0 ; \epsilon_{a2} = | 20'7 - 20'8 | = 0'1 ; \epsilon_{a3} = | 20'7 - 20'5 | = 0'2$$

$$\epsilon_{r1} = \frac{0 \cdot 100}{20'7} = 0 \% ; \epsilon_{r2} = \frac{0'1 \cdot 100}{20'7} = 0'483 \% ; \epsilon_{r3} = \frac{0'2 \cdot 100}{20'7} = 0'966 \%$$

Ejercicio 23: calcula el error relativo de estas medidas: 1015, 1017, 1018 y 1020.

El error relativo nos da una idea de lo buena que es una medida. Una medida por debajo del 5 % es aceptable, por debajo del 1 % es buena y por debajo del 0'1 % es excelente.

δ es el valor medio de los errores absolutos. Sirve para expresar correctamente una medida.

Expresión correcta de una medida: $\bar{x} \pm \delta$

Ejemplo: dadas estas medidas: 2'25, 2'26, 2'27, 2'28 y 2'27, expresa correctamente la medida.

$$\bar{x} = \frac{x_1 + x_2 + \dots + x_n}{n} = \frac{2'25 + 2'26 + 2'27 + 2'28 + 2'27}{5} = \frac{11'33}{5} = 2'266 \cong 2'27$$

$$\delta = \frac{E_{a1} + E_{a2} + E_{a3} + E_{a4} + E_{a5}}{5} = \frac{0'02 + 0'01 + 0 + 0'01 + 0}{5} = 8 \cdot 10^{-3} \cong 0'01$$

Expresión correcta de la medida: $\bar{x} \pm \delta = 2'27 \pm 0'01$

Ejercicio 24: expresa correctamente estas medidas: 12'48, 12'49, 12'54, 12'34, 12'41 y 12'38.

8. Consejos para resolver los problemas

Hay que seguir estos pasos:

1) Escribir los datos.

Magnitud	Símbolo con el que aparece en las fórmulas	Unidades para identificarla
Masa	m	g, kg, cg, ton, ...
Tiempo	t	s, h, min, ms, ...
Longitud, espacio, altura, distancia	l, e, s, h	m, km, cm, ...
Área o superficie	A	m ² , cm ² , mm ² ,...
Volumen	V	m ³ , cm ³ , l, ml, ...
Densidad	d	$\frac{kg}{m^3}$, $\frac{g}{ml}$, ...

2) Transformar las unidades si hace falta.

3) Sustituir en la fórmula.

PROBLEMAS DE INTRODUCCIÓN A LA FÍSICA Y QUÍMICA

Problemas típicos

1) Escribe el nombre de los instrumentos de medida que miden estas magnitudes: longitud, tiempo, masa, fuerza, volumen, ángulo, velocidad, presión, aceleración. Escribe algún aparato de medida más.

2) Transforma: a) 3000 cg en hg. b) 486 g en dag. c) 34 mm³ en dam³
 d) $6'32 \cdot 10^{-4}$ kg² en mg² e) 50 km/h en m/s. f) 30 m/s en km/h.
 g) 8000 cm³ en hl. h) 300 cl en dam³. i) 50 h en ms. j) $3'4 \cdot 10^{48}$ ml en km³.

Solución: a) 0'3 hg b) 48'6 dag c) $3'4 \cdot 10^{-11}$ dam³ d) $6'32 \cdot 10^8$ mg² e) 13'9 m/s
 f) 108 km/h g) 0'08 hl h) $3 \cdot 10^{-6}$ dam³ i) $1'8 \cdot 10^8$ ms j) $3'4 \cdot 10^{33}$ km³

3) Escribe estos números en notación científica y, después, aproxímalos a tres cifras significativas:

a) 23168942 b) 0'00458712 c) $544854 \cdot 10^{-20}$ d) $0'000578421 \cdot 10^{-86} \cdot 10^{13}$

4) Opera:

a) $23'54 \cdot 79'6$ b) $4563'89 + 3'21$ c) $\frac{89'65 \cdot 10^5}{7'6 \cdot 10^{-17}}$ d) $0'27 - 3'5873 \cdot 10^{-9}$

Solución:

a) 1870 b) 4570 c) $1'2 \cdot 10^{23}$ d) 0'27

5) Calcula los errores absolutos y relativos de estas medidas:

3'27, 3'28, 3'29, 3'25, 3'26, 3'25, 3'24, 3'27 y 3'28 s.

Solución:

Absolutos: 0, 0'01, 0'02, 0'02, 0'01, 0'02, 0'03, 0, 0'01.

Relativos: 0 %, 0'306 %, 0'612 %, 0'612 %, 0'306 %, 0'612 %, 0'917 %, 0 %, 0'306 %.

6) Representa estas gráficas:

a) $y = 2x$ b) $y = 3x + 6$ c) $y = -2x + 4$

Problemas extra

7) Transforma: a) 500 km en cm b) 2000 cg en dag c) 32 h en s
 d) 3 a (áreas) en m². Dato: 1 área = 100 m² e) 20 ha en m² f) 1 día en s
 g) 42 pulgadas en cm. Dato: 1 pulgada = 2'5 cm h) 20.000 pies en m. Dato: 1 pie = 0'3048 m
 i) 50 km en millas. Dato: 1 milla = 1609 m j) 85 kg en libras. Dato: 1 libra = 0'454 kg

k) $120 \frac{km}{h}$ en $\frac{m}{s}$

l) $50 \frac{m}{s}$ en $\frac{km}{h}$

m) 40 cm³ en l

n) 5 dal en dam³

ñ) $2 \frac{g}{cm^3}$ en $\frac{kg}{l}$

o) $340 \frac{g}{l}$ en $\frac{mg}{cm^3}$

p) 50 hm³ en l

q) 60.000 m² en fanegas. Dato: 1 fanega = 6440 m²

8) Dadas estas medidas en metros: 6'24, 6'25, 6'27, 6'32, 6'24, 6'28 y 6'31. Averigua los errores de la segunda medida y expresa correctamente la medida.

9) ¿Cuál de estas dos medidas es más exacta y por qué?

- a) $9'5 \pm 0'1 \text{ m}$ b) $1000 \pm 2 \text{ km}$

10) Una clase mide $32'64 \text{ m}^2$. Averigua los errores absoluto y relativo.

11) Realiza las siguientes operaciones y aproxima a tres cifras significativas:

- a) $67645'746 + 6754'783$ b) $674'8763 \cdot 9672'12$ c) $\frac{784'734}{29'7534}$

12) Escribe en notación científica y aproxima a tres cifras significativas:

- a) 0'0000045675 b) 54627438'756 c) $65745364 \cdot 10^{-27}$

13) Medimos el diámetro interior de un tubo: 2'52, 2'23, 2'74, 2'70 y 2'00 cm. Determina si las mediciones son aceptables o no.

14) Representa gráficamente: a) $y = 2x - 8$ b) $y = x^2 + x - 6$

15) Ordena de menos a mayor estas cantidades:

16) Si la velocidad de la luz es de 300.000 km/s, calcula la distancia que recorre la luz en un año mediante factores de conversión.

17) Representa gráficamente esta tabla de valores e indica qué tipo de gráfica es:

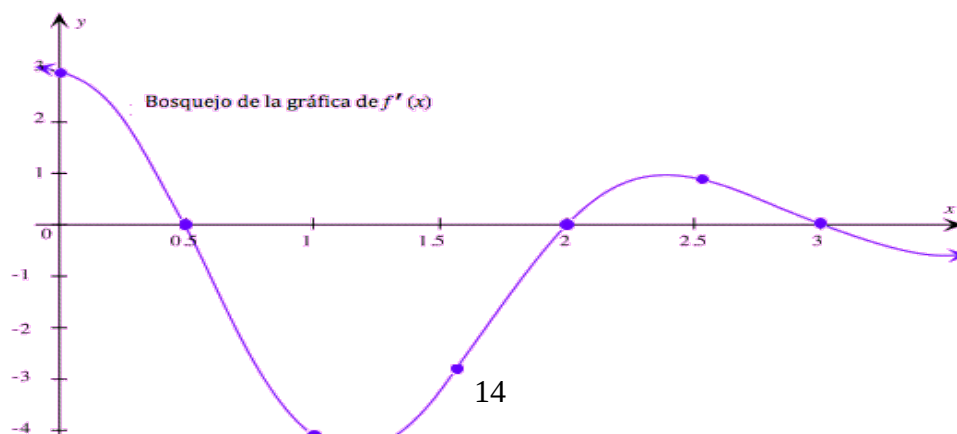
Espacio, e	0	0'4	1'5	3'4	6	9'4
Tiempo, t	0	1	2	3	4	5

18) A temperatura constante, la presión y el volumen de un gas están relacionados así: $P \cdot V = 24$. Representa gráficamente P frente a V e indica qué tipo de gráfica es.

19) Transforma:

- a) 50 pm en Mm b) 1 μs en Ts
 c) 20 Mg en cg d) 900 Ts en años
 e) 1 lustro en ps f) 1 Tbyte en bits. Dato: 1 byte = 8 bits

20) A partir de la siguiente gráfica, averigua: a) El valor de y para $x = 0$. b) Para qué valores de x se anula y. c) El valor máximo. d) El valor mínimo.



TEMA 2: LA MATERIA

Esquema

1. Introducción.
2. Propiedades de la materia.
3. Estados de agregación.
4. La teoría cinética.
5. Cambios de estado.
6. Temperatura y presión.
7. Procesos con gases.

1. Introducción

La materia es todo aquello que tiene masa y que ocupa un volumen. Sustancia es todo aquello constituido por materia. Generalmente, la palabra sustancia se aplica a la materia que tiene una composición definida y sencilla.

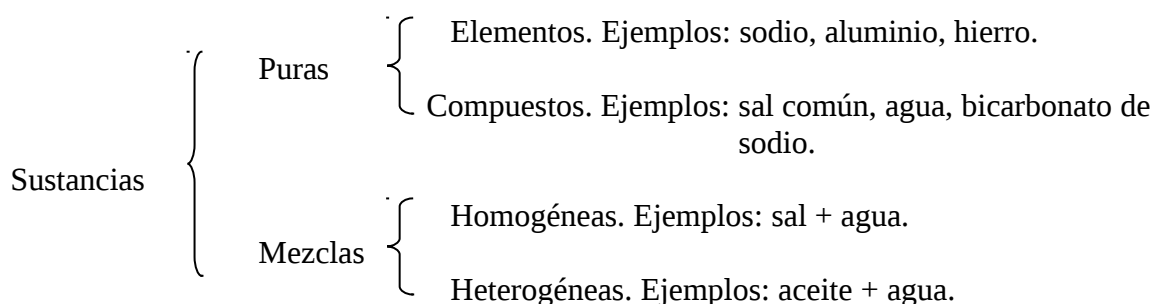
Ejemplos: la sal común, el oro, aceite + agua.

La palabra cuerpo se utiliza para la materia de composición más compleja.

Ejemplos: una mesa, una calculadora, un árbol.

Un sistema o sistema material es una porción de materia que se aísla para su estudio.

Las sustancias se clasifican así:



Sustancias

Elementos

Compuestos

Mezclas homogéneas

Mezclas heterogéneas

Pueden separarse en

-

Elementos

Elementos y compuestos

Elementos y compuestos

La composición de una sustancia es la lista de sustancias que contiene y cuánto contiene de cada una. Ejemplo: la etiqueta de una comida envasada.

Una sustancia pura es aquella que está formada por el mismo tipo de átomos o de moléculas. Ejemplo: el agua.

Un elemento es la sustancia pura más pequeña que puede participar en las reacciones químicas. Ejemplo: el hierro.

Un compuesto es una sustancia pura formada por dos o más elementos distintos unidos químicamente. Ejemplo: el amoníaco.

Una mezcla es una combinación de dos o más sustancias puras que conservan sus propiedades químicas.

Una mezcla homogénea es aquella mezcla que tiene la misma composición y las mismas propiedades en todos sus puntos. Ejemplo: sal + agua.


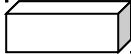


Una mezcla heterogénea es aquella que tiene diferentes composiciones y propiedades en distintos puntos. Ejemplo: aceite + agua.

2. Propiedades de la materia

La masa se mide con la balanza. No es lo mismo masa que peso. La masa es la cantidad de materia que tiene un cuerpo y se mide en kg. El peso es la fuerza con la que la Tierra atrae a un cuerpo y se mide en N, newtons.

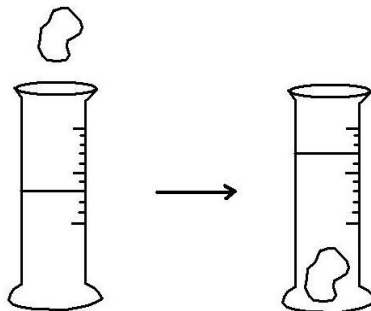
El volumen se mide así:

Medida del volumen {
 Cuerpo regular: se aplica la fórmula matemática correspondiente.
 Cuerpo irregular: se mide el desplazamiento de líquido en una probeta.

Cuerpo	Dibujo	Volumen
Cubo		l^3
Prisma		$a \cdot b \cdot c$
Cilindro		$\pi r^2 h$
Esfera		$\frac{4 \cdot \pi \cdot r^3}{3}$

Ejercicio 1: calcula los volúmenes de estos cuerpos: a) Un cubo de 12 cm de lado.
 b) Un prisma de 20 cm · 12 cm · 5 cm. c) Un cilindro de 4 cm de diámetro y 8 cm de alto.
 d) Una esfera de 15 cm de diámetro.

El volumen de un cuerpo irregular se mide metiéndolo en una probeta con agua y midiendo la subida del agua. El volumen del cuerpo es la diferencia de volúmenes.



Las propiedades de la materia se pueden clasificar de varias formas:

a) Dependiendo de si se pueden medir o no:

- Cuantitativas: se pueden medir.
- Cualitativas: no se pueden medir.

b) Dependiendo de si dependen del tamaño o no:

- Extensivas: dependen del tamaño.
- Intensivas: no dependen del tamaño.

c) Dependiendo de si dependen de la sustancia o no:

- Generales: son aquellas cuyo valor no depende de la sustancia. Ejemplos: masa, volumen y temperatura.

- Características o específicas: son aquellas cuyo valor sí depende de la sustancia.

Ejemplos: densidad, temperatura de fusión, temperatura de ebullición y solubilidad.

Dos sustancias distintas pueden tener las mismas propiedades generales, pero nunca tendrán todas sus propiedades características iguales. Las propiedades características no dependen del tamaño.

La temperatura de fusión es aquella a la que la sustancia pasa de sólido a líquido. La temperatura de ebullición es aquella a la que la sustancia pasa de líquido a gas. La solubilidad es la cantidad de sustancia que se disuelve en un litro de agua.

La densidad es la masa por unidad de volumen. Da idea de lo pesado o ligero que es un cuerpo. Se calcula así:

$$d = \frac{m}{V} \quad \left(\frac{kg}{m^3}, \frac{g}{ml}, \frac{g}{cm^3}, etc \right)$$

Despejando la masa y el volumen: $m = d \cdot V$ y $V = \frac{m}{d}$

Equivalencias de volumen: $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml}$; $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ l}$; $1 \text{ l} = 1000 \text{ cm}^3$

Ejemplo: un yogur líquido se presenta en un envase de 115 g y su volumen es de 105 ml. Calcula su densidad.

$$d = \frac{m}{V} = \frac{115 \text{ g}}{105 \text{ ml}} = 1'10 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$$

Ejercicio 2: calcula la densidad de una sustancia si medio kilo de esa sustancia ocupa un volumen de 300 cm^3 .

Ejemplo: una piedra tiene una densidad de $3'6 \text{ g/ml}$. Calcula la masa de una piedra de 50 cm^3 .

$$m = d \cdot V = 3'6 \frac{\text{g}}{\text{ml}} \cdot 50 \text{ ml} = 180 \text{ g}$$

Ejercicio 3: la densidad del aire a determinada temperatura es $1'2 \text{ g/l}$. Calcula la masa de aire encerrada en una habitación de estas dimensiones: $5 \text{ m} \cdot 3'2 \text{ m} \cdot 2'5 \text{ m}$.

Ejemplo: un mineral tiene una densidad de 6'8 g/ ml. Calcula el volumen de una muestra de 200 g.

$$V = \frac{m}{d} = \frac{200\text{ g}}{6,8\frac{\text{g}}{\text{ml}}} = 29,4\text{ ml}$$

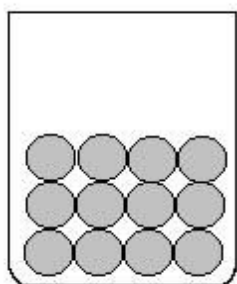
Ejercicio 4: la densidad del alcohol es 0'8 g/cm³. ¿Qué volumen en cl ocupan 100 g de alcohol?

3. Estados de agregación

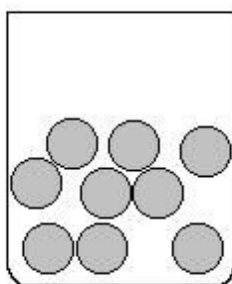
Son las formas en las que las sustancias pueden presentarse. Son tres: sólido, líquido y gas. Casi todas las sustancias puras pueden estar como sólido, líquido o gas. Hay algunas que sólo pueden estar en uno o en dos estados.

Ejemplo: la madera sólo puede estar como sólido.

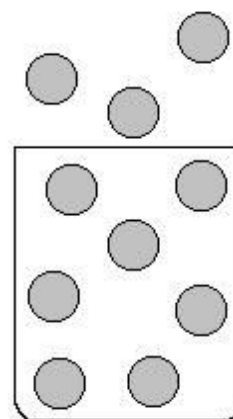
Los estados de agregación se diferencian por la distancia entre sus moléculas y por sus fuerzas de atracción:



Sólido



Líquido



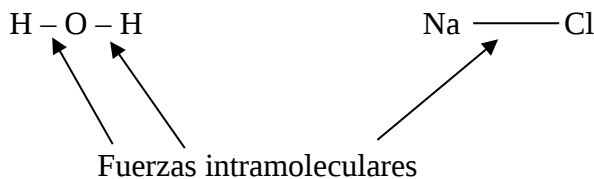
Gas

En las sustancias, existen dos tipos de fuerzas que las mantienen unidas:

Fuerzas {
 Intramoleculares
 Intermoleculares

Las fuerzas intramoleculares son aquellas que unen a los elementos dentro de una molécula. Se representan con líneas continuas.

Ejemplos:



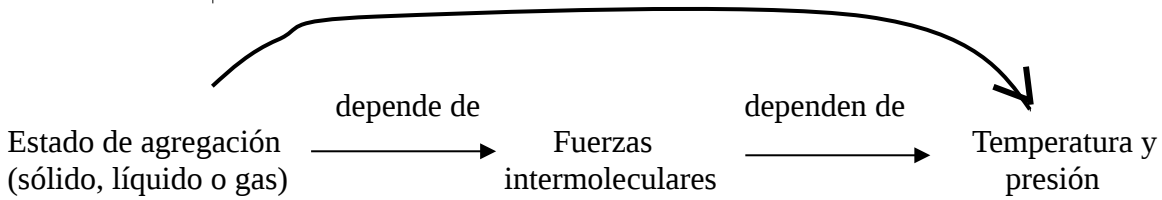
Las fuerzas intermoleculares son aquellas que unen unas moléculas con otras. Se representan con líneas discontinuas.

Ejemplo:



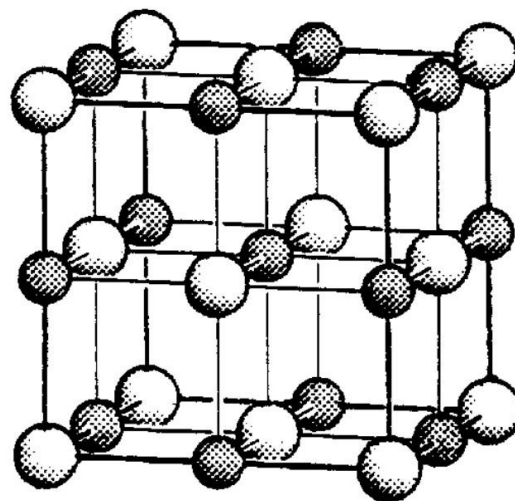
Las fuerzas que determinan el que una sustancia esté como sólido, líquido o gas son las fuerzas intermoleculares. Existe esta dependencia:

depende de



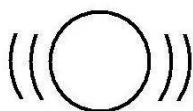
Algunas propiedades de las sustancias son:

- a) La viscosidad: es la resistencia que opone una sustancia a fluir, es decir, a moverse unas moléculas respecto de las otras. Sólo fluyen los líquidos y los gases, por lo que se les llama fluidos.
- b) La expansibilidad: es la capacidad que tiene una sustancia de aumentar su volumen cuando se la somete a una fuerza adecuada.
- c) La compresibilidad: es la capacidad que tiene una sustancia de disminuir su volumen cuando se la somete a una fuerza adecuada.
- d) La formación de redes cristalinas: una red cristalina es una estructura en la que las moléculas forman estructuras regulares en las tres dimensiones del espacio. Sólo los sólidos la forman.

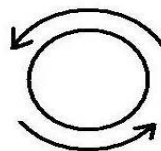


NaCl

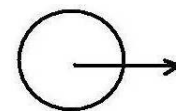
Tipos de movimientos moleculares:



Vibración



Rotación



Traslación

Tabla de propiedades de sólidos, líquidos y gases

Propiedad	Sólidos	Líquidos	Gases
Fuerzas intermoleculares	Altas	Medias	Bajas
Distancias entre moléculas	Pequeñas	Medias	Altas
¿Forman redes cristalinas?	Sí	No	No
Densidad	Alta	Media	Baja
Viscosidad	Alta	De media a alta	Baja
¿Se pueden comprimir?	No	No	Sí
¿Se pueden expandir?	No	No	Sí
Temperaturas de fusión y de ebullición	Altas	Medias	Bajas
Forma	Fija	Variable	Variable
Forma de moverse las moléculas	Vibración	Vibración, rotación y traslación	Vibración, rotación y traslación

4. La teoría cinética

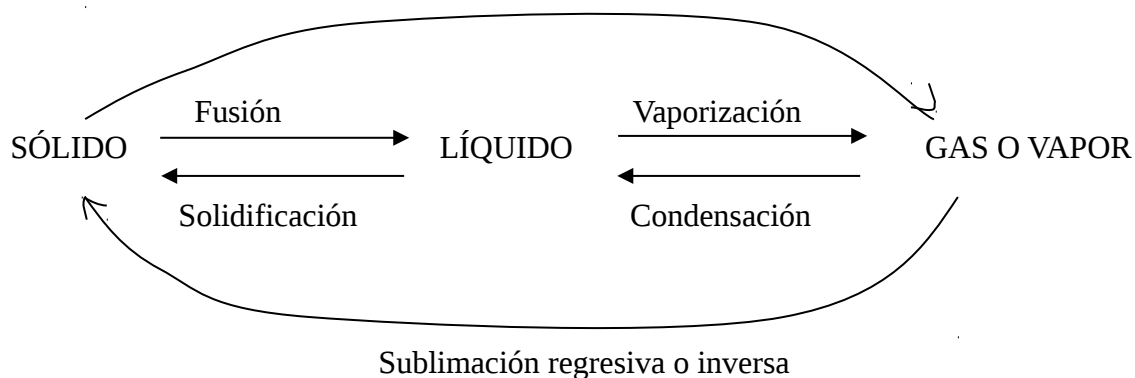
También se la llama teoría cinético-molecular. Esta teoría explica el comportamiento de sólidos, líquidos y gases en función del movimiento de las moléculas. Tiene varios enunciados:

- 1) Las moléculas de sólidos, líquidos y gases se están moviendo continuamente.
- 2) Las moléculas de los gases se mueven en línea recta y al azar. Estas moléculas colisionan continuamente unas contra otras y contra las paredes del recipiente.
- 3) La temperatura de una sustancia o cuerpo es una consecuencia del movimiento de las moléculas.
- 4) Cuando a un cuerpo le damos calor, aumenta el movimiento de sus moléculas y, cuando le quitamos calor, disminuye ese movimiento. Las moléculas dejan de moverse en el cero absoluto, es decir, a $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$.

