



# Ámbito científico tecnológico

Educación a distancia semipresencial

## Módulo 2

Unidad didáctica 6

## La materia (II)

# Índice

---

<b>1.</b>	<b>Introducción.....</b>	<b>3</b>
1.1	Descripción de la unidad didáctica .....	3
1.2	Conocimientos previos .....	3
1.3	Objetivos .....	4
<b>2.</b>	<b>Secuencia de contenidos y actividades .....</b>	<b>5</b>
2.1	Estructura atómica de la materia. Modelos atómicos.....	5
2.1.1	Primeras referencias al átomo: siglo V a. C.....	6
2.1.2	Modelo atómico de Dalton: principios del siglo XIX .....	6
2.1.3	Modelo atómico de Thomson: finales del siglo XIX.....	7
2.1.4	Modelo atómico de Rutherford: principios del siglo XX.....	8
2.1.5	Modificaciones al modelo de Rutherford: modelo atómico actual .....	10
2.2	Número atómico, número másico e isótopos .....	12
2.2.1	Número atómico (Z) y número másico (A) .....	12
2.2.2	Isótopos. Radioactividad .....	15
2.3	Masa atómica .....	19
2.4	Iones.....	21
2.5	Configuración electrónica .....	23
2.6	Sistema periódico de los elementos químicos .....	26
2.6.1	Sistema periódico actual .....	27
2.6.2	Gases nobles, metales, no metales y metaloides.....	30
2.7	Enlace químico .....	35
2.7.1	Enlace iónico.....	35
2.7.2	Enlace covalente.....	39
2.7.3	Enlace metálico .....	45
2.8	Fuerzas intermoleculares .....	47
<b>3.</b>	<b>Actividades finales .....</b>	<b>49</b>
3.1	Estructura atómica de la materia. Modelos atómicos.....	49
3.2	Número atómico, número másico e isótopos .....	50
3.3	Masa atómica, iones y configuración electrónica .....	51
3.4	Tabla periódica .....	53
3.5	Enlace químico .....	55
<b>4.</b>	<b>Solucionario.....</b>	<b>57</b>
4.1	Soluciones de las actividades propuestas.....	57
4.2	Soluciones de las actividades finales .....	63
<b>5.</b>	<b>Glosario.....</b>	<b>68</b>
<b>6.</b>	<b>Bibliografía y recursos .....</b>	<b>69</b>
<b>7.</b>	<b>Anexo. Licencia de recursos.....</b>	<b>71</b>

# 1. Introducción

---

## 1.1 Descripción de la unidad didáctica

Un modelo es una representación aproximada de la realidad que nos permite explicar las observaciones realizadas hasta ese instante sobre un fenómeno determinado; Incluso permite hacer predicciones sobre el comportamiento futuro de ese modelo para ser comprobadas y verificadas con nuevas observaciones. En el momento en el que se observan comportamientos que no pueden ser explicados, el modelo debe ser revisado, modificado o substituido por un nuevo modelo que, además de explicar los nuevos hechos, justifique los anteriores.

El estudio de la naturaleza de la materia fue desarrollándose a lo largo de los últimos veinticinco siglos, desde los filósofos griegos hasta los mejores científicos de la actualidad.

Conoceremos los diferentes modelos y eso nos va a permitir entender mejor la discontinuidad de la materia e introducirnos en el universo del átomo y de las partículas que lo forman.

De la misma manera que entendemos necesaria la organización de los libros en una biblioteca para facilitar su localización, el descubrimiento paulatino de los más de cien elementos químicos hizo necesaria la creación de una tabla periódica donde estos estuvieran ordenados. La relevancia de la tabla periódica estriba en el hecho de presentar los elementos conocidos de un modo que sean fácilmente comprensibles. Este orden puede ser de gran utilidad en la medida en que ofrece mucha información en lo que respecta a los constitutivos básicos de la materia.

Por último, esta unidad tratará de explicarnos las semejanzas y diferencias entre los distintos tipos de uniones existentes entre los átomos y las moléculas de las sustancias y cómo estos enlaces condicionan las propiedades, tanto físicas como químicas, de los compuestos formados.

## 1.2 Conocimientos previos

Para poder desarrollar esta unidad deberemos tener claros ciertos conceptos y habilidades adquiridas en bloques anteriores.

- Repase los contenidos acerca de la materia, de sus propiedades y los estados de agregación de la materia explicados con anterioridad.
- También resultará conveniente revisar las magnitudes, unidades, cambio de unidades y operaciones con potencias de base 10.

## 1.3 Objetivos

- Conocer los diferentes modelos atómicos existentes a lo largo de la historia.
- Reconocer que los modelos atómicos son instrumentos interpretativos de las distintas teorías y la necesidad de su utilización para la interpretación y comprensión de la estructura interna de la materia.
- Conocer las unidades de medida de masa para átomos y sus partículas constituyentes.
- Interpretar la ordenación de los elementos en la tabla periódica y reconocer los más relevantes a partir de sus símbolos.
- Relacionar las propiedades de un elemento con su posición en la tabla periódica y su configuración electrónica.
- Analizar la utilidad científica y tecnológica de los isótopos radioactivos.
- Interpretar los distintos tipos de enlace químico a partir de la configuración electrónica de los elementos implicados y su posición en la tabla periódica.
- Describir como se unen los átomos para formar estructuras más complejas y explicar las propiedades de las agrupaciones resultantes.
- Justificar las propiedades de una sustancia a partir de la naturaleza de su enlace químico.

## 2. Secuencia de contenidos y actividades

---

### 2.1 Estructura atómica de la materia. Modelos atómicos

#### Introducción

En la naturaleza existen muchas sustancias. Cada una de ellas posee unas propiedades características que la diferencian de las otras. En la unidad anterior estudiamos las diferentes propiedades de la materia y los posibles estados en los que podemos encontrarla. ¿Por qué los cuerpos tienen propiedades diferentes? ¿Por qué podemos encontrar una sustancia en uno u otro estado?

La **teoría cinético-molecular** establecía la posibilidad de que todas las sustancias estuviesen constituidas por *pequeñas partículas*, lo que explicaría, en base a la mayor o menor fuerza de atracción entre ellas, la existencia de los diferentes estados de la materia. Pero la existencia de estas pequeñas partículas supone admitir que la materia no es divisible indefinidamente, sino que existe un límite a esa división.

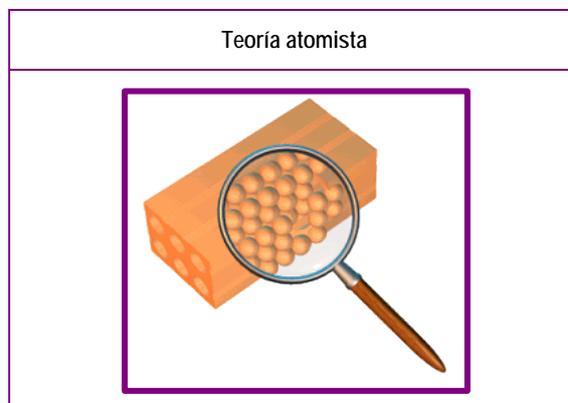
Si cogemos un trozo de papel y lo partimos por la mitad, tendremos dos mitades; si cogemos una de esas mitades y la volvemos a partir por la mitad y repetimos esta operación indefinidamente, ¿llegaría un momento en el que no podríamos seguir dividiendo? ¿Existiría una unidad mínima con las propiedades del papel?

En la actualidad, cientos, miles de trabajos científicos avalan la idea de que esas partículas que forman las diferentes sustancias están formadas por diminutas partículas indivisibles llamadas **átomos**. Ahora bien, ¿estas pequeñas partículas serán todas iguales? ¿Es posible dividir las en otras más pequeñas?

Desde hace más de 2500 años, hombres y mujeres trataron de dar repuestas a todas estas incógnitas. Es importante, por lo tanto, estudiar y entender la evolución histórica del átomo para posteriormente centrarnos en el modelo que está vigente en la actualidad y que nos hará comprender cómo es por dentro toda la materia que tenemos a nuestro alrededor.

### 2.1.1 Primeras referencias al átomo: siglo V a. C.

Las primeras referencias bibliográficas que podemos encontrar acerca del átomo nos trasladan a la Grecia del siglo V a. C. En ese momento, basándose únicamente en ideas y suposiciones sin ningún tipo de experimentación ni metodología científica, un conjunto de filósofos de la antigua Grecia, entre los que cabe destacar a **Leucipo y Demócrito**, supusieron que un trozo de materia, después de ser dividido muchas veces, llegaría a un límite, llegaríamos a tener una partícula muy pequeña con las propiedades de esa materia, pero que no se podría dividir más veces. Esta diminuta partícula indivisible recibió el nombre de **átomo** (*a = sin, tomon = corte*), es decir, sin corte o algo que no se puede dividir).



Sin embargo, **Aristóteles**, que gozaba de gran prestigio, recogiendo ideas propias y de otros filósofos estableció que todas las sustancias de la naturaleza estaban formadas por mezcla de cuatro elementos: **agua, aire, tierra y fuego**.

La gran reputación que poseía Aristóteles en aquellos momentos hizo que nadie cuestionase sus ideas y que los átomos fuesen olvidados durante

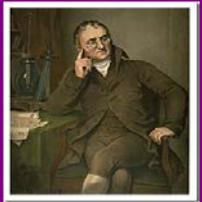
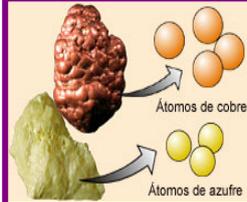
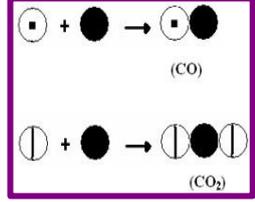
más de 2000 años.

### 2.1.2 Modelo atómico de Dalton: principios del siglo XIX

Durante muchos siglos no se pudo demostrar la existencia de los átomos, fue necesario llegar hasta principios del siglo XIX para que **John Dalton**, en el año 1808, publicase su teoría recuperando las antiguas ideas de Leucipo y Demócrito.

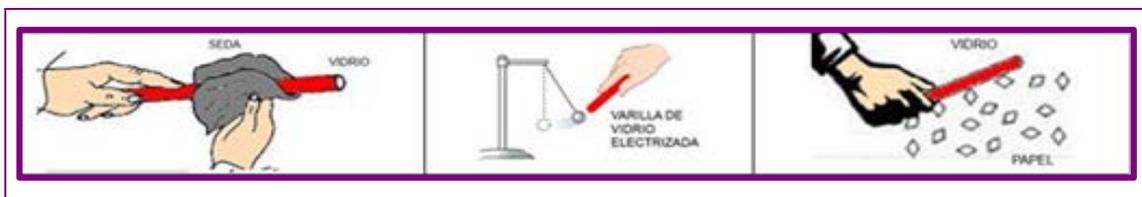
Las ideas de Dalton, a diferencia de las de los filósofos griegos, estaban fundamentadas en una serie de experiencias científicas y múltiples mediciones:

<b>Modelo atómico de Dalton</b>	<i>La materia está formada por minúsculas esferas compactas e indivisibles: los <b>átomos</b>.</i>
	<i>Los átomos de un mismo elemento químico son iguales entre sí (misma masa y mismas propiedades), pero diferentes a los átomos de los demás elementos.</i>
	<i>Los compuestos químicos se forman al unirse los átomos de dos o más elementos.</i>
	<i>En las reacciones químicas los átomos no se crean ni se transforman, solo cambian las uniones entre ellos.</i>

John Dalton (1766-1844)	2º postulado	Representación de elementos	Compuestos químicos															
		<table border="0"> <tr> <td>● Hidrógeno</td> <td>⊕ Azufre</td> <td>Ⓛ Plomo</td> </tr> <tr> <td>○ Nitrógeno</td> <td>Ⓜ Magnesio</td> <td>Ⓢ Plata</td> </tr> <tr> <td>● Carbono</td> <td>Ⓛ Hierro</td> <td>Ⓞ Oro</td> </tr> <tr> <td>○ Oxígeno</td> <td>Ⓩ Cinc</td> <td>Ⓜ Mercurio</td> </tr> <tr> <td>Ⓟ Fósforo</td> <td>ⓐ Cobre</td> <td>ⓐ Calcio</td> </tr> </table>	● Hidrógeno	⊕ Azufre	Ⓛ Plomo	○ Nitrógeno	Ⓜ Magnesio	Ⓢ Plata	● Carbono	Ⓛ Hierro	Ⓞ Oro	○ Oxígeno	Ⓩ Cinc	Ⓜ Mercurio	Ⓟ Fósforo	ⓐ Cobre	ⓐ Calcio	
● Hidrógeno	⊕ Azufre	Ⓛ Plomo																
○ Nitrógeno	Ⓜ Magnesio	Ⓢ Plata																
● Carbono	Ⓛ Hierro	Ⓞ Oro																
○ Oxígeno	Ⓩ Cinc	Ⓜ Mercurio																
Ⓟ Fósforo	ⓐ Cobre	ⓐ Calcio																

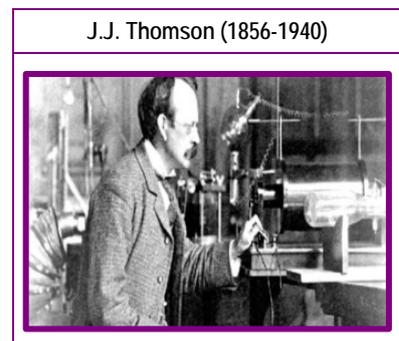
### 2.1.3 Modelo atómico de Thomson: finales del siglo XIX

La teoría de Dalton fue muy útil para explicar el comportamiento de las sustancias en las transformaciones químicas, pero los fenómenos de electrización (por rozamiento, por contacto, etc.) pusieron de manifiesto la naturaleza eléctrica de la materia.

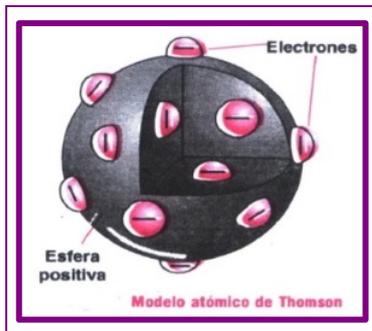


En 1897, el físico británico *J.J. Thomson*, mediante una serie de experimentos e investigaciones, demostró la existencia de partículas con carga eléctrica negativa de masa mucho menor que la masa del átomo e iguales en los átomos de todos los elementos: el **electrón**.

Pero si la materia es eléctricamente neutra (sin carga), los átomos también deben ser neutros. Por lo tanto, dentro del átomo también debe existir carga positiva que compense la carga negativa de los electrones.



Otra de las consecuencias del descubrimiento del electrón fue que el modelo de átomo indivisible, propuesto por Dalton, dejó de ser válido por existir en su interior estas partículas más pequeñas cargadas negativamente.

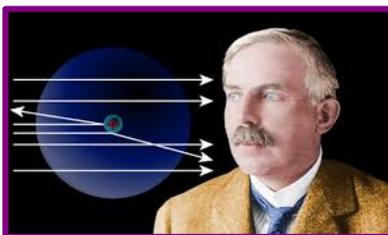


Thomson supuso que *el átomo debía ser una esfera maciza y homogénea, cargada positivamente, en la cual se encuentran incrustados los electrones*. De esta forma, la carga negativa de los electrones ( $q_e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ) estaría compensada con la carga positiva del resto del átomo, resultando un átomo neutro.

## 2.1.4 Modelo atómico de Rutherford: principios del siglo XX

El modelo atómico de Thomson tuvo una gran aceptación durante una década, pero los científicos de la época no cesaban en su estudio acerca de la estructura del átomo.

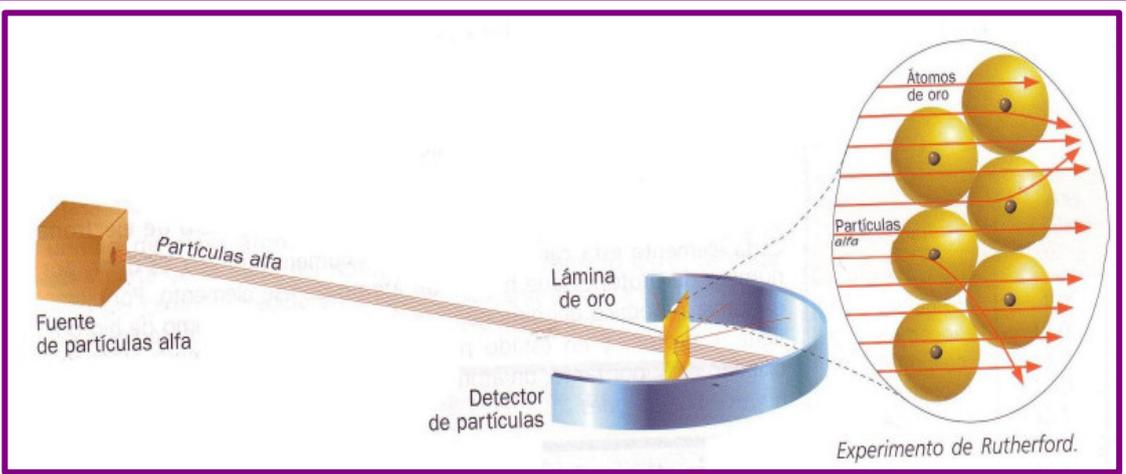
Ernest Rutherford (1871-1937)



En 1911, el físico y químico inglés Ernest Rutherford realizó un experimento que consistía en bombardear con partículas cargadas positivamente (partículas  $\alpha$ ) una lámina de oro muy fina.

