

FÍSICA Y QUÍMICA

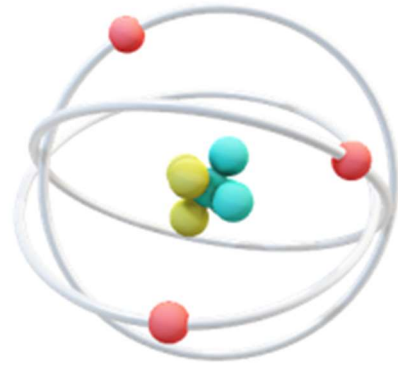
MÓDULO IV

(TEORÍA Y PROBLEMAS)

CONTENIDOS

1- METODOLOGÍA CIENTÍFICA

2- ÁTOMOS, MOLÉCULAS Y REDES



## 1. METODOLOGÍA CIENTÍFICA:

### 1.1 Método científico

Procedimiento que usan los científicos para estudiar los problemas y llegar a conclusiones ciertas. Pasos:

1. Observación: se analiza el fenómeno. Permite identificar los problemas.
2. Hipótesis: suposición sobre un hecho real. Es una consecuencia de la observación.  
Se tiene que comprobar mediante la experimentación.
3. Experimentación: consiste en probar –experimentar– para verificar la validez de las hipótesis planteadas o descartarlas, parcialmente o en su totalidad.
4. Ley: hipótesis que queda demostrada mediante la experimentación.
5. Teoría: explicación a una serie de hechos demostrados mediante leyes científicas.

Llevar a cabo una investigación mediante el método científico es importante ya que cualquier investigador puede repetirla siguiendo los mismos pasos y comprobar si son ciertos o no, las conclusiones a las que llegan tras realizar los experimentos.

### 1.2 Magnitudes y medida

**Magnitud**: propiedad que se puede medir

Ejercicio 1: Indica si son o no magnitudes: altura, belleza, edad, odio, bondad, amor, masa, velocidad

**Medir** una magnitud es compararla con una cantidad de su misma naturaleza que llamamos **unidad** para ver cuántas veces la contiene.

**Medida**: es el resultado de medir: cantidad + unidad. Ejemplo 100 m

Magnitudes fundamentales: son aquellas que se eligen arbitrariamente y que se toman como base de un sistema de unidades. Son siete: longitud, masa, tiempo, temperatura, intensidad de corriente, intensidad luminosa y cantidad de sustancia.

Magnitudes derivadas: son aquellas que se obtienen por combinación de magnitudes fundamentales. Ejemplo: km/h, kg/m<sup>3</sup>, ...El Sistema Internacional de unidades (SI)  
El SI de unidades está formado por las siete magnitudes fundamentales y sus unidades básicas.

### 1.3 El Sistema Internacional de unidades (SI)

El SI de unidades está formado por las siete magnitudes fundamentales y sus unidades básicas.

Magnitudes fundamentales	Unidad
Longitud	metro (m)
Masa	kilogramo (kg)
Tiempo	segundo (s)
Intensidad eléctrica	<u>amperio (A)</u>
Intensidad luminosa	<u>candela (cd)</u>
Temperatura	kelvin (K)
Cantidad de sustancia	mol (mol)

El resto son magnitudes derivadas: en la tabla adjunta se muestran algunos ejemplos de magnitudes derivadas

Magnitudes derivadas	
Magnitud	Unidad del SI
Superficie	m <sup>2</sup>
Volumen	m <sup>3</sup>
Densidad	kg/m <sup>3</sup>
Velocidad	m/s
Aceleración	m/s <sup>2</sup>
Fuerza	N (newton)
Energía	J (julio)

## 1.4 Cambio de unidades y factores de conversión. Notación científica

Para cambiar de una unidad a otra se utilizan los factores de conversión. Un factor de conversión es una fracción que tiene en su numerador y en su denominador la misma cantidad, pero expresada en distintas unidades.

Ejemplo: pasar 3200 m a km:

$$3200 \cancel{m} \cdot \frac{1 \cancel{km}}{1000 \cancel{m}} = 3,2 \text{ km}$$

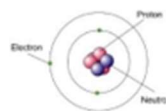
## Factor de conversión

Cuando el resultado de una operación es un número muy grande o muy pequeño, las matemáticas nos aportan una forma más sencilla de escribirlos: las potencias de diez.