5. Cambios de estado

Los nombres de los cambios de estado son:

Sublimación

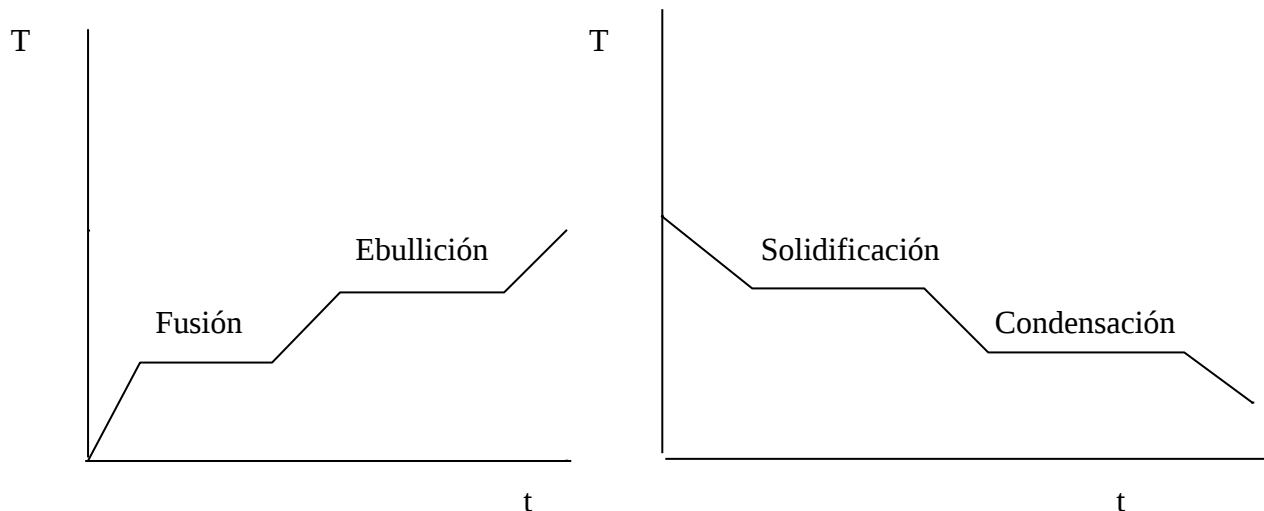


Cuando aumenta la temperatura, aumenta el movimiento de las moléculas y las fuerzas intermoleculares se debilitan. Esto provoca cambios en este sentido:

SÓLIDO → LÍQUIDO → GAS

Al enfriar, ocurre lo contrario.

Existen dos gráficas relacionadas con el enfriamiento y el calentamiento:



Curva de calentamiento

Curva de enfriamiento

Durante el cambio de estado, la temperatura permanece constante.

Hay dos tipos de vaporización:

Vaporización { Evaporación
Ebullición

Los verbos correspondientes a estos sustantivos son:

<u>Sustantivo</u>	<u>Verbo</u>
Vaporización	Vaporizar(se)
Evaporación	Evaporar(se)
Ebullición	Ebullir o hervir

Vaporización: es cualquier cambio de estado de líquido a gas.

Evaporación: es el cambio de estado de líquido a gas que ocurre en la superficie del líquido.

Ebullición: es el cambio de estado de líquido a gas que ocurre en todos los puntos del líquido.

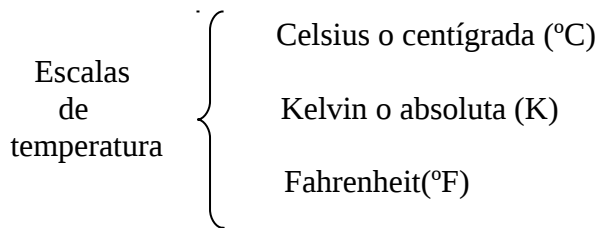
Diferencias entre evaporación y ebullición	
Evaporación	Ebullición
Ocurre sólo en la superficie	Ocurre en todo el líquido
Ocurre a cualquier temperatura, siempre que haya líquido. En el caso del agua, entre 0 y 100 °C.	Ocurre a una temperatura fija para cada líquido. En el caso del agua, a 100 °C.
No hace falta calentar	Normalmente, hace falta calentar
No hay burbujas	Hay burbujas

Las burbujas que se forman dentro de un líquido cuando éste se calienta no son de aire, sino de vapor de ese líquido.

Ejemplo: cuando el agua hierve, las burbujas son de vapor de agua.

6. Temperatura y presión

La temperatura de un cuerpo es proporcional al movimiento de sus moléculas: a mayor movimiento, mayor temperatura y al contrario. El aparato que mide la temperatura es el termómetro. Para medir la temperatura, se utilizan tres escalas:



Fórmulas para las transformaciones:

$$\begin{array}{ccc} & T_K = T_C + 273 & \\ \text{°C} & \longleftrightarrow & \text{K} \\ & T_C = T_K - 273 & \\ & T_F = \frac{9 \cdot T_C}{5} + 32 & \\ \text{°C} & \longleftrightarrow & \text{°F} \\ & T_C = \frac{5 \cdot (T_F - 32)}{9} & \end{array}$$

Ejemplo: transforma: 100°C en K y en °F.

$$T_K = T_C + 273 = 100 + 273 = 373 \text{ K}$$

$$T_F = \frac{9 \cdot T_C}{5} + 32 = T_F = \frac{9 \cdot 100}{5} + 32 = 9 \cdot 20 + 32 = 180 + 32 = 212 \text{ °F}$$

Ejercicio 5: transforma: 20°C en K y °F.

Ejemplo: transforma: 300 K en °C y °F.

$$T_C = T_K - 273 = 300 - 273 = 27 \text{ °C}$$

$$T_F = \frac{9 \cdot T_C}{5} + 32 = \frac{9 \cdot 27}{5} + 32 = \frac{243}{5} + 32 = 48'6 + 32 = 80'6 \text{ °F}$$

Ejercicio 6: transforma: 0 K en °C y en °F.

Ejemplo: transforma 40°F en °C y en K.

$$T_C = \frac{5 \cdot (T_F - 32)}{9} = \frac{5 \cdot (40 - 32)}{9} = \frac{5 \cdot 8}{9} = \frac{40}{9} = 4'44 \text{ °C} \quad T_K = T_C + 273 = 4'44 + 273 = 277 \text{ K}$$

Ejercicio 7: transforma 100 °F en °C y en K.

La presión de un gas dentro de un recipiente es proporcional a la cantidad de gas que hay en ese recipiente: a mayor cantidad de gas, mayor presión. La presión de un gas es consecuencia de los múltiples choques de las moléculas entre sí y contra las paredes del recipiente. La presión que ejerce la atmósfera se llama presión atmosférica y el aparato que la mide se llama barómetro; la presión atmosférica es aproximadamente igual a 1 atm (una atmósfera). La presión dentro de un recipiente se mide con el manómetro.

Las unidades de presión y las relaciones entre ellas son:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 76 \text{ cm Hg} = 1'013.10^5 \text{ Pa} = 1'013 \text{ bar} = 1013 \text{ mbar} = 1'033 \text{ kg/cm}^2$$

Las unidades de presión se transforman usando factores de conversión.

Ejemplo: transforma 800 cm Hg en mbar.

$$800 \text{ cm Hg} = 800 \text{ cm Hg} \cdot \frac{1013 \text{ mbar}}{76 \text{ cm Hg}} = 10.663 \text{ mbar}$$

Ejercicio 8: transforma: a) 200.000 Pa en atm. b) 50 bar en kg/cm² . c) 300 mm Hg en Pa

7. Procesos con gases

El estado de un gas significa sus propiedades actuales. El estado de un gas está determinado por sus variables de estado, que son: presión (P), volumen (V), temperatura (T). Un proceso es una evolución de un sistema. Los procesos con gases siguen esta ley:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Refiriéndose el subíndice 1 a las condiciones iniciales y el subíndice 2 a las condiciones finales.

Ejemplo: 20 litros de un gas a 60 °C y 3 atm se calientan hasta 80 °C y el volumen se disminuye hasta 12 litros. Calcula la presión final.

$$V_1 = 20 \text{ l} ; T_1 = 60 + 273 = 333 \text{ K} ; P_1 = 3 \text{ atm} ; T_2 = 80 + 273 = 353 \text{ K} ; V_2 = 12 \text{ l}$$

Multiplicando en cruz: $P_1 \cdot V_1 \cdot T_2 = P_2 \cdot V_2 \cdot T_1$

Despejando P_2 :

$$P_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{V_2 \cdot T_1} = \frac{3 \cdot 20 \cdot 353}{12 \cdot 333} = 5'3 \text{ atm}$$

Ejercicio 9: tenemos 50 litros de un gas a 0 °C y 5 atm. ¿A qué temperatura debería estar para ponerlo a 20 litros y 3 atm?

Hay varios casos significativos para esta fórmula:

a) Proceso isotérmico: $T = \text{constante}$.

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = \text{constante: Ley de Boyle}$$

b) Proceso isobárico: $P = \text{constante}$.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{constante: Ley de Charles}$$

c) Proceso isocórico: $V = \text{constante}$.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \text{constante: Ley de Gay-Lussac}$$

Ejemplo: en un proceso isotérmico: $P \cdot V = \text{constante} \Rightarrow V = \frac{\text{constante}}{P}$
Esto significa que, si la presión aumenta, el volumen disminuye.

PROBLEMAS DE LA MATERIA

Problemas típicos

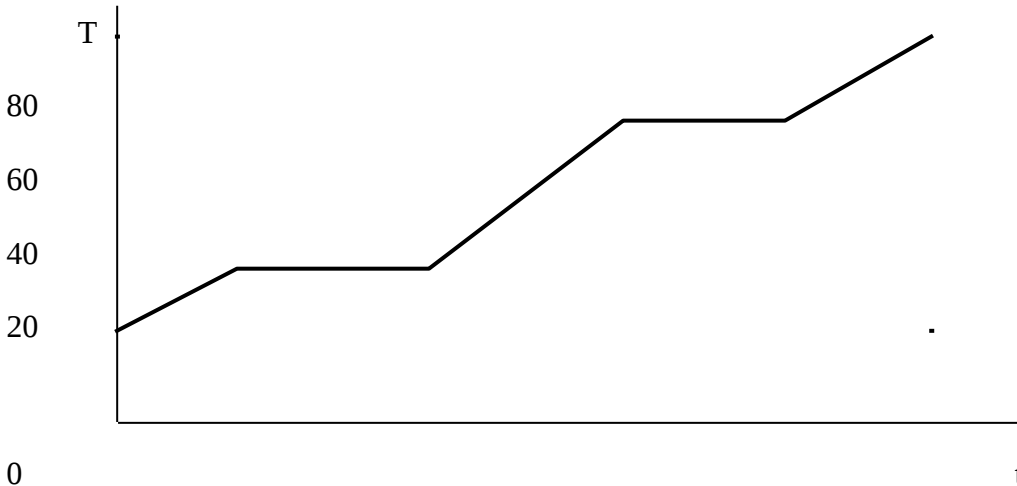
- 1) Calcula los volúmenes de estos cuerpos:
- a) Un cubo de 1'5 m de lado. b) Una esfera de 30 cm de radio.
 c) Una piscina de 10 m de largo, 5 m de ancho y una profundidad media de 1'8 m.
 d) Una habitación de 12 m² y 3 m de altura. e) Un tubo de 3 m y 6 cm de diámetro.

2) Completa esta tabla:

Densidad (g/cm³)	Masa (g)	Volumen (cm³)
1	30	
	40	36
7'8	20	
13'9		50

- 3) Calcula la densidad de un cuerpo en g/cm³ si 2 ton del cuerpo ocupan 6 m³.
- 4) Calcula la masa en mg de 50 cm³ de un cuerpo de densidad 8 Kg/l.
- 5) Calcula el volumen en cl de 100 g de alcohol si su densidad es 0'8 g/ml.
- 6) Transforma: 184 K en °C y °F. Solución: – 89°C, - 128'2 °F
- 7) Transforma: – 20°C en K y °F Solución: 253 K, - 4°F
- 8) Transforma: 80 °F en °C y K Solución: 26'7 °C, 299'7 K
- 9) Transforma: 20 kg/cm² en bar y mm Hg Solución: 19'6 kg/cm², 14714 mm Hg
- 10) Transforma: 740 mm Hg en Kg/cm² y bar Solución: 1'01 kg/cm², 0'986 bar
- 11) Se comprimen isotérmicamente 5 l de un gas a 2 atm hasta 3 l. Halla la presión final.
 Solución: 3'33 atm.
- 12) Se calientan isobáricamente 10 l de un gas a 25 °C hasta 100 °C. Calcula el volumen final.
 Solución: 12'5 l.
- 13) Se enfría isocóricamente un gas a 150 °C y 0'5 atm hasta 46 °C. Halla la presión final.
 Solución: 0'377 atm.
- 14) 6 l de un gas a 20 °C y 2 atm se calientan hasta 60 °C y 3 atm. Calcula el volumen final.
 Solución: 4'55 l.
- 15) ¿Qué le sucede a la temperatura en un cambio de estado? ¿Por qué?
- 16) ¿Qué le pasa a las moléculas cuando un sólido se funde?

17) Sea esta gráfica de calentamiento:



- a) ¿A qué temperatura ocurre la fusión?
 b) ¿Y la ebullición?

Problemas extra

18) Un trozo de hierro ocupa un volumen de 30 cm³ y tiene una masa de 200 g. a) ¿Qué densidad tendrá este trozo de hierro? b) ¿Qué masa tendría un trozo de hierro cuyo volumen sea de 500 ml? c) ¿Qué volumen ocupará un trozo de hierro de 1000 dag? d) ¿Qué densidad tendrá un trozo de hierro de masa 2 kg? e) ¿Qué densidad tendrá un trozo de hierro de volumen 4.000 m³ ?

19) Completa esta tabla:

Sustancia	Volumen (cm ³)	m (g)	d (g/cm ³)	d (kg/m ³)
Agua	20		1	
Mercurio		5	13'6	
Vidrio	30			2.600
Alcohol	100			800
Plomo		25		11.300
Hierro	50			7.874
Aceite	1000		0'85	

20) Tenemos 3 litros de un gas a 20 °C y 2 atm. Se enfría hasta – 10 °C y media atmósfera. ¿Cuál será el nuevo volumen?

21) Una piedra de 150 g se introduce en una probeta con 150 cm³ y el nivel asciende hasta 167 cm³. ¿Cuál es su densidad? ¿Qué masa tendrían 90 ml?

22) Calcula el volumen de un diamante de un quilate, si la masa de un quilate es 0,020 g. La densidad del diamante es 3,51 g/cm³.

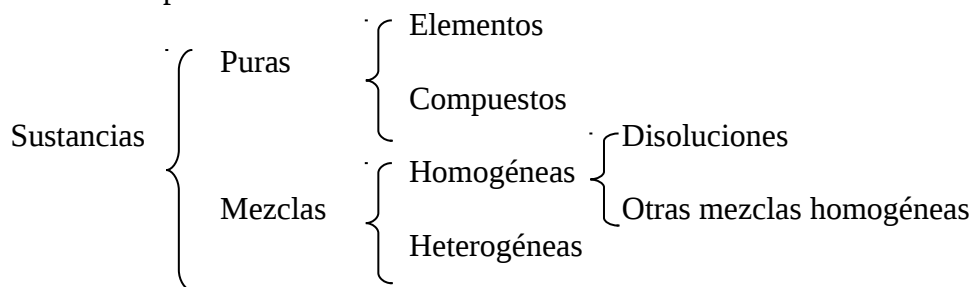
TEMA 3: DISOLUCIONES

Esquema

1. Introducción.
2. Tipos de disoluciones.
3. Concentración.
4. Densidad de la disolución.
5. Solubilidad.
6. Separación de los componentes.

1. Introducción

Las sustancias se podían clasificar así:



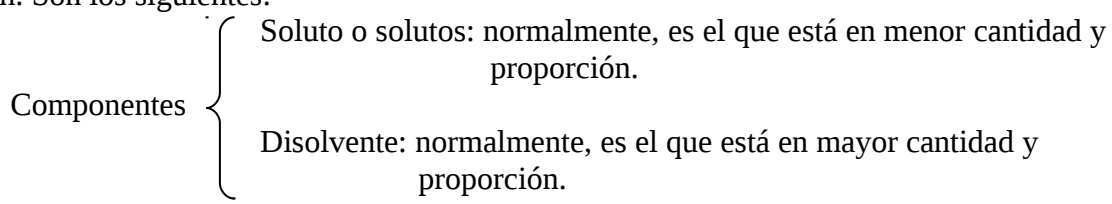
Una disolución es una mezcla homogénea a nivel molecular. Existen otras mezclas homogéneas que no son disoluciones. Hay que saber distinguir entre disolución, mezcla homogénea y mezcla heterogénea:

Regla	Tipo de mezcla
Los componentes se mezclan perfectamente	Disolución
Los componentes están separados claramente	Mezcla heterogénea
Los componentes son sólidos mezclados en forma de granos	Mezcla homogénea

Ejemplo: sal + agua es una disolución, aceite + agua es una mezcla heterogénea y arena + cemento es una mezcla homogénea.

Ejercicio 1: clasifica las siguientes mezclas en: homogéneas, heterogéneas o disoluciones:
 a) café con leche, b) agua + alcohol, c) limaduras de hierro + azufre, d) gasolina + agua,
 e) arena + agua:

Los componentes de una disolución son las sustancias puras que forman parte de la disolución. Son los siguientes:



Ejemplo: Agua: 30 %, alcohol: 70 %. El disolvente es el alcohol y el soluto el agua.

Sin embargo, hay disoluciones en las que el disolvente es el que está en menor cantidad. No nos debemos confundir, ya que en nuestros problemas el disolvente siempre será el agua. Ejemplo: alcohol de 96° o del 96 %. El disolvente es el agua y el soluto el alcohol.

2. Tipos de disoluciones

Se pueden clasificar de dos formas:

a) Atendiendo a la proporción de soluto:

Disolución { Diluida: aquella que tiene baja concentración de soluto.
Concentrada: aquella que tiene alta concentración de soluto.
Saturada: aquella que tiene la máxima concentración de soluto.

b) Atendiendo al estado de agregación de soluto y disolvente.

Soluto	Disolvente	Ejemplos
Gas	Gas	Aire (oxígeno en nitrógeno)
Líquido	Gas	Niebla (agua en aire)
Sólido	Gas	Polvo en el aire
Gas	Líquido	Gaseosa (dióxido de carbono en agua)
Líquido	Líquido	Cubata (alcohol en agua)
Sólido	Líquido	Salmuera (sal en agua)
Gas	Sólido	Hidrógeno en platino
Líquido	Sólido	Amalgama (mercurio en metal)
Sólido	Sólido	Aleaciones

3. Concentración

La concentración es una medida de la proporción de soluto con respecto a la de disolvente o a la de disolución. Hay varias formas de expresar la concentración, pero todas tienen esta forma:

$$\frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolvente o de disolución}}$$

La cantidad puede ser en masa o en volumen. Las formas de concentración son las siguientes:

a) Porcentaje en masa, porcentaje en peso o riqueza:

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100 \quad (\%)$$

$$\% \text{ masa} = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100$$

Ejemplo: una disolución de sal del 40 % tiene 80 g de sal. ¿Cuál es la masa total de disolución?

$$m_D = \frac{m_s \cdot 100}{\text{porcentaje}} = \frac{80 \cdot 100}{40} = \frac{8000}{40} = 200 \text{ g de disolución}$$

Ejercicio 2: en un bote de laboratorio está escrito: “Ácido sulfúrico del 98 %”.

a) ¿Qué masa de ácido hay en 250 g de disolución?

b) Si necesitamos 30 g de ácido sulfúrico puro, ¿qué masa de disolución hay que tomar?

Ejercicio 3: una disolución tiene 120 g de soluto y 340 g de disolvente. Calcula su riqueza.

b) Porcentaje en volumen:

$$\text{Porcentaje en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \cdot 100 \quad (\%)$$

$$\% \text{ volumen} = \frac{V_s}{V_D} \cdot 100$$

En las bebidas alcohólicas, la concentración en grados coincide con la concentración en porcentaje en volumen, es decir:

$$\text{grados} = \% \text{ volumen}$$

Ejemplo: calcula el volumen de alcohol en ml que hay en una botella de whisky de 1'5 l y 40°.

$$V_s = \frac{V_D \cdot \% \text{volumen}}{100} = \frac{1'5 \text{ l} \cdot 40}{100} = 0'6 \text{ l} = 600 \text{ cm}^3$$

Ejercicio 4: calcula el volumen de alcohol en ml que hay en un botellín de cerveza si su capacidad es de 20 cl y su concentración es 4'5°.

Ejercicio 5: una bebida alcohólica tiene 30°. ¿Qué volumen de disolución contiene 20 ml de alcohol?

c) Masa por unidad de volumen:

$$\text{concentración} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \quad \left[\frac{\text{g}}{\text{l}}, \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}, \text{etc} \right]$$

$$c = \frac{m_s}{V_D}$$

Ejemplo: a 20 g de sal le añadimos agua hasta completar 750 cm³ de disolución.

a) ¿Cuál es su concentración en g/l? b) ¿Y en kg/ml?

$$\text{a) } c = \frac{m_s}{V_D} = \frac{20 \text{ g}}{0'75 \text{ l}} = 26'7 \frac{\text{g}}{\text{l}}$$

$$\text{b) } c = \frac{m_s}{V_D} = \frac{0'020 \text{ kg}}{750 \text{ ml}} = 2'67 \cdot 10^{-5} \frac{\text{kg}}{\text{ml}}$$

Ejercicio 6: calcula la masa de soluto que hay en 250 cm³ de una disolución de concentración 45 g/l.

Ejercicio 7: una disolución tiene 12 dg de soluto en 3 ml de disolución. Calcula la concentración en g/l.

4. Densidad de la disolución

La densidad de la disolución se puede calcular así:

$$d_D = \frac{m_D}{V_D}$$

siendo: d_D : densidad de la disolución (g / ml, g / cm³ , etc).

m_D : masa de la disolución (g).

V_D : volumen de la disolución (ml , cm³ , etc).

La densidad de la disolución, normalmente, es un dato que va con el porcentaje en masa.

Ejemplo: calcula la masa de soluto en medio litro de una disolución de densidad 1'2 g/cm³ y de porcentaje en masa 20 %.

Solution:

$$m_D = d_D \cdot V_D = 1'2 \frac{g}{cm^3} \cdot 500 \text{ cm}^3 = 600 \text{ g de disolución.}$$

$$m_s = 600 \text{ g} \cdot \frac{20}{100} = 120 \text{ g de soluto.}$$

Ejercicio 8: un ácido comercial tiene una densidad de 1'19 kg/l y una concentración del 37 %. Calcula la masa de soluto en medio litro de disolución.

Ejercicio 9: una disolución tiene 120 g de soluto y 340 g de disolvente. Si su densidad es de 1'2 kg/l, calcula su riqueza y su concentración en masa partido volumen.

Ejercicio 10: una disolución tiene 40 g de soluto y una concentración de 180 g/l. Si su densidad es de 1'1 g/ml, calcula su riqueza.

5. Solubilidad

La solubilidad es la concentración de una disolución saturada. Se expresa en gramos por litro o en gramos de soluto por cada 100 gramos de disolvente. Veamos lo que es una disolución saturada. Supongamos que vamos a hacer una disolución con un soluto y un disolvente. Existen sustancias que forman disoluciones en todas las proporciones.