Observó que la mayor parte de las partículas  $\alpha$  atravesaban la lámina de oro sin modificar su trayectoria, unas pocas atravesaban la lámina con una ligera desviación y, por último, una cantidad muy pequeña de las partículas  $\alpha$  rebotaban y volvían en sentido contrario.

Experimento de Rutherford (1911)



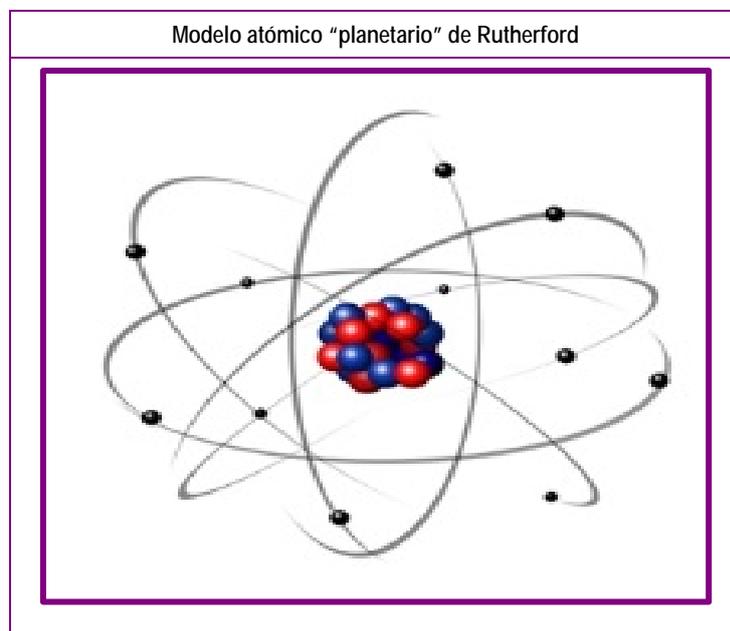
La interpretación que hizo Rutherford de los resultados del experimento realizado fue la siguiente:

- El átomo debe estar hueco en su mayor parte y, por eso, la mayoría de las partículas positivas lanzadas atraviesan la lámina sin ser desviadas.
- Algunas partículas se desviaban ligeramente al pasar cerca de una zona compacta, donde se concentraba toda la carga positiva y casi toda la masa, que denominó **núcleo**, y eran repelidas. Las partículas positivas que formaban el núcleo recibieron el nombre de **protones** ( $q_p = +1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ).
- Las pocas partículas que salían rebotadas eran aquellas que se dirigían directamente hacia a algún núcleo y eran repelidas, volviendo en sentido opuesto.

A partir de estos resultados, Rutherford propuso un nuevo modelo atómico conocido con el nombre de “modelo planetario”:

<b>Modelo atómico de Rutherford</b>	El átomo está formado por un núcleo muy pequeño y una corteza.
	En el núcleo está concentrada toda la carga positiva (protones) y la mayor parte de la masa del átomo.
	Fuera del núcleo, en la corteza, están los electrones girando a gran velocidad alrededor de este.

Pocos años después se descubrieron los **neutrones**, localizados en el núcleo, sin carga ( $q_n = 0 \text{ C}$ ) y con una masa casi igual a la del protón.

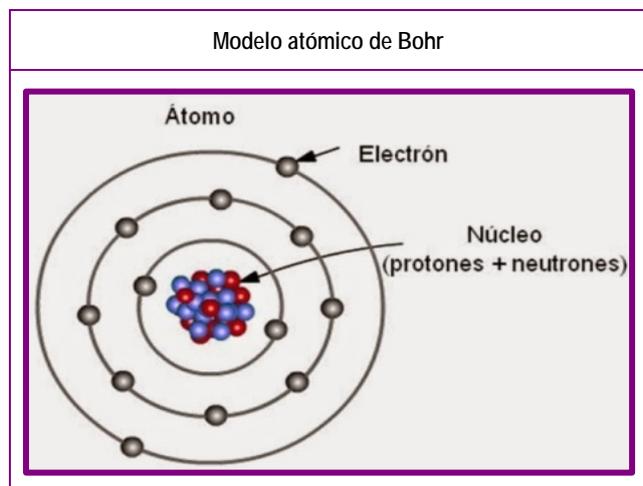


## 2.1.5 Modificaciones al modelo de Rutherford: modelo atómico actual

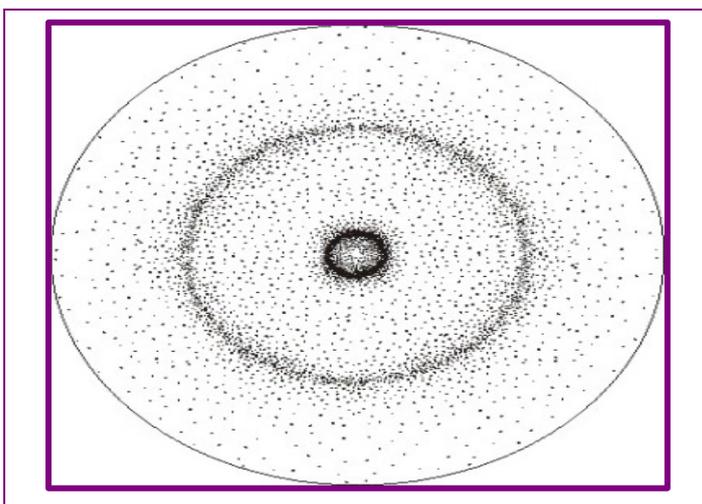
Nuevos experimentos científicos dieron lugar a que el físico danés **Niels Bohr** realizara, en el año 1913, modificaciones al modelo propuesto por Rutherford. Bohr supuso que los electrones, situados en la corteza, deberían estar girando en órbitas alrededor del núcleo solo en determinadas capas o niveles (no a cualquier distancia del núcleo). Además, indica que los electrones irán llenando cada una de las órbitas ocupando primero los niveles más próximos al núcleo y con un número máximo de electrones de  $2n^2$  en cada nivel, donde  $n$  representa el número de nivel 1, 2, 3, etc.

1.º nivel	2.º nivel	3.º nivel	4.º nivel
2 electrones	8 electrones	18 electrones	32 electrones

El modelo atómico actual fue desarrollado a lo largo del siglo XX, en él se describe un átomo compuesto por un núcleo, donde se encuentran los protones (con carga positiva) y neutrones (eléctricamente neutros), y una corteza, donde se localizan los electrones (con carga negativa y una masa 10 000 veces menor que la de los protones y



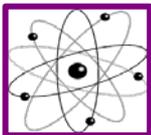
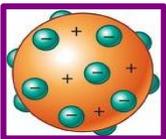
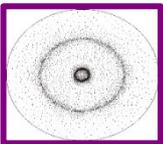
neutrones), pero donde no existen órbitas o niveles bien definidos, sino que existen regiones del espacio, denominadas orbitales (s, p, d y f), en las que es muy probable encontrar el electrón girando alrededor del núcleo.



Esta mayor probabilidad se indica en el dibujo con más o menos puntos, a mayor cantidad de puntos mayor será la probabilidad de encontrar allí el electrón.

## Actividades propuestas

- S1. Indique cuántos años han pasado desde que Leucipo y Demócrito enunciaron sus ideas acerca del átomo hasta nuestros días.
- S2. Relacione los diferentes dibujos con el nombre correcto del modelo atómico correspondiente, colocando la letra elegida en el lugar adecuado.

Letra	Dibujo	Letra	Modelo
A			Modelo de Rutherford
B			Modelo de orbitales
C			Modelo de Dalton
D			Modelo de Thomson

- S3. ¿En qué siglo se habló por primera vez de orbitales?
- S4. Ordene cronológicamente el descubrimiento de las partículas que forman los átomos.

Protón	Neutrón	Electrón

- S5. Según el modelo de Bohr, ¿cuántos electrones pueden colocarse en el 1.<sup>er</sup> nivel? ¿Y en el 2<sup>o</sup> nivel?

## 2.2 Número atómico, número másico e isótopos

Ahora que conocemos la estructura de los átomos, surge la duda de si los átomos de todos los elementos son iguales entre sí o si, por el contrario, podemos diferenciar unos elementos de otros atendiendo al tipo de átomo que tenga cada uno.

### 2.2.1 Número atómico (Z) y número másico (A)

#### Número atómico (Z)

Efectivamente, cada átomo tiene un “DNI” que lo identifica con un determinado elemento. La identidad de cada átomo viene dada por su número de protones, ya que este es fijo para todos los átomos de un mismo elemento.

*El **número de protones** de un átomo se denomina **número atómico** y lo representamos con la letra **Z**.*

Así, cuando decimos que el número atómico, Z, de un átomo de oxígeno es 8, estamos indicando que todos los átomos de oxígeno tienen 8 protones en su núcleo y, a la inversa, que si un átomo tiene 8 protones, entonces podemos asegurar que se trata de un átomo de oxígeno.

Además, se cumple que, en cualquier átomo neutro, el número de protones (carga positiva) coincide con el número de electrones (carga negativa).

El número atómico se representa con un subíndice colocado en la parte inferior izquierda del símbolo del elemento correspondiente, así, si los números atómicos del oxígeno, del sodio y del calcio son:  $Z = 8$ ,  $Z = 11$  y  $Z = 20$  respectivamente, los representaremos como:



Con esto estamos indicando que:

	Oxígeno (O)	Sodio (Na)	Calcio (Ca)
Número de protones	8	11	20
Número de electrones	8	11	20

## Número másico (A)

El número **de protones más neutrones** que tiene un átomo en el núcleo se denomina **número másico** y lo representamos con la letra **A**.

El número másico nos da idea de la masa de un átomo, ya que los protones y los neutrones tienen una masa mucho mayor que los electrones. Se representa con un superíndice colocado en la parte superior izquierda del símbolo del elemento correspondiente, así, si el número másico de un átomo de calcio es:  $A = 41$ , lo representaremos de la forma siguiente:



El número de neutrones “**N**” de un átomo lo podemos calcular mediante: **A – Z**.

Una vez definidos los conceptos de número atómico y número másico, ya podemos escribir toda la información referente al número de partículas que contiene un determinado átomo, acompañando su símbolo de A y Z. De esta forma, un determinado átomo de hierro que tiene en su núcleo 26 protones y 30 neutrones tendrá la siguiente representación:  ${}^{56}_{26}\text{Fe}$

Además, por ser un átomo neutro, el número de electrones (carga negativa) es igual al número de protones (carga positiva), por lo que, el átomo de nuestro ejemplo tiene 26 protones, 26 electrones y 30 neutrones.

## Actividad resuelta

Escriba los símbolos completos de los átomos neutros siguientes con la información que se da en cada caso:

Potasio (K); Z = 19; A = 40	${}^{40}_{19}\text{K}$
Fósforo (P); Z = 15; nº neutrones = 16	${}^{31}_{15}\text{P}$
Nitrógeno (N); nº protones = 7; A = 14	${}^{14}_7\text{N}$
Aluminio (Al); nº protones = 13; nº neutrones = 14	${}^{27}_{13}\text{Al}$

## Actividad resuelta

Complete la siguiente tabla:

	Nº de protones	Nº de neutrones	Nº de electrones	Nº atómico (Z)	Nº másico (A)
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	17	18	17	17	35
${}^{16}_8\text{O}$	8	8	8	8	16
${}^{17}_8\text{O}$	8	9	8	8	17
${}^{127}_{53}\text{I}$	53	74	53	53	127

## Actividades propuestas

S6. Complete la siguiente tabla con datos de átomos neutros:

Átomo	Z	Nº protones	Nº electrones	A	Nº neutrones
F	9				10
Co		27			28
Al	13			27	
Cl		17		36	
S			16		16
Na			11	23	

S7. Conocemos los siguientes datos de cuatro átomos A, B, C y D:

- El átomo A tiene 13 protones y 15 neutrones.
- El átomo B tiene 12 protones y 15 neutrones.
- El átomo C tiene 13 protones y 14 neutrones.
- El átomo D tiene 12 protones y 17 neutrones.

- a) ¿Qué átomos son del mismo elemento?
- b) ¿A y B son átomos iguales?
- c) ¿B y D son átomos del mismo elemento? ¿Son átomos iguales?

S8. Un átomo de carbono tiene 6 protones y 6 neutrones. Indique su número atómico y su número másico.

S9. Un átomo de cloro tiene 35 partículas en el núcleo de las que 18 son neutrones.

- d) A) ¿Cuántos electrones tiene en la corteza?
- e) b) ¿Cómo se reparten estos electrones en las diversas capas o niveles?

S10. ¿Cómo se reparten por niveles los 7 electrones de un átomo?

## 2.2.2 Isótopos. Radioactividad

### Los isótopos

Como ya sabemos, todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones, sin embargo, a comienzos del siglo XX se descubrió que no todos los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa, es decir, los átomos de un mismo elemento no son todos iguales. Dicho de otra forma, es posible encontrar en la naturaleza átomos de un mismo elemento (mismo número de protones) con diferente número másico.

*El número de protones es invariable para todos los átomos de un mismo elemento, mientras que el número de neutrones puede variar de unos a otros. Llamamos **isótopos** a los átomos de un mismo elemento que se **diferencian** en el número de neutrones.*

Reparemos en el siguiente ejemplo 1: *isótopos del carbono*  $\rightarrow$   $^{12}_6\text{C}$  ;  $^{13}_6\text{C}$  ;  $^{14}_6\text{C}$ .

Los tres átomos tienen el mismo número atómico ( $Z = 6$ ), lo que nos indica que los tres tienen 6 protones en su núcleo y que, por eso, son átomos del mismo elemento. Por otra parte, los tres átomos tienen diferente número másico (12, 13 y 14, respectivamente) o, lo que es lo mismo, tienen diferente número de neutrones.

Ejemplo 2: isótopos del hidrógeno		
$^1_1\text{H} \rightarrow$ Hidrógeno	$^2_1\text{H} \rightarrow$ Deuterio	$^3_1\text{H} \rightarrow$ Tritio
1 protón, 0 neutrones, 1 electrón	1 protón, 1 neutrón, 1 electrón	1 protón, 2 neutrones, 1 electrón

### Actividad resuelta

Los átomos  $^{234}_{92}\text{U}$ ,  $^{235}_{92}\text{U}$  e  $^{238}_{92}\text{U}$  son tres isótopos del uranio (U). Complete la siguiente tabla:

	Z	A	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones
$^{234}_{92}\text{U}$	92	234	92	142	92
$^{235}_{92}\text{U}$	92	235	92	143	92
$^{238}_{92}\text{U}$	92	238	92	146	92

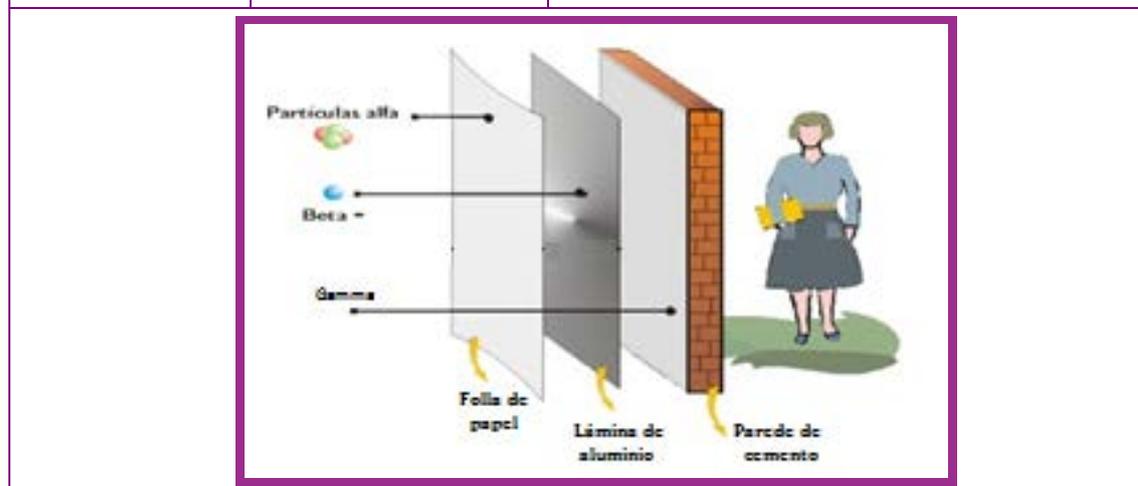
## Radioactividad

Hemos dicho en el apartado anterior que existen elementos formados por diferentes isótopos. Los núcleos atómicos de algunos isótopos son inestables y emiten *partículas radioactivas* de forma espontánea que salen directamente del núcleo de estos átomos. Al producirse la emisión de estas partículas, estos núcleos se transforman en núcleos de átomos de otros elementos más estables. Cuando un núcleo emite radiaciones se dice que se *desintegra*.

El fenómeno de la radioactividad fue descubierto a finales del siglo XIX y estudiado por científicos ilustres como Henri Becquerel, Marie Curie, Irene Curie, E. Fermi o Albert Einstein.