La notación científica consiste en escribir las cantidades con una cifra entera, los decimales y una potencia de diez:  $a, bc... \cdot 10^x$ . Ejemplos:

Masa del electrón:

$$0,000000000000000000000000000091 \text{ kg} \longrightarrow 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$



Distancia del Sol a la Tierra: 150000000 km  $\longrightarrow$   $1,5 \cdot 10^8$  km



### 1.5 Unidades

**UNIDADES DE MASA:** la unidad en el Sistema internacional es el **kilogramo (Kg)**. La primera definición produce en 1889 por un prototipo internacional, el cual es un cilindro de platino e iridio que se conserva actualmente en la Oficina Internacional de Pesos y Medidas en París. En otras palabras, un kilogramo equivale el peso de este cilindro.

kg	hg	dag	g	dg	cg	mg
0,001 (10 <sup>-3</sup> )	0,01 (10 <sup>-2</sup> )	0,1 (10 <sup>-1</sup> )	1	10	100 (10 <sup>2</sup> )	1000 (10 <sup>3</sup> )
1	10	100 (10 <sup>2</sup> )	1000 (10 <sup>3</sup> )	10000 (10 <sup>4</sup> )	100000 (10 <sup>5</sup> )	1000000 (10 <sup>6</sup> )

Cada cambio lleva un factor de **10**

Utilización de factores de conversión:

**Ejemplo:** pasa 35 g a mg  $\Rightarrow 35 \text{ g} \cdot \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = \frac{35 \text{ g} \cdot 1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 35000 \text{ mg}$

**Ejemplo:** pasa 23500 g a kg  $\Rightarrow 23500 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = \frac{23500 \text{ g} \cdot 1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 23,5 \text{ Kg}$

Es conveniente poner un 1 a la unidad que sea mayor

### Ejercicio 1: Completa

kg	hg	dag	g	dg	cg	mg
			53			
2,5						
					180	
						6500

### Ejercicio 2: Cambia de unidades

125 g a kg =>

125 g a mg =>

25 cg a g =>

8530 mg a g =>

0,240 kg a g =>

140 dag a g =>

**UNIDADES DE LONGITUD, SUPERFICIE Y VOLUMEN:** en el sistema internacional la unidad de longitud es el metro, por lo tanto, cuando hablamos de superficie la unidad S.I es el m<sup>2</sup> y en el caso de volumen la unidad del sistema internacional será el m<sup>3</sup>.

LONGITUD:

km	hm	dam	m	dm	cm	mm
0,001 (10 <sup>-3</sup> )	0,01 (10 <sup>-2</sup> )	0,1 (10 <sup>-1</sup> )	1	10	100 (10 <sup>2</sup> )	1000 (10 <sup>3</sup> )
1	10	100 (10 <sup>2</sup> )	1000 (10 <sup>3</sup> )	10000 (10 <sup>4</sup> )	100000 (10 <sup>5</sup> )	1000000 (10 <sup>6</sup> )

SUPERFICIE:

km <sup>2</sup>	hm <sup>2</sup>	dam <sup>2</sup>	m <sup>2</sup>	dm <sup>2</sup>	cm <sup>2</sup>	mm <sup>2</sup>
0,001 (10 <sup>-3</sup> )	0,01 (10 <sup>-2</sup> )	0,1 (10 <sup>-1</sup> )	1	10	100 (10 <sup>2</sup> )	1000 (10 <sup>3</sup> )
1	10	100 (10 <sup>2</sup> )	1000 (10 <sup>3</sup> )	10000 (10 <sup>4</sup> )	100000 (10 <sup>5</sup> )	1000000 (10 <sup>6</sup> )

VOLUMEN:

m <sup>3</sup>	dm <sup>3</sup> (litro L)	cm <sup>3</sup> (mililitro mL)	mm <sup>3</sup>
1	1000 (10 <sup>3</sup> )	1000000 (10 <sup>6</sup> )	1000000000 (10 <sup>9</sup> )

Como las unidades están elevadas al cubo, cada cambio lleva un factor de **1000**