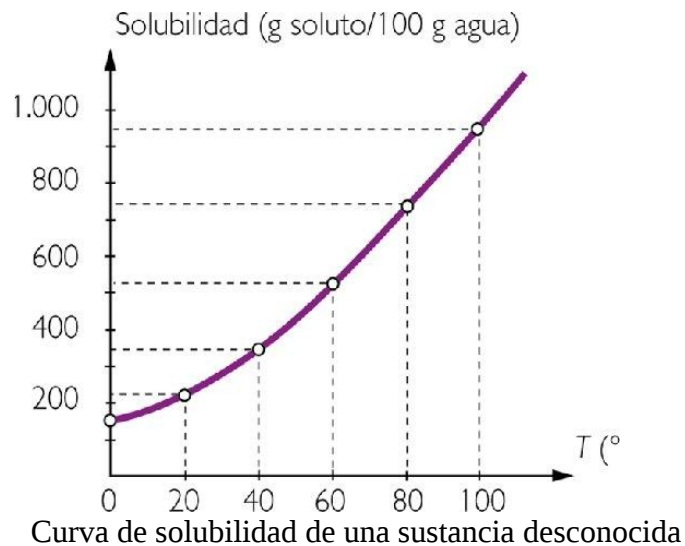
Ejemplo: el alcohol y el agua se mezclan en cualquier proporción, de tal manera que siempre tendremos una disolución.

Sin embargo, hay sustancias que se disuelven hasta una proporción máxima entre soluto y disolvente; esto ocurre con las disoluciones de soluto sólido en disolvente líquido.

Ejemplo: la sal en el agua.

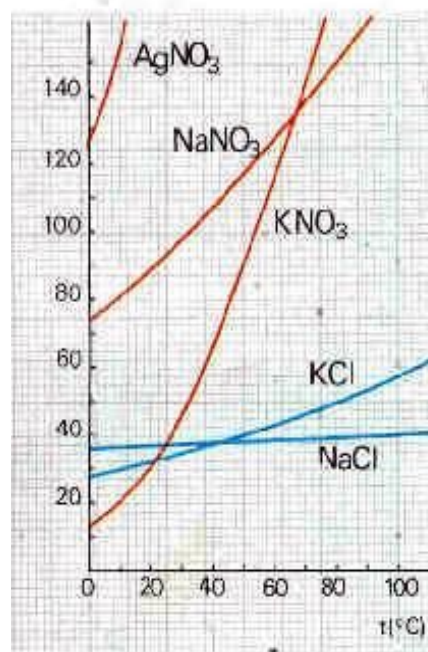
Si añadimos sal común al agua y agitamos, la sal va disolviéndose y la disolución se va concentrando; llega un momento en que la disolución no admite más sal y, la nueva sal que añadamos, se va al fondo. Se dice que, en ese momento, la disolución está saturada.

La solubilidad depende de: la temperatura, el soluto del que se trate y el disolvente del que se trate. Las curvas de solubilidad representan la solubilidad frente a la temperatura. La mayoría de estas curvas son ascendentes: esto significa que la solubilidad suele aumentar con la temperatura.



En la siguiente gráfica se representan las curvas de solubilidad superpuestas de varias sustancias:

solubilidad

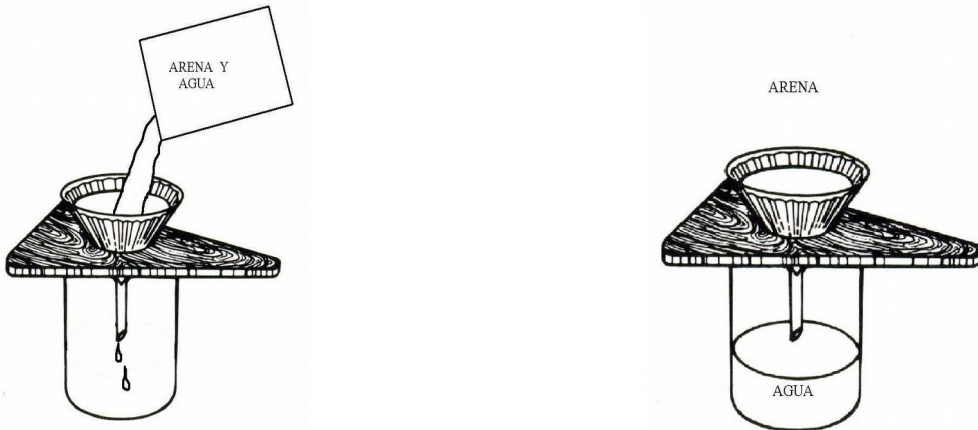


temperatura

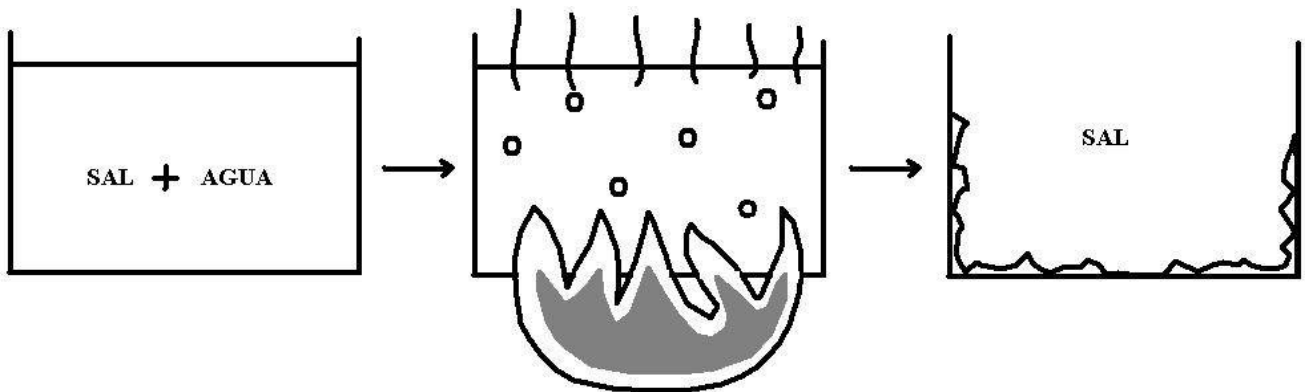
6. Separación de los componentes

La mayoría de las sustancias en la naturaleza son mezclas. Los componentes de una mezcla se pueden separar por métodos físicos o químicos. Los métodos físicos son:

a) Filtración: consiste en hacer pasar una mezcla por un filtro que retiene al sólido y deja pasar al líquido. No sirve para separar los componentes de una disolución, ya que, pasarían el soluto y el disolvente a través del filtro.

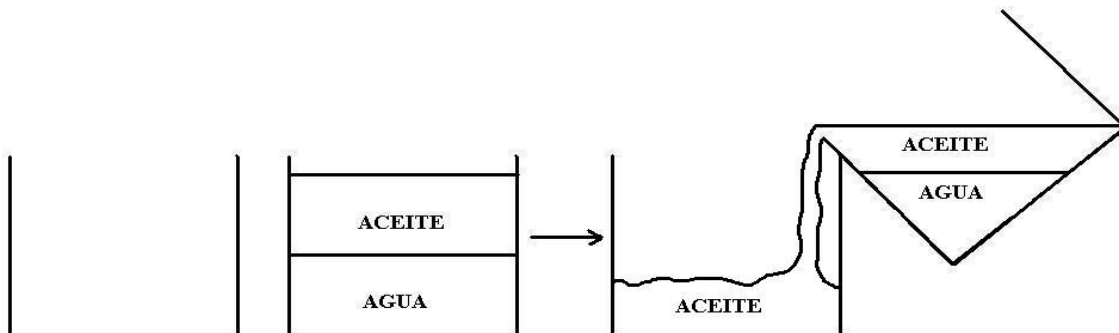


b) Evaporación y/o ebullición: consiste en calentar la disolución para evaporar el disolvente. El soluto no se evapora, se queda en el recipiente.

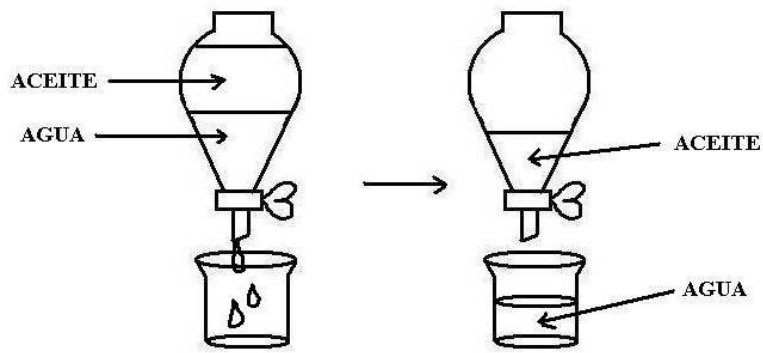


c) Decantación: consiste en separar los componentes gracias a la diferencia de densidades. Se puede separar el componente más pesado por abajo o el más ligero por arriba.

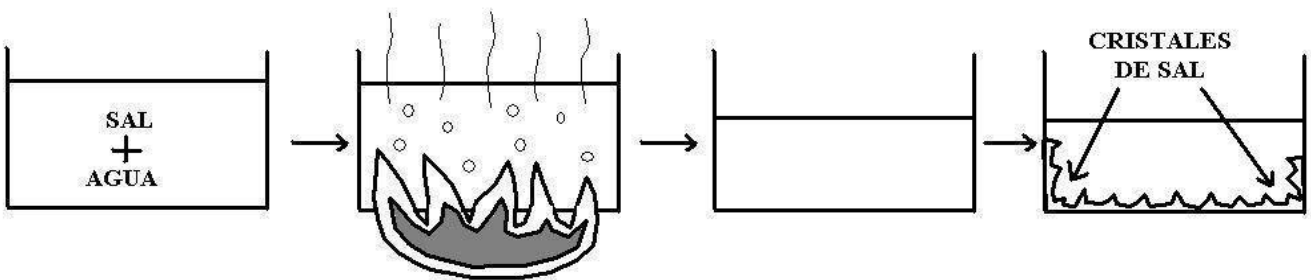
* Primer tipo:



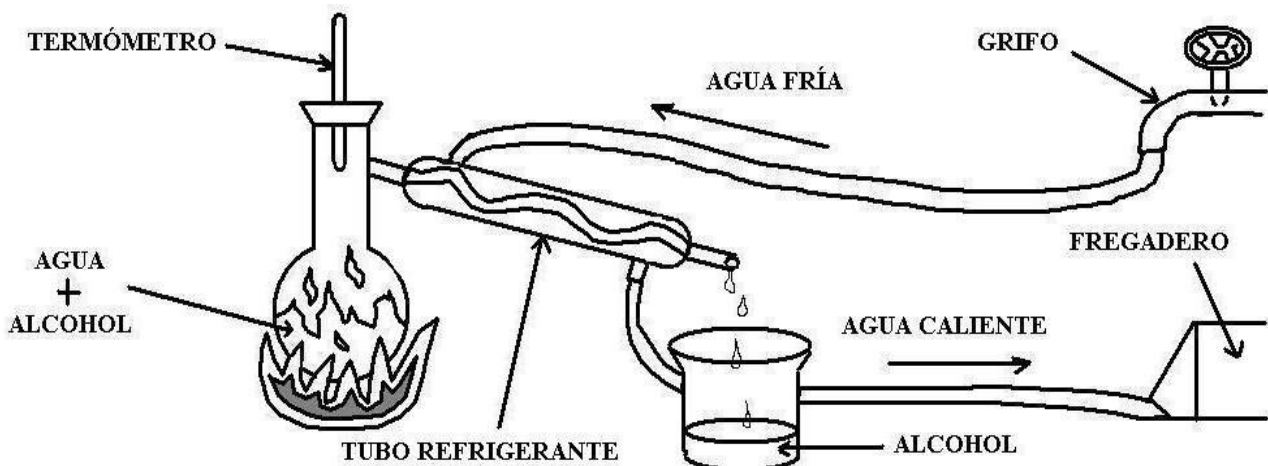
Segundo tipo:



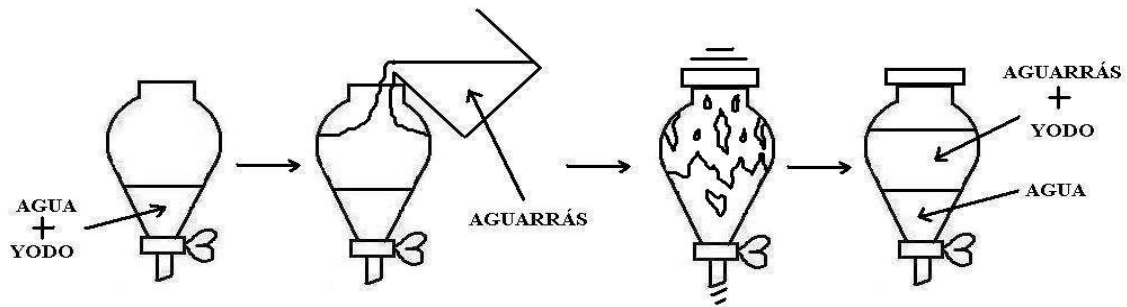
d) **Cristalización:** consiste en evaporar parte del disolvente, dejar enfriar y dejar aparecer cristales de soluto puro en el fondo y en las paredes del recipiente.



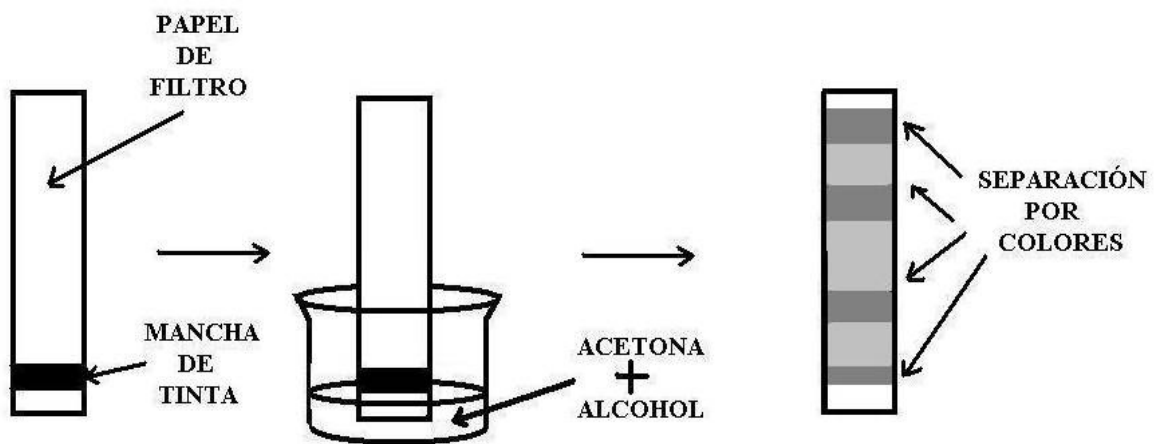
e) **Destilación:** consiste en calentar la disolución hasta que se evapore el líquido más volátil para después condensarlo mediante enfriamiento. Volátil significa que se evapora con facilidad.



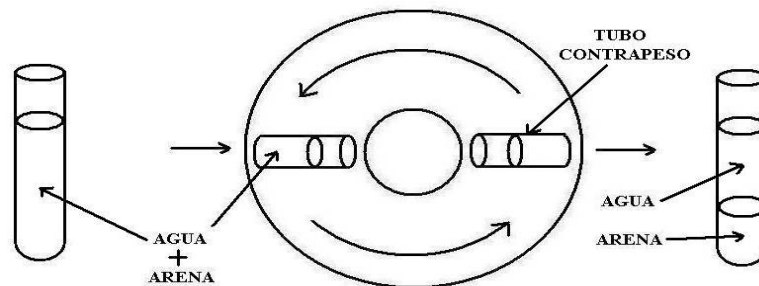
f) Extracción: consiste en añadir un disolvente inmiscible con la disolución, agitar y dejar que el soluto pase al nuevo disolvente.



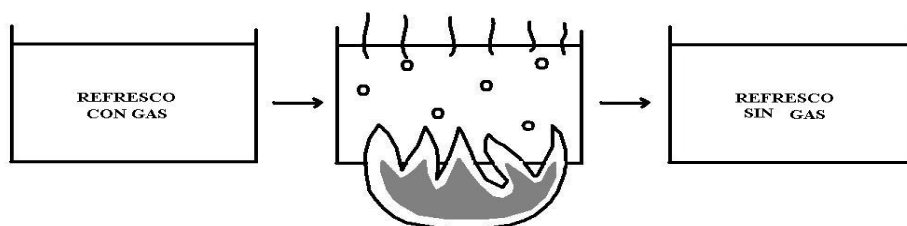
g) Cromatografía: las sustancias se separan por las distintas velocidades de difusión de los componentes en un papel de filtro. Difusión significa extenderse.



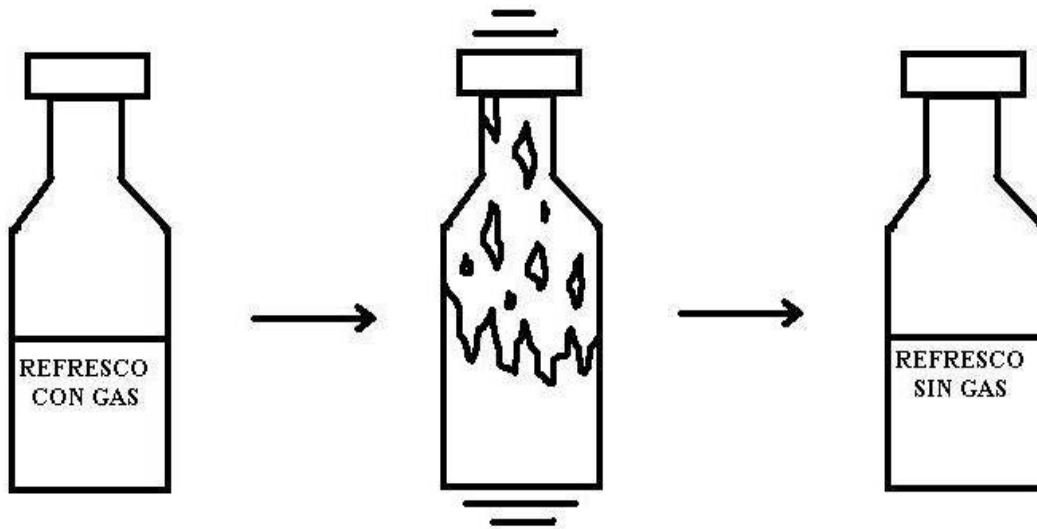
h) Centrifugación: la mezcla gira a alta velocidad y el componente más denso se va rápidamente al fondo del recipiente.



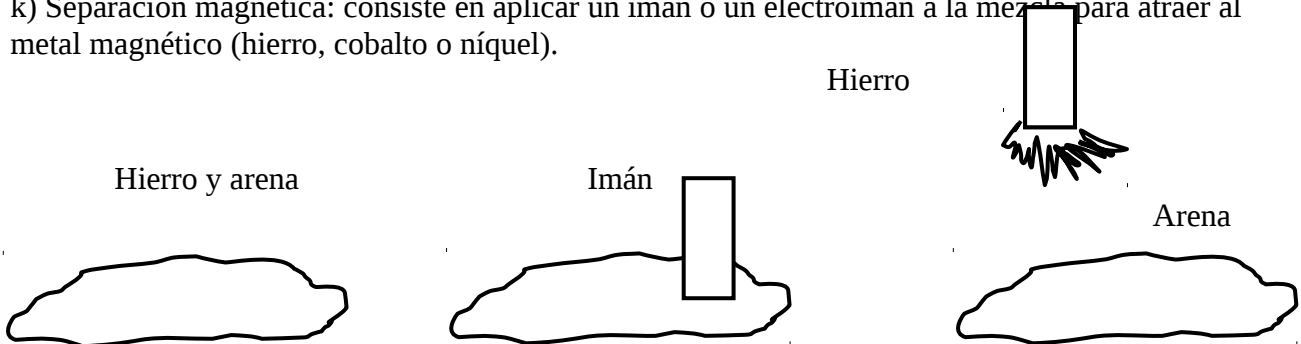
i) Calentamiento suave: se calienta la disolución y el gas disuelto se escapa.



j) Agitación: consiste en mover vigorosamente la disolución, de tal manera que se escape.



k) Separación magnética: consiste en aplicar un imán o un electroimán a la mezcla para atraer al metal magnético (hierro, cobalto o níquel).



l) Disolución: consiste en añadir la mezcla a un disolvente, de tal forma que un componente se disuelva y el otro no.

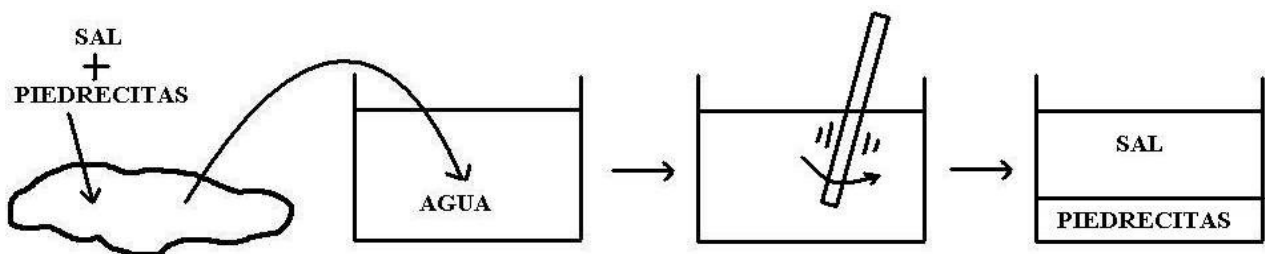
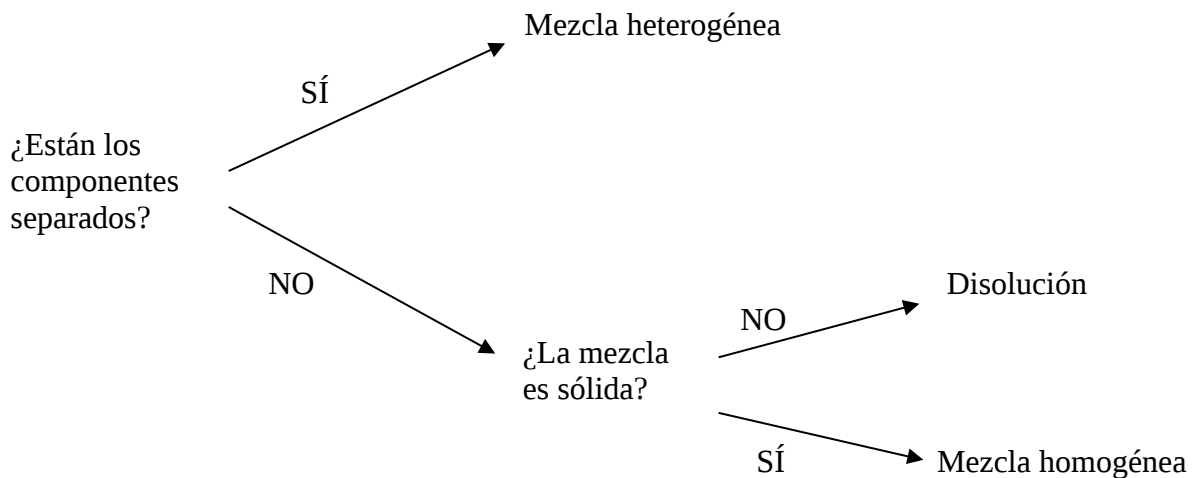


Tabla de métodos de separación

Técnica	Se usa para
Filtración	Mezclas heterogéneas S + L
Evaporación	Mezclas homogéneas S + L, mezclas heterogéneas S + L o disoluciones S + L
Decantación	Mezclas heterogéneas S + L o mezclas heterogéneas L + L
Cristalización	Disoluciones S + L
Destilación	Disoluciones L + L
Extracción	Disoluciones S + L
Cromatografía	Disoluciones L + L
Centrifugación	Mezclas heterogéneas S + L o mezclas heterogéneas L + L
Separación magnética	Mezcla sólida con hierro
Calentamiento suave	Disoluciones L + G
Agitación	Disoluciones L + G
Disolución	Mezcla de sustancia soluble + sustancia insoluble

Hay que saber utilizar la tabla anterior. Para ello, previamente hay que saber reconocer una disolución, una mezcla homogénea y una mezcla heterogénea:



Ejemplo: ¿qué tipo de mezcla forman: a) Azúcar + agua. b) Aceite + agua. c) Arena + agua?
 a) Disolución S + L b) Mezcla heterogénea L + L c) Mezcla heterogénea S + L

Ejercicio 11: indica qué métodos utilizarías para separar:

a) Azúcar + agua. b) Aceite + agua. c) Piedra + agua. d) Gasolina + agua. e) Alcohol + agua

PROBLEMAS DE DISOLUCIONES

Problemas típicos

1) Clasifica las siguientes mezclas en: disoluciones, mezclas homogéneas y mezclas heterogéneas.

a) agua + arena b) agua + alcohol c) agua + gasolina d) aceite + gasolina

2) Calcula la masa o el volumen de soluto que hay en cada una de estas disoluciones:

a) 20 g de NaOH del 30 % de concentración.

b) 30 cm³ de H₂SO₄ de concentración 12 g/l.

c) ¾ l de vino de 16°.

d) 250 ml de NaCl del 7 % y densidad 1'3 g/cm³.

e) 300 ml de H₂SO₄ al 5 % y densidad 1'8 kg/l.