Existen tres tipos de partículas radioactivas o radiaciones:

Tipo de radiación	Composición	Características
Alfa ( $\alpha$ )	2 protones + 2 neutrones	De masa elevada. Recorren distancias pequeñas en el aire. Poco poder de penetración. Se pueden detener con una simple hoja de papel.
Beta ( $\beta$ )	1 electrón	Muy poca masa. Recorren centímetros en el aire. Mayor poder de penetración que las partículas $\alpha$ . Se detienen con una lámina de aluminio de poco espesor.
Gamma ( $\gamma$ )	Ondas electromagnéticas	Proceden del reajuste de las partículas que forman un núcleo excitado. Sin masa. Son capaces de recorrer cientos de metros en el aire. Alta capacidad de penetración. Se detienen con paredes de unos pocos centímetros de hormigón o plomo.



La emisión de partículas radioactivas puede producirse de forma natural o ser provocada artificialmente. Algunos materiales radioactivos tienen actividad durante miles de años, como el  $^{238}\text{U}$ , y otros, tan solo días.

## Aplicaciones de los isótopos radioactivos

Las radiaciones tienen aplicaciones en campos diversos:

- Restauración de obras de arte: irradiándolas, se consigue matar los parásitos.
- Eliminación de microorganismos en alimentos.
- En agricultura, se esterilizan insectos parásitos de las plantas.
- En medicina, para detectar y curar enfermedades mediante la aplicación de pequeñas cantidades de radiación controlada en zonas determinadas.
- Como fuente de energía, cuyo ejemplo más claro es el de las centrales nucleares, que generan energía eléctrica mediante la transformación de la energía obtenida en los reactores nucleares.

## Residuos radioactivos

El problema principal de las centrales nucleares es que los residuos que se generan son radioactivos y esa radioactividad puede durar miles de años. También se consideran residuos radioactivos todos los objetos que han estado en contacto con el material radioactivo y que se hayan contaminado.

Recogerlos, transportarlos y almacenarlos de forma correcta es un deber importantísimo. Algunos residuos de **baja actividad** se eliminan muy diluidos echándolos a la atmósfera o en las aguas, en concentraciones tan pequeñas que no son dañinas y la ley permite. Los índices de radiación que dan estos vertidos son menores que los que suelen dar muchas sustancias naturales o algunos objetos de uso cotidiano como la televisión.

Los residuos de **media o baja actividad** se introducen en contenedores especiales que se almacenan durante un tiempo en superficie hasta que son llevados a vertederos de seguridad.

Los almacenes definitivos para estos residuos son, en general, subterráneos, asegurando que no sufrirán filtraciones de agua que pudiesen arrastrar isótopos radioactivos fuera del vertedero.

Los residuos de **alta actividad** son los más difíciles de tratar. El volumen de combustible gastado que queda en las centrales de energía nuclear normales se puede reducir mucho si se vuelve a utilizar en plantas especiales. Esto se hace algunos casos, pero presenta la dificultad de que hay que transportar una sustancia muy peligrosa desde las centrales normales a las especiales.

Los residuos que quedan son introducidos en contenedores muy especiales capaces de resistir agentes muy corrosivos, el fuego, terremotos, grandes colisiones, etc. Estos **contenedores** se almacenarían en vertederos definitivos que deben estar contruidos a **gran profundidad**, en lugares muy estables geológicamente y bien refrigerados

Se están estudiando varios emplazamientos para este tipo de almacenes, pero en el mundo aún no existe ninguno, por lo que, de momento, la mayoría de los residuos de alta actividad se almacenan en lugares provisionales o en las piscinas de la propia central.

### Actividades propuestas

S11. ¿Ha prevenido Dalton en su teoría la existencia de isótopos?

S12. ¿Qué partículas atómicas aportan casi la totalidad de la masa de un átomo?

S13. Complete la siguiente frase:

*“Dos átomos son isótopos si tienen igual número ..... y diferente número .....  
Por lo tanto, tienen el mismo número de ..... y diferente número de .....”*

S14. Indique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

Afirmación	V/F
▪ Todos los átomos de un elemento químico tienen el mismo número de protones.	
▪ Todos los átomos de un elemento químico tienen el mismo número de neutrones.	
▪ El número másico y el número atómico son siempre números naturales.	
▪ Dos átomos distintos pueden ser átomos del mismo elemento.	

S15. ¿Puede un átomo de  $Z = 17$  tener como isótopo otro átomo que tenga  $Z = 18$ ? Justifique su respuesta.

S16. Complete la siguiente tabla:

Isótopo	Elemento	Z	A	Nº protones	Nº electrones	Nº neutrones
$^{12}_6C$						
$^{13}_6C$						
$^{16}_8O$						
$^{18}_8O$						
$^{25}_{12}Mg$						
$^{26}_{12}Mg$						
$^{235}_{92}U$						
$^{238}_{92}U$						

## 2.3 Masa atómica

Dado que la masa indica la cantidad de materia que tiene un cuerpo, llamamos **masa atómica** a la masa que posee un determinado átomo. Como ya sabemos, todos los átomos de un mismo elemento poseen el mismo número de protones, pudiendo variar el número de neutrones. Por lo tanto, es conveniente distinguir los átomos no solo por el número atómico y másico, sino también por su masa.

La mayor parte de la masa de un átomo se encuentra localizada en su núcleo, ya que la masa de los electrones es muy pequeña comparada con la de los protones y neutrones. Cuanto mayor sea el número másico ( $A$ ) de un átomo, mayor será su masa. El primer problema con el que nos encontramos es el de escoger la unidad de medida de las masas de los átomos, pues el kilogramo (unidad de masa en el SI) es una unidad demasiado grande y, por lo tanto, muy incómoda, porque las masas de los átomos son pequeñísimas. Veamos los siguientes ejemplos:

Átomo	Masa de 1 átomo (kg)
${}^{19}_9F$	$3,18 \cdot 10^{-26}$ kg
${}^{238}_{92}U$	$3,95 \cdot 10^{-25}$ kg

Masas de las partículas elementales de un átomo			
	Protón	Neutrón	Electrón
Masa (kg)	$1,673 \cdot 10^{-27}$ kg	$1,675 \cdot 10^{-27}$ kg	$9,11 \cdot 10^{-31}$ kg

Para evitar trabajar con números tan pequeños, se escoge una unidad del orden de la masa de los átomos. La unidad elegida es la **unidad de masa atómica (u o uma)**, que es la doceava parte de la masa del isótopo  ${}^{12}_6C$ . La equivalencia de la uma con el kilogramo viene dada por:

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Por lo tanto, para convertir la masa de un átomo en uma, dividiremos la masa (en kg) entre el valor  $1,66 \cdot 10^{-27}$ .

De esta forma, al utilizar esta unidad de medida tendremos valores de masa de átomos mucho más pequeñas y manejables. Veamos las masas de los átomos de los ejemplos anteriores expresadas, ahora, en unidades de masa atómica:

Átomo	Masa de 1 átomo (uma)
${}^{19}_9F$	18,9984 u
${}^{238}_{92}U$	238,03 u

Masas de las partículas elementales de un átomo (uma)			
	Protón	Neutrón	Electrón
Masa	1,00728 u	1,00867 u	0,00055 u

### Actividad resuelta

Calcule la masa atómica aproximada, primero en uma y posteriormente en kg, de un átomo que tiene 9 protones y 10 neutrones.

La masa del átomo será la suma de la masa de los protones y neutrones presentes en su núcleo, pues la masa de los electrones es muchísimo más pequeña y podemos despreciarla, por lo tanto:

$$\text{Masa atómica} = 9 \cdot (1,00728) + 10 \cdot (1,00867) = 19,15222 \text{ u}$$

Para convertir la masa de este átomo en kg utilizaremos el factor de conversión:

$$\text{Masa atómica (kg)} = 19,15222 \text{ u} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1 \text{ u}} = 3,179 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

### Actividad resuelta

Calcule la masa atómica aproximada, expresada en uma, de un átomo de helio ( ${}^4_2\text{He}$ ).

El número atómico de este átomo es  $Z = 2$ , lo que nos indica que en su núcleo hay 2 protones. Además, su número másico es 4, que nos informa que tiene 2 neutrones.

La masa del átomo será la suma de la masa de los 2 protones y los 2 neutrones presentes en su núcleo:

$$\text{Masa atómica} = 2 \cdot (1,00728) + 2 \cdot (1,00867) = 2,01456 \text{ u} + 2,01734 \text{ u} = 4,0319 \text{ u}$$

Como se puede comprobar, el número másico da una masa aproximada de los átomos en uma.

### Actividades propuestas

S17. Calcule la masa de un átomo de hierro,  ${}^{56}_{26}\text{Fe}$ . Expréselo en u.

S18. Calcule la masa atómica, en kg, del átomo de carbono,  ${}^{12}_6\text{C}$ .

S19. Calcule la masa, en kg y en u, de 1 millón de átomos de cloro,  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ .

## 2.4 Iones

Los átomos en estado normal son eléctricamente neutros, es decir, tienen el mismo número de protones (carga positiva) que de electrones (carga negativa). No obstante, en determinadas circunstancias algunos átomos pueden perder o ganar electrones para conseguir ser más estables.

**Un ion es un átomo que ha perdido o ganado uno o más electrones.**

Así, cuando un átomo neutro gana o adquiere uno o más electrones, se convierte en un átomo con carga negativa o **anión**. Para representar un anión utilizaremos un signo negativo, colocado en la parte superior derecha del símbolo de dicho átomo, acompañado de un número que nos indicará el número de electrones que ha adquirido.

Elemento neutro	Nº electrones ganados	Anión formado	Carga neta del anión
${}^{19}_9F$	1 electrón ganado	${}^{19}_9F^{-}$	(-1)
${}^{16}_8O$	2 electrones ganados	${}^{16}_8O^{-2}$	(-2)
${}^{14}_7N$	3 electrones ganados	${}^{14}_7N^{-3}$	(-3)

Cuando un átomo neutro pierde uno o más electrones, se convierte en un átomo con más protones que electrones, por lo que tendrá carga positiva y lo denominamos **catión**. Para representar un catión utilizaremos un signo positivo, colocado en la parte superior derecha del símbolo de dicho átomo, acompañado de un número que nos indicará el número de electrones que ha perdido.

Elemento neutro	Nº electrones perdidos	Catión formado	Carga neta del catión
${}^{23}_{11}Na$	1 electrón perdido	${}^{23}_{11}Na^{+}$	(+1)
${}^{40}_{20}Ca$	2 electrones perdidos	${}^{40}_{20}Ca^{+2}$	(+2)
${}^{27}_{13}Al$	3 electrones perdidos	${}^{27}_{13}Al^{+3}$	(+3)

### Actividad resuelta

Represente un átomo de oxígeno neutro constituido por 8 protones, 8 neutrones y 8 electrones. Posteriormente represente el ion negativo en el que se convierte al “captar” 2 electrones.



## Actividades propuestas

S20. Complete la siguiente tabla:

Átomo	Nº protones	Nº electrones	Nº neutrones	Carga neta
${}^{14}_7\text{N}^{-3}$				
${}^{39}_{19}\text{K}$				
${}^{35}_{17}\text{Cl}^{-1}$				
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{+2}$				

S21. Complete la siguiente tabla:

Elemento	Nº protones	Nº electrones	Nº neutrones	Átomo
Sodio (Na)	11	10	12	${}^{23}_{11}\text{Na}^{+1}$
Sodio (Na)	11	11	12	
Calcio (Ca)	20	20	20	
Calcio (Ca)	20	18	20	
Yodo (I)	53	54	74	
Yodo (I)	53	53	73	

S22. Diga si es un ion y, en caso afirmativo, cuantos electrones ha ganado o perdido.

Átomo	Elemento	Ion (sí/no)	Ha ganado electrones	Ha perdido electrones	Carga neta
${}^{14}_7\text{N}^{-3}$	<i>Nitrógeno</i>	<i>Sí</i>	<i>Sí (3)</i>	<i>---</i>	<i>-3</i>
${}^{39}_{19}\text{K}$	<i>Potasio</i>	<i>No</i>	<i>No</i>	<i>No</i>	<i>0</i>
${}^{35}_{17}\text{Cl}^{-1}$					
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{+2}$					
${}^{40}_{20}\text{Ca}$					
${}^{133}_{55}\text{Cs}^{+1}$					
${}^{56}_{28}\text{Fe}^{+2}$					

## 2.5 Configuración electrónica

Sabemos que los átomos tienen un núcleo donde se encuentran agrupados los protones y los neutrones, también sabemos que los electrones están girando alrededor del núcleo en diferentes niveles o capas y que el número máximo de electrones que puede haber en un nivel es  $2n^2$ , siendo  $n$  el número del nivel, es decir:

Nivel	Nº electrones máximos que puede haber
1. <sup>er</sup>	$2 \cdot (1)^2 = 2$ electrones
2. <sup>o</sup>	$2 \cdot (2)^2 = 8$ electrones
3. <sup>er</sup>	$2 \cdot (3)^2 = 18$ electrones
4. <sup>o</sup>	$2 \cdot (4)^2 = 32$ electrones

Cada nivel se divide, a su vez, en subniveles de energía llamados **orbitales** de la siguiente manera:

- 1.<sup>er</sup> nivel:

Tiene un único subnivel (orbital **s**) donde caben un máximo de 2 electrones. Por lo tanto, en este 1.<sup>er</sup> nivel habrá un máximo de **2 electrones**.

- 2.<sup>o</sup> nivel:

Tiene dos subniveles (orbital **s** y orbital **p**). En el orbital **s** se introducirán 2 electrones y en el orbital **p** caben hasta 6 electrones. En este 2.<sup>o</sup> nivel caben como máximo **8 electrones**.

- 3.<sup>er</sup> nivel:

Tiene tres subniveles (orbital **s**, orbital **p** y orbital **d**). En el orbital **s** se introducirán 2 electrones, en el orbital **p** se colocarán 6 electrones y en el orbital **d** caben 10 electrones. Este 3.<sup>er</sup> nivel puede contener un máximo de **18 electrones**.

- 4.<sup>o</sup> Nivel:

Tiene cuatro subniveles (orbital **s**, orbital **p**, orbital **d** y orbital **f**). En el orbital **s** se introducirán 2 electrones, en el orbital **p** se colocarán 6 electrones, en el orbital **d** caben 10 electrones y en el orbital **f** caben 14 electrones. Este 4.<sup>o</sup> nivel puede tener como máximo **32 electrones**.

Y así seguiríamos con los niveles sucesivos: 5.<sup>o</sup> nivel, 6.<sup>o</sup> nivel, etc.

	s	p	d	f	Electrones totales
1. <sup>er</sup> nivel	1s (2 e <sup>-</sup> )				2 e <sup>-</sup>
2. <sup>o</sup> nivel	2s (2 e <sup>-</sup> )	2p (6 e <sup>-</sup> )			8 e <sup>-</sup>
3. <sup>er</sup> nivel	3s (2 e <sup>-</sup> )	3p (6 e <sup>-</sup> )	3d (10 e <sup>-</sup> )		18 e <sup>-</sup>
4. <sup>o</sup> nivel	4s (2 e <sup>-</sup> )	4p (6 e <sup>-</sup> )	4d (10 e <sup>-</sup> )	4f (14 e <sup>-</sup> )	32 e <sup>-</sup>
5. <sup>o</sup> nivel	5s (2 e <sup>-</sup> )	5p (6 e <sup>-</sup> )	...	...	...

Una vez que sabemos los diferentes niveles donde se pueden colocar los electrones alrededor del núcleo, es imprescindible conocer cómo van llenando los electrones los diferentes subniveles a la hora de formar el átomo.

Llamamos **configuración electrónica** de un átomo a la distribución de los electrones, en los diferentes niveles y subniveles, alrededor del núcleo.

El orden de llenado de los diferentes subniveles u orbitales por parte de los electrones se recoge en el diagrama de Möeller:

Diagrama de Möeller	Recuerde
	<ul style="list-style-type: none"> <li>Los orbitales se van llenando en el orden en el que van apareciendo, siguiendo las diagonales y comenzando siempre por 1s. Una vez terminada una flecha comenzamos en la siguiente.</li> <li>El orden de llenado es:  <math>1s^2 \rightarrow 2s^2 \rightarrow 2p^6 \rightarrow 3s^2 \rightarrow 3p^6 \rightarrow 4s^2 \rightarrow 3d^{10} \dots</math></li> <li>En cada orbital solo puede haber un número máximo de electrones: s (2 e), p (6 e), d (10 e) y f (14 e).</li> </ul>

La última capa (o nivel) ocupada por los electrones de un átomo se denomina **capa de valencia** y los electrones de esa capa se llaman **electrones de valencia**.

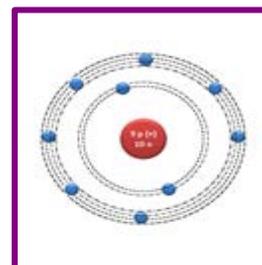
### Actividad resuelta

Escriba la configuración electrónica de un átomo neutro de flúor,  ${}^{19}_9F$ , e indique el número de electrones que hay en cada nivel.

Lo primero que tenemos que saber es el número de electrones que tiene un átomo de flúor. El número atómico es  $Z = 9$ , por lo que tiene 9 protones y, al tratarse de un átomo neutro, también tendrá 9 electrones.