**Ejemplo:** pasa 35 dm<sup>3</sup> a m<sup>3</sup>  $\Rightarrow 35 \text{ dm}^3 \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ dm}^3} = \frac{35 \text{ dm} \cdot 1 \text{ m}^3}{1000 \text{ dm}^3} = 0,035 \text{ m}^3$

**Ejemplo:** pasa 0,25 dm<sup>3</sup> a cm<sup>3</sup>  $\Rightarrow 0,25 \text{ dm}^3 \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = \frac{0,25 \text{ dm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 250 \text{ cm}^3$

### Ejercicio 3: Completa el cuadro

m <sup>3</sup>	dm <sup>3</sup> (litro L)	cm <sup>3</sup> (mililitro mL)	mm <sup>3</sup>
	25		
0,02			
		1800	

### Ejercicio 4: Cambia de unidades

125 L a m<sup>3</sup>  $\Rightarrow$

2500 mL a L  $\Rightarrow$

25 cm<sup>3</sup> a L  $\Rightarrow$

8530 m<sup>3</sup> a L  $\Rightarrow$

0,240 m<sup>3</sup> a dm<sup>3</sup>  $\Rightarrow$

125300 mm<sup>3</sup> a L  $\Rightarrow$

### UNIDADES DE DENSIDAD:

La densidad es la relación entre la masa y el volumen. Las unidades en el sistema internacional es el  $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$ , aunque se utilizan mucho el  $\frac{\text{kg}}{\text{L}}$  y  $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

**Ejemplo:** Pasa 1500  $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$  a  $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$   $\Rightarrow 1500 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \cdot \frac{1000}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000000 \text{ cm}^3} = \frac{1500 \cdot 1000 \cdot 1}{1000000} = 1,5 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

### Ejercicio 5: Cambia de unidades

Pasa 900  $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$  a  $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

Pasa 8,5  $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$  a  $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$

Pasa 3  $\frac{\text{kg}}{\text{L}}$  a  $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

### UNIDADES DE TIEMPO:

La unidad en el S.I es el segundo

### UNIDADES DE VELOCIDAD:

La unidad en el S.I de unidades es el m/s, aunque en la vida diaria se utiliza mucho el km/h. Para pasar de una unidad a otra podemos utilizar factores de conversión.

Pasar 90 km/h a m/s  $\Rightarrow 90 \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} = \frac{90 \cdot 1000 \cdot 1}{1 \cdot 3600} = 25 \text{ m/s}$

Pasar 30 m/s a km/h =>  $30 \frac{\text{m}}{\text{s}} \cdot \frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = \frac{30 \cdot 1 \cdot 3600}{1000 \cdot 1} = 108 \text{ km/h}$

**Ejercicio 6: Realiza los siguientes cambios de unidades**

Pasa 50  $\frac{\text{km}}{\text{h}}$  a  $\frac{\text{m}}{\text{s}}$

Pasa 340  $\frac{\text{m}}{\text{s}}$  a  $\frac{\text{km}}{\text{h}}$

Pasa 200  $\frac{\text{cm}}{\text{s}}$  a  $\frac{\text{km}}{\text{h}}$

**OTRAS UNIDADES**

**Unidades de energía:** la unidad en el S.I es el Julio (J). Otras unidades muy utilizadas son las calorías (cal) o los kw·h (utilizada especialmente en electricidad)

**Unidades de potencia:** La unidad en el S.I es el watio (W). Tradicionalmente también se ha utilizado el caballo (c.v) aunque actualmente se utiliza caso exclusivamente en motores de combustión

**Unidades de Presión:** En el S.I la unidad es el Pascal (Pa). Tambien se utiliza con mucha frecuencia la atmósfera (atm) o los mm de Hg

**Unidades de Temperatura:** en el S.I la unidad es el grado kelvin aunque en el día a día, dependiendo del país se utilizan los grados Celsius (°C) o los grados fahrenheit (°F)



## 2. LOS ÁTOMOS, MOLÉCULAS Y REDES

Toda la materia que nos rodea está constituida por átomos. Los elementos de la tabla periódica son los que componen toda la materia que nos rodea y especialmente unos pocos de ellos.