Solución: a) 6g b) 0'36 g c) 120 ml d) 22'75 g e) 27 g

3) Escribe todos los métodos que utilizarías para separar estas mezclas:

a) agua + arena b) agua + alcohol c) agua + gasolina d) aceite + gasolina

e) aceite + sal f) agua + azúcar g) hierro + arena h) agua + oxígeno

i) azufre + hierro j) sal + arena k) agua + cloro

l) hierro en polvo + aluminio en polvo

4) a) Una disolución tiene una concentración de 60 g/l. Calcula el volumen de disolución en ml que hay que tomar para tener 40 g de soluto.

b) Una disolución tiene una concentración del 40 %. Calcula la masa de disolución que hay que tomar para tener 15 g de soluto.

Solución: a) 667 ml b) 37'5 g.

Problemas extra

5) Disponemos de una disolución de sal al 30 % y de densidad 1'2 kg/l. Si necesitamos 40 g de sal, averigua el volumen necesario de disolución.

6) Tenemos 5 g de sulfato de sodio (Na₂SO₄) en 300 ml de agua. Calcula la concentración en porcentaje en masa.

7) A 50 ml de agua le añadimos 25 g de cloruro de sodio (NaCl). Calcula su riqueza.

8) En 2 litros de agua disolvemos 75 cm³ de etanol. Averigua: a) La concentración en porcentaje en volumen. b) El volumen de alcohol etílico que habrá en 250 ml de disolución. c) El volumen de disolución que contiene 20 cl de alcohol.

9) Una disolución al 80 % tiene una densidad de 1'3 g/cm³. a) ¿Qué volumen de disolución debemos tomar para tener 5 g de soluto? b) ¿Qué masa de soluto hay en 28 ml de disolución?

10) Mezclamos 20 g de una disolución de sal al 60 % y 80 g de una disolución de sal al 50 %. Calcula la riqueza de la disolución final.

11) Tenemos 300 g de una disolución al 40 % y densidad 1'1 kg/l. Si evaporamos la mitad del disolvente, calcula la nueva concentración en: a) Riqueza. b) Masa por volumen.

- 12) Una disolución tiene una concentración del 30 %. A 200 g de la disolución se le añaden 40 ml de agua. Calcula la nueva concentración.
- 13) Una disolución tiene una concentración de 100 g/l. Averigua la masa de soluto en 40 g de disolución si la densidad es de 1'25 g/ml.
- 14) Un abono está formado por varias sustancias: A: 2 kg, B: 4 kg, C: 12 kg y D: 7 kg. Calcula el porcentaje en masa de cada componente.
- 15) Una disolución tiene 15 g de soluto en 100 cm³ de disolución. Halla la masa de soluto que debemos coger para preparar 3'5 litros de disolución.
- 16) La leche tiene una densidad de 1'03 g/cm³ y tiene 2'9 g de proteínas en 100 ml. Expresa la concentración de proteínas en porcentaje en masa y en g/l.
- 17) Un suero tiene una concentración de azúcar de 8 g/l y una densidad de 1'08 g/ml. Calcula: a) La masa de disolución en un frasco de 250 ml. b) La masa de soluto en un frasco de 250 ml. c) El número de frascos que hay que inyectarle a un enfermo si necesita 17 g de azúcar al día. d) La concentración de glucosa en porcentaje.
- 18) Una lejía tiene una concentración de 20 g/l en hipoclorito de sodio. Para hacer una limpieza, tomamos un tapón (18 ml) y lo echamos en un cubo con 38 l de agua. Halla la concentración de hipoclorito de sodio en el cubo de limpieza.
- 19) En un laboratorio se analiza el contenido en bicarbonato de tres clases de agua mineral: marca A: (278,2 mg/L) marca B: (90,1 mg/L) y marca C: (275,5 mg/L); si te bebes un vaso de 250 mL de cada una de ellas ¿cuántos gramos de bicarbonato habrás ingerido? ¿Cuál es el porcentaje de cada una si las tres tienen la densidad del agua pura aproximadamente?
- 20) Un litro de leche contiene 44 g de lactosa. Si la densidad de la leche es de 1,03 g/cm³. Halla el tanto por ciento en masa de lactosa y su concentración en g/100 ml.
- 21) Se añaden 2,5 g de azúcar a 50 mL de agua, se agita para que se disuelva el azúcar y se comprueba que el volumen de la disolución es de 52 mL. Halla la densidad de la disolución en g/L y la concentración de azúcar en la misma, expresada en g/L.
- 22) Un detergente amoniacal tiene una concentración del 12% en amoníaco y una densidad de 1,24 g/mL. ¿Cuál será la concentración del detergente en g/L?
- 23) La tasa de alcohol en sangre permitida para conductores es de 0,5 g/L. Una persona se toma una lata de cerveza (33 cL) que posee un 4% en volumen de alcohol. Admitiendo que el volumen total de sangre de esa persona es de unos 6 L, ¿daría positivo si lo paran en un control? Densidad del alcohol = 0,79 g/mL.
- 24) La etiqueta de una botella de 1,5 L de agua mineral indica que posee una concentración de 74 mg/L de bicarbonato, 42 mg/L de sodio y 110 mg/L de cloruros. Determina: a) ¿Qué volumen de esa botella deberíamos beber para que contuviera 25 mg de sodio? b) ¿Qué cantidad total de bicarbonato habrá en un paquete de 6 botellas de 1,5 L? c) ¿Qué cantidad de cloruros ingerimos en un vaso de 120 mL de agua mineral?

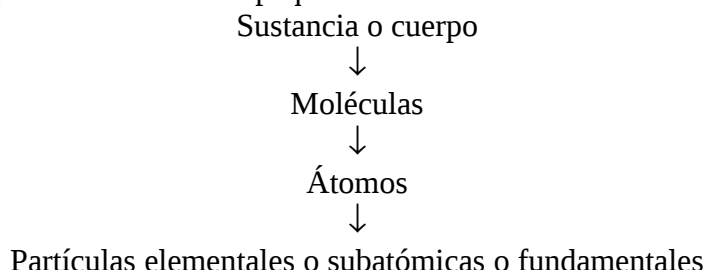
TEMA 4: EL ÁTOMO

Esquema

1. Introducción.
2. Naturaleza eléctrica de la materia.
3. Modelos atómicos.
4. El núcleo atómico.
5. Masas atómicas y masas moleculares.
6. El mol.
7. Iones.

1. Introducción

Todo lo que nos rodea está hecho de átomos. La materia es discontinua. Esto significa que podemos dividirla en partes cada vez más pequeñas:



Los átomos son partículas muy pequeñas que forman parte de toda la materia del universo. Partícula significa masa muy pequeña. No pueden ser vistos con microscopios ópticos, sino electrónicos, que tienen aumentos de varios millones.

Los átomos los han estudiado muchos científicos a lo largo de la historia. Los primeros fueron los griegos Leucipo y Demócrito en el siglo IV a.C., que pensaron que la materia se podía dividir en partes más pequeñas hasta llegar a una unidad indivisible: el átomo.

La primera teoría atómica con bases científicas la dio Dalton, quien dijo que:

- 1) La materia está compuesta por partículas muy pequeñas e indivisibles llamadas átomos.
- 2) Los átomos del mismo elemento son iguales, es decir, tienen la misma masa y las mismas propiedades químicas. Ejemplo: Fe y Fe.
- 3) Los átomos de distintos elementos son distintos, es decir, tienen distintas masas y propiedades químicas. Ejemplo: Fe y Na.
- 4) Los compuestos químicos están formados por la combinación de átomos de dos o más elementos diferentes.
- 5) Los átomos se combinan según números enteros sencillos para formar un compuesto.
Ejemplos: $2 \text{ Na} + \text{ S} \rightarrow \text{ Na}_2\text{ S}$ $3 \text{ Ca} + 2 \text{ P} \rightarrow \text{ Ca}_3\text{ P}_2$
- 6) Los átomos no se destruyen en las reacciones químicas.

Actualmente, átomo y molécula se definen así:

* Átomo es la parte más pequeña de un elemento que puede participar en una reacción química. Nunca lleva subíndice.

Ejemplos: Fe, Ar, N, H, O, S, P.

* Molécula: es una agrupación de átomos unidos químicamente, es decir, mediante enlaces químicos. Lleva subíndice o lleva varios elementos.

Ejemplos: N₂, H₂, O₂, P₄, H₂O, CO.

Si un elemento puede estar como átomo o como molécula, su forma estable es la molécula. Ejemplo: el oxígeno puede existir como átomo (O) o como molécula (O₂), luego su forma estable es O₂, la molécula.

La materia tiene naturaleza eléctrica. Cuando se frota un bolígrafo con un chaleco, adquiere carga eléctrica que puede atraer unos papelillos. Esto significa que la materia está formada por cargas eléctricas. La mayoría de los cuerpos son neutros. Esto significa que el número de cargas positivas iguala al número de cargas negativas. Los átomos están constituidos por cientos de partículas elementales. Las tres partículas elementales más importantes son:

Partícula	Símbolo	Carga	Masa
Protón	p	+	1 uma
Electrón	e ⁻	-	0 uma
Neutrón	n	0	1 uma

uma = unidad de masa atómica

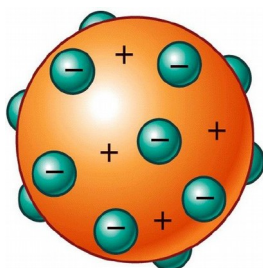
2. Naturaleza eléctrica de la materia

Si se frota un bolígrafo con la ropa o con el pelo, el bolígrafo se electriza, es decir, adquiere carga eléctrica y puede atraer unos papelillos. Todos los cuerpos pueden electrizarse de alguna manera. Esto es debido a que toda la materia está formada por cargas eléctricas. Si el cuerpo es neutro es porque tiene igual número de cargas positivas que negativas. Las cargas eléctricas de la materia son los protones (positivos) y los electrones (negativos).

3. Modelos atómicos

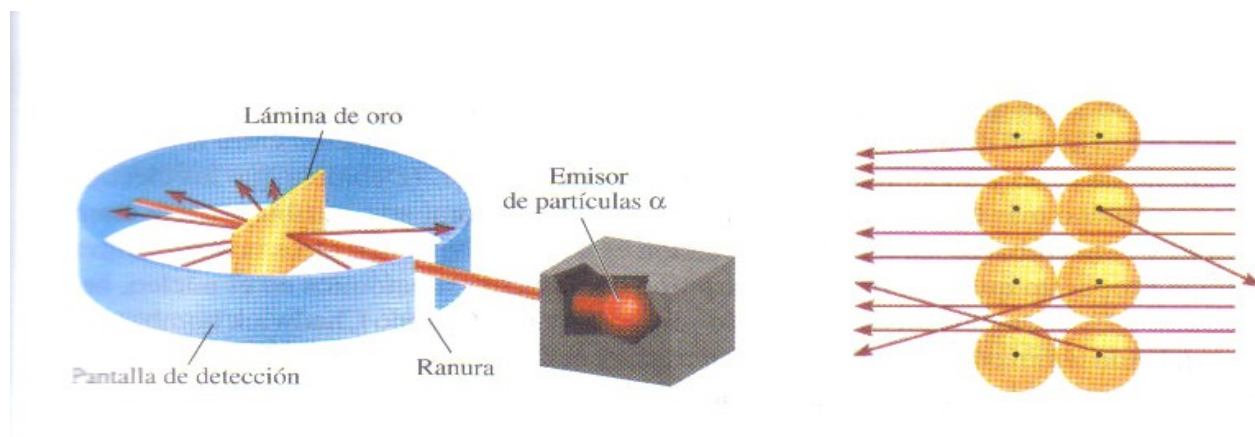
Un modelo es una representación gráfica o abstracta y simplificada de un sistema. Normalmente, los modelos y las teorías científicas tienen aciertos y errores. Un modelo atómico es una representación gráfica o abstracta de un átomo y que indica cómo están situadas las partículas elementales en el átomo. Vamos a ver dos:

a) Modelo de Thomson: el átomo consiste en una esfera cargada positivamente, dentro de la cual están incrustados los electrones.



Modelo de Thomson

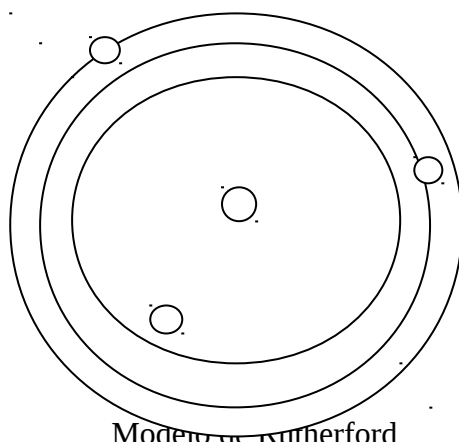
b) Modelo de Rutherford: Rutherford bombardeó una fina lámina de oro con partículas alfa a alta velocidad. La mayoría no se desviaban, algunas se desviaban un poco y otras salían despedidas hacia atrás.



Experimento de Rutherford

Explicación del modelo de Rutherford: la mayor parte de la materia es espacio vacío. Por eso, la mayoría de las partículas alfa pasan sin desviarse. Algunas partículas alfa se desvían un poco porque su carga positiva es repelida por la carga positiva del núcleo. Muy pocas salen rebotadas porque chocan directamente con el núcleo.

A partir de este experimento, Rutherford dedujo que el átomo tendría esta disposición:



Modelo de Rutherford

Enunciados del modelo de Rutherford:

- * El átomo está formado por el núcleo y la corteza.
- * En el núcleo está toda la carga positiva del átomo y casi toda la masa atómica.
- * Los electrones forman la corteza del átomo. Los electrones giran alrededor del núcleo en trayectorias circulares.
- * Los electrones están muy alejados del núcleo. Entre el núcleo y los electrones no hay nada, es decir, hay un gran espacio vacío.
- * Para que el átomo sea eléctricamente neutro:

o, lo que es lo mismo: n° cargas positivas = n° de cargas negativas
 n° de cargas positivas del núcleo = n° de electrones de la corteza

4. El núcleo atómico

En el núcleo se encuentran los neutrones y los protones. Vamos a definir estas magnitudes:

Z : número atómico = nº de protones

N: número de neutrones = nº de neutrones

A: número másico = nº de protones + nº de neutrones

La relación entre las tres es: $A = Z + N$

Los elementos químicos se escriben así para poder conocer A y Z: ${}^A_Z X$

siendo X el símbolo del elemento.

Ejemplo: ${}^{17}_8 O$.

A partir de esta simbología, se puede conocer el número de protones de neutrones y de electrones:

nº de neutrones = $A - Z$

nº de protones = Z

nº de electrones = Z

Ejemplo: ${}^{17}_8 O$. Tiene 9 neutrones, 8 protones y 8 electrones.

Ejercicio 1: completa esta tabla:

	${}^7_3 Li$	${}^{19}_9 F$	${}^{195}_{78} Pt$
Neutrones			
Protones			
Electrones			

Lo que caracteriza a los elementos es su valor de Z, del número atómico. Es como su valor del DNI. Para cada valor de Z hay un elemento y al contrario.

Ejemplos:

Z	Elemento
1	Hidrógeno
2	Helio
3	Litio

Los isótopos son los átomos que tienen igual valor de Z (número atómico) y distinto valor de A (número másico).

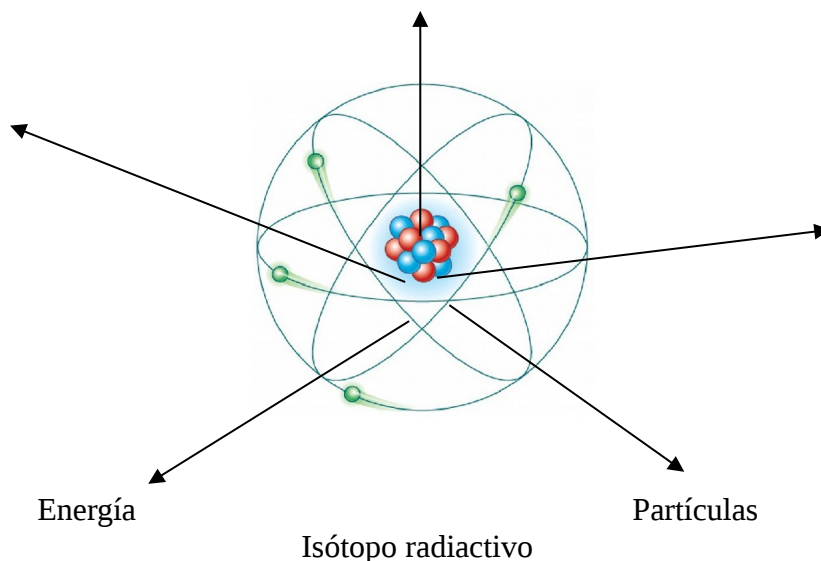
Ejemplos: Isótopos del H: ${}^1_1 H$ ${}^2_1 H$ ${}^3_1 H$

Isótopos del O: ${}^{16}_8 O$ ${}^{17}_8 O$ ${}^{18}_8 O$

Por consiguiente, lo que distingue a un isótopo de otro es el número de neutrones. Casi todos los elementos tienen varios isótopos. En la naturaleza, los elementos están formados por una mezcla de isótopos.

Ejemplo: una barra de hierro está formada por una mezcla de varios isótopos de hierro.

Un tipo especial de isótopos son los isótopos radiactivos. Radiactivo significa que presenta el fenómeno de la radiactividad. La radiactividad consiste en que el núcleo de ese átomo es inestable y emite continuamente partículas elementales y energía. Un núcleo es inestable cuando tiene muchos más neutrones que protones. Ocurre para los elementos pesados a partir de $Z = 83$.



Aplicaciones de los isótopos radiactivos y de la radiactividad:

- Como combustible nuclear en las centrales nucleares. Ejemplo: el ^{235}U
- Para tratar tumores en la radioterapia.
- En investigación científica, para localizar un componente.
- En medicina, en análisis de rayos X.
- Para datar seres vivos antiguos con la prueba del carbono-14.

La energía nuclear es la que se origina en los procesos de fisión y fusión nucleares. La fisión nuclear consiste en la fragmentación de un núcleo pesado en otros dos núcleos de aproximadamente la misma masa, con lo que se libera gran cantidad de energía. Es el proceso que ocurre en las centrales nucleares. En la fusión nuclear, varios núcleos ligeros se unen para formar otro más pesado. Se libera muchísima más energía que en la fisión. Es el proceso que ocurre en las estrellas:
 $\text{H} + \text{H} = \text{He} + \text{energía}$

5. Masas atómicas y masas moleculares

La masa atómica o masa atómica relativa es la masa de un átomo en comparación con la masa de un átomo de carbono-12. Este dato es importante para poder hacer cálculos en Química. Los átomos y las moléculas tienen una masa de aproximadamente:

$$10^{-23} \text{ g} = 0,000000000000000000000001 \text{ g}$$

Este número es extremadamente pequeño. Por ello, el gramo no es una unidad adecuada para medir masas atómicas. Necesitamos una unidad mucho más pequeña para el átomo. Esta unidad se simboliza por u o por uma y significa unidad de masa atómica. La uma se define como la doceava parte de la masa de un átomo de carbono $^{12}_6\text{C}$. Las masas atómicas se pueden expresar en uma. Ejemplos: masas de varios elementos: Ca: 40 u, H: 1 u, O: 16 u.

Para calcular la masa atómica de una mezcla de isótopos, hay que tener en cuenta la abundancia isotópica.

$$A = \frac{A_1 \cdot \text{porcentaje}_1}{100} + \frac{A_2 \cdot \text{porcentaje}_2}{100} + \dots$$

siendo: A: masa atómica de la mezcla
 A₁: masa atómica del isótopo 1
 A₂: masa atómica del isótopo 2
 Porcentaje₁: porcentaje del isótopo 1
 Porcentaje₂: porcentaje del isótopo 2

Ejemplo: un elemento tiene 80 % de un isótopo de masa 63 y 20 % de otro de masa 65. Calcula la masa atómica del elemento.

$$A = \frac{A_1 \cdot \text{porcentaje}_1}{100} + \frac{A_2 \cdot \text{porcentaje}_2}{100} = 63 \cdot 0,80 + 65 \cdot 0,20 = 63,4$$

Ejercicio 2: el magnesio tiene 79,88 % de un isótopo de masa 24, 10 % de otro de masa 25 y, el resto, de masa 26. Calcula su masa atómica.

Las masas moleculares se calculan a partir de las masas atómicas.

Ejemplo: calcula la masa molecular del H₂SO₄. Masas atómicas: H: 1, S: 32, O: 16.

$$M = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ u}$$

Ejercicio 3: calcula la masa molecular de estos compuestos:

a) (NH₄)₂Cr₂O₇ b) CaCO₃ c) Fe₃(PO₄)₂

Masas atómicas: N:14, H: 1, Cr: 52, O: 16, Ca: 40, C: 12, Fe: 55,85, P: 31

6. El mol

La cantidad de una sustancia se suele expresar con dos magnitudes: masa o volumen. Pero existe otra magnitud muy importante para medir la cantidad de una sustancia: el mol. Se define el mol como la cantidad de una sustancia que contiene 6'022 · 10²³ átomos o moléculas.

Ejemplo: Un mol de hierro (Fe) contiene 6'022 · 10²³ átomos de Fe.

 Un mol de agua (H₂O) contiene 6'022 · 10²³ moléculas de H₂O.

Para pasar de moles a gramos o de gramos a moles:

$$n = \frac{m}{M}$$

siendo: n: número de moles (moles).
 m: masa (g).
 M: masa atómica del elemento o masa molecular del compuesto (g/mol).

Ejemplo: a) Calcula la masa de 5 moles de agua. b) Calcula los moles de 80 g de agua.

$$M = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

$$\text{a) } m = n \cdot M = 5 \cdot 18 = 90 \text{ g}$$

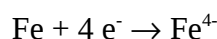
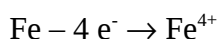
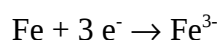
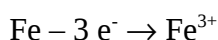
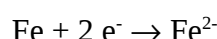
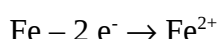
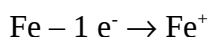
$$\text{b) } n = \frac{m}{M} = \frac{80}{18} = 4,44 \text{ moles}$$

Ejercicio 4: Calcula: a) La masa de 0,35 mol de H_2SeO_3 b) Los moles que hay en 40 g de H_2SeO_3

7. Iones

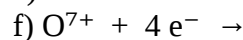
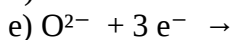
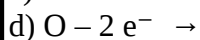
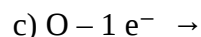
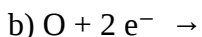
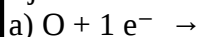
Un ion es un átomo o un grupo de átomos que han ganado o que han perdido electrones. Si el átomo gana electrones, el ion es negativo, y si los pierde, el ion es positivo.