Para escribir su configuración electrónica seguiremos el diagrama de Möeller, sabiendo que tenemos que "colocar" 9 electrones:

- Los 2 primeros electrones se colocan en el orbital 1s.
- Nos quedan por colocar 7 electrones.
- El siguiente orbital que encontramos siguiendo la flecha es el 2s. Aquí caben otros 2 electrones.
- Nos quedan 5 electrones por colocar.
- El siguiente orbital que encontramos es el 2p. Aquí caben hasta 6 electrones, como solo nos restan 5 electrones por colocar, los situaremos en este orbital. El orbital 2p no se llena por completo.
- Por lo tanto, los 9 electrones que tiene este átomo de flúor estarán girando alrededor de su núcleo y distribuidos en los siguientes orbitales:  $1s^2 2s^2 2p^5$ . (El número de electrones es la suma de los superíndices:  $2 + 2 + 5 = 9$ ).



Los electrones del átomo neutro de flúor están girando en los siguientes niveles: 1.º nivel (2 e) y 2.º nivel (7 e).

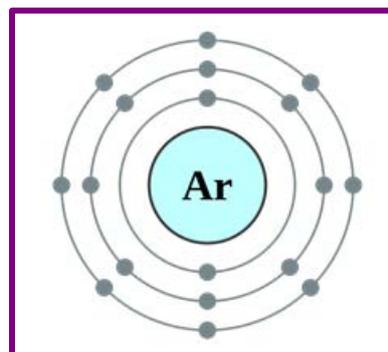
## Actividad resuelta

Escriba la configuración electrónica de un átomo neutro de argón,  ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ , e indique el número de electrones que hay en cada nivel.

El argón tiene por número atómico  $Z = 18$ , por lo que tiene 18 protones y, al tratarse de un átomo neutro, también tendrá 18 electrones.

Tenemos que distribuir 18 electrones:

- Los 2 primeros electrones se colocan en el orbital 1s.
- Nos quedan por colocar 16 electrones.
- El siguiente orbital que encontramos siguiendo la flecha es el 2s. Aquí caben otros 2 electrones.
- Nos quedan 14 electrones por colocar.
- El siguiente orbital que encontramos es el 2p. Aquí caben hasta 6 electrones.
- Nos quedan 8 electrones por colocar.
- El siguiente orbital que encontramos es el 3s. Aquí caben otros 2 electrones.
- Nos quedan 6 electrones por colocar.
- El siguiente orbital que encontramos es el 3p. Aquí caben 6 electrones, justo la cantidad que aún nos falta, por lo tanto, los situaremos en este orbital, finalizando así el llenado.
- Finalmente, los 18 electrones que tiene este átomo de argón estarán girando alrededor de su núcleo y distribuidos en los siguientes orbitales:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ . (El número de electrones es la suma de los superíndices:  $2 + 2 + 6 + 2 + 6 = 18$ ).



Los electrones del átomo neutro de argón están girando en los siguientes niveles: 1º nivel (2 e); 2º nivel (8 e); 3º nivel (8 e).

## Actividad resuelta

Escriba la configuración electrónica de un átomo del ion sodio,  ${}^{23}_{11}\text{Na}^{+1}$ .

El ion  ${}^{23}_{11}\text{Na}^{+1}$  tiene de número atómico  $Z = 11$ , por lo que posee 11 protones; si fuera neutro, tendría 11 electrones, pero su carga neta (+1) nos indica que perdió un electrón, por lo que tan solo tiene 10 e.

Tenemos que distribuir 10 electrones:

- Los 2 primeros electrones se colocan en el orbital 1s.
- Nos quedan por colocar 8 electrones.
- El siguiente orbital que encontramos siguiendo la flecha es el 2s. Aquí caben otros 2 electrones.
- Nos quedan 6 electrones por colocar.
- El siguiente orbital que encontramos es el 2p. Aquí caben 6 electrones, justo la cantidad que aún nos falta, por lo tanto, los situaremos en este orbital finalizando así el llenado.
- Finalmente, la configuración electrónica de este átomo es:  $1s^2 2s^2 2p^6$ . (El número de electrones es la suma de los superíndices:  $2 + 2 + 6 = 10$ ).

Los electrones de este ion están girando en los siguientes niveles: 1º nivel (2 e); 2º nivel (8 e).

## Actividades propuestas

S23. Escriba la configuración electrónica de:

- a)  ${}^{12}_6\text{C}$  (carbono)
- b)  ${}^{56}_{26}\text{Fe}$  (hierro)
- c)  ${}^{24}_{12}\text{Mg}^{+2}$  (magnesio)
- d)  ${}^{32}_{16}\text{S}^{-2}$  (azufre)

- S24. Dado el átomo de sodio,  ${}^{23}_{11}\text{Na}$  :
- a) ¿Cuál es el valor de su número atómico? ¿Y de su número másico?
  - b) ¿Cómo está formado su núcleo?
  - c) ¿Cuántos electrones tiene en su corteza?
  - d) Escriba su configuración electrónica.
  - e) ¿Tiene lleno el último orbital ocupado?
  - f) ¿Cuántos electrones hay en cada nivel de energía?
  - g) Dibuje este átomo.
  - h) ¿Cuántos electrones de valencia posee?

S25. De cierto átomo,  $X$ , sabemos que es neutro, tiene 19 neutrones y su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Responda a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Cuántos electrones tiene en la corteza?
- b) ¿Cuánto vale  $Z$ ? ¿Cuánto vale  $A$ ?
- c) Indique el número de electrones existente en cada nivel ocupado.
- d) ¿Tiene lleno el último orbital ocupado?
- e) ¿Cómo está formado su núcleo?

## 2.6 Sistema periódico de los elementos químicos

### Breve introducción histórica

Los elementos químicos que hoy conocemos fueron descubiertos gradualmente a lo largo de la historia. Durante todo el siglo XIX fueron muchos los químicos que intentaron realizar una clasificación de los elementos conocidos hasta aquel momento basándose en las similitudes de sus propiedades físicas y químicas. En 1829 aparece una primera clasificación donde algunos elementos se disponen en grupos de tres, llamados *tríadas*, por tener propiedades químicas similares.

Años más tarde, se hace pública una nueva clasificación de los elementos, esta vez en grupos de ocho elementos y ordenados según sus masas atómicas. Posteriormente, el químico ruso **Mendeléyev** dispuso los elementos conocidos en orden creciente de sus masas atómicas y encontró que aquellos que tenían propiedades semejantes aparecían de forma periódica. En la tabla de los elementos propuesta por Mendeléyev existían espacios vacíos donde deberían encajar elementos hasta el momento no conocidos. Posteriormente, el descubrimiento de estos elementos demostró la exactitud de sus predicciones.

## 2.6.1 Sistema periódico actual

En la actualidad, los 118 elementos conocidos se ordenan en una tabla dividida en 7 filas horizontales (**períodos**) y 18 columnas verticales (**grupos**). En ella, los elementos están ordenados, tanto en las filas como en las columnas, de menor a mayor número atómico, es decir, en una misma fila, el átomo de un elemento tiene un protón más que el anterior.

En cada recuadro de la tabla periódica aparece el símbolo del elemento químico, el nombre del elemento, el número atómico  $Z$  y la masa atómica en una ( $u$ ;  $1 u = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ).

### Grupos

Existen un total de 18 grupos. Los elementos que presentan propiedades análogas están colocados dentro del mismo grupo (columna), tienen el mismo número de electrones de valencia y, por lo tanto, tendrán la misma configuración electrónica en el último nivel. Los elementos de los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18 reciben el nombre de **elementos representativos** y son los más abundantes en nuestro planeta:

- Grupo 1 (alcalinos): los elementos de este grupo tienen una configuración electrónica acabada en  $ns^1$  ( $n$  indica el nivel). Así, si el elemento está en la 1.<sup>a</sup> fila, tendrá una configuración electrónica acabada en  $1s^1$ , si el elemento está en la 2.<sup>a</sup> fila, tendrá una configuración electrónica acabada en  $2s^1$ , en la 3.<sup>a</sup> fila acabará en  $3s^1$ , etc.
- Grupo 2 (*alcalinotérreos*): tienen una configuración electrónica acabada en  $ns^2$ .
- Grupo 13 (*térreos*): acaban en  $np^1$ .
- Grupo 14 (*carbonoides*): acaban en  $np^2$ .
- Grupo 15 (*nitrogenoides*): acaban en  $np^3$ .
- Grupo 16 (*anfígenos*): acaban en  $np^4$ .
- Grupo 17 (*halógenos*): acaban en  $np^5$ .
- Grupo 18 (*gases nobles*): acaban en  $np^6$  (excepto el Helio,  $1s^2$ ).

### Períodos

La tabla está dividida en 7 filas o períodos. Dentro de una fila, a la derecha de cada elemento está colocado el elemento que tiene un protón más en su núcleo, es decir, tiene un número atómico superior en una unidad al anterior elemento. Para que el elemento de una misma fila tenga propiedades semejantes, ha sido necesario que los períodos sean de diferentes longitudes, de esta forma:

- Período 1º: dos elementos.
- Períodos 2º y 3º: ocho elementos en cada uno.
- Períodos 4º y 5º: dieciocho elementos en cada uno.
- Período 6º: treinta y dos elementos (18 + 14).
- Período 7º: incompleto.

The periodic table shows elements from Hydrogen (H) to Oganesson (Og). It is color-coded by groups: IA (green), IIA (orange), IIIA (yellow), IVA (light green), VA (green), VIA (light blue), VIIA (blue), and VIIIA (pink). The lanthanide and actinide series are shown at the bottom.

En la página 46 de esta unidad didáctica podrá encontrar una tabla periódica a mayor tamaño.

Aplicaciones prácticas de algunos elementos de la tabla periódica	
<i>Hidrógeno</i> : combustible de propulsión de cohetes.	<i>Flúor</i> : pasta de dientes, polímeros de teflón.
<i>Litio</i> : baterías eléctricas, esmaltes para cerámica, pirotecnia.	<i>Neón</i> : tubos incandescentes, pantallas de televisión.
<i>Boro</i> : vidrios y esmaltes en utensilios de cocina.	<i>Sodio</i> : colorantes, detergentes.
<i>Carbono</i> : materiales muy resistentes.	<i>Magnesio</i> : industria aeronáutica, construcciones ligeras.
<i>Nitrógeno</i> : fertilizantes, explosivos, colorantes.	<i>Aluminio</i> : fabricación de aeronaves, automóviles, motores.
<i>Oxígeno</i> : medicina, combustible de cohetes.	<i>Silicio</i> : industria electrónica, cemento, siliconas.
<i>Azufre</i> : explosivos, jabones, detergentes, plásticos.	<i>Cloro</i> : blanqueador de materiales.
<i>Titanio</i> : prótesis óseas, recubrimiento de aeronaves espaciales.	<i>Uranio</i> : Combustible central nuclear.
<i>Xenón</i> : Tubos luminosos.	<i>Potasio</i> : refrigerante en centrales nucleares, fertilizante.

## Actividad resuelta

Escriba el nombre y el símbolo de:

▪ Dos gases nobles	Neón (Ne), helio (He)
▪ Un elemento térreo	Aluminio (Al)
▪ Tres alcalinotérreos	Berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca)
▪ Dos elementos anfígenos	Oxígeno (O), azufre (S)
▪ Dos elementos alcalinos	Sodio (Na), potasio (K)
▪ Un elemento halógeno	Cloro (Cl)

## Actividad resuelta

Relacione las diferentes configuraciones electrónicas de ciertos elementos con el nombre del grupo al que pertenecen, colocando la letra elegida en el lugar adecuado:

Letra	Configuración electrónica
A	$1s^2 2s^2 2p^6$
B	$1s^2 2s^1$
C	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
D	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Letra	Nombre grupo
D	Alcalinotérreos
C	Anfígenos
A	Gases nobles
B	Alcalinos

## Actividades propuestas

S26. Dadas las diferentes configuraciones electrónicas de ciertos elementos, escriba los números del grupo y del período donde se localizan en la tabla periódica y su número de electrones de valencia.

Configuración electrónica	Nº período	Nº grupo	Electrones de valencia
▪ $1s^2 2s^2$	2	2	2
▪ $1s^2 2s^2 2p^3$			
▪ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$			
▪ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$			
▪ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$			

S27. Consulte la tabla periódica. ¿Qué elemento está en el 2.º período y termina su configuración electrónica en  $p^3$ ?

S28. Consulte la tabla periódica. ¿Qué elemento halógeno está en el 2.º período?

S29. Consulte la tabla periódica. ¿Qué gas noble termina su configuración electrónica en  $1s^2$ ? ¿Y en  $4p^6$ ?

## 2.6.2 Gases nobles, metales, no metales y metaloides

Como ya vimos, en cada uno de los grupos del sistema periódico se sitúan los elementos químicos con propiedades semejantes que dependen de los electrones de valencia. Los elementos, segundo las propiedades que presentan, suelen clasificarse en: gases nobles, metales, metaloides y no metales.

### Gases nobles

Constituyen el grupo 18 del sistema periódico, es decir, el grupo más a la derecha de la tabla. Se caracterizan por que apenas se enlazan con otros átomos y, por lo tanto, son gases monoatómicos, de un solo átomo. ¿Por qué son tan poco reactivos estos átomos? ¿Por qué apenas se combinan? La respuesta a estas preguntas está en su capa de valencia, pues todos ellos tienen ocho electrones en su última capa, dos en el orbital s y seis en el orbital p, de forma que estos orbitales están completos ( $s^2 p^6$ ), con la excepción del helio que tan solo tiene dos electrones ( $1s^2$ ).

Se pensó, entonces, que el objetivo de todos los átomos era el de ser tan estables como cualquiera gas noble y, para eso, deben intentar tener ocho electrones en su última capa (**regla del octeto**), ¿pero cómo puede, un átomo que no tiene ocho electrones en su última capa, conseguirlos? La respuesta es sencilla, cuando un átomo tiene menos de ocho electrones en su última capa, intentará enlazarse con otro átomo que le pueda “ceder o compartir” esos electrones que le faltan hasta completar los ocho. En cambio, si el átomo en cuestión tiene más de ocho electrones, intentará perder esos electrones que le sobran enlazándose y cediéndoselos a otro átomo que los necesite.

### Actividad resuelta

Indique cuántos electrones necesitan o cuántos les sobran a los siguientes átomos para cumplir la regla del octeto:

Elemento (Z)	Electrones	Conf. electrónica	Electrones de valencia	Ceder / ganar
▪ Sodio ( $_{11}Na$ )	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1	Quiere ceder 1 e <sup>-</sup>
▪ Oxígeno ( $_8O$ )	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6	Quiere ganar 2 e <sup>-</sup>
▪ Calcio ( $_{20}Ca$ )	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	2	Quiere ceder 2 e <sup>-</sup>
▪ Cloro ( $_{17}Cl$ )	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7	Quiere ganar 1 e <sup>-</sup>
▪ Nitrógeno ( $_7N$ )	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5	Quiere ganar 3 e <sup>-</sup>
▪ Argón ( $_{18}Ar$ )	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	8	Estable

## Actividad resuelta

Indique que configuraciones electrónicas corresponden a gases nobles.

Configuración electrónica	Sí / No
$1s^2 2s^2 2p^6$	Sí
$1s^2 2s^1$	No

Configuración electrónica	Sí / No
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	No
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	Sí

## Metales

Los **elementos metálicos** ocupan la parte central e izquierda de la tabla periódica. Los átomos de estos elementos tienen tendencia a perder electrones de su última capa (electrones de valencia) para, de esta forma, conseguir una configuración electrónica semejante a los gases nobles ( $s^2 p^6$ ) y ser más estables.

Cuando un átomo metálico pierde electrones de su última capa, forma un ion positivo (+) que llamamos catión:

Veamos unos ejemplos:

- **Elemento: sodio** ( ${}^{23}_{11}\text{Na}$ )  $\rightarrow$   $\left\{ \begin{array}{l} \text{Núcleo formado por 11 protones y 12 neutrones.} \\ \text{Corteza formada por 11 electrones.} \end{array} \right.$

**Configuración electrónica del sodio:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

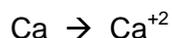
Su tendencia es perder el último electrón, pues de esa forma quedará con una configuración electrónica de gas noble (8 electrones de valencia:  $2s^2 2p^6$ ). Por lo tanto, el ion más probable que se formará es:



- **Elemento: calcio** ( ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ )  $\rightarrow$   $\left\{ \begin{array}{l} \text{Núcleo formado por 20 protones y 20 neutrones.} \\ \text{Corteza formada por 20 electrones.} \end{array} \right.$

**Configuración electrónica del calcio:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Su tendencia es perder los 2 últimos electrones, pues de esa forma quedará con una configuración electrónica de gas noble (8 electrones de valencia:  $3s^2 3p^6$ ). Por lo tanto, el ion más probable será:



Los elementos metálicos presentan las siguientes propiedades:

▪ <i>Son sólidos a temperatura ambiente.</i>
▪ <i>Tienen elevadas temperaturas de fusión y ebullición.</i>
▪ <i>Son buenos conductores del calor y de la electricidad.</i>
▪ <i>Son dúctiles y maleables (pueden deformarse y obtenerse láminas delgadas).</i>
▪ <i>Tienen tendencia a perder electrones de valencia y forman iones positivos.</i>

## No metales

Los **elementos no metálicos** ocupan la parte derecha de la tabla periódica. Los átomos de estos elementos tienen tendencia a captar electrones para, de esta forma, completar su última capa.