1. Tabla periódica de los elementos

	Grupos																	
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H 1,01																	2 He 4,00
2	3 Li 6,94	4 Be 9,01											5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18
3	11 Na 22,99	12 Mg 24,31											13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,06	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95
4	19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sc 44,96	22 Ti 47,87	23 V 50,94	24 Cr 52,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,69	29 Cu 63,55	30 Zn 65,38	31 Ga 69,72	32 Ge 72,63	33 As 74,92	34 Se 78,97	35 Br 79,90	36 Kr 83,80
5	37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,91	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,95	43 Tc [97]	44 Ru 101,07	45 Rh 102,91	46 Pd 106,42	47 Ag 107,87	48 Cd 112,41	49 In 114,82	50 Sn 118,71	51 Sb 121,76	52 Te 127,60	53 I 126,90	54 Xe 131,29
6	55 Cs 132,91	56 Ba 137,33	57 La 138,91	72 Hf 178,49	73 Ta 180,95	74 W 183,84	75 Re 186,21	76 Os 190,23	77 Ir 192,22	78 Pt 195,08	79 Au 196,97	80 Hg 200,59	81 Tl 204,38	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98	84 Po [209]	85 At [210]	86 Rn [222]
7	87 Fr [223]	88 Ra [226]	89 Ac [227]	104 Rf [267]	105 Db [270]	106 Sg [271]	107 Bh [270]	108 Hs [277]	109 Mt [276]	110 Ds [281]	111 Rg [282]	112 Cn [285]	113 Nh [285]	114 Fl [289]	115 Mc [289]	116 Lv [293]	117 Ts [294]	118 Og [294]

57 La 138,91	58 Ce 140,12	59 Pr 140,91	60 Nd 144,24	61 Pm [145]	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,93	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93	68 Er 167,26	69 Tm 168,93	70 Yb 173,05	71 Lu 174,97
89 Ac [227]	90 Th 232,04	91 Pa 231,04	92 U 238,03	93 Np [237]	94 Pu [244]	95 Am [243]	96 Cm [247]	97 Bk [247]	98 Cf [251]	99 Es [252]	100 Fm [257]	101 Md [258]	102 No [259]	103 Lr [262]

1 H 1,01	26 Fe 55,85	5 B 10,81
----------------	-------------------	-----------------

NO METAL

METAL

SEMIMETAL

Nombre y símbolo de algunos elementos químicos frecuentes:

Aluminio	Al	Cromo	Cr	Oro	Au
Arsénico	As	Estaño	Sn	Oxígeno	O
Azufre	S	Flúor	F	Plata	Ag
Bario	Ba	Fósforo	P	Platino	Pt
Bismuto	Bi	Hidrógeno	H	Plomo	Pb
Bromo	Br	Hierro	Fe	Potasio	K
Calcio	Ca	Magnesio	Mg	Silicio	Si
Carbono	C	Manganeso	Mn	Sodio	Na
Cloro	Cl	Mercurio	Hg	Tungsteno	W
Cobalto	Co	Níquel	Ni	Yodo	I
Cobre	Cu	Nitrógeno	N	Zinc	Zn

## 2.1 CONSTITUCIÓN DE LOS ÁTOMOS

Los átomos están formados por tres partículas: protones (con carga positiva), neutrones (sin carga) y electrones (con carga negativa).

Las partículas están distribuidas de la siguiente forma:

- **Núcleo:** está la prácticamente toda la masa del átomo. Está formado por protones y neutrones. Es donde está prácticamente toda la masa del átomo.



Protón ( $p^+$ ). Carga positiva y gran masa

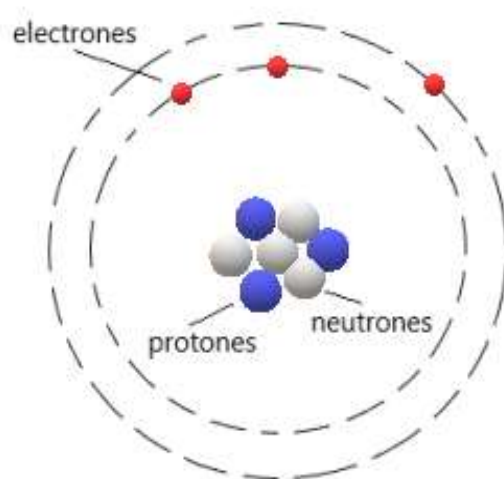


Neutrón ( $n$ ). Sin carga y gran masa

- **Corteza:** están los electrones a gran distancia girando alrededor del núcleo.