Ejemplos:



Tipos de iones $\left\{ \begin{array}{l} \text{Anión: ion con carga negativa. Ejemplos: H}^-, \text{O}^{2-}, \text{SO}_4^{2-} \\ \text{Cation: ion con carga positiva. Ejemplos: H}^+, \text{O}^{2+}, \text{Fe}^{3+} \end{array} \right.$

Ejercicio 5: completa estos procesos:



Un átomo gana o pierde electrones con cierta facilidad. Sin embargo, para darle o quitarle neutrones o protones a un átomo hace falta muchísima energía. Esto es debido a que los neutrones están fuertemente unidos en el núcleo gracias a la energía nuclear.

Los elementos que tienen tendencia a perder electrones son los metales y los que tienen tendencia a ganarlos son los no metales.

Para los iones también se puede calcular el número de neutrones, protones y electrones igual que con los átomos neutros. La única diferencia es que, al número de electrones, hay que sumarle o restarle la carga del ion.

Ejemplo: el ${}^{17}_8\text{O}^{2-}$ tiene:

Protones: 8

Neutrones: $17 - 8 = 9$

Electrones: $8 + 2 = 10$

Ejercicio 6: completa esta tabla:

	${}^{65}_{30}\text{Zn}^{2+}$	${}^{29}_{14}\text{Si}^{5-}$	${}^{55}_{25}\text{Mn}^{7+}$
Neutrones			
Protones			
Electrones			

PROBLEMAS DEL ÁTOMO

Problemas típicos

1) Escribe tres átomos y tres moléculas.

2) Calcula el número de neutrones, protones y electrones de:

	${}^{55}_{25}Mn$	${}^{75}_{33}As$	${}^{207}_{82}Pb$	${}^{88}_{38}Sr$	${}^{222}_{86}Rn$
Neutrones					
Protones					
Electrones					

3) Calcula el número de neutrones, protones y electrones de:

	${}^{55}_{25}Mn^{5+}$	${}^{75}_{33}As^{8-}$	${}^{207}_{82}Pb^{++}$	${}^{88}_{38}Sr^{4-}$	${}^{222}_{86}Rn^{15+}$
Neutrones					
Protones					
Electrones					

4) Calcula la masa molecular de:

a) Na_2CO_3 b) $(NH_4)_2SeO_3$ c) $Al_2K_3(OH)_9$

Masas atómicas: Na: 23, C: 12, O: 16, N: 14, H: 1, Se: 79, Al: 27, K: 39'1.

Solución: a) 106 b) 163 c) 324'3

5) Un elemento tiene una masa atómica de 43'8. Tiene dos isótopos: 60 % de uno de masa 43. Calcula la masa atómica del otro isótopo.

Solución: 45

6) El hierro tiene cuatro isótopos: 5.845% del isótopo de masa 54, 91.754% de masa 56, 2.119% de masa 57 y 0.282% de masa 58. Calcula la masa atómica del hierro.

7) Calcula el número de moles que hay en estas sustancias:

a) 80 g de H_2O b) 50 g de NH_3 c) 100 g de CaO d) 500 g de P_2O_5

Masas atómicas: H: 1, O: 16, N: 14, Ca: 40, P: 31

8) Calcula la masa de estas sustancias:

a) 0'5 mol de H_2 b) 4'2 mol de H_3PO_4 c) 5 mol de N_2O d) 20 mol de H_2O_2

Masas atómicas: H: 1, P: 31, O: 16, N: 14

9) Completa estos procesos:

a) $Fe + 2 e^- \rightarrow$ b) $Fe - 3 e^- \rightarrow$
 c) $Fe^{8+} + 5 e^- \rightarrow$ d) $Fe^{6-} + 4 e^- \rightarrow$ e) $Fe^{++} - 7 e^- \rightarrow$

Problemas extra

10) Suponiendo que el hidrógeno natural está formado por un 98% de protio (${}^1_1\text{H}$), un 1,9% de deuterio (${}^2_1\text{H}$) y 0,1 % de tritio (${}^3_1\text{H}$), calcula la masa atómica relativa del hidrógeno.

11) Dibuja un átomo de ${}^{17}_8\text{O}$.

12) Ayudándote de la tabla periódica, completa la siguiente tabla:

Elemento	A	Z	n	p	e ⁻
	1	1			
			16		16
	40	20			
Oxígeno	17				
	80				36
Platino	195				
Fósforo			16		
			42		33

13) Sabiendo que la plata, de masa atómica 107.87 u está formada por dos isótopos de masa 108,90 u y 106.91 u, calcula la abundancia relativa de cada uno en la corteza terrestre.

14) Completa esta tabla:

	${}^{48}_{22}\text{Ti}^{2+}$	${}^{175}_{98}\text{Pt}^{4-}$	${}^{181}_{73}\text{Ta}^{6+}$	${}^{103}_{45}\text{Rh}$	${}^{165}_{67}\text{Ho}^{14-}$
Neutrones					
Protones					
Electrones					

15) Calcula las masas moleculares de: a) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ b) H_2SeO_3 c) $\text{Fe}_2(\text{O}_2)_3$
d) $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{OH}$ e) $\text{C}_{20}\text{H}_{40}\text{O}_{12}\text{N}_5$ f) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_4$

Masas atómicas: Mg: 24, O: 16, H: 1, Se: 78'96, Fe: 55'85, C: 12, N: 14, Pb: 207

16) El litio tiene una masa atómica de 6'941. Si tiene un isótopo de masa 6 y otro de masa 7, averigua su abundancia isotópica.

TEMA 5: LA TABLA PERIÓDICA Y EL ENLACE QUÍMICO

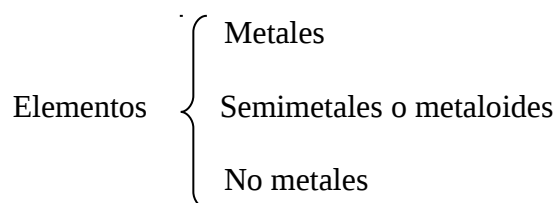
Esquema

1. La tabla periódica.
2. Propiedades periódicas.
3. El enlace químico.
4. Propiedades de las sustancias.
5. Identificación de sustancias.

1. La tabla periódica

Un elemento es una sustancia pura cuyos átomos tienen todos el mismo valor de Z , el número atómico. Eso significa que los átomos del mismo elemento tienen todos el mismo número de protones. Los elementos no se pueden descomponer por métodos químicos. Los elementos se han ido descubriendo progresivamente a lo largo de la historia; el primero en descubrirse y aislarse fue el cobre, después fue el hierro y, uno de los últimos, ha sido el ununbium.

Los elementos se han clasificado de varias formas. Una de las más sencillas es ésta:



Los metales tienen las siguientes características:

- 1) Tienen un brillo característico llamado brillo metálico.
- 2) La mayoría son opacos y grises.
- 3) Son buenos conductores del calor y la electricidad.
- 4) Son todos sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio, que es líquido.
- 5) Son dúctiles y maleables. Dúctil significa que se puede extender formando hilos o alambres. Maleable significa que se puede extender formando láminas o planchas.
- 6) Pierden electrones con facilidad. Por ello, forman fácilmente cationes.

Los no metales tienen estas características:

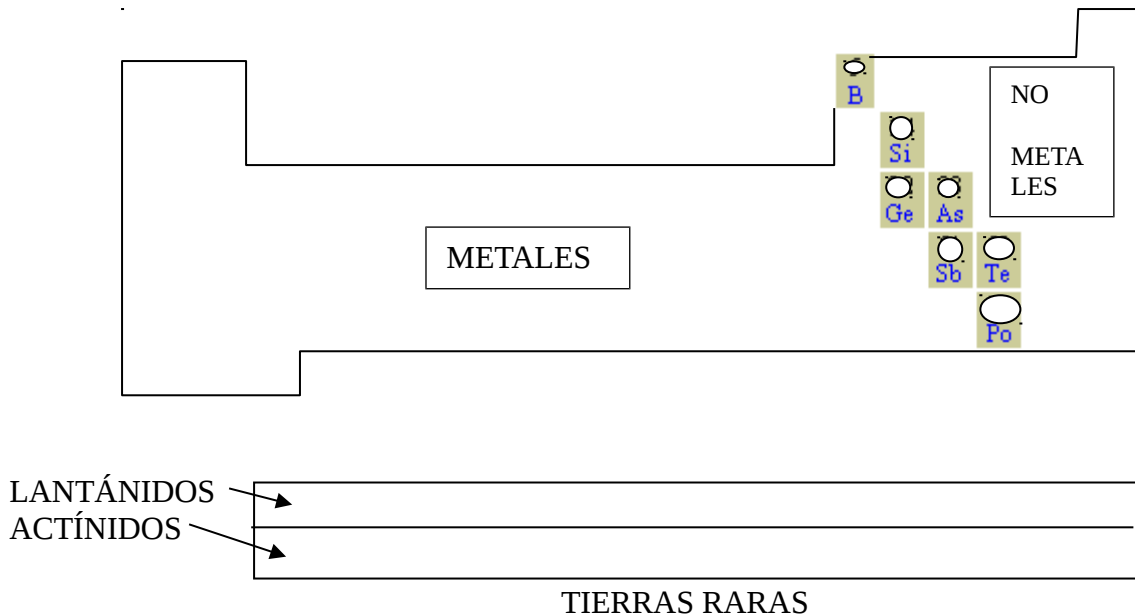
- 1) No tienen brillo metálico.
- 2) Son malos conductores del calor y la electricidad.
- 3) A temperatura ambiente, pueden ser sólidos, líquidos o gases.
- 4) Son frágiles en estado sólido, es decir, se rompen con facilidad.
- 5) Ganan electrones con facilidad. Por ello, forman fácilmente aniones.

La clasificación más completa y ordenada de los elementos es la tabla periódica o sistema periódico. La tabla periódica moderna es fruto del trabajo de los científicos Lothar Meyer y Mendeleiev. En ella, los elementos están clasificados por orden creciente de número atómico y de tal forma que en la misma columna haya elementos de propiedades parecidas. Las filas horizontales se llaman períodos y las columnas verticales se llaman grupos. En los grupos hay elementos de propiedades parecidas. Cada periodo representa un nivel de energía.

Algunas características de algunos grupos son:

- a) Alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr): reaccionan con el agua formando hidrógeno. Forman iones con carga +1. Ejemplos: Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ , Fr^+
- b) Gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn): no reaccionan, no se combinan con ningún elemento.
- c) Grupo del cobre (Cu, Ag, Au): se pueden encontrar libres en la naturaleza.

Los tipos de elementos de la tabla son:



Los metales y los no metales están separados por los semimetales:

2. Propiedades periódicas

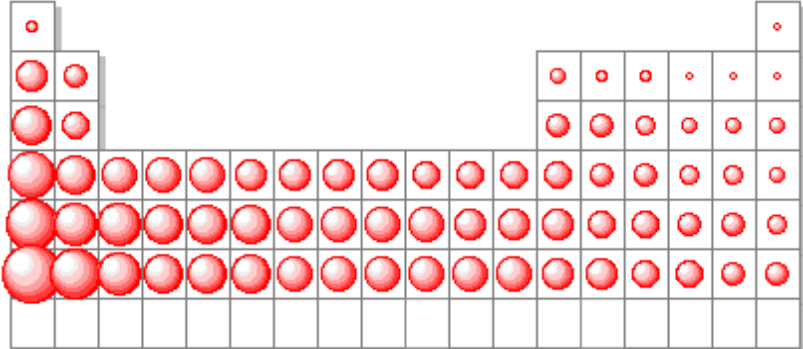
Son aquellas que aumentan o disminuyen de una forma gradual (sin cambios bruscos) a medida que nos movemos verticalmente u horizontalmente en la tabla periódica.

Son las siguientes:

- Propiedades periódicas
- Volumen atómico: volumen de un átomo.
 - Carácter ácido: comportamiento ácido.
 - Carácter básico: comportamiento como base.
 - Electronegatividad: carácter negativo en un enlace.

Se dice que un átomo es electronegativo cuando atrae mucho a los electrones. Se dice que un átomo es poco electronegativo cuando atrae poco a los electrones. Los elementos más electronegativos son los no metales y los menos electronegativos son los metales.

Volumen atómico: aumenta así en la tabla: ← Es decir, aumenta de derecha a izquierda y de arriba a abajo. El elemento más grande es el Fr y el más pequeño, el He.



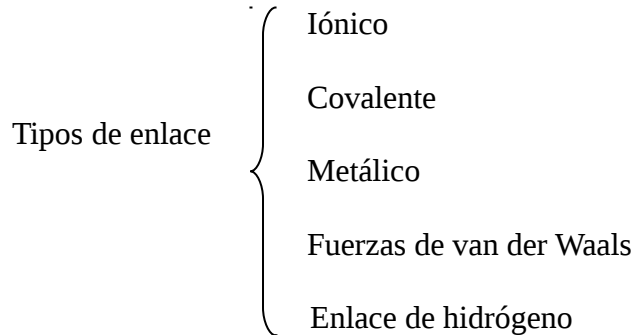
Los elementos que vamos a conocer en 3º ESO son:

Grupo	Elementos
Alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr Litio, sodio, potasio, rubidio, cesio, francio
Alcalinotérreos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra Berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario, radio
Térreos	B, Al, Ga, In, Tl Boro, aluminio, galio, indio, talio
Carbonoideos	C, Si, Ge, Sn, Pb Carbono, silicio, germanio, estaño, plomo
Nitrogenoideos	N, P, As, Sb, Bi Nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, bismuto
Anfígenos o calcógenos	O, S, Se, Te, Po Oxígeno, azufre, selenio, telurio, polonio
Halógenos	F, Cl, Br, I, At Flúor, cloro, bromo, yodo, astato
Gases nobles	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn Helio, neón, argón, kriptón, xenón, radón
Grupo del níquel	Ni, Pd, Pt Níquel, paladio, platino
Grupo del cobre	Cu, Ag, Au Cobre, plata, oro
Grupo del cinc	Zn, Cd, Hg Cinc, cadmio, mercurio
Otros	Cr, Mn, Fe, Co Cromo, manganeso, hierro, cobalto

3. El enlace químico

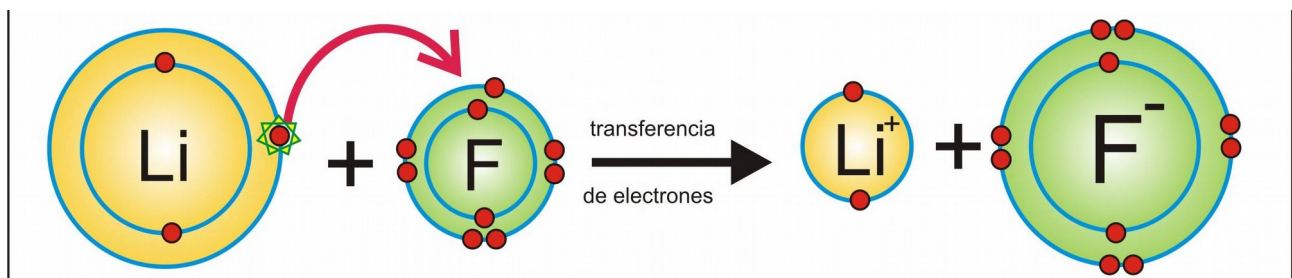
Es la fuerza que une a los átomos dentro de las moléculas y, también, la fuerza que une a las moléculas entre sí. Se representa con una línea recta.

Ejemplo: la fórmula normal del agua es H_2O y con enlaces es esta: $H - O - H$



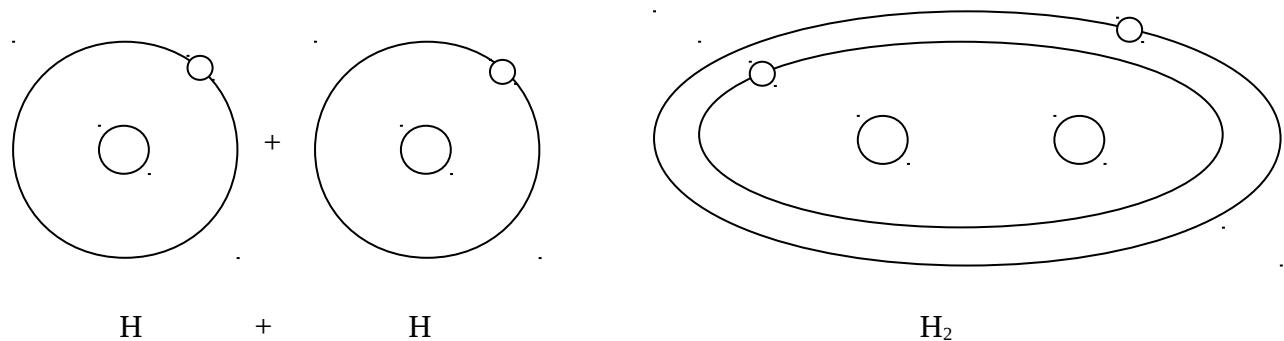
a) Enlace iónico: es aquel en el que el metal le da uno o varios electrones al no metal, con lo que el metal se convierte en ion positivo y el no metal en ion negativo y después se atraen. Se establece entre un metal y un no metal.

Ejemplo: LiF .



b) Enlace covalente: es aquel en el que cada átomo ofrece un electrón y esos dos electrones giran alrededor de los dos átomos. Se establece entre dos no metales.

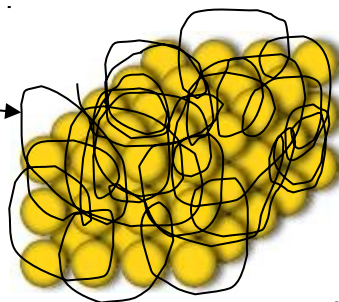
Ejemplo: H_2 .



c) Enlace metálico: es aquel en el que cada átomo de metal tiene electrones propios y electrones que cede al conjunto de átomos; esos electrones giran con libertad alrededor de todos los átomos de metal formando el gas electrónico. Se establece entre muchos átomos de metales.

Ejemplo: el hierro, Fe.

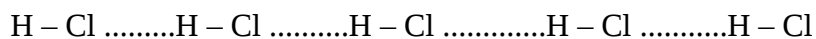
Gas electrónico
o nube electrónica



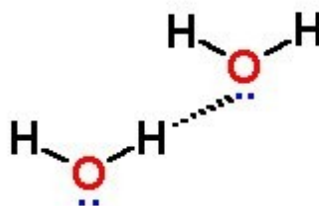
Átomos
metálicos

d) Fuerzas de van der Waals: se establece entre dos no metales de moléculas distintas. Es una fuerza débil y de naturaleza electrostática que une no metales de moléculas distintas. Se representa con una línea recta discontinua.

Ejemplo: el HCl



e) Enlace de hidrógeno o enlace por puente de hidrógeno: es aquel en el que dos elementos electronegativos de moléculas distintas atraen a un hidrógeno que está entre los dos.



4. Propiedades de las sustancias

Propiedad	Sustancias iónicas	Sustancias covalentes	Sustancias metálicas	Sustancias moleculares
Elementos que lo forman	Metal + no metal	Metal derecha + no metal	Metal + metal	No metal + no metal
Tipo de enlace	Iónico	Covalente	Metálico	Covalente + Fuerzas de van der Waals o enlace de H
Ejemplos	NaCl, Na ₂ SO ₄	Diamante, Al ₂ O ₃ , SiC	Hierro, sodio, bronce, acero	H ₂ , H ₂ O, NH ₃
Estado a T ambiente	Sólidas	Sólidas	Sólidas	Sólidas, líquidas o gaseosas
PF y PE	Altos	Altos	Altos	Bajos
Dureza	Alta	Muy duros	Duros	Blandos
Tenacidad	Frágiles	Frágiles	Tenaces	Frágiles
¿Solubles en disolventes agua?	Sí	No	No	Algunas
¿Solubles en gasolina?	No	No	No	Algunas
¿Conducen la electricidad?	Fundidos o disueltos	No	Sí	No

No metales: hidrógeno (H), gases nobles, carbono (C), nitrógeno (N), fósforo (P), oxígeno (O), azufre (S), selenio (Se), flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br), yodo (I) y astato (At).

Semimetales: boro (B), silicio (Si), germanio (Ge), arsénico (As), antimonio (Sb), telurio (Te) y polonio (Po).

Metales de la derecha de la tabla: aluminio (Al), galio (Ga), indio (In), talio (Tl), estaño (Sn), plomo (Pb) y bismuto (Bi).

Metales: el resto

PROBLEMAS DE LA TABLA PERIÓDICA Y EL ENLACE QUÍMICO

1) Con la ayuda de una tabla periódica, completa esta tabla:

Elemento	Grupo	Período
Fe		
P		
Hg		
Zr		
H		
Sn		
Co		
Rb		

2) Indica si es metal, no metal o semimetal: Al, P, S, Fe, Sb, Zn, As.

3) Ordena por volumen atómico creciente los siguientes elementos:

a) Los metales alcalinos.

b) Los gases nobles.

c) Los elementos del segundo periodo.

4) Indica el tipo de enlace y el tipo de sustancia que se forman cuando se combinan estas parejas de elementos:

a) K + Br b) Al + Hg c) Al + N d) C + O

5) Completa esta tabla:

Sustancia	Tipo de sustancia	Tipo de enlace	¿Soluble en agua?	¿Conduce la electricidad?
SiC				
H ₂ O				
Latón				
CaF ₂				

6) Completa esta tabla:

Sustancia	Tipo de sustancia	Estado a T ambiente	¿Soluble en agua?	¿Conduce la electricidad?
Ga ₂ O ₃				
H ₂				
Aluminio				
LiCl				

7) Completa esta tabla:

Propiedad	Sustancias iónicas	Sustancias covalentes	Sustancias metálicas	Sustancias moleculares
Tipo de enlace				
Ejemplos				
Estado a T ambiente				
PF y PE				
Dureza				
Tenacidad				
¿Solubles en disolventes agua?				
¿Solubles en gasolina?				
¿Conducen la electricidad?				

8) Indica el tipo de enlace y el tipo de sustancia que se forman cuando se combinan estas parejas de elementos:

a) Rb + I b) B + C c) Fe + Al d) Cl + O

TEMA 6: FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA

Esquema

1. Valencias y números de oxidación.
2. Reglas para formular.
3. Elementos químicos.
4. Óxidos.
5. Hidruros.
7. Hidróxidos.
8. Sales binarias.
9. Hidrácidos.
10. Tabla resumen.

1. Valencias y números de oxidación

La valencia de un elemento es el número de enlaces que forma o que puede formar.

Ejemplos:

Fórmula normal (molecular)	H ₂ O	PCl ₃	CO
Fórmula con enlaces (desarrollada)	H – O – H	Cl – P – Cl Cl	C = O
Valencias:	H: 1 O: 2	P: 3 Cl: 1	C: 2 O: 2

El número de oxidación de un elemento es la carga que tiene o que parece tener. Coincide numéricamente con la valencia pero, además, tiene carga.