Cuando un átomo no metálico capta electrones para llenar su última capa, forma un ion negativo (-) que llamamos anión:

Veamos unos ejemplos:

- **Elemento: azufre** ( ${}_{16}^{32}\text{S}$ )  $\rightarrow$   $\begin{cases} \text{Núcleo formado por 16 protones y 16 neutrones.} \\ \text{Corteza formada por 16 electrones.} \end{cases}$

**Configuración electrónica del azufre:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Su tendencia es captar 2 electrones para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble (8 electrones de valencia:  $3s^2 3p^6$ ). Por lo tanto, el ion más probable será:



- **Elemento: flúor** ( ${}_{9}^{19}\text{F}$ )  $\rightarrow$   $\begin{cases} \text{Núcleo formado por 9 protones e 10 neutrones.} \\ \text{Corteza formada por 9 electrones.} \end{cases}$

**Configuración electrónica del flúor:**  $1s^2 2s^2 2p^5$

Su tendencia es captar 1 electrón para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble (8 electrones de valencia:  $2s^2 2p^6$ ). Por lo tanto, el ion más probable del flúor será:

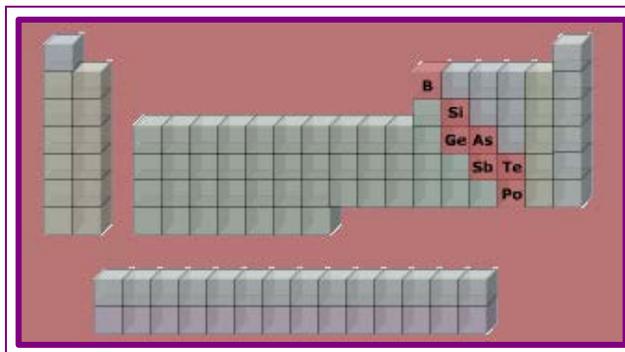


Los elementos no metálicos presentan las siguientes propiedades:

<ul style="list-style-type: none"><li>▪ <i>La mayoría son gases a temperatura ambiente.</i></li></ul>
<ul style="list-style-type: none"><li>▪ <i>Tienen temperaturas de fusión y ebullición muy variadas.</i></li></ul>
<ul style="list-style-type: none"><li>▪ <i>Son malos conductores del calor y de la electricidad.</i></li></ul>
<ul style="list-style-type: none"><li>▪ <i>Reaccionan entre sí y con los metales.</i></li></ul>
<ul style="list-style-type: none"><li>▪ <i>Tienen tendencia a coger electrones de valencia y forman iones negativos.</i></li></ul>

### Metaloides

Los **metaloides** se encuentran en la frontera entre los metales y los no metales, alrededor de la *escalera*. Sus propiedades, intermedias entre los metales y los no metales, los hacen importantísimos para la industria de las telecomunicaciones.



### Actividades propuestas

S30. Busque el elemento número 17 de la tabla periódica y responda a las siguientes preguntas:

- a) ¿Cuál es su nombre? ¿Y su símbolo?
- b) ¿A qué grupo pertenece? ¿A qué período?
- c) ¿Es un gas noble?
- d) ¿Es un metal, no metal o metaloide?
- e) Escriba su configuración electrónica.
- f) ¿Cuántos electrones de valencia tiene?
- g) ¿Cuál es su ion más probable?

S31. Busque el elemento número 11 de la tabla periódica y responda a las siguientes preguntas:

- a) ¿Cuál es su nombre? ¿Y su símbolo?
- b) ¿A qué grupo pertenece? ¿A qué período?
- c) ¿Es un gas noble?
- d) ¿Es un metal, no metal o metaloide?
- e) Escriba su configuración electrónica.
- f) ¿Cuántos electrones de valencia tiene?
- g) ¿Cuál es su ion más probable?

S32. ¿Cuántos electrones debe tener un átomo en su última capa (capa de valencia), para que no tenga tendencia a perder ni a ganar otros electrones del exterior?  
¿Cómo se llama el grupo de los elementos que verifican esta condición?

S33. Utilice la tabla periódica y complete la siguiente tabla:

Número atómico	Elemento (símbolo)	Grupo/periodo	Configuración electrónica	Ion más probable
4				
		15/2		
			$1s^2 2s^2 2p^6$	
	criptón (Kr)			
16				

S34. Indique qué tipo de elementos se corresponde con cada color colocando la letra elegida en el lugar adecuado:

1																		18				
1		2											13	14	15	16	17					
2																						
3			3	4	5	6	7	8	9	10	11	12										
4																						
5																						
6																						
7																						
		A																Metales				
		B																Gases nobles				
		C																No metales				

S35. La configuración electrónica de cierto elemento de la tabla periódica es la siguiente:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . Responda a las siguientes preguntas utilizando la tabla periódica:

- a) ¿De qué elemento se trata? ¿Cuál es su símbolo?
- b) ¿A qué grupo y período pertenece?
- c) ¿Es un gas noble?
- d) ¿Es un metal, no metal, metaloide o gas noble?
- e) ¿Cuántos electrones de valencia tiene?
- f) ¿Cuál es su ion más probable?

## 2.7 Enlace químico

Un trozo de hierro, un vaso de agua o un poco de sal común ponen de manifiesto la existencia de uniones entre los átomos de los diferentes elementos, estos se unen mediante enlaces químicos formando elementos o compuestos con una mayor estabilidad, es decir, cuando dos o más átomos se unen tienen más estabilidad (menor energía) que por separado.

La mayoría de los átomos tienden a unirse a otros átomos formando **moléculas** o **redes cristalinas** (partículas ordenadas geométricamente).

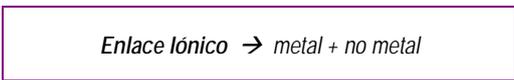
*Llamamos **enlace químico** a las fuerzas que mantienen unidos los átomos, moléculas o iones en las diferentes formas que tienen de agruparse.*

Cuando explicamos los gases nobles veíamos que estos elementos eran especialmente estables y que esta estabilidad venía dada por su configuración electrónica. Todos ellos, excepto el helio, poseen ocho electrones en su capa de valencia. Explicamos entonces que era fácil suponer que el resto de los elementos, en busca de una mayor estabilidad, intentan tener ocho electrones en su capa de valencia y, para lograr este objetivo, unos ceden los electrones que les sobran (metales), otros captan electrones hasta completar los ocho en su última capa, etc.

Los átomos de los diferentes elementos pueden unirse entre sí mediante los siguientes tipos de enlaces: **enlace iónico**, **enlace covalente** y **enlace metálico**.

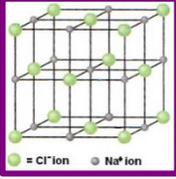
### 2.7.1 Enlace iónico

Este tipo de enlace se forma cuando átomos de un **metal** se unen con átomos de un **no metal**.



Ya sabemos que, por una parte, los átomos de los metales tienen tendencia a ceder electrones (formando iones positivos) y, por otra, los átomos de los no metales tienen tendencia a capturarlos (formando iones negativos). Al formarse iones de carga opuesta, estos se atraen por fuerzas eléctricas intensas quedando fuertemente unidos. Además, el intercambio de electrones que se produce permite que, al conseguir el octeto electrónico, ambos átomos ganen estabilidad.

En condiciones ordinarias las sustancias iónicas no forman moléculas. En la práctica, se unen millones y millones de cationes (+) y aniones (-) formando una estructura ordenada que recibe el nombre de **red cristalina** o **crystal iónico**.

		
Cristal microscópico, Na Cl	Modelo de esferas y varillas, Na Cl	Cristal de halita, Na Cl

El cristal iónico es neutro y podemos representarlo mediante una fórmula que reproduce la proporción en la que se encuentran los átomos que lo constituyen.

Veamos un ejemplo que nos ayudará a comprender mejor este tipo de enlace:

- *Ejemplo: unión de átomos de sodio (metal) con átomos de cloro (no metal):*

El átomo neutro de sodio,  ${}_{11}^{23}\text{Na}$ , tiene 11 protones, 11 electrones y 12 neutrones. Su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Tiene un electrón de valencia y, por lo tanto, su tendencia es cederlo, convirtiéndose en un ion positivo con ocho electrones en su última capa igual que el gas noble más próximo a él.

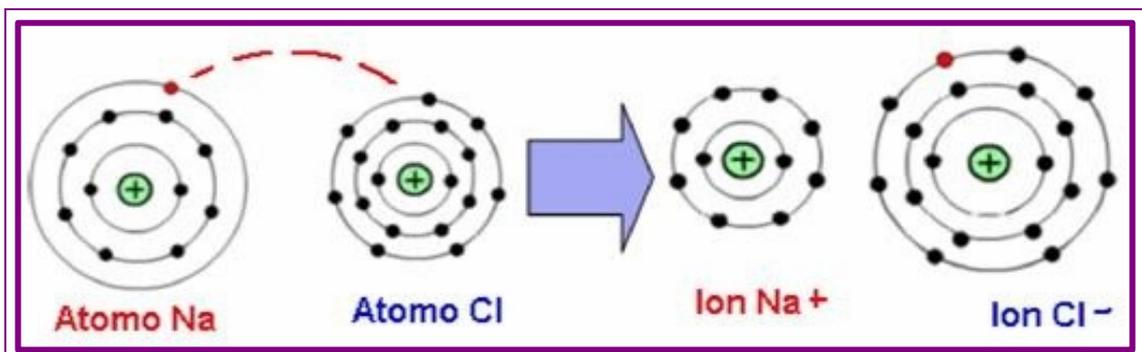


El átomo neutro de cloro,  ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ , tiene 17 protones, 17 electrones y 18 neutrones. Su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Tiene siete electrones de valencia y, por lo tanto, su tendencia es captar un electrón, convirtiéndose en un ion negativo con ocho electrones en su última capa.



Por lo tanto, el electrón que necesita cada átomo de cloro para completar su capa de valencia se lo cede un átomo de sodio.

La fórmula del compuesto formado por la unión de átomos de cloro y sodio será, pues: **NaCl**.



## Actividad resuelta

Indique si existirán o no enlaces iónicos en las siguientes uniones de átomos:

Unión	Enlace iónico (Sí/No)
Átomos de potasio (K) con átomos de flúor (F)	Sí (Metal + No metal)
Átomos de oxígeno (O) con átomos de oxígeno (O)	No (No metal + No metal)
Átomos de hierro (Fe) con átomos de hierro (Fe)	No (Metal + metal)
Átomos de calcio (Ca) con átomos de cloro (Cl)	Sí (Metal + No metal)

## Actividad resuelta

Explique cómo se unen los átomos de magnesio y flúor. ¿Cuál es la fórmula del compuesto resultante?

Vamos estudiar la unión de átomos de un metal (Mg) con átomos de un no metal (F), por lo que tendremos un compuesto con enlaces iónicos donde el elemento metálico cederá electrones y el elemento no metálico querrá captarlos. Al formarse iones de diferente signo, estos se verán unidos mediante fuerzas eléctricas muy intensas. Veamos el proceso paso a paso:

- El átomo neutro de magnesio,  ${}_{12}^{24}\text{Mg}$ , tiene 12 protones, 12 electrones y 12 neutrones.

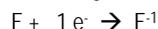
Su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ .

Tiene **dos electrones de valencia** y, por lo tanto, su tendencia es cederlos, convirtiéndose en un ion positivo ( $\text{Mg}^{+2}$ ), con ocho electrones en su última capa igual que el neón, el gas noble más próximo a él.



- El átomo neutro de flúor,  ${}_{9}^{19}\text{F}$ , tiene 9 protones, 9 electrones y 10 neutrones.

Su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^5$ . Tiene siete electrones de valencia y, por lo tanto, cada átomo de flúor intentará captar un único electrón, convirtiéndose en un ion negativo ( $\text{F}^{-1}$ ), con ocho electrones en su última capa.



Como cada átomo de magnesio cede 2 electrones y como cada átomo de flúor tan solo capta un electrón, serán dos los átomos de flúor que puedan llenar su capa de valencia (1 electrón cada uno), resumiendo:

- Cada átomo de magnesio cede 2 electrones y se convierte en un catión ( $\text{Mg}^{+2}$ ).
- Un átomo de flúor capta uno de esos electrones y se convierte en un anión ( $\text{F}^{-}$ ).
- Un segundo átomo de flúor coge el 2.º electrón cedido por el magnesio y se convierte en otro anión ( $\text{F}^{-}$ ).
- La fórmula del compuesto formado será:  **$\text{MgF}_2$** .

## Propiedades de los compuestos iónicos

- Son sólidos a temperatura ambiente.** Las fuerzas que mantienen unidos los iones son fuertes, por este motivo, a temperatura ambiente el compuesto se encuentra en estado sólido.
- Forman redes cristalinas altamente ordenadas.** Los aniones y cationes tienen posiciones definidas en el espacio, en función del tipo de red cristalina que formen.

- **No conducen la electricidad en estado sólido.** Debido a que los iones están fijos en la red cristalina, tan solo pueden vibrar ligeramente, no pueden desplazarse y, por lo tanto, no pueden transportar la corriente eléctrica.
- **Conducen la electricidad disueltos o fundidos.** Cuando el compuesto iónico se disuelve o se funde, la red cristalina se deshace y los iones ya pueden moverse libremente y transportar la corriente eléctrica.
- **Son frágiles.** Un golpe puede hacer vibrar la red. Si una lámina de iones se desplaza y quedan enfrentados los iones del mismo signo, en ese momento habrá fuerzas eléctricas de repulsión entre los iones, se rompe la red cristalina.
- **Tienen altas temperaturas de fusión y ebullición.** El enlace iónico se produce por la formación de iones de diferente signo que se atraen mediante fuerzas eléctricas muy intensas. Para poder realizar cambios de estado deberemos aportar mucha energía, que pueda vencer esas fuerzas. Así, el cloruro de sodio, NaCl, se funde a 801 °C.
- **Solubilidad.** Son solubles en agua y poco o nada en disolventes orgánicos (gasolina, aguarrás, etc.). Así, por ejemplo, la sal común (NaCl) se disuelve bien en agua (hasta 359 gramos en cada litro de agua), poco en alcohol y prácticamente nada en gasolina.

### Actividades propuestas

- S36. Explique la formación del compuesto constituido por átomos de potasio ( $_{19}\text{K}$ ) y bromo ( $_{35}\text{Br}$ ).
- a) Escriba sus configuraciones electrónicas.
  - b) ¿Es la unión de un metal con un no metal?
  - c) ¿Cuántos electrones cede el potasio?
  - d) ¿Cuántos electrones capta el bromo?
  - e) ¿Qué iones se forman en esta unión?
  - f) ¿Cuál es la fórmula del compuesto resultante?
- S37. Dos átomos tienen por configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  y  $1s^2 2s^2 2p^4$  respectivamente.
- a) ¿Cuál de los dos es un elemento metálico?
  - b) ¿Existirá entre ellos un enlace iónico? ¿Por qué?
  - c) ¿De qué elementos se trata? ¿Qué iones se formarán?
  - d) ¿Cuál es la fórmula del compuesto resultante?

- S38. ¿Pueden dos elementos iguales formar un enlace iónico? ¿Por qué?
- S39. Observe en el laboratorio el aspecto que tienen a simple vista los siguientes compuestos iónicos: NaCl, KCl, NaNO<sub>3</sub>, CuSO<sub>4</sub>.
- S40. De las siguientes sustancias, indique cuáles presentan enlace iónico y cuáles no:

KI	N <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	Fe	PH <sub>3</sub>	CaI <sub>2</sub>

## 2.7.2 Enlace covalente

Este tipo de enlace se forma cuando átomos de un **no metal** se combinan consigo mismo o con átomos de otro **no metal**.

*Enlace covalente → no metal + no metal*

Cuando se combinan entre sí átomos de elementos no metálicos nos encontramos con una nueva situación, ninguno de ellos va a ceder electrones, ya que todos tienen tendencia a ganarlos. Por lo tanto, la única solución que tienen dos o más átomos no metálicos para alcanzar la estructura del gas noble más próximo es unirse **compartiendo** los electrones necesarios para alcanzar el octeto.

**El enlace covalente es la unión de átomos de elementos no metales mediante la compartición de electrones.**

En muchas sustancias covalentes los átomos se unen dando lugar a **moléculas** constituidas por un número determinado de átomos. Una molécula se representa mediante una fórmula con símbolos y subíndices que indican el tipo y el número de átomos que la forman.