Electrón ( $e^-$ ) Carga negativa y muy poca masa



### Ejercicio 7.

Partícula	Carga	Masa (alta o baja)	Está en el núcleo	Está en la corteza
Protón				
Neutrón				
Electrón				

**Número atómico Z:** es el número de protones

**Número másico A:** es el número de protones + neutrones



Los átomos de **elementos distintos** se diferencian en que tiene distinto número de protones en el núcleo (distinto Z).

$^{12}_6\text{C}$  y  $^{16}_8\text{O}$  son átomos distintos porque el de Carbono tiene 6  $p^+$  y el de Oxígeno tiene 8  $p^+$

**Isótopos:** los átomos de un mismo elemento no siempre son iguales pudiendo cambiar el número de protones. En este caso se denominan isótopos.

$^{12}_6\text{C}$  y  $^{14}_6\text{C}$  son isótopos porque sólo se diferencian en el número de neutrones  
Si el átomo no tiene carga eléctrica el número de protones será igual al de electrones

#### Ejemplo 1:

$^{12}_6\text{C}$     6 protones (el número atómico), 6 neutrones ( $12 - 6 = 6$ ) y 6 electrones  
 $^{17}_8\text{O}$     8 protones (el número atómico), 9 neutrones ( $17 - 8 = 9$ ) y 8 electrones

**IONES:** átomos con carga eléctrica debido a que han ganado o perdido electrones

- **Aniones:** si han ganado electrones
- **Cationes:** si han perdido electrones

#### Ejemplo 2:

$^{17}_8\text{O}^{2-}$  El átomo de oxígeno tiene 8 protones y por lo tanto en principio 8 electrones, pero como nos indica que hay dos cargas negativas tendrá 10 electrones.

Número de protones: (Z) => 8 (cargas positivas)

Número de electrones:  $8 + 2 = 10$  (cargas negativas)

Número de neutrones: (Z-A) =>  $17 - 8 = 9$

$^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$  El átomo de aluminio tiene 13 protones y por lo tanto en principio 13 electrones, pero como nos indica que hay tres cargas positivas tendrá 10 electrones.

Número de protones: 13 (cargas positivas)

Número de electrones:  $13 - 3 = 10$  (cargas negativas)

Número de neutrones:  $27 - 13 = 14$  neutrones

(\* Si el átomo tiene cargas positivas se restan para obtener el número de electrones, si el átomo tiene cargas negativas se suman para obtener el número de electrones)

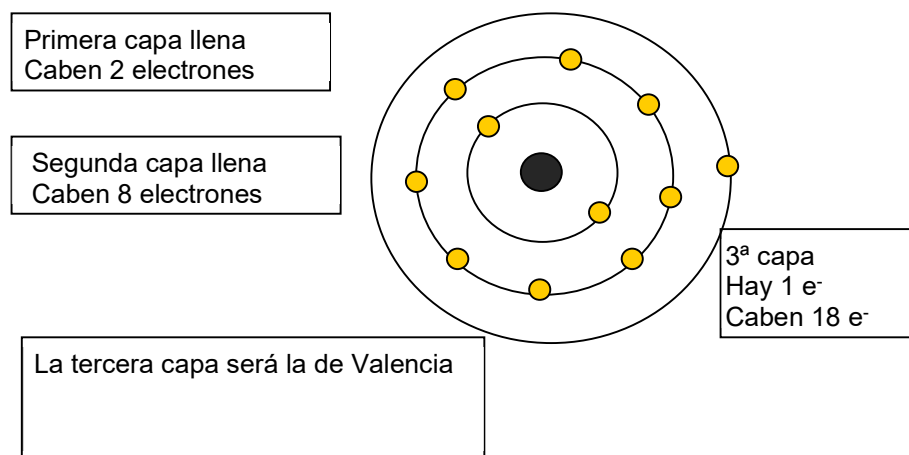
#### Ejercicio 8: completa el siguiente cuadro

Elemento	PROTONES	NEUTRONES	ELECTRONES	Indica si es un IÓN (si/no)
$^{16}_8\text{O}$				
O		16	8	
$\text{O}^{2-}$		17	10	
C	6	12		
C	6	14		
Mg	12	13		
$\text{Mg}^{2+}$	12	12		
$\text{Ca}^{2+}$		40	18	
Na	11	23		
Al		27	13	
He		2	2	
Cl	17	35		
$\text{Cl}^-$			18	
F	9	19		
Fe		56	26	
$\text{Fe}^{2+}$	26	56		
$\text{Fe}^{3+}$		56	23	

## 2.2 La configuración electrónica:

Los electrones del átomo se distribuyen en órbitas o capas alrededor del núcleo.