En los ejemplos anteriores, los números de oxidación serían:

Números de oxidación:	H: + 1 O: + 2	P: + 3 Cl: – 1	C: + 2 O: – 2
-----------------------	------------------	-------------------	------------------

Las valencias más comunes de los elementos más comunes son:

METALES

Li, Na, K, Rb, Cs, Fr: 1

Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra: 2

Cr: 2, 3, 6

Mn: 2, 3, 4, 6, 7

Fe, Co, Ni: 2, 3

Pd, Pt: 2, 4

Cu: 1, 2

Ag: 1

Au: 1, 3

Zn, Cd: 2

Hg: 1, 2

Al, Ga, In: 3

Tl: 1, 3

Sn, Pb: 2, 4

Bi: 3, 5

NO METALES

H: 1

N: 1, 2, 3, 4, 5

P: 1, 3, 5

O: 2

S, Se: 2, 4, 6

F: 1

Cl, Br, I: 1, 3, 5, 7

C: 2, 4

SEMIMETALES O METALOIDES

B: 3

Si, Ge: 4

As, Sb: 3, 5

Te, Po: 2, 4, 6

2. Reglas para formular

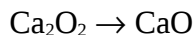
1) Se escribe primero el metal y después el no metal.

Ejemplo: el cloruro de sodio:

ClNa NaCl
Incorrecto Correcto

2) Se intercambian las valencias y se simplifica si se puede.

Ejemplo: el óxido de calcio:



3. Elementos químicos

Hay que conocer el nombre y el símbolo de los elementos de la tabla periódica. La mayoría de los elementos existen sólo en estado atómico. Unos pocos pueden existir como átomos o como moléculas. Son los siguientes: H₂, N₂, O₂, O₃ (ozono), F₂, Cl₂, Br₂, I₂, P₄, S₈.

Si el elemento no está en la lista anterior, se nombran con su nombre que aparece en la tabla periódica. Si el elemento está en la lista anterior, se nombra así:

- * En estado atómico: - (Elemento) atómico
 - Mono(elemento)
- * En estado molecular: - (Elemento) molecular
 - (Prefijo)(elemento)

Los prefijos correspondientes a los números del 1 al 10 son:

Números	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Prefijos	mono	di	tri	tetra	penta	hexa	hepta	octa	nona	deca

Ejemplos: F₂: diflúor, F: flúor atómico o monoflúor.

Ejercicio 1: a) Nombra: H, Fe, H₂, P₄
b) Formula: azufre molecular, ozono, nitrógeno atómico, dicloro.

4. Óxidos

Fórmula general: MO o XO

siendo: M = metal o semimetal.

X = no metal.

Son compuestos con oxígeno unido a cualquier elemento.

La nomenclatura es la acción de nombrar. Existen varios tipos:

Nomenclaturas { IUPAC o sistemática: utiliza prefijos.
Stock: utiliza números.
Tradicional o antigua: acaba en oso o ico.
Se usa poco actualmente.
Común o común aceptada: sólo la tienen algunas sustancias.

a) Nomenclatura IUPAC.

(Prefijo numérico)óxido de (prefijo numérico)(elemento)

Ejemplos: FeO: monóxido de hierro

Fe₂O₃: trióxido de dihierro

Ejercicio 2: 1) Nombra por la IUPAC: Na_2O , SrO , PtO_2
 2) Formula: dióxido de carbono, pentaóxido de difósforo, trióxido de azufre y monóxido de dilitio.

b) Nomenclatura de Stock.

Óxido de (elemento) (valencia en números romanos)

No hay que confundir valencia con subíndice. El subíndice es el número que tiene al lado el elemento. La valencia es el número que el elemento le ha dado al otro elemento y que tiene que estar en la tabla de valencias.

Fórmula	Subíndice del Fe	Valencia del Fe
FeO	1	2
Fe_2O_3	2	3

Ejemplos: FeO : óxido de hierro (II)
 Fe_2O_3 : óxido de hierro (III)

Ejercicio 3: nombra por la Stock el Sb_2O_3 .

Si el elemento tiene una única valencia, entonces no se escribe.

Ejemplo: Al_2O_3 : óxido de aluminio.

Ejercicio 4: nombra por la Stock el PbO_2 .

Ejercicio 5: 1) Nombra por la Stock: Na_2O , SrO , PtO_2
 2) Formula: óxido de cromo (III), óxido de litio, óxido de azufre (IV), óxido de carbono (IV)

5. Hidruros

Son compuestos con H. Tipos de hidruros

{	metálicos: MH
	volátiles: XH, siendo X = B, C, Si, Ge, N, P, As, Sb.

a) Hidruros metálicos.

Fórmula general: MH.

Se nombran igual que los óxidos, pero en lugar de óxido, se dice hidruro.

Ejemplo:

Fórmula	IUPAC	Stock
FeH_2	Dihidruro de hierro	Hidruro de hierro (II)

Ejercicio 7: nombra: CuH , MnH_6 , BaH_2 , CdH_2

b) Hidruros volátiles.

Fórmula general: XH , siendo $\text{X} = \text{B}, \text{C}, \text{Si}, \text{Ge}, \text{N}, \text{P}, \text{As}, \text{Sb}$.

Valencia de X : 3, 4, 4, 4, 3, 3, 3, 3.

Se nombran por la IUPAC y mediante nombres comunes. En la Stock, no se indica la valencia, ya que sólo tienen una con el H.

Ejemplo:

Fórmula	IUPAC	Común
NH_3	Trihidruro de nitrógeno	Amoniaco

Los nombres comunes son: BH_3 borano CH_4 metano SiH_4 silano
 NH_3 amoniaco PH_3 fosfina AsH_3 arsina SbH_3 estibina

Ejercicio 8: completa esta tabla:

Fórmula	IUPAC	Nombre común
	Trihidruro de aluminio	
SiH_4		

6. Hidróxidos

Fórmula general: M(OH)_a , siendo: $a = 1, 2, 3, 4, \dots$

Son compuestos con el grupo OH, que tiene valencia 1.

Ejemplos: LiOH , Fe(OH)_2 , Fe(OH)_3 .

Se nombran por la IUPAC y la Stock, pero, en vez de óxido, se utiliza la palabra hidróxido.

Ejemplo:

Fórmula	IUPAC	Stock
Fe(OH)_3	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)

Ejercicio 9: completa esta tabla:

Fórmula	IUPAC	Stock
		Hidróxido de plomo (IV)
AgOH		
	Dihidróxido de estaño	

7. Sales binarias

Fórmula general: MX

Son compuestos con un metal y un no metal. En las sales binarias, los no metales utilizan su número de oxidación negativo:

No metal	Número de oxidación
F, Cl, Br, I	- 1
S, Se, Te	- 2
N, P, As, Sb	- 3
C, Si	- 4

Ejemplos: CaF_2 , Fe_3P_2 , CaSe .

Ejemplo:

Fórmula	IUPAC	Stock
Fe_3P_2	Difosfuro de trihierro	Fosfuro de hierro (III)

Ejercicio 10: 1) Fórmula: cloruro de sodio, bromuro de hierro (III), fosfuro de magnesio y trifluoruro de níquel:

2) Completa:

Fórmula	IUPAC	Stock
CaTe		
Ni_2Si		

8. Hidrácidos

Los ácidos se caracterizan todos al formularlos porque empiezan por hidrógeno.

Hay dos tipos de ácidos: $\left\{ \begin{array}{l} \text{Hidrácidos: no tienen oxígeno} \\ \text{Oxoácidos: sí tienen oxígeno} \end{array} \right.$

Fórmula general de los hidrácidos: HX , siendo $\text{X} = \text{F, Cl, Br, I, S, Se, Te}$.

Valencias = 1, 1, 1, 1, 2, 2, 2.

Se nombran como (Elemento X)uro de hidrógeno.

Ejemplo: HF : fluoruro de hidrógeno H_2S : sulfuro de hidrógeno

Si el ácido está disuelto en agua, entonces se nombra y se formula de manera distinta. Se formula igual que antes pero añadiéndole a la fórmula (ac), indicando que está disuelto en medio acuoso.

Ejemplo: $\text{HF}(\text{ac})$.

Se nombran así: ácido (elemento X)hídrico.

Ejemplos: $\text{HF}(\text{ac})$: ácido fluorhídrico, $\text{HCl}(\text{ac})$: ácido clorhídrico

Ejercicio 11: nombra: $\text{HBr}(\text{ac})$, $\text{HI}(\text{ac})$, $\text{H}_2\text{S}(\text{ac})$, $\text{H}_2\text{Se}(\text{ac})$, $\text{H}_2\text{Te}(\text{ac})$

10. Tabla resumen

Compuesto	Fórmula	IUPAC	Stock	Tradicional
Óxido	MO _o XO	(Prefijo)óxido de (prefijo).....	Óxido de(valencia)	-
Peróxido	MO ₂ o M ₂ O ₂	- Dióxido de (metal) - Dióxido de di(metal)	Peróxido de (valencia)	-
Hidróxidos	M(OH) _a	(Prefijo)hidróxido de (prefijo).....	Hidróxido de (valencia)	-
Hidruros metálicos	MH	(Prefijo)hidruro de (prefijo).....	Hidruro de(valencia)	-
Hidruros volátiles	XH	(Prefijo)hidruro de (prefijo).....		-
Sales binarias	MX	(Prefijo) (no metal)uro de (prefijo)(metal)	(No metal)uro de (metal) (valencia)	-
Hidrácidos	HX	-	-uro de hidrógeno
	HX(ac)	-	-	Ácidohídrico
Oxoácidos	HXO	-	-	Ácido { hipo } { elemento X } { oso } { per } { - }

PROBLEMAS DE FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA INORGÁNICAS

Problemas típicos

FORMULA:

- | | |
|-------------------------------|-------------------------------|
| 1) Óxido de litio | 2) Hidróxido de potasio |
| 3) Hidruro de cesio | 4) Sulfuro de magnesio |
| 5) Ácido sulfúrico | 6) Nitruro de níquel |
| 7) Trióxido de difósforo | 8) Peróxido de estaño |
| 9) Ácido clorhídrico | 10) Dibromuro de plomo |
| 11) Óxido de manganeso (VII) | 12) Diyoduro de cobalto |
| 13) Ácido clórico | 14) Trióxido de dimanganeso |
| 15) Ácido peryódico | 16) Hidróxido de platino (IV) |
| 17) Ácido hipocloroso | 18) Pentaóxido de dinitrógeno |
| 19) Óxido de azufre (VI) | 20) Arsano |
| 21) Amoniacó | 22) Trihidruro de boro |
| 23) Seleniuro de cobre (II) | 24) Sulfuro de cobalto |
| 25) Ácido selenhídrico | 26) Telururo de cadmio |
| 27) Hidróxido de estaño (IV) | 28) Trihidróxido de boro |
| 29) Ácido nítrico | 30) Ácido clórico |
| 31) Peróxido de mercurio (II) | 32) Peróxido de estaño (IV) |

NOMBRA:

- | | |
|------------------------------|--------------------------------------|
| 33) Al_2O_3 | 34) Sb_2O_3 |
| 35) CoH_3 | 36) BaF_2 |
| 37) CaI_2 | 38) Mn_2O_3 |
| 39) FeCl_3 | 40) LiOH |
| 41) FrI | 42) ZnH_2 |
| 43) H_2SO_2 | 44) H_2TeO_4 |
| 45) HIO_3 | 46) H_2SeO_3 |
| 47) H_2CO_3 | 48) BeO_2 |
| 49) Cu_2O_2 | 50) $\text{Cd}(\text{OH})_2$ |
| 51) $\text{Ni}(\text{OH})_3$ | 52) AlB |
| 53) Ag_2S | 54) ZnBr_2 |
| 55) MgI_2 | 56) SbH_3 |
| 57) CH_4 | 58) SiH_4 |
| 59) PtO_2 | 60) CrO_3 |
| 61) H_2Te | 62) $\text{H}_2\text{Te}(\text{ac})$ |
| 63) H_2TeO_3 | 64) H_2TeO_4 |

Problemas extra

FORMULA:

65) Monóxido de sodio	66) Monóxido de berilio	67) Cloruro de manganeso (VI)
68) Monóxido de calcio	69) Peróxido de estroncio	70) Hidruro de bario
71) Seleniuro de hierro (III)	72) Dihidróxido de hierro	73) Telururo de cinc
74) Dihidróxido de paladio	75) Sulfuro de oro (III)	76) Yoduro de estaño (IV)
77) Arseniuro de galio	78) Fosfuro de aluminio	79) Pentaóxido de diantimonio
80) Tetrafósforo	81) Azufre molecular	82) Peróxido de cinc
83) Fluoruro de silicio	84) Tetrafosfuro de tripaladio	85) Antimoniuro de cobre (II)
86) Monóxido de nitrógeno	87) Óxido de cloro (VII)	88) Arseniuro de indio
89) Óxido de germanio	90) Óxido de telurio (II)	91) Hidruro de mercurio (II)
92) Pentaóxido de dibismuto	93) Dicloruro de platino	94) Hidróxido de antimonio (V)
95) Ácido sulfuroso	96) Ácido cloroso	97) Ácido iodhídrico

Soluciones:

65) Na ₂ O	66) BeO	67) MnCl ₆	68) CaO	69) SrO ₂	70) BaH ₂	71) Fe ₂ Se ₃
72) Fe(OH) ₂	73) ZnTe	74) Pd(OH) ₂	75) Au ₂ S ₃	76) SnI ₄	77) GaAs	78) AlP
79) Sb ₂ O ₅	80) P ₄	81) S ₈	82) ZnO ₂	83) SiF ₄	84) Pd ₃ P ₄	85) Cu ₃ Sb ₂
86) NO	87) Cl ₂ O ₇	88) InAs	89) GeO ₂	90) TeO	91) HgH ₂	92) Bi ₂ O ₅
93) PtCl ₂	94) Sb(OH) ₅	95) H ₂ SO ₃	96) HClO ₂	97) HI(ac)		

NOMBRA:

98) FeO	99) MnO ₂	100) CoS	101) Na ₂ O ₂	102) Al ₂ S ₃	103) Ba(OH) ₂	104) CdBr ₂
105) SnCl ₂	106) Ni ₃ P ₂	107) P ₂ O	108) CuCl	109) CrO ₃	110) Br ₂ O ₅	111) PbH ₄
112) Ni(OH) ₃	113) BiH ₃	114) NaBr	115) K ₃ N	116) KI	117) SO ₂	118) Ag ₂ Te
119) BaH ₂	120) BaO	121) ZnS	122) Bi ₂ O ₃	123) Cr ₂ O ₃	124) Ag ₂ O ₂	125) P ₂ O ₃
126) AsCl ₃	127) CO	128) CO ₂	129) HIO	130) HBr	131) HBr(ac)	132) H ₂ TeO ₃

Soluciones:

98) Monóxido de hierro	99) Dióxido de manganeso	100) Sulfuro de cobalto
101) Dióxido de sodio	102) Trisulfuro de dialuminio	103) Dihidróxido de bario
104) Dibromuro de cadmio	105) Dicloruro de estaño	106) Difosfuro de triníquel
107) Monóxido de difósforo	108) Cloruro de cobre	109) Trióxido de cromo
110) Óxido de bromo (V)	111) Hidruro de plomo (IV)	112) Hidróxido de níquel (III)
113) Hidruro de bismuto (III)	114) Bromuro de sodio	115) Nitruro de potasio
116) Ioduro de potasio	117) Óxido de azufre (IV)	118) Telururo de plata
119) Hidruro de bario	120) Óxido de bario	121) Sulfuro de cinc
122) Óxido de bismuto (III)	123) Óxido de cromo (III)	124) Peróxido de plata
125) Óxido de fósforo (III)	126) Cloruro de arsénico (III)	127) Óxido de carbono (II)
128) Óxido de carbono (IV)	129) Ácido hipoyodoso	130) Bromuro de hidrógeno
131) Ácido bromhídrico	132) Ácido telúrico	

TEMA 7: REACCIONES QUÍMICAS

Esquema

1. Introducción.
2. Ajuste de ecuaciones químicas.
3. Leyes de las reacciones químicas.
4. Estequiometría.
5. Reacciones químicas de interés.

1. Introducción

Cuando se ponen en contacto dos o más sustancias puras, puede ocurrir que:

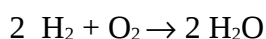
- a) Se disuelvan. Ejemplo: sal + agua.
- b) No se disuelvan. Ejemplo: aceite + agua.
- c) Reaccionen. Ejemplo: aceite + sosa cáustica.

Las señales que nos indican que, posiblemente, haya ocurrido una reacción química son:

- a) Cambio de temperatura: normalmente aumenta.
- b) Cambio de color.
- c) Desprendimiento de gases.
- d) Aparición de un precipitado: un precipitado es un sólido que se va al fondo del recipiente.
- e) Inflamación.
- f) Explosión.

Una reacción química consiste en la desaparición de unas sustancias puras y en la aparición de otras sustancias puras nuevas. La forma de escribir una reacción química se llama ecuación química.

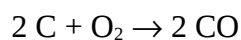
Ejemplo: hidrógeno + oxígeno → agua



Las sustancias puras que reaccionan se llaman reactivos y las que se obtienen, productos.

Los números delante de cada sustancia indican cuántos átomos o moléculas intervienen.

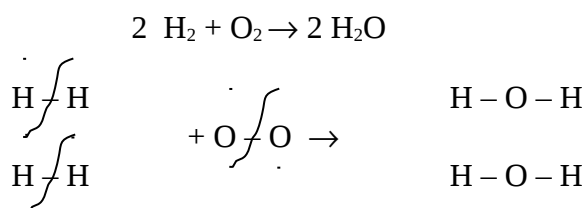
Ejemplo:



Esta reacción se puede leer así: 2 átomos de C reaccionan con una molécula de O_2 para dar 2 moléculas de CO.

A nivel molecular, lo que ocurre en una reacción química es que los enlaces en los reactivos se rompen, los átomos quedan sueltos durante una fracción de segundo, los átomos se combinan con otros átomos, se forman otros enlaces y aparecen los productos.

Ejemplo:



2. Ajuste de ecuaciones químicas

El ajuste consiste en determinar cuáles son los números que deben aparecer delante de cada sustancia en una ecuación química.



Los números tienen que ser enteros y lo más pequeños posible. La explicación del ajuste es que, en una reacción química, el número de átomos de cada elemento se conserva.

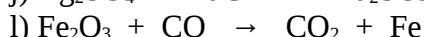
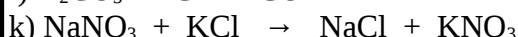
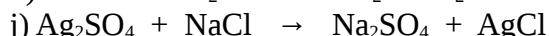
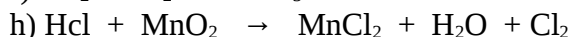
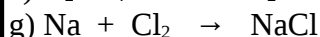
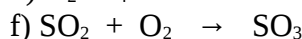
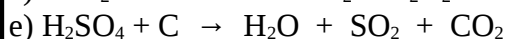
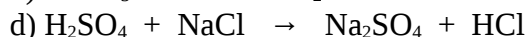
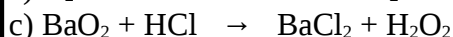
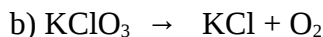
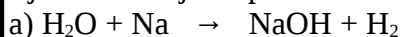
Hay dos métodos de ajuste:

a) Por tanteo: consiste en hacerlo directamente, a ojo. Conviene empezar por los elementos que aparecen en un solo compuesto a la izquierda y en un solo compuesto a la derecha. Conviene seguir por un elemento que esté en el compuesto en el que acabamos de poner un número.

Ejemplo: ajusta esta ecuación: $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$

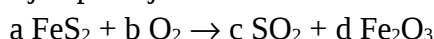
Solución: se escribe un 2 delante del NH_3 para ajustar el N. Ahora hay 6 H, luego se escribe un 3 delante del H_2 . Como resultado: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

Ejercicio 1: ajusta por tanteo:



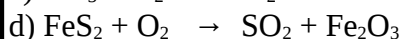
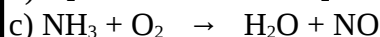
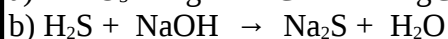
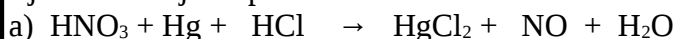
b) Por coeficientes: delante de cada sustancia se coloca una letra y se escribe una ecuación para cada elemento. Después, se resuelve el sistema.

Ejemplo: ajusta: $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Fe}_2\text{O}_3$



$$\left. \begin{array}{l} \text{Fe: } a = 2d \\ \text{S: } 2a = c \\ \text{O: } 2b = 2c + 3d \end{array} \right\} \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} a = 1 \\ b = 11/4 \\ c = 2 \\ d = 1/2 \end{array} \right\} \xrightarrow{\text{Multiplica por 4}} \left\{ \begin{array}{l} a = 4 \\ b = 11 \\ c = 8 \\ d = 2 \end{array} \right\}$$

Ejercicio 2: ajusta por el método de coeficientes:



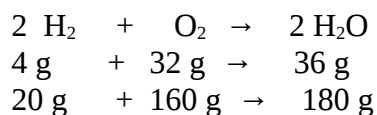
3. Leyes de las reacciones químicas

En las reacciones químicas, se cumplen varias leyes:

a) 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.

$$M_{\text{T reactivos}} = M_{\text{T productos}}$$

Ejemplo:



Ejercicio 3: para esta reacción: $2 \text{ H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3 \text{ S} + 2 \text{ H}_2\text{O}$
 completa esta tabla:

$m_{\text{H}_2\text{S}}$	m_{SO_2}	m_{S}	$m_{\text{H}_2\text{O}}$
68 g	64 g	96 g	a
b	32 g	48 g	18 g

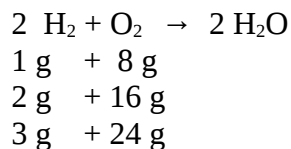
b) Ley de las proporciones definidas: las sustancias que participan en una reacción química lo hacen en una proporción constante, es decir, el cociente entre sus masas es constante.

$$\frac{m_{\text{sustancia 1}}}{m_{\text{sustancia 2}}} = \text{constante}$$

Ejemplo: $2 \text{ H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$

El H_2 y el O_2 reaccionan en la proporción 1 : 8, es decir, 1 g de H_2 por cada 8 g de O_2 .

Ejemplos:



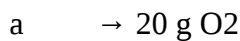
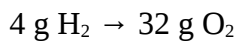
Según esta ley, se pueden hacer reglas de tres para calcular las masas que falten.

Ejemplo: sea esta reacción: $2 \text{ H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$

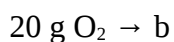
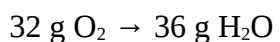
completa esta tabla:

m_{H_2}	m_{O_2}	$m_{\text{H}_2\text{O}}$
4 g	32 g	36 g
a	20 g	b

Solución:



$$a = \frac{4 \cdot 20}{32} = \frac{80}{32} = 2,5 \text{ g}$$



$$b = \frac{20 \cdot 36}{32} = \frac{720}{32} = 22,5 \text{ g}$$

Ejercicio 4: completa la siguiente tabla para esta reacción: $2 \text{ Al} + 6 \text{ HCl} \rightarrow 3 \text{ H}_2 + 2 \text{ AlCl}_3$

m_{Al}	m_{HCl}	m_{H_2}	m_{AlCl_3}
4 g	16'2 g	0'44 g	a
b	12'1 g	c	d

4. Estequiometría

La estequiometría es el cálculo de las cantidades de sustancias que participan en una reacción química.

Ejemplo: para la reacción: $2 \text{ H}_2 + \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$, la estequiometría nos dice que: 2 moles de H_2 reaccionan con 1 mol de O_2 y se obtienen 2 moles de agua.

Sabemos que: $m = n \cdot M$, luego:

$$\text{H}_2 : m = 2 \cdot 2 = 4 \text{ g}$$

$$\text{O}_2 : 1 \cdot 32 = 32 \text{ g}$$

$$\text{H}_2\text{O} : 2 \cdot 18 = 36 \text{ g}$$

Ejercicio 5: para la siguiente reacción: $\text{N}_2 + 3 \text{ H}_2 \rightarrow 2 \text{ NH}_3$
Calcula las cantidades que reaccionan en moles y en gramos.

Si tenemos la cantidad de una de las sustancias, podemos calcular las cantidades de las demás.