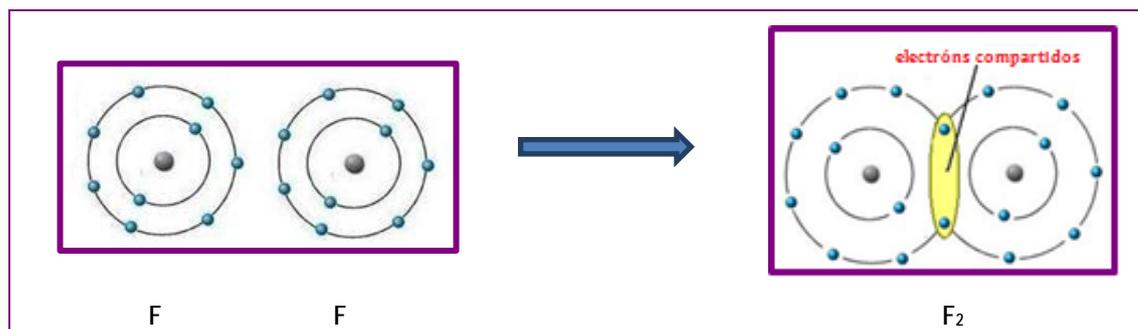
Veamos los siguientes ejemplos:

- *Ejemplo 1: unión de dos átomos de flúor (no metal + no metal):*

Cuando dos átomos de flúor, F, se acercan, quedan enlazados formando la molécula F<sub>2</sub>. Pero, ¿qué sucede realmente para que queden unidos esos dos átomos? Para responder a esta pregunta es necesario estudiar la configuración electrónica del átomo de flúor.

Cada uno de los dos átomos de flúor, <sup>19</sup>F, tiene 9 protones, 9 electrones y 10 neutrones. Su configuración electrónica es 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup>.

Tienen, por lo tanto, siete electrones de valencia y ambos átomos quieren capturar un electrón para completar el octeto. Como ninguno de ellos va a ceder un electrón a otro átomo, la única solución para ambos es **compartir** un electrón cada uno.

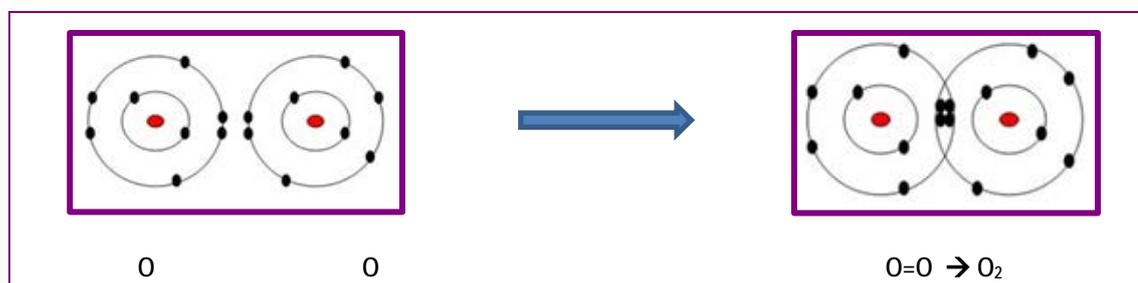


De esta forma, alrededor de cada átomo de F se mueven ocho electrones (6 del propio átomo y 2 electrones compartidos), cumpliéndose la regla del octeto. Cada par de electrones compartidos constituye un “enlace covalente” que representaremos mediante un guión entre los símbolos de los átomos que comparten los electrones: **F-F → F<sub>2</sub>**.

- *Ejemplo 2: unión de dos átomos de oxígeno (no metal + no metal):*

El oxígeno es un no metal cuyo número atómico es  $Z = 8$ . Cada uno de los dos átomos de oxígeno,  ${}^8_8\text{O}$ , tiene 8 protones, 8 electrones y 8 neutrones. Su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^4$ .

Tienen, por lo tanto, seis electrones de valencia y cada uno de los dos átomos tendrá que compartir dos electrones para completar el octeto.



Cuatro electrones compartidos o, lo que es lo mismo, dos pares de electrones compartidos son dos enlaces covalentes, así que los átomos de oxígeno están unidos por un **enlace covalente doble**: **O=O → O<sub>2</sub>**.

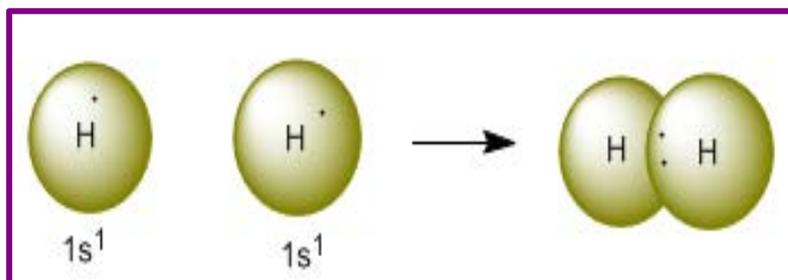
Cuando en un enlace covalente el número de electrones compartidos es de seis, es decir, tres pares, el **enlace covalente es triple** (**N≡N → N<sub>2</sub>**).

## Actividad resuelta

Explique cómo se unen dos átomos de hidrógeno.

El átomo de hidrógeno ( $Z = 1$ ) tiene la siguiente configuración electrónica:  $1s^1$ , por lo tanto, tiene tendencia a ganar un electrón (no metal) para tener una configuración electrónica igual que el helio, el gas noble más próximo ( $1s^2$ ).

Como los dos átomos de hidrógeno tienen tendencia a captar un electrón y ninguno de ellos va ceder un electrón al otro, la única solución para ambos es **compartir** un electrón cada uno: **H-H**.



## Actividad resuelta

Indique si existirán enlaces iónicos o covalentes en los siguientes compuestos:

Unión	Tipo de enlace
KCl	Iónico
CH <sub>4</sub>	Covalente
HBr	Covalente
CaO	Iónico

## Masa molecular

Dado que una molécula está formada por un número determinado de átomos y dado que cada átomo tiene una determinada masa, es interesante definir la **masa molecular** o masa de una molécula como la suma de las masas atómicas de los átomos que la constituyen.

## Actividad resuelta

Calcule la masa molecular del agua, H<sub>2</sub>O. (Masas atómicas H = 1,00 u; O = 16,00 u).

Como la molécula de agua, H<sub>2</sub>O, está formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno, su masa molecular es:

$$\text{Masa molecular} = 2 \cdot (1,00) + 1 \cdot (16,00) = 18,00 \text{ u.}$$

## Diagramas de Lewis

El modelo utilizado para representar la formación de enlaces covalentes entre átomos no metálicos es la notación o **diagramas de Lewis**, que consiste en representar los átomos mediante su símbolo rodeado por puntos o asteriscos, que simbolizan los electrones de la capa de valencia, agrupados por parejas.

Los diagramas de Lewis de los átomos de hidrógeno, carbono, oxígeno y flúor serán:

Hidrógeno (Z = 1)	Carbono (Z = 6)	Oxígeno (Z = 8)	Flúor (Z = 9)
$1s^1$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^5$
H•	•C•	•O•	:F:

Los diagramas de Lewis de las moléculas de F<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub> y N<sub>2</sub> son:

F <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>
•••• x x F x F x •••• x x	•••• O::O	H•H	•••• x x N x N x •••• x x

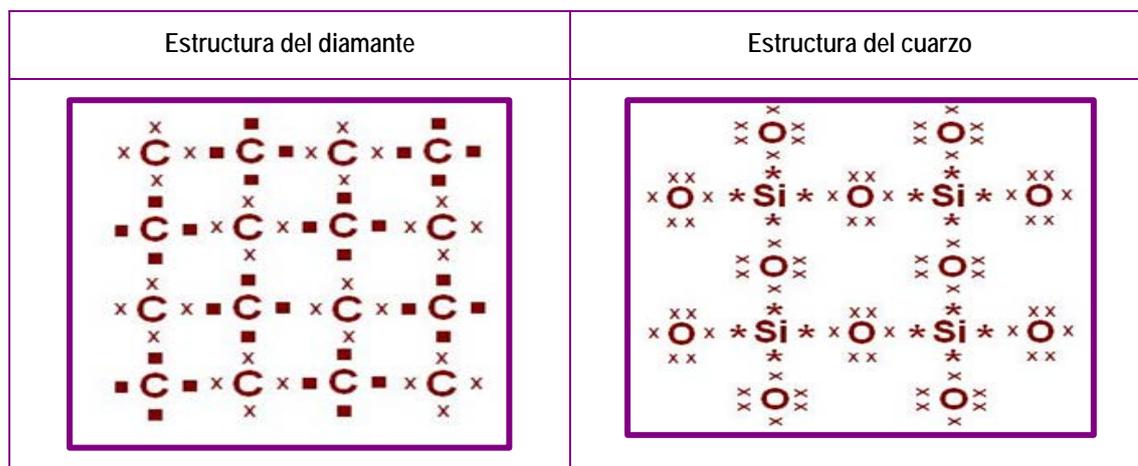
**La molécula de agua.** Cuando se combinan entre sí átomos de hidrógeno ( $1s^1$ ) y átomos de oxígeno ( $1s^2 2s^2 2p^4$ ), por una parte, el átomo de oxígeno necesita dos electrones para completar su octeto, mientras que cada átomo de hidrógeno precisa un electrón más. Ante esta situación, será necesario combinar un átomo de oxígeno, que compartirá dos electrones, con dos átomos de hidrógeno, que compartirán un electrón cada uno de ellos. La molécula de agua está formada por tres átomos: dos de hidrógeno y uno de oxígeno. Su fórmula molecular es **H<sub>2</sub>O**.

Molécula de agua (H <sub>2</sub> O)	
H:O:H	o bien H-O-H

**La molécula de amoníaco.** Cuando se combinan entre sí átomos de hidrógeno ( $1s^1$ ) y átomos de nitrógeno ( $1s^2 2s^2 2p^3$ ), por una parte, el átomo de nitrógeno necesita tres electrones para completar su octeto, mientras que cada átomo de hidrógeno necesita un electrón más. Cada átomo de nitrógeno deberá combinarse con tres átomos de hidrógeno. El átomo de nitrógeno compartirá tres electrones, mientras que cada uno de los tres átomos de hidrógeno aportará un electrón. La molécula de amoníaco está formada por cuatro átomos: tres de hidrógeno y uno de nitrógeno. Su fórmula molecular es **NH<sub>3</sub>**.

Molécula de amoníaco (NH <sub>3</sub> )	
H:N:H H	o bien H-N-H H

En algunos casos, cuando ciertos elementos no metálicos comparten sus electrones, no dan lugar a la formación de moléculas, sino que forman estructuras gigantes de átomos que se ordenan formando **cristales atómicos covalentes**, como es el caso del carbono (diamante) o del silicio (cuarzo):



### Propiedades de los compuestos covalentes moleculares

Las sustancias covalentes que forman moléculas tienen las siguientes propiedades:

- **Son**, la mayoría, **gases o líquidos a temperatura ambiente**. Las fuerzas que mantienen unidas las moléculas entre sí son muy débiles ( $O_2$ ,  $H_2$ ,  $N_2$ , etc.) y, por lo tanto, **tienen bajas temperaturas de fusión y ebullición**.
- **Son poco solubles, en general, en agua (aunque son bastante solubles en disolventes orgánicos como benceno o gasolina)**.
- **No conducen bien la electricidad**.

### Propiedades de los compuestos que forman redes cristalinas covalentes

Las propiedades de este tipo de cristales covalentes difieren notablemente de las sustancias covalentes que forman moléculas.

- **Son sólidos muy duros** (cuarzo, diamante, etc.).
- **Tienen elevadas temperaturas de fusión** (el cuarzo,  $SiO_2$ , se funde a  $1610^\circ C$ ).
- **Son insolubles en casi todos los disolventes**.

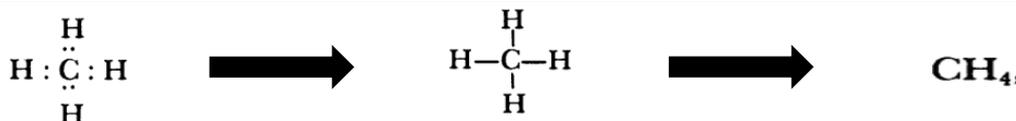
## Actividad resuelta

Explique mediante el diagrama de Lewis la formación de la molécula covalente de metano (CH<sub>4</sub>)

La configuración electrónica del átomo de carbono, Z = 6, es la siguiente:  $1s^2 2s^2 2p^2$

En su última capa tiene 4 electrones, por lo que necesita otros 4 electrones para completar su octeto.

El átomo de hidrógeno, Z = 1, tiene una configuración  $1s^1$ . Cada uno de los átomos de hidrógeno puede compartir ese electrón con el carbono y el átomo de carbono, uno con cada hidrógeno.



## Actividades propuestas

S41. Represente mediante el diagrama de Lewis los enlaces formados en las siguientes moléculas:

- a) Br<sub>2</sub>.
- b) Cl<sub>2</sub>.
- c) F<sub>2</sub>O.
- d) CCl<sub>4</sub>.
- e) N<sub>2</sub>.

S42. Dados los siguientes compuestos químicos, indique cuáles son iónicos y cuáles covalentes:

Compuesto químico	KCl	CH <sub>4</sub>	N <sub>2</sub>	CaF <sub>2</sub>	NaCl	MgO	H <sub>2</sub> O
Tipo de enlace							

S43. Práctica de laboratorio. Propiedades de las sustancias covalentes: I<sub>2</sub>.

- a) Compruebe la solubilidad del I<sub>2</sub> en agua, alcohol y gasolina.
- b) Verifique que la temperatura de fusión del I<sub>2</sub> es de 114 °C.

S44. Calcule la masa molecular en *uma* de la molécula de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. (Datos masas atómicas: H = 1,00 u; O = 16,00 u; S = 32,07 u).

S45. Calcule la masa molecular, en *uma* y en kg, de la molécula de CH<sub>4</sub>. (Datos masas atómicas: C = 12,01 u; H = 1,00 u; 1 u = 1,66 · 10<sup>-27</sup> kg).

S46. Calcule la masa molecular, en *uma* y en kg, de la molécula de H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (Datos masas atómicas: C = 12,01 u; H = 1,00 u; O = 16,00 u; 1 u = 1,66 · 10<sup>-27</sup> kg).

### 2.7.3 Enlace metálico

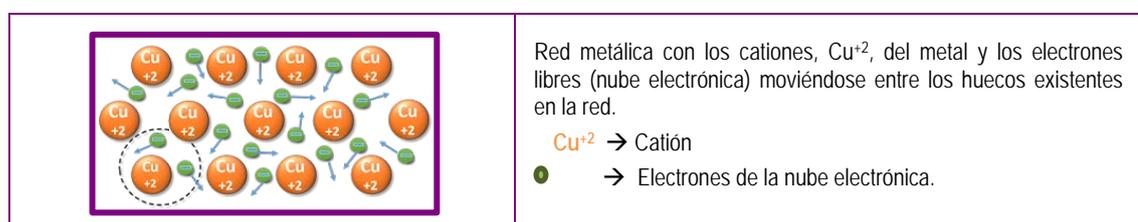
Este tipo de enlace se forma cuando átomos de un **metal** se unen entre sí.

*Enlace metálico → metal + metal*

Cuando observamos un trozo de cobre nos damos cuenta de que está constituido por el mismo tipo de átomos, en este caso de cobre (Cu).

Los átomos de cobre, lo mismo que los átomos de todos los elementos metálicos, tienen tendencia a ceder electrones para obtener la configuración de gas noble (regla del octeto), convirtiéndose en iones positivos (en nuestro ejemplo  $\text{Cu}^{+2}$ ). Estos cationes resultantes se ordenan en el espacio formando una **red metálica** fija, entre los que se mueven libremente los electrones de valencia desprendidos de los átomos formando una **nube de electrones** que se desplazan a través de toda la red.

El conjunto de los cationes del metal queda unido mediante la nube de electrones con carga negativa que los envuelve.

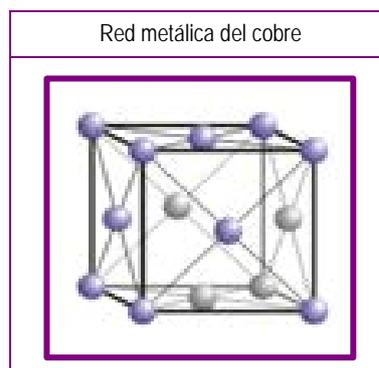


En el enlace metálico, los átomos no forman moléculas, sino que todos los cationes y la nube electrónica constituyen una estructura de multitud de átomos ordenados. Por eso, la fórmula de los metales es, sencillamente, el símbolo de los átomos que lo constituyen: Fe (hierro), Cu (cobre), Ag (plata), etc.

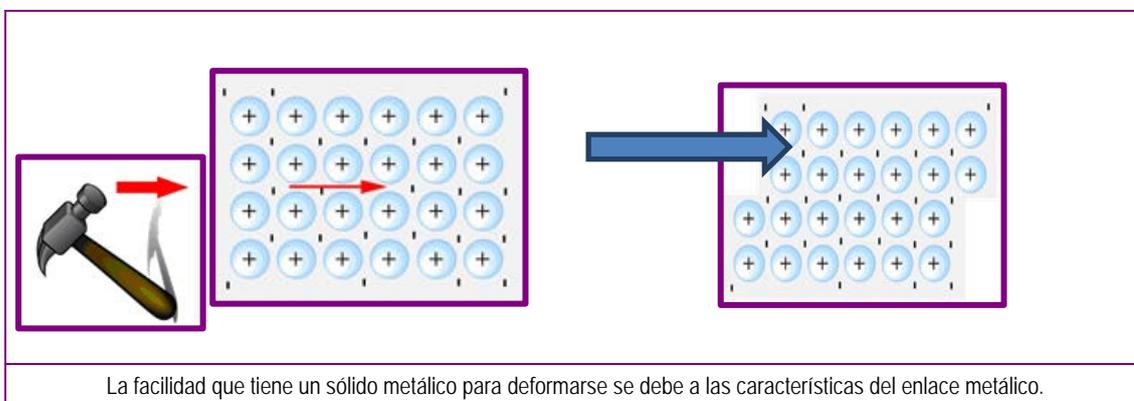
#### Propiedades de las sustancias metálicas

Las sustancias covalentes que forman moléculas tienen las siguientes propiedades:

- Son **sólidas a temperatura ambiente, aunque unas pocas**, como el mercurio (Hg), **son líquidas**.
- Sus **temperaturas de fusión y ebullición son elevadas**, debido a que la fuerza de atracción entre los cationes de la red metálica y la nube electrónica es muy intensa.