Para un átomo, la capa de valencia es la última donde hay algún electrón. Esta capa determina las propiedades de los átomos.



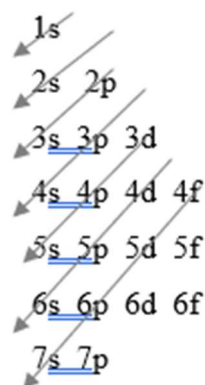
Los electrones se distribuyen en las capas ocupando los distintos niveles que en ellas existen.

Los niveles se van llenando por orden y hasta que un nivel no está lleno no se ocupa el siguiente

NIVELES	Nº Max
s	2
p	6
d	10
f	14

El orden de llenado de los niveles se obtiene a partir del diagrama de Möeller:

1s 2s2p 3s3p 4s 3d 4p .....



### Ejemplo 3:

Escribe la configuración electrónica:

$_{11}\text{Na } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  **Tiene 11 electrones y los tenemos que colocar en orden**

¿En qué fila y grupo estará? **Nos fijamos en el último nivel alcanzado  $3s^1$  por lo que estará en la fila 3 y grupo 1**

$_{8}\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$  **Tiene 8 electrones y los tenemos que colocar en orden**

¿En qué fila y grupo estará? **Nos fijamos en el último nivel alcanzado  $2s^2 2p^4$  por lo que estará en la fila 2 y grupo 6 (actualmente grupo 16)**

**Ejercicio 9:** Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos e indica a qué grupo y fila pertenecen:

${}_{16}\text{S}$

${}_{17}\text{Cl}$

${}_{20}\text{Ca}$

${}_{13}\text{Al}$

${}_{10}\text{Ne}$ .

### 2.3 Estabilidad de los elementos químicos:

Los átomos son más estables cuando tienen la última capa electrónica completa. Para lograrlo los átomos tienden a ganar, perder o incluso compartir electrones del último nivel

**Ejercicio 10:** indica si los elementos del ejercicio 9 tienden a ganar o perder electrones.

### Elementos metálicos y no metálicos:

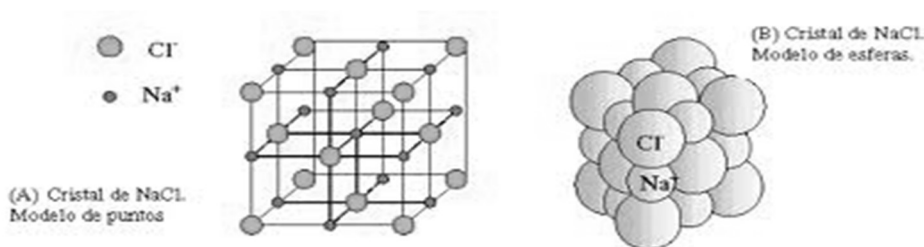
La gran mayoría de los átomos tienen carácter **metálico**. Estos elementos tienden a perder electrones formando cationes.

Los elementos **no metálicos** aparecen a la derecha de la tabla periódica y tienden a ganar electrones adquiriendo carga negativa.

Los **gases nobles** siempre tienen el último nivel lleno. Esto hace que no formen enlaces ni entre ellos ni con otros átomos.

### 2.4 Enlaces químicos

**ENLACE IÓNICO:** Están formados por un metal y un no metal (el metal es un catión con carga positiva y el no metal un anión con carga negativa)



**Ejercicio 11:** Escribe la configuración del  $_{11}\text{Na}$  y  $_{17}\text{Cl}$  y justifica el enlace que forman

**Ejercicio 12:** Escribe la configuración del  $_{12}\text{Mg}$  y del  $_{9}\text{F}$  y justifica el enlace que forman

**Ejercicio 13:** Justifica la configuración del  $_{13}\text{Al}$  y del  $_{8}\text{O}$  y justifica su enlace

### **PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS:**

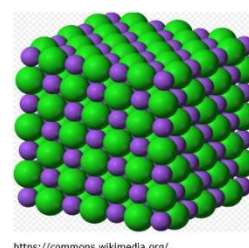
**Estructura:** Red cristalina => son rígidos y duros

**Estado:** a temperatura ambiente son sólidos con altos puntos de fusión

**Suelen ser solubles en agua** y al disolverse se rompen en iones positivos y negativos.

**En estado sólido no conducen la electricidad** ya que los iones están fuertemente unidos y no hay cargas libres que puedan circular.