Ejemplo: para la siguiente reacción: $\text{N}_2 + 3 \text{ H}_2 \rightarrow 2 \text{ NH}_3$, si tenemos 0'25 mol de H_2 , ¿cuánto tenemos de las demás sustancias?

$$\text{N}_2 : 0'25 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{3 \text{ mol H}_2} = 0'0833 \text{ mol H}_2$$

$$\text{NH}_3 : 0'25 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} = 0'167 \text{ mol NH}_3$$

Ejercicio 6: para la siguiente reacción: $2 \text{ Al} + 6 \text{ HCl} \rightarrow 2 \text{ AlCl}_3 + 3 \text{ H}_2$
Calcula las cantidades que reaccionan en gramos y en moles a partir de 7 moles de Al.
Masas atómicas: Al: 27, H: 1, Cl: 35'5

5. Reacciones químicas de interés

Son las siguientes:

a) Combustión: es la reacción rápida de algunas sustancias con el oxígeno y desprende mucho calor. Si el combustible tiene C e H, lo que se obtiene es CO_2 y H_2O .

Ejemplo: gasolina + $\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

b) Síntesis o formación: es la obtención de un compuesto a partir de sus elementos.

Ejemplos:

hidrógeno + oxígeno \rightarrow agua

$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

nitrógeno + hidrógeno \rightarrow amoníaco

$\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

c) Neutralización: es la reacción de un ácido y un hidróxido.

Reacción general: ácido + hidróxido \rightarrow sal + agua

Ejemplo: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

d) Reacción de metales con ácidos.

Reacción general: ácido + metal \rightarrow sal + hidrógeno

Ejemplo: agua fuerte + aluminio \rightarrow cloruro de aluminio + hidrógeno

e) Obtención de metales libres.

Reacción general: óxido + carbono \rightarrow dióxido de carbono + metal

Ejemplo: $\text{SnO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Sn}$

Ejercicio 7: completa estas reacciones:

a) $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow$

b) $\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

c) $\text{HBr} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$

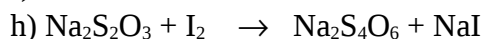
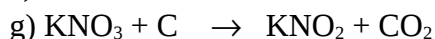
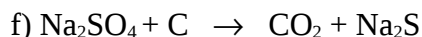
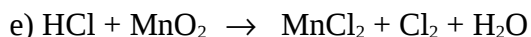
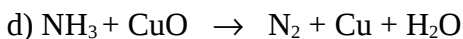
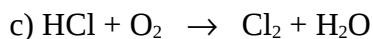
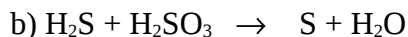
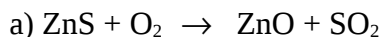
d) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

e) $\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow$

PROBLEMAS DE REACCIONES QUÍMICAS

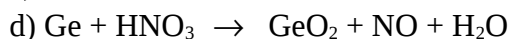
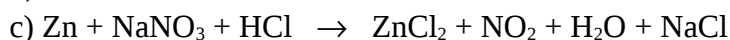
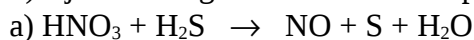
Problemas típicos

1) Ajusta las siguientes ecuaciones por tanteo:



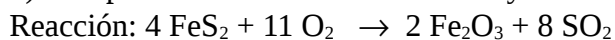
Solución: a) 2, 3, 2, 2 b) 2, 1, 3, 3 c) 4, 1, 2, 2 d) 2, 3, 1, 3, 3
 e) 4, 1, 1, 1, 2 f) 1, 2, 2, 1 g) 2, 1, 2, 1 h) 2, 1, 1, 2

2) Ajusta las siguientes ecuaciones por coeficientes:



Solución: a) 2, 3, 2, 3, 4 b) 2, 16, 2, 2, 5, 8 c) 1, 2, 4, 1, 2, 2, 2
 d) 3, 4, 3, 4, 2 e) 3, 6, 1, 5, 3

3) Completa esta tabla utilizando las leyes de las reacciones químicas:



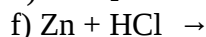
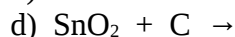
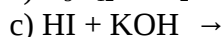
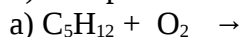
$m \text{FeS}_2$	$m \text{O}_2$	$m \text{Fe}_2\text{O}_3$	$m \text{SO}_2$
300 g	220 g	197 g	a
b	c	100 g	d

Solución: a = 323 g, b = 152 g, c = 112 g, d = 164 g

4) A partir de esta reacción: $4 \text{FeS}_2 + 11 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 8 \text{SO}_2$

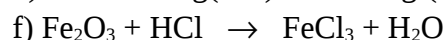
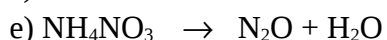
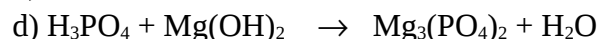
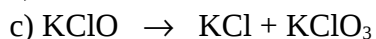
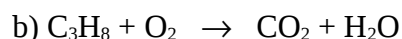
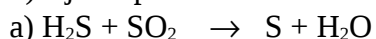
Si partimos de 1'27 mol de FeS_2 , calcula las cantidades en moles y en gramos de todas las sustancias de la reacción.

5) Completa estas reacciones:



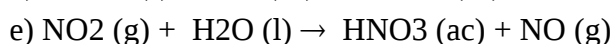
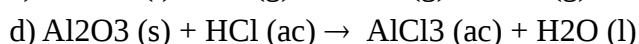
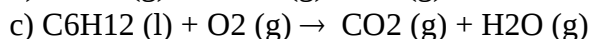
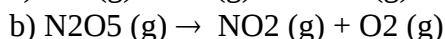
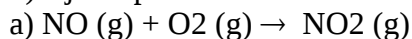
Problemas extra

6) Ajusta por tanteo:



Solución: a) 2, 1, 3, 2 ; b) 1, 5, 3, 4 ; c) 3, 2, 1 ; d) 2, 3, 1, 6 ; e) 1, 1, 2 ; f) 1, 6, 2, 3

7) Ajusta por coeficientes:



8) Completa esta tabla utilizando las leyes de las reacciones químicas:



m_A	m_B	m_C	m_D
a	800 g	1500 g	600 g
b	23 g	c	d

Solución: $a = 1300 \text{ g}$, $b = 37'4 \text{ g}$, $c = 43'1 \text{ g}$, $d = 17'2 \text{ g}$

9) En la reacción de formación del agua: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$, la proporción en masa de las sustancias son: 1 : 8 : 9 .

Calcula: a) La masa de H_2 y de agua que participan si hay 100 g de O_2 .

b) La masa de H_2 y de O_2 si hay 200 g de agua.

Solución: a) 12'5 g y 112'5 g. b) 25 g y 178 g.

10) Sea esta reacción: $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$. A partir de 100 g de O_2 , calcula las cantidades de todas las sustancias que participan en la reacción en moles y en gramos.

Masas atómicas: Zn: 65'38, S: 32, O: 16.

11) Sea esta reacción: $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$. A partir de 300 g de SO_2 , calcula las cantidades de todas las sustancias que participan en la reacción en moles y en gramos.

Masas atómicas: H: 1, S: 32, O: 16.

12) Sea esta reacción: $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$. A partir de 200 g de O_2 , calcula las cantidades de todas las sustancias que participan en la reacción en moles y en gramos.

Masas atómicas: C: 12, H: 1, O: 16.

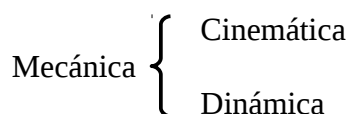
TEMA 8: LAS FUERZAS Y EL MOVIMIENTO

Esquema

- 1) Introducción
- 2) Gráficas
- 3) Formulario
- 4) Ejemplos y ejercicios

1. Introducción

La Mecánica es la parte de la Física que estudia el movimiento. Se divide en:



La cinemática es la parte de la mecánica que estudia el movimiento sin tener en cuenta las fuerzas. La dinámica es la parte de la mecánica que estudia el movimiento teniendo en cuenta las fuerzas.

El movimiento es el cambio de la posición con el tiempo. La posición es la distancia con respecto a un punto de referencia. El movimiento es relativo, siempre depende del punto de referencia o sistema de referencia que tomemos. La trayectoria es la línea que sigue el cuerpo en su movimiento.

La velocidad es el espacio recorrido por unidad de tiempo. La aceleración es el cambio de velocidad por unidad de tiempo. La velocidad puede ser instantánea o media. La aceleración puede ser instantánea o media. Instantáneo significa que se refiere a un tiempo determinado. Medio significa que se refiere a un intervalo de tiempo.

Los principales tipos de movimiento son:

MRU: movimiento rectilíneo uniforme.

MRUA: movimiento rectilíneo uniformemente acelerado.

MRUR: movimiento rectilíneo uniformemente retardado.

MCU: movimiento circular uniforme.

Movimiento	Trayectoria	Velocidad	Aceleración
MRU	Recta	Constante	0
MRUA	Recta	Aumenta	Constante
MRUR	Recta	Disminuye. Está frenando	Constante
MCU	Circunferencia	Constante	Constante

Un ejemplo de MRUA es la caída libre. Un ejemplo de MRUR es lanzar un objeto verticalmente hacia arriba.

El movimiento de todos los cuerpos en el universo sigue las tres leyes de Newton:

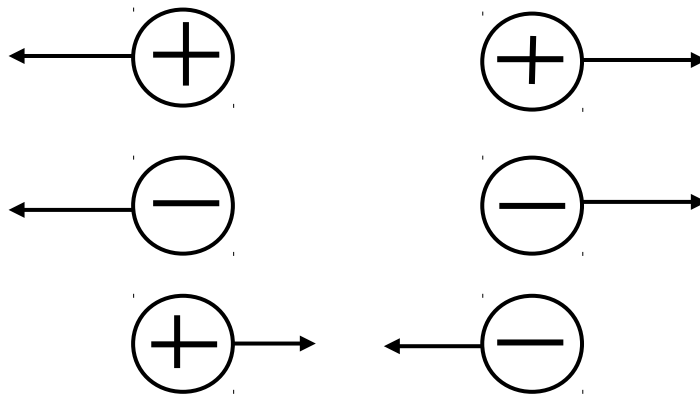
1ª ley o ley de la inercia) Todo cuerpo permanece en su estado de reposo o movimiento rectilíneo uniforme siempre que no se le aplique una fuerza resultante distinta de cero.

2ª ley o ley fundamental de la Dinámica) La aceleración es directamente proporcional a la fuerza e inversamente proporcional a la masa: $a = \frac{F}{m}$

3ª ley o ley de acción y reacción) Cuando sobre un cuerpo se aplica una fuerza (acción) el cuerpo devuelve al otro cuerpo la misma fuerza (reacción) con la misma intensidad y en sentido contrario.

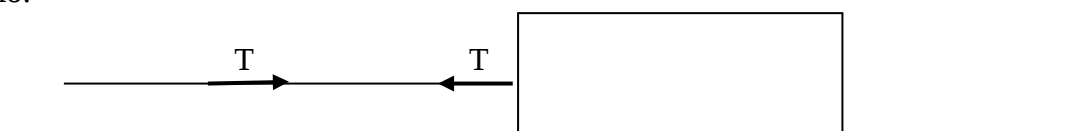
Tipos de fuerzas:

- La fuerza de la gravedad, F_G : es la fuerza con la que se atraen todos los cuerpos por tener masa.
- El peso, P : es la fuerza con la que un planeta atrae a cuerpos cercanos a su superficie. Es la misma que la fuerza de la gravedad, sólo que se utiliza solamente cuando el cuerpo está cerca de la superficie del planeta.
- La fuerza eléctrica, F_E : es la fuerza con la que se atraen o repelen dos cuerpos cargados.



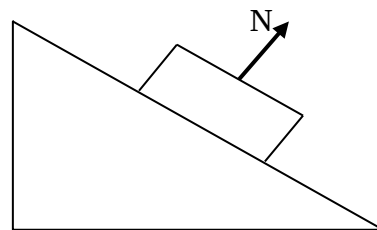
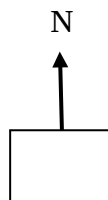
d) La tensión, T : es la fuerza que mantiene rectas las cuerdas. En los dos extremos de una cuerda hay siempre dos tensiones iguales, la una dirigida hacia la otra.

Ejemplo:



e) La normal, N : es la fuerza que ejerce una superficie sobre un cuerpo apoyado sobre ella. La normal es perpendicular a la superficie sobre la que está apoyada. Su sentido es siempre desde la superficie hacia el cuerpo.

Ejemplos:

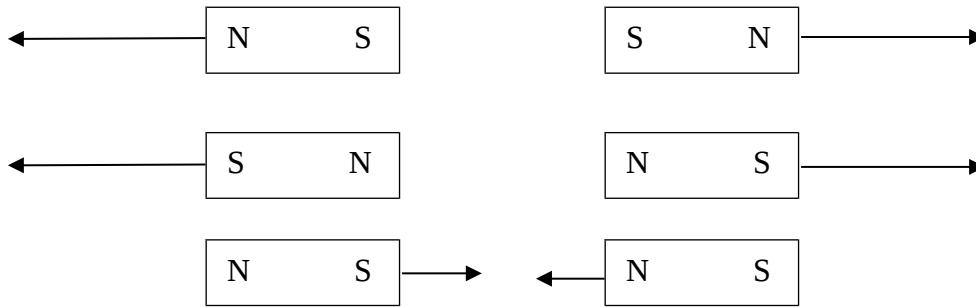


f) La fuerza de rozamiento, F_R : es una fuerza que se opone al movimiento. Es la consecuencia del roce de las rugosidades microscópicas de las superficies en contacto. Cuanto más pulida esté la superficie, menor será el rozamiento.

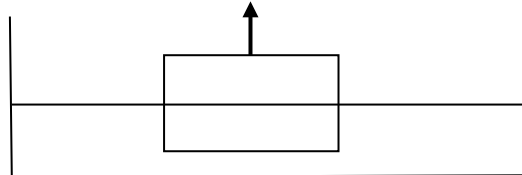
Sentido del movimiento



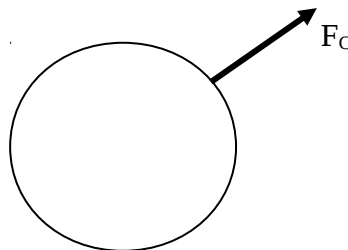
g) La fuerza electromagnética, F : es la fuerza con la que se atraen o repelen los imanes.



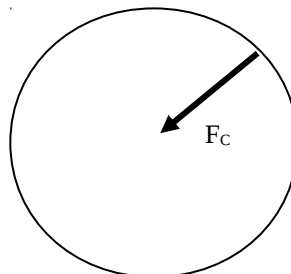
h) El empuje, E : es la fuerza de ascensión que experimentan todos los cuerpos que están total o parcialmente sumergidos en un fluido (líquido o gas). Es mucho mayor en los líquidos que en los gases.



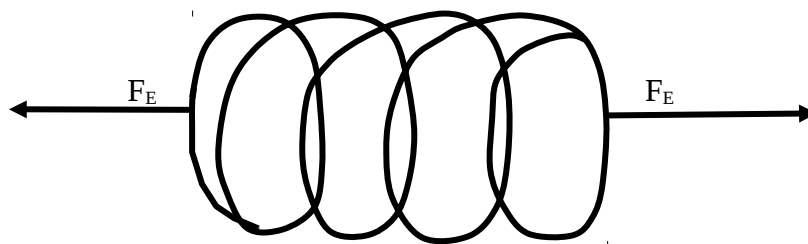
i) La fuerza centrífuga, F_C : no es una verdadera fuerza, por lo que no debe dibujarse nunca, ni tenerse en cuenta. Es la fuerza que parece empujar a un cuerpo hacia afuera cuando el cuerpo describe un movimiento circular.



j) La fuerza centrípeta, F_C : es aquella fuerza dirigida hacia el centro en un movimiento curvilíneo o en un movimiento circular. Es la responsable de que la trayectoria de un cuerpo sea curva.



k) La fuerza elástica, F_E : es la fuerza que aparece cuando un cuerpo elástico se comprime o se estira. Ejemplo: un muelle que se estira o se comprime.



Gráficas

Para el MRU:

Tipo de gráfica	Velocidad-tiempo	Posición-tiempo (Se aleja del origen)	Posición-tiempo (Se acerca al origen)
Gráfica	<p>A graph with velocity v on the vertical axis and time t on the horizontal axis. A horizontal line is drawn above the t-axis.</p>	<p>A graph with position s on the vertical axis and time t on the horizontal axis. A straight line starts from the origin and goes up and to the right.</p>	<p>A graph with position s on the vertical axis and time t on the horizontal axis. A straight line starts from a point on the s-axis and goes down and to the right.</p>

Para el MRUA y el MRUR:

Tipo de MRUV	$a - t$	$v - t$	$s - t$ (se aleja)	$s - t$ (se acerca)
MRUA	<p>A graph with acceleration a on the vertical axis and time t on the horizontal axis. A horizontal line is drawn above the t-axis.</p>	<p>A graph with velocity v on the vertical axis and time t on the horizontal axis. A straight line starts from the origin and goes up and to the right.</p>	<p>A graph with position s on the vertical axis and time t on the horizontal axis. A curve starts at the origin and curves upwards, becoming steeper as time increases.</p>	<p>A graph with position s on the vertical axis and time t on the horizontal axis. A curve starts at a high point on the s-axis and curves downwards, eventually meeting the t-axis.</p>
MRUR	<p>A graph with acceleration a on the vertical axis and time t on the horizontal axis. A horizontal line is drawn below the t-axis.</p>	<p>A graph with velocity v on the vertical axis and time t on the horizontal axis. A straight line starts from a point on the v-axis and goes down and to the right, meeting the t-axis.</p>	<p>A graph with position s on the vertical axis and time t on the horizontal axis. A curve starts at the origin and curves upwards, leveling off as time increases.</p>	<p>A graph with position s on the vertical axis and time t on the horizontal axis. A curve starts at a high point on the s-axis and curves downwards, leveling off as time increases.</p>

3. Formulario

* Para el MRU:

- Velocidad: $v = \frac{e}{t}$ (m/s)

- Espacio: $e = v \cdot t$ (m)

- Tiempo: $t = \frac{e}{v}$ (s)

* Para el MRUA y el MRUR:

$$a = \frac{v - v_0}{t - t_0} = \frac{\Delta v}{\Delta t} \quad (\text{m/s}^2)$$

4. Ejemplos y ejercicios

1) Dos coches salen al mismo tiempo desde dos ciudades separadas 50 km. El coche A sale de la izquierda a 80 km/h y el coche B sale desde la derecha a 60 km/h. Si van en sentidos contrarios y buscándose el uno al otro, determina dónde y cuándo se cruzarán.

2) Dos coches salen desde dos ciudades separadas 70 km. El coche A sale desde la izquierda a 50 km/h. El coche B sale a 40 km/h desde la derecha. Ambos se dirigen hacia la derecha. ¿Dónde y cuándo se cruzarán?

3) Un corredor corre a veces a 5 min/km y en otras carreras a 5 minutos y medio por kilómetro. Quiere saber cuál es su velocidad en km/h. Ayúdale.

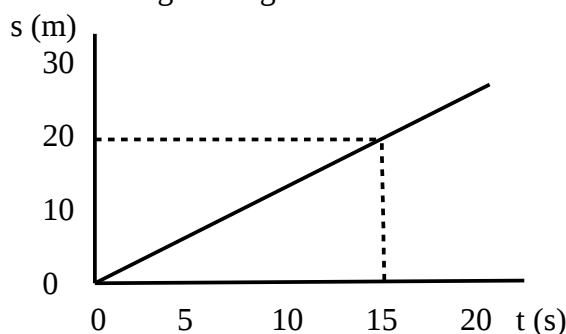
4) Un corredor A corre a 12 km/h y está a 80 m de la meta. Otro corredor B está a 10 m detrás del corredor A y corre a 13 km/h. ¿Quién ganará la carrera?

5) Para ir de Utrera a Sevilla, hacemos 10 km a 120 km/h y 20 km a 100 km/h. ¿Cuál es la velocidad media de todo el recorrido?

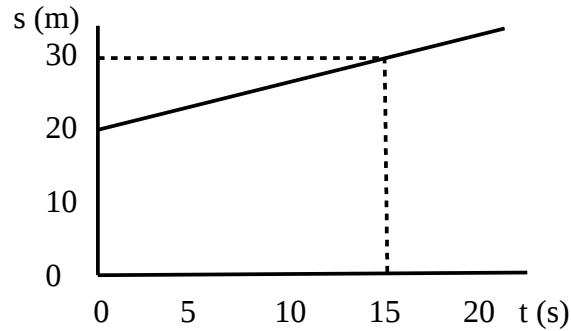
6) Subimos una cuesta en bicicleta a 10 km/h y la bajamos a 60 km/h. ¿Cuál es la velocidad media de todo el recorrido?

PROBLEMAS DE LAS FUERZAS Y EL MOVIMIENTO

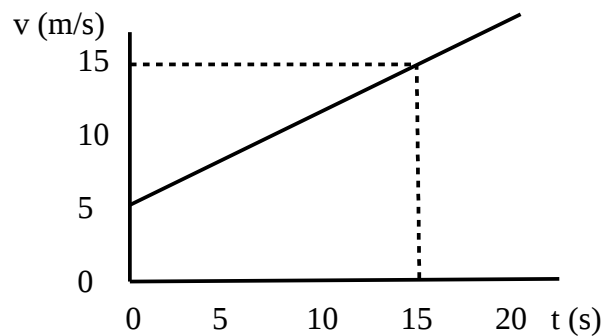
- 1) Un coche recorre 100 m en 2'5 s. Determina si ha sobrepasado los 120 km/h.
- 2) Un niño va a una panadería a 5 km/h, permanece allí dos minutos y después vuelve a 6 km/h. La panadería está a 200 m de su casa. a) Calcula el tiempo de ida y el tiempo de vuelta. b) Representa la gráfica posición-tiempo. c) Representa la gráfica v-t.
- 3) Averigua a qué distancia está una tormenta si oímos el trueno 3 s después de ver el rayo. Velocidad del sonido: 340 m/s.
- 4) Un tren viaja a 80 km/h y adquiere los 100 km/h en 12 s. Averigua la aceleración.
- 5) ¿Cuál de estas aceleraciones es mayor: 2 m/s^2 , 5000 km/h^2 , 300 cm/min^2 ?
- 6) Representa las gráficas s-t y v-t de un cuerpo que se tira hacia arriba.
- 7) La liebre y la tortuga se disputan una carrera de 2 km. La tortuga va a la velocidad constante de 30 cm/s. La liebre corre a 60 km/h durante 2 min, se echa una siesta de media hora y corre el resto del recorrido a 70 km/h. ¿Quién ganará?
- 8) Si la velocidad de la luz es de 300.00 km/s, averigua cuánto tarda un rayo de luz en viajar del Sol a la Tierra si la distancia entre ambos es de 150 millones de kilómetros.
- 9) Un atleta ha recorrido 100 m en 9'86 s. Calcula su velocidad en m/s, km/h y min/km.
- 10) Un automóvil viaja a 130 km/h. Calcula la distancia recorrida en 2 s y el tiempo necesario para recorrer 100 m.
- 11) La velocidad de un nadador es de 4 km/h, la de un peatón 6 km/h, la de un corredor 12 km/h y la de un ciclista 25 km/h. Calcula qué distancia recorren estas personas en un minuto.
- 12) Estamos nadando en alta mar y vemos una aleta de tiburón a 120 m de nosotros. Nadamos a 8 km/h hacia una boya situada a 40 m de nosotros y el tiburón nada hacia nosotros a 50 km/h. ¿Comerá hoy el tiburón?
- 13) Un avión da la vuelta al mundo a 1000 km/h. Si vuela a 10 km de altura siguiendo el ecuador terrestre y el radio de la Tierra es de 6370 km, ¿cuánto tardará en terminar su aventura? ¿Tardará más o menos que Willy Fog?
- 14) Calcula la velocidad de un móvil con la siguiente gráfica:



15) Calcula la velocidad de un móvil con la siguiente gráfica:



16) Calcula la aceleración de un móvil con esta gráfica:



17) Un coche va de Córdoba a Madrid a 80 km/h y otro de Sevilla a Madrid a 120 km/h. La distancia Madrid-Córdoba es de 395 km y la de Madrid-Sevilla es de 648 km. ¿Cuál llegará antes a Madrid?