- **Conducen bien la electricidad y el calor**, debido a la movilidad del conjunto de electrones que forman la nube electrónica.
- **Son maleables**, es decir, pueden deformarse y hacer láminas. Esta propiedad que tienen los metales para deformarse sin que se produzca su fractura se debe al hecho de que toda deformación en el metal implica un desplazamiento de los iones positivos del cristal sin que la red cristalina se altere, gracias a la libertad de movimiento que poseen los electrones de la nube electrónica.



- **Son dúctiles**, es decir, pueden ser transformados en hilos.
- **Se disuelven bien con otros metales cuando están fundidos**, formando aleaciones.
- **Son poco solubles, en general, en agua (aunque son bastante solubles en disolventes orgánicos como benceno o gasolina).**

### Actividades propuestas

S47. Explique con sus propias palabras por qué:

- a) Los metales son buenos conductores del calor.
- b) Los metales son buenos conductores de la electricidad.
- c) Los metales son maleables y dúctiles.

S48. Relacione las diferentes sustancias con su tipo de enlace correspondiente, colocando la letra elegida en el lugar adecuado:

Letra	Sustancia
A	NaCl
B	Zn
C	Cl <sub>2</sub>

Letra	Enlace químico
	Iónico
	Covalente
	Metálico

S49. Clasifique las siguientes sustancias por el tipo de enlace que presentan:

Sustancia	Enlace químico
H <sub>2</sub> O	
I <sub>2</sub>	
Al	
NaBr	
CH <sub>4</sub>	
He	
NH <sub>3</sub>	

S50. El neón, argón, criptón, xenón y radón constituyen un grupo de elementos muy semejantes en cuanto que muy difícilmente forman compuestos. Explique esta similitud de su inactividad química a partir de sus configuraciones electrónicas.

S51. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

Afirmaciones	V/F
Un sólido metálico está formado por iones negativos y una nube de electrones.	
Un sólido metálico está formado por átomos neutros que comparten electrones.	
Un sólido metálico está formado por iones positivos y una nube de electrones.	

## 2.8 Fuerzas intermoleculares

Como hemos visto a lo largo de esta unidad didáctica, los átomos que forman una molécula están unidos por enlaces entre ellos, son los **enlaces intramoleculares**. Para que se produzca un cambio químico, es necesario romper estos enlaces, que son los que determinan las propiedades químicas de cada tipo de sustancia.

Pero, una vez que se forman las moléculas e iones, es necesaria la existencia de los **enlaces intermoleculares**, que hacen que las moléculas se atraigan y se mantengan unidas. Estos enlaces son los que determinan las propiedades físicas de las sustancias, como el punto de fusión, punto de ebullición, solubilidad, etc.

**Las fuerzas intermoleculares son las fuerzas de atracción entre las moléculas de las sustancias covalentes.** Estas fuerzas están presentes en las sustancias covalentes en estado sólido o líquido.

Los puntos de fusión y ebullición de las sustancias covalentes proporcionan una buena información sobre la magnitud de las fuerzas intermoleculares. Así, cuanto menor sean los puntos de fusión y ebullición de una determinada sustancia, menor serán las fuerzas que mantienen unidas sus moléculas.

Las fuerzas intermoleculares, más débiles que las fuerzas intramoleculares, pueden ser de dos tipos:

- **Fuerzas de Van der Waals.**
- **Enlaces o puentes de hidrógeno.**

# Táboa Periódica dos Elementos

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 <b>H</b> Hidróxeno 1.008	2 <b>He</b> Helio 4.003	3 <b>Li</b> Litio 6.941	4 <b>Be</b> Berilio 9.012	5 <b>B</b> Boro 10.811	6 <b>C</b> Carbono 12.011	7 <b>N</b> Nitróxeno 14.007	8 <b>O</b> Oxíxeno 15.999	9 <b>F</b> Flúor 18.998	10 <b>Ne</b> Neón 20.180	11 <b>Na</b> Sodio 22.990	12 <b>Mg</b> Magnésio 24.305	13 <b>Al</b> Alumínio 26.982	14 <b>Si</b> Silicio 28.086	15 <b>P</b> Fósforo 30.974	16 <b>S</b> Azufre 32.066	17 <b>Cl</b> Cloro 35.453	18 <b>Ar</b> Argón 39.948
19 <b>K</b> Potasio 39.098	20 <b>Ca</b> Calcio 40.078	21 <b>Sc</b> Escandio 44.956	22 <b>Ti</b> Titánio 47.867	23 <b>V</b> Vanadio 50.942	24 <b>Cr</b> Cromo 51.996	25 <b>Mn</b> Manganeso 54.938	26 <b>Fe</b> Hierro 55.845	27 <b>Co</b> Cobalto 58.933	28 <b>Ni</b> Níquel 58.693	29 <b>Cu</b> Cobre 63.546	30 <b>Zn</b> Zinc 65.38	31 <b>Ga</b> Galio 69.723	32 <b>Ge</b> Germanio 72.631	33 <b>As</b> Arsénico 74.922	34 <b>Se</b> Selénio 78.971	35 <b>Br</b> Bromo 79.904	36 <b>Kr</b> Kriptón 84.798
37 <b>Rb</b> Rubidio 84.468	38 <b>Sr</b> Estroncio 87.62	39 <b>Y</b> Itrio 88.906	40 <b>Zr</b> Zircónio 91.224	41 <b>Nb</b> Nióbio 92.906	42 <b>Mo</b> Molibdeno 95.95	43 <b>Tc</b> Tecnécio 98.907	44 <b>Ru</b> Rutenio 101.07	45 <b>Rh</b> Rodio 102.906	46 <b>Pd</b> Paladio 106.42	47 <b>Ag</b> Prata 107.868	48 <b>Cd</b> Cadmio 112.414	49 <b>In</b> Indio 114.818	50 <b>Sn</b> Estanho 118.711	51 <b>Sb</b> Antimonio 121.760	52 <b>Te</b> Telurio 127.6	53 <b>I</b> Iodo 126.904	54 <b>Xe</b> Xenón 131.294
55 <b>Cs</b> Cesio 132.905	56 <b>Ba</b> Bario 137.328	57-71 Lantánidos	72 <b>Hf</b> Hafnio 178.49	73 <b>Ta</b> Tantalio 180.948	74 <b>W</b> Volfrámio 183.84	75 <b>Re</b> Reniio 186.207	76 <b>Os</b> Osmio 190.23	77 <b>Ir</b> Iridio 192.217	78 <b>Pt</b> Platina 195.085	79 <b>Au</b> Ouro 196.967	80 <b>Hg</b> Mercurio 200.592	81 <b>Tl</b> Talio 204.383	82 <b>Pb</b> Plomo 207.2	83 <b>Bi</b> Bismuto 208.980	84 <b>Po</b> Polonio [208.980]	85 <b>At</b> Astato 209.987	86 <b>Rn</b> Radón 222.018
87 <b>Fr</b> Francio 223.020	88 <b>Ra</b> Radio 226.025	89-103 Actínidos	104 <b>Rf</b> Rutherfordio [261]	105 <b>Db</b> Dubnio [262]	106 <b>Sg</b> Seaborgio [263]	107 <b>Bh</b> Bohrio [264]	108 <b>Hs</b> Hastio [269]	109 <b>Mt</b> Meitnerio [268]	110 <b>Ds</b> Darmstadtio [269]	111 <b>Rg</b> Roentgenio [272]	112 <b>Cn</b> Copernicium [277]	113 <b>Uut</b> Ununtrio [289]	114 <b>Fl</b> Flerovio [289]	115 <b>Uup</b> Ununpentio [desconocido]	116 <b>Lv</b> Livermorio [293]	117 <b>Uus</b> Ununseptio [desconocido]	118 <b>Uuo</b> Ununoctio [desconocido]

57 <b>La</b> Lantano 138.905	58 <b>Ce</b> Cerio 140.116	59 <b>Pr</b> Praseodímio 140.908	60 <b>Nd</b> Neodímio 144.243	61 <b>Pm</b> Prometio [144.913]	62 <b>Sm</b> Samario 150.36	63 <b>Eu</b> Europio 151.964	64 <b>Gd</b> Gadolínio 157.25	65 <b>Tb</b> Terbio 158.925	66 <b>Dy</b> Disprósio 162.500	67 <b>Ho</b> Holmio 164.930	68 <b>Er</b> Erbio 167.259	69 <b>Tm</b> Talio 168.934	70 <b>Yb</b> Itrbio 173.055	71 <b>Lu</b> Lutécio 174.967
89 <b>Ac</b> Actinio 227.028	90 <b>Th</b> Torio 232.038	91 <b>Pa</b> Protactínio 231.036	92 <b>U</b> Uranio 238.029	93 <b>Np</b> Neptunio 237.048	94 <b>Pu</b> Plutonio 244.064	95 <b>Am</b> Americio 243.061	96 <b>Cm</b> Curio 247.070	97 <b>Bk</b> Berkelio 247.070	98 <b>Cf</b> Californio 251.080	99 <b>Es</b> Einsteinio [254]	100 <b>Fm</b> Fermio 257.095	101 <b>Md</b> Mendelevio 258.1	102 <b>No</b> Nobelio 259.101	103 <b>Lr</b> Lawrencio [262]

### 3. Actividades finales

---

#### 3.1 Estructura atómica de la materia. Modelos atómicos

S52. Marque la respuesta correcta: "El primer modelo atómico fue ideado por..."

- a) Demócrito.
- b) Aristóteles.
- c) Dalton.
- d) Da Vinci

S53. Enuncie los postulados de la teoría atómica de Dalton.

S54. Describa un átomo de oxígeno según el modelo de Thomson y según el modelo de Rutherford.

Modelo de Thomson	Modelo de Rutherford

S55. Relacione las diferentes afirmaciones con el modelo atómico correspondiente, colocando la letra escogida en el lugar adecuado:

Letra	Afirmación
A	El átomo es una esfera compacta.
B	El núcleo es muy pequeño en comparación con el tamaño del átomo.
C	Los electrones se encuentran incrustados.

Letra	Modelo atómico
	Thomson
	Rutherford
	Dalton

S56. Señale las semejanzas y diferencias entre:

	Semejanzas	Diferencias
▪ Electrón - protón		
▪ Protón - neutrón		
▪ Electrón - neutrón		

S57. Busque y corrija el error en las siguientes afirmaciones:

- a) El electrón es una partícula cuya masa es muy pequeña y tiene carga eléctrica positiva.
- b) Un protón tiene una masa mucho mayor que el neutrón.
- c) Un neutrón tiene una masa aproximadamente igual que la del electrón.
- d) El neutrón tiene la misma carga que un electrón, pero de signo contrario.
- e) Los electrones y protones se repelen porque sus cargas son de signo opuesto.

S58. Complete la siguiente tabla con los valores correspondientes:

	Masa	Carga
Electrón		
Protón		
Neutrón		

## 3.2 Número atómico, número másico e isótopos

S59. Complete la siguiente tabla

	Protones	Neutrones	electrones	Z	A
${}_{92}^{235}\text{U}$					
${}_{7}^{15}\text{N}$					
${}_{2}^{4}\text{He}$					

S60. Un átomo neutro tiene 39 protones y 50 neutrones en su núcleo. ¿Cuántos electrones tiene? ¿Cómo se distribuyen los electrones en cada nivel? ¿Qué número atómico y número másico corresponden a este átomo?

S61. ¿Cuántos electrones caben en el 2.º nivel de energía de un átomo?

S62. Escriba un isótopo del  ${}_{20}^{40}\text{Ca}$ . ¿Cuántos protones, electrones y neutrones tiene el átomo dado y el isótopo que ha escrito?

S63. Dados los siguientes átomos: boro ( ${}_{5}^{11}\text{B}$ ), sodio ( ${}_{11}^{23}\text{Na}$ ) y boro ( ${}_{5}^{10}\text{B}$ ), responda:

- a) ¿Cuáles son sus valores de Z y A? ¿Cuántos electrones tiene cada átomo?
- b) ¿Cuáles de estos átomos son isótopos? ¿En qué se diferencian?

S64. Complete la siguiente tabla:

Protones	Neutrones	Electrones	Z	A
30				66
			9	19
	21		19	
18	22			

S65. Un átomo tiene  $A = 28$  y sabemos que tiene 14 protones. Calcule su número de neutrones e indique su número atómico. Representélo de forma abreviada y escriba un posible isótopo suyo.

S66. ¿Puede ser el número atómico de un átomo mayor que su número másico? Razone su respuesta.

S67. Un átomo neutro de calcio tiene 20 neutrones y 20 electrones, responda a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Cuántos protones tiene? ¿Cuál es su número atómico?
- b) ¿Cuál es su número másico?
- c) ¿Cómo se distribuyen los electrones en los diferentes niveles?
- d) Representélo de forma abreviada.
- e) Escriba un isótopo.

### 3.3 Masa atómica, iones y configuración electrónica

S68. Calcule la masa aproximada, expresada en u, de un átomo de  ${}^{14}_7\text{N}$ .

S69. Calcule la masa aproximada de un átomo de  ${}^{27}_{13}\text{Al}$  :

- a) En u.
- b) En kg.

S70. Escriba la configuración electrónica de un átomo de potasio,  ${}^{39}_{19}\text{K}$ , e indique el número de electrones que hay en cada nivel de energía.

S71. Un átomo neutro tiene la siguiente configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ .

- a) Indique el número de protones que posee este átomo.
- b) Escriba su número atómico.
- c) Indique el número de electrones de valencia que posee.

S72. Complete la siguiente tabla:

Átomo	Z	A	Nº protones	Nº electrones	Nº neutrones	Carga neta
${}_{53}^{127}\text{I}^{-1}$						
${}_{19}^{39}\text{K}^{+1}$						
${}_{15}^{31}\text{P}$						

S73. Escriba la configuración electrónica de los siguientes átomos:

Átomo	Configuración electrónica
${}_{18}\text{Ar}$	
${}_{17}\text{Cl}^{-1}$	
${}_{8}\text{O}^{-2}$	
${}_{12}\text{Mg}^{+2}$	
${}_{15}\text{P}$	

S74. Indique la opción correcta: un átomo de oxígeno tiene 8 protones, 10 neutrones y 10 electrones; es un...

- a) Cation con carga +2.
- b) Cation con carga +1.
- c) Anion con carga -1.
- d) Anion con carga -2.

S75. Escriba la configuración electrónica de los siguientes iones indicando si ganaron o perdieron electrones y si son cationes o aniones.

Átomo	Configuración electrónica	Gana/Perde	Cation/Anion
${}_{16}\text{S}^{-2}$			
${}_{15}\text{P}^{-3}$			
${}_{20}\text{Ca}^{+2}$			
${}_{37}\text{Rb}^{+1}$			

S76. Escriba la configuración electrónica del bario, Z = 56, y explique cuál será su ion más probable.

S77. Escriba la configuración electrónica de los siguientes átomos e indique cuál será el ion más probable de cada uno de ellos.

Átomo	Configuración electrónica	Ion más probable
$_{18}\text{Ar}$		
$_{3}\text{Li}$		
$_{16}\text{S}$		
$_{20}\text{Ca}$		
$_{9}\text{F}$		

S78. Complete la siguiente tabla:

Átomo	Símbolo	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones	Z	A	Carga neta
	Fe		30			56	+2
$^{25}_{12}\text{Mg}^{+2}$							
	Se		46	36		80	
		7	7	10			

### 3.4 Tabla periódica

S79. Cierta átomo tiene 35 protones en su núcleo, responda (utilizando la tabla periódica) a las siguientes preguntas:

- a) ¿Cuál es su nombre? ¿Y su símbolo?
- b) ¿A qué grupo pertenece? ¿A qué período?
- c) ¿Es un gas noble?
- d) ¿Es un metal, no metal o metaloide?
- e) Escriba su configuración electrónica.
- f) ¿Cuántos electrones de valencia tiene?
- g) ¿Cuál es su ion más probable?

S80. La configuración electrónica de un determinado átomo neutro es  $1s^2 2s^2$ . Responda a las siguientes preguntas (consulte la tabla periódica):

- a) ¿De qué elemento se trata? ¿Cuál es su símbolo?
- b) ¿A qué grupo y período pertenece?
- c) ¿Es un gas noble?
- d) ¿Es un metal, no metal, metaloide o gas noble?
- e) ¿Cuántos electrones de valencia tiene?
- f) ¿Cuál es su ion más probable?