**Fundidos o en disolución acuosa son buenos conductores de la corriente eléctrica** debido a la existencia de iones (átomos con carga) que se dirigen a los electrodos de polaridad contraria.



**ENLACE COVALENTE:** están formados por dos no metales que comparten electrones. En este caso los átomos no poseen cargas eléctricas.

**Ejercicio 14:** Escribe la configuración del oxígeno y justifica por qué aparece en la naturaleza como  $\text{O}_2$

**Ejercicio 15:** Escribe la configuración del oxígeno y la del hidrógeno y justifica el enlace del  $\text{H}_2\text{O}$

**Ejercicio 16:** Escribe la configuración del carbono y justifica el tipo de enlace que formará

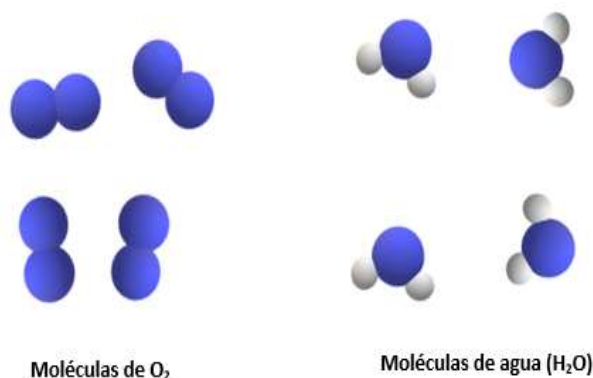
## Covalentes moleculares:

**Estructura:** Generalmente están formados por moléculas, las cuales pueden existir individualmente como unidades aisladas que interaccionan entre ellas

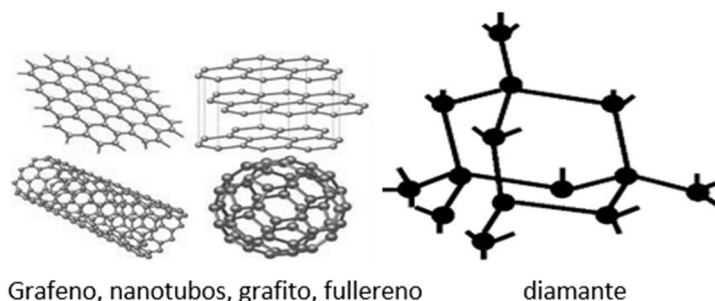
**Estado:** A temperatura ambiente suelen ser gases o líquidos. Si son sólidos presentarán puntos de fusión relativamente bajos ya que entre las moléculas existen unas fuerzas de atracción bastante débiles.

**Suelen ser poco solubles en agua.**

**Son malos conductores de la corriente eléctrica,** incluso disueltos o fundidos (no hay cargas libres).



**Redes covalentes:** diamante, grafito o sílice. Forman redes con puntos de fusión muy altos



## ENLACE METÁLICO

El enlace metálico es el que mantiene unidos los átomos de los metales.

Estructura: presentan redes metálicas lo que hace que sean dúctiles y maleables

Estado: suelen presentar puntos de fusión altos aunque hay varias excepciones

Presentan un brillo característico denominado brillo metálico

Son buenos conductores de la electricidad y el calor

**El enlace metálico podemos describirlo como una disposición muy ordenada y compacta de iones positivos del metal (red metálica) entre los cuales se distribuyen los electrones perdidos por cada átomo a modo de “nube electrónica”.** Es importante observar que los electrones pueden circular libremente entre los cationes, no están ligados (sujetos) a los núcleos y son compartidos por todos ellos. Esta nube electrónica hace de “colchón” entre las cargas positivas impidiendo que se repelan a la vez que mantienen unidos los átomos del metal.