18) Vamos corriendo por el campo a 5 min/km y sale corriendo detrás de nosotros un perro a 20 km/h. Si aumentamos a 7 min/km y hay un árbol a 100 m, ¿nos salvaremos? ¿Por qué dejan perros salvajes sueltos por el campo?

19) La prueba Iron Man consiste en 3'86 km nadando, 180 km en bicicleta y 42'2 km corriendo. Si la velocidad nadando es de 5 km/h, en bicicleta es 40 km/h y corriendo es de 5 min/km, averigua el tiempo total invertido y la velocidad media del recorrido. ¿Podrías tú hacer un Iron Man?

20) En los 101 km de Ronda, un atleta sale a las 11 de la mañana y va a 5 min/km. ¿A qué hora llegará a la meta?

TEMA 9: LA ELECTRICIDAD

Esquema

- 1) Introducción.
- 2) Electroestática.
- 3) Aparatos electrostáticos.
- 4) El magnetismo.
- 5) El electromagnetismo.
- 6) La corriente eléctrica.
- 7) Asociación de baterías y de resistencias.

1. Introducción

- La materia tiene naturaleza eléctrica, pues está formada por partículas elementales cargadas: el protón y el electrón.
- La mayoría de los cuerpos están neutros eléctricamente, es decir el número de protones iguala al número de electrones.
- Una carga eléctrica o carga es un átomo o cuerpo que ha ganado o que ha perdido electrones.
- Si ha ganado electrones, su carga es negativa. Si ha perdido electrones, su carga es positiva.
- Las cargas de igual signo se repelen y las de signos opuestos se atraen.
- La rama de la Física que estudia las cargas eléctricas se llama electricidad. A menudo, se estudia conjuntamente con el magnetismo y la disciplina recibe el nombre de electromagnetismo, porque los fenómenos eléctricos y los fenómenos magnéticos están muchas veces relacionados.
- La electricidad se divide en electrostática (estudio de las cargas en reposo) y la electrocinética (estudio de las cargas en movimiento dentro de conductores).
- Los cuerpos que conducen bien las cargas eléctricas se llaman conductores y los que no lo conducen bien, aislantes o dieléctricos.
- Los que conducen bien la electricidad, también conducen bien el calor. Los que conducen mal la electricidad, también conducen mal el calor.
- Ejemplos de conductores: metales y aleaciones. Ejemplos de aislantes: madera, corcho, plástico, poliespán, fibra de vidrio, aire, cerámica, vidrio.

2. Electroestática

- La electrización es la acción de electrizar o electrizarse, es decir, la de adquirir carga los cuerpos neutros.
- Hay tres procedimientos para electrizar un cuerpo: frotamiento, contacto e inducción.



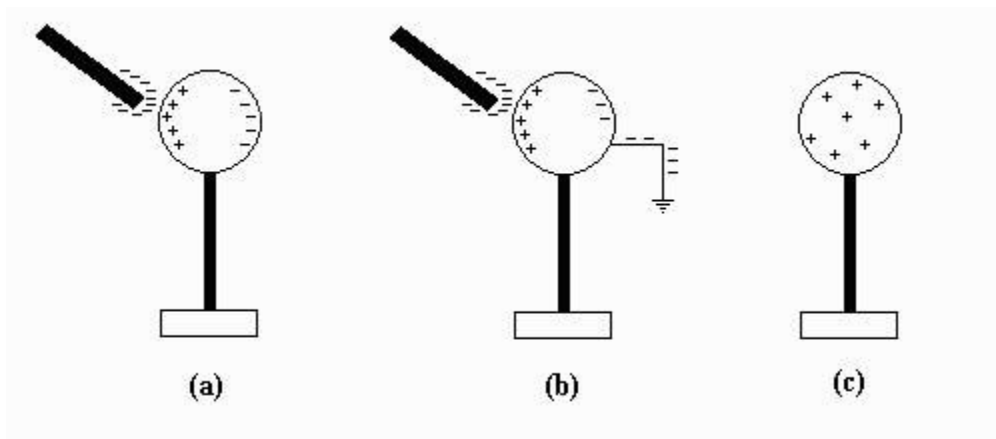
a) Frotamiento: al frotar un cuerpo contra otro, los electrones pasan desde el uno al otro. Uno adquiere carga positiva y el otro negativo. En la siguiente lista de materiales, cuanto más a la izquierda, más positivo y cuanto más a la derecha, más negativo:

+ vidrio / lana / cuero / plástico / seda -

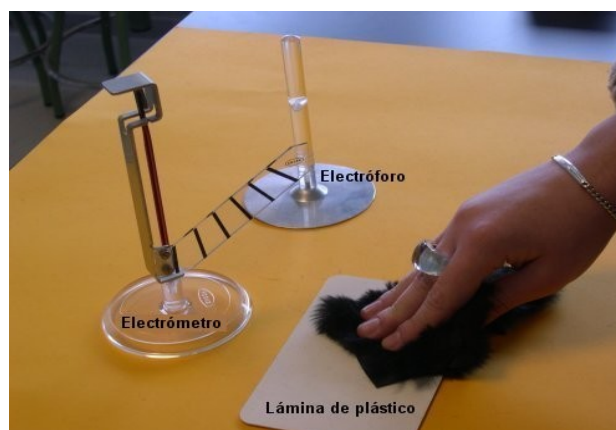
Ejercicio 1: indica qué carga adquirirán estos cuerpos al frotarse: a) Barra de vidrio y jersey de lana. b) Jersey de lana y barra de plástico. c) Trozo de plástico y seda.

b) Contacto: al poner en contacto un cuerpo cargado con otro neutro, los dos cuerpos se quedan cargados al final hasta que alcanzan el mismo potencial eléctrico. Si un cuerpo cargado se pone en contacto con el suelo (toma de tierra), el cuerpo se descarga totalmente.

c) Inducción: al acercar un cuerpo cargado a un cuerpo neutro, sin llegar a tocarlo, el cuerpo cargado hace que se distribuyan las cargas del cuerpo neutro. Si tocamos el otro lado del cuerpo neutro, las cargas de un signo desaparecerán y quedarán las del signo opuesto.



- Ejemplo: el electróforo se carga por inducción.



- Ejemplos de fenómenos explicados por electrización: la descarga que nos da una persona o un coche al tocarlos, la atracción de papelitos por parte de un globo frotado, las bolsas finas del supermercado se quedan pegadas, rayo, un relámpago, etc.

- La unidad de carga eléctrica es el culombio, C. Como el culombio es una unidad muy grande, se usa mucho el microculombio: $1 \mu\text{C} = 10^{-6} \text{ C}$.
- La fuerza con la que se atraen o se repelen dos cargas viene dada por la ley de Coulomb:

$$F = K \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$$

Ley de Coulomb

- siendo:
- F: fuerza de atracción o de repulsión (N).
 - K: constante electrostática = $9 \cdot 10^9 \frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2}$
 - Q_1, Q_2 : cargas (C).
 - r: distancia que las separa (m).

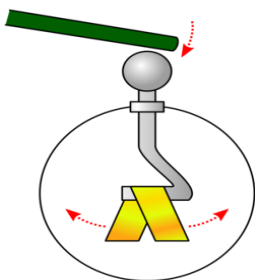
Ejemplo: averigua la fuerza con la que se atraen una carga de $+2 \mu\text{C}$ y $-3 \mu\text{C}$ separadas 40 cm.

$$F = K \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2} = 9 \cdot 10^9 \cdot \frac{2 \cdot 10^{-6} \cdot 3 \cdot 10^{-6}}{0,40^2} = 0,337 \text{ N}$$

Ejercicio 2: calcula la fuerza con la que se atraen el núcleo y el electrón del átomo de hidrógeno. Carga del electrón: $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$. Radio de giro del electrón: $0,529 \text{ \AA} \cdot 1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$.

3. Aparatos electrostáticos

- Algunos de ellos son:
 - a) Electrómetro: aparato que se utiliza para saber si un cuerpo está cargado.
 - b) Condensador: aparato que almacena gran cantidad de energía eléctrica y que se descarga instantáneamente.
 - c) Botella de Leyden: fue el primer condensador eléctrico. Está formado por una botella de vidrio, bolas de aluminio en el interior y una lámina de aluminio en el exterior.
 - d) Electrífoco: aparato para conseguir una carga elevada por inducción y, después, por contacto.
 - e) Generador de van der Graaf: aparato para conseguir elevados potenciales eléctricos.



Electroscopio



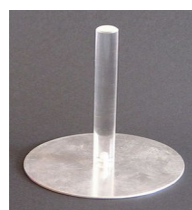
Electrómetro



Condensador



Botella de Leyden



Electrífoco



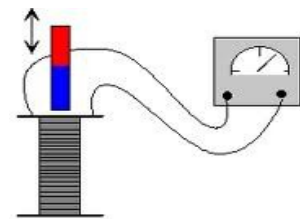
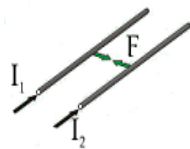
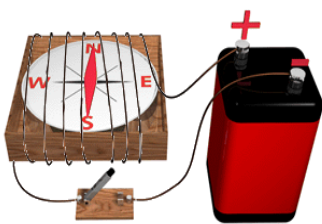
Generador de van der Graaf

4. El magnetismo

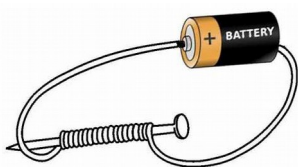
- Es la propiedad por la que los imanes atraen a ciertos metales: hierro, cobalto y níquel.
- Los imanes más corrientes están hechos de magnetita, ferrita o neodimio.
- Los polos magnéticos son las zonas en las que la fuerza del imán es máxima.
- Un imán tiene un polo norte, un polo sur y una zona neutra, donde la fuerza es nula.
- Si un imán se rompe, aparece un nuevo polo.
- Los polos del mismo tipo se repelen y los de distinto tipo se atraen.
- Los imanes pueden ser naturales o artificiales. También pueden ser temporales o permanentes.
- Si un objeto de hierro se frota con un imán, se convierte en un imán temporal.
- La Tierra tiene un campo magnético producido por el movimiento de rotación de materiales magnéticos en el núcleo terrestre.
- Las brújulas orientan su aguja imantada hacia el polo norte magnético.

5. El electromagnetismo

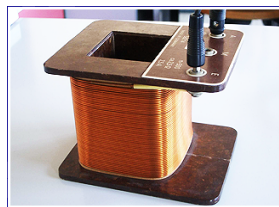
- El magnetismo está relacionado con la corriente eléctrica: una corriente eléctrica puede crear un campo magnético y un campo magnético puede crear una corriente eléctrica. Ejemplos:
 - a) Una corriente eléctrica cambia la orientación de una brújula.
 - b) Dos hilos conductores por los que circule electricidad se atraen o se repelen por el magnetismo.
 - c) Inducción electromagnética: un imán en movimiento puede producir corriente eléctrica. Este es el fundamento de las dinamos y los alternadores.



- Un electroimán es un imán conseguido al circular una corriente eléctrica alrededor de un material magnético como el hierro.
- Una bobina o solenoide es un dispositivo formado por un hilo de cobre enrollado con muchas vueltas alrededor de un carrete y con un hueco central. En ese hueco se introduce un núcleo de hierro.



Electroimán



Bobina



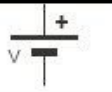



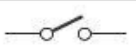

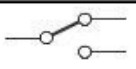



Alternador de coche



Dinamo de bici

6. La corriente eléctrica.

- La corriente eléctrica es el desplazamiento permanente y ordenado de cargas eléctricas.
- Existen dos tipos: la corriente continua y la corriente alterna.
- En la corriente continua, las cargas siempre se mueven en el mismo sentido. En la corriente alterna, las cargas cambian continuamente de sentido.
- La corriente continua es la de las pilas y baterías y la corriente alterna es la de los enchufes de pared.
- Para que una carga eléctrica se mueva de un punto a otro, tiene que haber una diferencia de potencial entre dos puntos. El generador (pila o batería) es el aparato que crea una diferencia de potencial (ddp) entre dos puntos de un circuito. De esta forma, se establece una corriente permanente.
- Los elementos de corriente de un circuito son:

Generador de c.c. (Batería o Pila)		Voltímetro	
Generador de c.a.		Amperímetro	
Interruptor		Motor	
Conmutador		Condensador	
Resistencia		Bombilla	

- El generador es el elemento de corriente encargado de crear una diferencia de potencial permanente en el circuito.
 - El voltímetro es el elemento de corriente que mide diferencias de potencial.
 - El amperímetro es el elemento de corriente que mide la intensidad de corriente.
 - La resistencia es el elemento de corriente que presenta una oposición al paso de la corriente.
- Las magnitudes eléctricas más importantes son:
 - Potencial: es el trabajo necesario para trasladar una carga positiva de un culombio desde un punto hasta otro.
 - Diferencia de potencial: resta entre los potenciales de dos puntos de un circuito.
 - Intensidad de corriente: carga eléctrica que atraviesa una sección del circuito por unidad de tiempo.
 - Resistencia: oposición que presenta cualquier elemento de corriente al paso de la corriente eléctrica.
 - Potencia: energía consumida por un elemento de corriente en la unidad de tiempo.
 - Las fórmulas de las magnitudes eléctricas son:

$$V = I \cdot R$$

Ley de Ohm

$$I = \frac{Q}{t}$$

Intensidad

$$R = \rho \cdot \frac{L}{S}$$

Resistencia

$$P = V \cdot I$$

Potencia

siendo: V: diferencia de potencial (voltios, V).
 I: intensidad (amperios, A).
 Q: carga (culombio, C).
 t: tiempo (s).
 R: resistencia (ohmios, Ω).
 ρ : resistividad eléctrica ($\Omega \cdot m$)
 L: longitud del conductor (m).
 S: superficie o área transversal del conductor (m^2).
 P: potencia (vatios, w).

- Observando las fórmulas, se cumple que:

$$1 \text{ V} = 1 \text{ A} \cdot 1 \Omega \quad ; \quad 1 \text{ A} = \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ s}} \quad ; \quad 1 \text{ w} = 1 \text{ V} \cdot 1 \text{ A}$$

Ejercicio 3: calcula la ddp en una resistencia de 6Ω por la que pasa una corriente de 3 mA.

Ejercicio 4: calcula la resistencia de un elemento de un circuito por el que pasan 20 mA y que tiene una ddp de 40 V.

Ejercicio 5: calcula la intensidad que atraviesa una resistencia de 60Ω si la ddp es de 220 V.

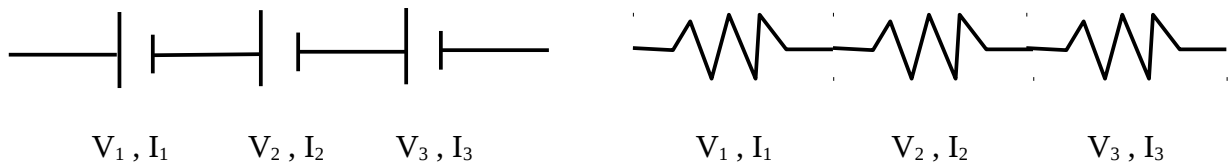
Ejercicio 6: calcula la carga que atraviesa un elemento de circuito en una hora si la intensidad es de 2 mA.

Ejercicio 7: calcula la resistencia eléctrica de un hilo de cobre de 10 metros de longitud y $2'5 \text{ mm}^2$ de sección si la resistividad del cobre es de $1'71 \cdot 10^{-8} \Omega \cdot m$

Ejercicio 8: calcula la potencia de una bombilla por la que circulan 220 V y una intensidad de 40 mA.

7. Asociación de baterías y de resistencias.

a) Asociación en serie:



- La resistencia equivalente es una resistencia con las mismas magnitudes eléctricas que la asociación de resistencias. También existe la batería equivalente.

- Para la resistencia equivalente o para la batería equivalente:

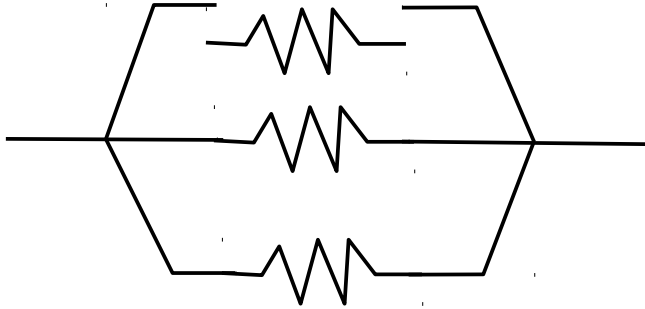
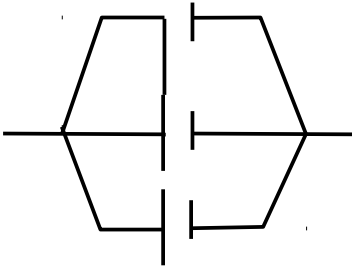
$$V = V_1 + V_2 + V_3$$

$$I = I_1 = I_2 = I_3$$

$$R_{eq} = R_1 + R_2 + R_3$$

Ejercicio 9: Tenemos tres pilas de 1'5 V cada una. Si la intensidad de la corriente es de 4 mA, calcula la ddp y la intensidad en cada pila

b) Asociación en paralelo:



- Para la resistencia equivalente o para la batería equivalente:

$$V = V_1 + V_2 + V_3$$

$$I = I_1 = I_2 = I_3$$

$$R_{eq} = R_1 + R_2 + R_3$$

Ejercicio 10: Tenemos tres resistencias de 20 Ω, 40 Ω y 30 Ω conectadas en paralelo. Calcula la resistencia equivalente, la ddp y la intensidad en cada resistencia.

PROBLEMAS DE ELECTRICIDAD

Problemas típicos

1) Calcula la fuerza con la que se repelen dos cargas de $+ 3 \mu\text{C}$ y $+ 4 \mu\text{C}$ separadas 40 cm.

$$K = 9 \cdot 10^9 \frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2}$$

2) Dos cargas iguales de $5 \mu\text{C}$ y de signos opuestos se atraen con una fuerza de 60 N. ¿A qué distancia se encuentran?

3) Dos cargas de $+ 3 \mu\text{C}$ y $- 7 \mu\text{C}$ se atraen con una fuerza de 150 N. ¿A qué distancia se encuentran?

4) Una estufa está aplicada a una diferencia de potencial de 250 V. Por ella circula una intensidad de corriente de 5 A. Determina la resistencia que tiene el conductor metálico que constituye la estufa.

5) Una bombilla es de 60 W y 220 V. Calcula la intensidad que puede circular por ella y su resistencia.

6) ¿Cuánto tiempo ha circulado una corriente, habiendo transportado 2050 culombios, si su intensidad es de 2 amperios?

7) ¿Qué intensidad pasará a través de un conductor de aluminio de 2 km de longitud y 1 mm^2 de sección, cuando se le aplique una d.d.p. de 50V? Resistividad del aluminio = $2'8 \cdot 10^{-8} \Omega \cdot \text{m}$

8) Tenemos tres resistencias de 2Ω , 4Ω y 6Ω asociadas en serie. Si les atraviesa una corriente total de 2 A, calcula la intensidad y la ddp en cada resistencia.

9) Tenemos tres resistencias de 4Ω , 5Ω y 8Ω asociadas en paralelo. Si les atraviesa una corriente total de 2 A, calcula la intensidad y la ddp en cada resistencia.

10) Por una resistencia de 40Ω circula una corriente de 220 V. Calcula la intensidad, la potencia y la energía disipada en media hora.

Problemas extra

11) Hallar el valor de la carga Q de una partícula tal que colocada a 1 m de otra, cuya carga es de $2 \cdot 10^{-8} \text{ C}$, la atrae con una fuerza de 2 N.

12) Calcula la distancia que separa dos partículas cargadas con 0'02 C cada una, sabiendo que la fuerza de interacción entre ambas es $9 \cdot 10^5 \text{ N}$.

13) Durante un tiempo de 1,5 h está pasando por la sección de un conductor 50000 C. Calcula la intensidad que circula por un circuito.

14) Por un conductor metálico al que se le aplica una d.d.f de 5 V pasan $3'5 \cdot 10^{23}$ electrones durante 0,5 h. ¿Cuál es la resistencia del conductor? Carga del electrón: $1'602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

- 15) Un conductor metálico tiene una sección de 10 mm^2 , una longitud de 4500 m y se opone al paso de la corriente eléctrica con una resistencia de 35Ω . Determinar la resistividad del conductor.
- 16) Tenemos tres resistencias de 1Ω , 2Ω y 3Ω asociadas en serie. Si les atraviesa una corriente total de $2,5 \text{ A}$, calcula la intensidad y la ddp en cada resistencia.
- 17) Tenemos tres resistencias de 4Ω , 6Ω y 10Ω asociadas en paralelo. Si les atraviesa una corriente total de 8 A , calcula la intensidad y la ddp en cada resistencia.
- 18) Calcula la resistencia eléctrica de un hilo conductor de cobre de $0,2 \text{ mm}$ de radio si la longitud del hilo es de 12 metros . Resistividad del cobre: $1,7 \cdot 10^{-8} \Omega \cdot \text{m}$
- 19) El $\text{mA} \cdot \text{h}$ es una unidad común de carga utilizada en las baterías. Usando factores de conversión, demuestra que: $1 \text{ mA} \cdot \text{h} = 3,6 \text{ C}$
- 20) Una pila recargable con una capacidad de carga de $600 \text{ mA} \cdot \text{h}$ alimenta un coche de juguete que consume $0,2 \text{ A}$. Teniendo en cuenta que la pila está totalmente cargada ¿Cuánto tiempo tardará en agotarse? Recuerda que $1 \text{ mA} \cdot \text{h} = 3,6 \text{ C}$.
- 21) Tenemos un motor de C.C. de 2 w de potencia, cuya resistencia del bobinado es de 6Ω . ¿Podremos alimentarlo con una tensión de 24 V ?
- 22) Calcula la energía consumida por una instalación si dispone de un motor que consume 20 A y se encuentra conectado durante 7 días a un generador de 12 V .
- 23) ¿Cuánto costará mantener encendida una lámpara eléctrica de $4,5 \text{ voltios}$ si es atravesada por una intensidad de $1,5 \text{ A}$ y está funcionando durante 365 días , 8 horas diarias, sabiendo que el $\text{KW} \cdot \text{h}$ vale $0,08 \text{ €}$?
- 24) Una bombilla de 100 W se mantiene encendida durante 4 h . Calcula la energía eléctrica que consume. Expresa el resultado en julios y en Kilowatios por hora. Si el precio del $\text{KW} \cdot \text{h}$ es de $0,25\text{€}$, ¿Cuál será el coste de dicho consumo?
- 25) Calcula la potencia disipada por una bombilla la cual esta alimentada por una pila de 6v y tiene una resistencia de 2Ω .
- 26) Tenemos tres resistencias de 4Ω , 3Ω y 8Ω conectadas en serie a cuatro pilas de 9 V cada una y 3 mA , también conectadas en serie. Calcula la intensidad en cada resistencia, la ddp en cada resistencia y la potencia disipada en cada resistencia.
- 27) Un motor está construido para trabajar con una corriente de $3,5\text{A}$ a una diferencia de potencial de 115V . Este motor se instala en una red en la que la tensión es de 125V . Calcular el valor de la resistencia que hay que montar en serie con el motor para conservar el valor previsto de la corriente.
- 28) Tenemos tres resistencias de 4Ω , 3Ω y 8Ω conectadas en serie a cuatro pilas de 9 V cada una y 3 mA , conectadas en paralelo. Calcula la intensidad en cada resistencia, la ddp en cada resistencia y la potencia disipada en cada resistencia.