S81. Un determinado átomo tiene una configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6$ .  
 Responda a las siguientes preguntas (consulte la tabla periódica):

- a) ¿De qué elemento se trata? ¿Cuál es su símbolo?
- b) ¿A qué grupo y período pertenece?
- c) ¿Es un gas noble?
- d) ¿Formará algún ion?

S82. Indique si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a metales, no metales o gases nobles:

Configuración electrónica	Metal/no metal/gas noble
$1s^2$	
$1s^2 2s^1$	
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	

Configuración electrónica	Metal/no metal/gas noble
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	
$1s^2 2s^2 2p^3$	
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	

S83. Escriba el nombre del grupo al que pertenecen los siguientes elementos:

Elemento	Grupo
Potasio (K)	
Bromo (Br)	
Yodo (I)	
Estroncio (Sr)	

Elemento	Grupo
Sodio (Na)	
Argón (Ar)	
Nitrógeno (N)	
Helio (He)	

S84. Consulte la tabla periódica. ¿Cuál es el gas noble perteneciente al 3.<sup>er</sup> período?

S85. Utilice la tabla periódica. Cite 2 elementos alcalinos.

S86. Consulte la tabla periódica y cite 3 elementos metaloides.

### 3.5 Enlace químico

S87. Explique la formación, mediante el enlace iónico, del compuesto  $\text{Na}_2\text{O}$ . Datos: Na ( $Z = 11$ ); O ( $Z = 8$ ).

- a) Escriba sus configuraciones electrónicas.
- b) ¿Es la unión de un metal con un no metal?
- c) ¿Cuántos electrones cede el sodio?
- d) ¿Cuántos electrones capta el oxígeno?
- e) ¿Qué iones se forman en esta unión?
- f) ¿Cuál es la fórmula del compuesto resultante?

S88. Complete la siguiente secuencia:

*“La configuración electrónica de los átomos de magnesio, Mg ( $Z = 12$ ), es ..... y la de los átomos de cloro, Cl ( $Z = 17$ ), es..... Por lo tanto, los átomos de magnesio tratan de perder .... Electrones, mientras que los átomos de cloro tratan de ganar .... electrón. La fórmula de la sustancia formada será ..... El enlace entre los dos iones formados es de tipo .....”*

S89. Represente los diagramas de Lewis de las siguientes moléculas:

HCl	
$\text{SH}_2$	
$\text{PH}_3$	

S90. Busque en la tabla periódica información sobre el átomo de yodo y responda:

- a) Escriba el valor de su número atómico y másico.
- b) ¿Qué partículas forman su núcleo?
- c) ¿Cuántos electrones tiene en su corteza?
- d) ¿Cuál es el ion más probable que formará?
- e) ¿Qué tipo de enlace existirá entre dos átomos de yodo?
- f) Represente el diagrama de Lewis de esta unión.

S91. En la molécula de oxígeno,  $\text{O}_2$ , ¿cuántos pares de electrones comparten los 2 átomos implicados en el enlace? ¿De qué tipo es el enlace que forman?

S92. Calcule la masa molecular, en una y en kg, de las siguientes moléculas (utilice la tabla periódica para ver la masa atómica de cada uno de los átomos):

Molécula	Masa molecular (u)	Masa molecular (kg)
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		
HNO <sub>3</sub>		
CO <sub>2</sub>		

S93. Indique el tipo de enlace teniendo en cuenta las propiedades de las sustancias:

Propiedad	Tipo de enlace
Es conductor de la corriente eléctrica y no soluble en agua.	
Son gases o líquidos a temperatura ambiente y se disuelven en disolventes orgánicos.	
Su punto de fusión es muy elevado y es insoluble.	
Son conductores de la electricidad cuando están disueltos o fundidos.	

S94. Los alumnos de la EPA de Pontevedra están experimentando en el laboratorio con tres sustancias desconocidas A, B y C. ¿Puede indicarles de qué tipo de compuestos se trata: iónicos, covalentes moleculares, covalentes atómicos o metales?

Propiedad	Tipo de enlace
La sustancia A tiene aspecto cristalino y se disuelve en agua.	
La sustancia B es un líquido que tiene un punto de ebullición de 56 °C.	
La sustancia C es un sólido brillante que conduce muy bien la electricidad.	

S95. Indique el tipo de enlace en los siguientes compuestos:

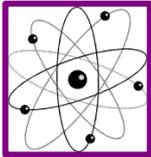
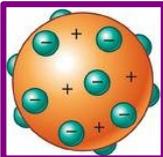
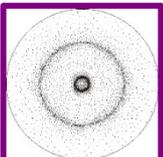
Compuesto	Tipo de enlace
Na <sub>2</sub> S	
KI	
SiH <sub>4</sub>	
Fe	
SrCl <sub>2</sub>	

# 4. Solucionario

## 4.1 Soluciones de las actividades propuestas

S1. *Aproximadamente 2500 años.*

S2.

Letra	Dibujo
A	
B	
C	
D	

Letra	Modelo
A	Modelo de Rutherford
C	Modelo de orbitales
D	Modelo de Dalton
B	Modelo de Thomson

S3. *En el siglo XX.*

S4.

Protón	Neutrón	Electrón
2.º	3.º	1.º

S5.

▪ 1.º nivel	$2 \cdot n^2 \rightarrow 2 \cdot 1^2 = 2 \cdot 1 = 2$
▪ 2.º nivel	$2 \cdot n^2 \rightarrow 2 \cdot 2^2 = 2 \cdot 4 = 8$

S6.

Átomo	Z	Nº protones	Nº electrones	A	Nº neutrones
F	9	9	9	19	10
Co	27	27	27	55	28
Al	13	13	13	27	14
Cl	17	17	17	36	19
S	16	16	16	32	16
Na	11	11	11	23	12

S7. a) Los átomos A y C son átomos del mismo elemento. Los átomos B y D son átomos del mismo elemento.

b) No.

c) Los átomos B y D son átomos del mismo elemento por tener el mismo número de protones en el núcleo, pero no son átomos iguales porque tienen diferente número de neutrones en sus respectivos núcleos; son, por lo tanto, isótopos.

S8. a) Número atómico:  $Z = 6$ . b) Número másico:  $A = 12$ .

S9. a) 18 neutrones; 17 protones; 17 electrones por ser un átomo neutro. b) 1.<sup>er</sup> nivel  $\rightarrow$  2 electrones; 2.<sup>o</sup> nivel  $\rightarrow$  8 electrones; 3.<sup>er</sup> nivel  $\rightarrow$  7 electrones.

S10. 1.<sup>er</sup> nivel  $\rightarrow$  2 electrones; 2.<sup>o</sup> nivel  $\rightarrow$  5 electrones.

S11. No.

S12. Los protones y los neutrones.

S13. "Dos átomos son isótopos si tienen igual número atómico y diferente número másico, por lo tanto, tienen el mismo número de protones y diferente número de neutrones".

S14.

Afirmación	V/F
▪ Todos los átomos de un elemento químico tienen el mismo número de protones.	V
▪ Todos los átomos de un elemento químico tienen el mismo número de neutrones.	F
▪ El número másico y el atómico son siempre números naturales.	V
▪ Dos átomos distintos pueden ser átomos del mismo elemento.	V

S15. *No. Para que dos átomos sean isótopos deben tener el mismo número atómico y diferente número másico. En el ejemplo de este ejercicio no se cumple la 1.ª de las condiciones.*

S16.

Isótopo	Elemento	Z	A	Nº protones	Nº electrones	Nº neutrones
$^{12}_6\text{C}$	Carbono	6	12	6	6	6
$^{13}_6\text{C}$	Carbono	6	13	6	6	7
$^{16}_8\text{O}$	Oxígeno	8	16	8	8	8
$^{18}_8\text{O}$	Oxígeno	8	18	8	8	10
$^{25}_{12}\text{Mg}$	Magnesio	12	25	12	12	13
$^{26}_{12}\text{Mg}$	Magnesio	12	26	12	12	14
$^{235}_{92}\text{U}$	Uranio	92	235	92	92	143
$^{238}_{92}\text{U}$	Uranio	92	238	92	92	146

S17. *56,44938 u.*

S18.  *$2,00788 \cdot 10^{-26}$  kg.*

S19.  *$35279820$  u;  $5,85645 \cdot 10^{-20}$  kg*

S20.

Átomo	Nº protones	Nº electrones	Nº neutrones	Carga neta
$^{14}_7\text{N}^{-3}$	7	10	7	-3
$^{39}_{19}\text{K}$	19	19	20	0
$^{35}_{17}\text{Cl}^{-1}$	17	18	18	-1
$^{24}_{12}\text{Mg}^{+2}$	12	10	12	+2

S21.

Elemento	Nº protones	Nº electrones	Nº neutrones	Átomo
Sodio (Na)	11	10	12	$^{23}_{11}\text{Na}^{+1}$
Sodio (Na)	11	11	12	$^{23}_{11}\text{Na}$
Calcio (Ca)	20	20	20	$^{40}_{20}\text{Ca}$
Calcio (Ca)	20	18	20	$^{40}_{20}\text{Ca}^{+2}$
Yodo (I)	53	54	74	$^{127}_{53}\text{I}^{-1}$
Yodo (I)	53	53	73	$^{126}_{53}\text{I}$

S22.

Átomo	Elemento	Ion (sí/no)	Ha ganado electrones	Ha perdido electrones	Carga neta
${}^{14}_7\text{N}^{-3}$	Nitrógeno	Sí	Sí (3)	No	-3
${}^{39}_{19}\text{K}$	Potasio	No	No	No	0
${}^{35}_{17}\text{Cl}^{-1}$	Cloro	Sí	Sí (1)	No	-1
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{+2}$	Magnesio	Sí	No	Sí (2)	+2
${}^{40}_{20}\text{Ca}$	Calcio	No	No	No	0
${}^{133}_{55}\text{Cs}^{+1}$	Cesio	Sí	No	Sí (1)	+1
${}^{56}_{26}\text{Fe}^{+2}$	Hierro	Sí	No	Sí (2)	+2

S23. a) 6 protones, 6 electrones  $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$ ; b) 26 protones, 26 electrones  $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ ; c) 12 protones, 10 electrones  $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$ . d) 16 protones, 18 electrones  $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

S24. a)  $Z = 11$ ;  $A = 23$ . b) Constituido por 11 protones y 12 neutrones. c) 11 electrones. d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . e) No. f) 1.<sup>er</sup> nivel (2 electrones); 2.<sup>o</sup> nivel (8 electrones); 3.<sup>er</sup> nivel (1 electrones). g) Dibujo. h) 1 electrón de valencia.

S25. a) 17 electrones. b)  $Z = 17$ ;  $A = 36$ . c) 1.<sup>er</sup> nivel (2 electrones); 2.<sup>o</sup> nivel (8 electrones); 3.<sup>er</sup> nivel (7 electrones). d) No. e) Constituido por 17 protones y 19 neutrones.

S26.

Configuración electrónica	Nº Período	Nº Grupo	Electrones de valencia
▪ $1s^2 2s^2$	2	2	2
▪ $1s^2 2s^2 2p^3$	2	15	5
▪ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	4	1	1
▪ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	4	17	7
▪ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	3	18	8

S27. Nitrógeno (N).

S28. Flúor (F).

S29. Helio (He); criptón (Kr).

S30. a) Cloro; Cl. b) Halógenos (grupo 17); 3<sup>o</sup> período. c) No. d) No metal. e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . f) 7 electrones de valencia. g)  $\text{Cl}^1$ .



S42.

Compuesto químico	KCl	CH <sub>4</sub>	N <sub>2</sub>	CaF <sub>2</sub>	NaCl	MgO	H <sub>2</sub> O
Tipo de enlace	Iónico	Covalente	Covalente	Iónico	Iónico	Iónico	Covalente

S43. *Experiencia de laboratorio.*

S44. *98,07 u.*

S45. *16,01 u;  $2,657 \cdot 10^{-26}$  kg.*

S46. *62,01 u;  $1,0293 \cdot 10^{-25}$  kg.*

S47. *Teoría.*

S48.

Letra	Sustancia
A	NaCl
B	Zn
C	Cl <sub>2</sub>

Letra	Enlace químico
A	Iónico
C	Covalente
B	Metálico

S49.

Sustancia	Enlace químico
H <sub>2</sub> O	Covalente
I <sub>2</sub>	Covalente
Al	Metálico
NaBr	Iónico
CH <sub>4</sub>	Covalente
He	Gas noble
NH <sub>3</sub>	Covalente

S50. *Todos ellos tienen 8 electrones de valencia, su configuración electrónica es  $ns^2 np^6$  y verifican la regla del octeto.*

S51.

Afirmaciones	V/F
Un sólido metálico está formado por iones negativos y una nube de electrones.	F
Un sólido metálico está formado por átomos neutros que comparten electrones.	F
Un sólido metálico está formado por iones positivos y una nube de electrones.	V

## 4.2 Soluciones de las actividades finales

S52. *c.*

S53. *Teoría.*

S54.

Modelo de Thomson	Modelo de Rutherford
Esfera maciza cargada positivamente con 8 electrones (carga negativa) incrustados en ella.	Átomo formado por un núcleo con 8 protones y la mayor parte de la masa del átomo y, en la corteza, 8 electrones girando alrededor del núcleo.

S55.

Letra	Afirmación
A	El átomo es una esfera compacta.
B	El núcleo es muy pequeño en comparación con el tamaño del átomo.
C	Los electrones se encuentran incrustados.

Letra	Modelo atómico
C	Thomson
B	Rutherford
A	Dalton

S56.

	Semejanzas	Diferencias
▪ Electrón-protón	Misma carga, pero de signos contrarios.	Masas muy diferentes.
▪ Protón-neutrón	Masa muy parecida.	Uno tiene carga positiva y el otro no tiene carga.
▪ Electrón-neutrón	Ninguna.	Masas y cargas diferentes.

S57. *a) El electrón es una partícula cuya masa es muy pequeña y tiene carga eléctrica negativa.*

*b) Un protón tiene una masa mucho mayor que el electrón.*

*c) Un neutrón tiene una masa aproximadamente igual que la del protón.*

*d) El protón tiene la misma carga que el electrón, pero de signo contrario.*

*e) Los electrones y los protones se atraen porque sus cargas son de signo opuesto.*

S58.

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

S59.

	Protones	Neutrones	electrones	Z	A
${}^{235}_{92}\text{U}$	92	143	92	92	235
${}^{15}_7\text{N}$	7	8	7	7	15
${}^4_2\text{He}$	2	2	2	2	4

S60. 39 electrones; 1.<sup>er</sup> nivel (2 electrones); 2.<sup>o</sup> nivel (8 electrones); 3.<sup>er</sup> nivel (18 electrones); 4.<sup>o</sup> nivel (9 electrones); 5.<sup>o</sup> nivel (2 electrones). Z = 39; A = 89.

S61.  $2 \cdot n^2 \rightarrow 8$  electrones.

S62. Un isótopo puede ser el átomo:  ${}^{41}_{20}\text{Ca}$ .  ${}^{40}_{20}\text{Ca} \rightarrow 20$  protones, 20 electrones y 20 neutrones.  ${}^{41}_{20}\text{Ca} \rightarrow 20$  protones, 20 electrones y 21 neutrones.

S63. Boro  $\rightarrow Z = 5$ ; A = 11; sodio  $\rightarrow Z = 11$ ; A = 23; boro  $\rightarrow Z = 5$ ; A = 10. Boro  $\rightarrow 5$  electrones; sodio  $\rightarrow 11$  electrones; boro  $\rightarrow 5$  electrones. Los 2 átomos de boro son isótopos. Tienen el mismo número de protones, pero tienen diferente número de neutrones.

S64.

Protones	Neutrones	Electrones	Z	A
30	36	30	30	66
9	10	9	9	19
19	21	19	19	40
18	22	18	18	40

S65. 14 neutrones; Z = 14;  ${}^{28}_{14}\text{Si}$ ;  ${}^{29}_{14}\text{Si}$ .

S66. No, porque el número másico de un átomo es la suma del número atómico más el número de neutrones que tiene ese átomo en su núcleo.

S67. a) 20 protones; Z = 20. b) A = 40. c) 1.<sup>er</sup> nivel (2 electrones); 2.<sup>o</sup> nivel (8 electrones); 3.<sup>er</sup> nivel (8 electrones); 4.<sup>o</sup> nivel (2 electrones). d)  ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ . e)  ${}^{42}_{20}\text{Ca}$ .

S68. 14,11165 u.

S69. a) 27,21602 u. b)  $4,5178 \cdot 10^{-26}$  kg.

S70. a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . b) 1.<sup>er</sup> nivel (2 electrones); 2.<sup>o</sup> nivel (8 electrones); 3.<sup>er</sup> nivel (8 electrones); 4.<sup>o</sup> nivel (1 electrones).

S71. a) 14 protones. b)  $Z = 14$ . c) 4 electrones de valencia.

S72.

Átomo	Z	A	Nº protones	Nº electrones	Nº neutrones	Carga neta
${}_{53}^{127}\text{I}^{-1}$	53	127	53	54	74	-1
${}_{19}^{39}\text{K}^{+1}$	19	39	19	18	20	+1
${}_{15}^{31}\text{P}$	15	31	15	15	16	0

S73.

Átomo	Configuración electrónica
${}_{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
${}_{17}\text{Cl}^{-1}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
${}_{8}\text{O}^{-2}$	$1s^2 2s^2 2p^6$
${}_{12}\text{Mg}^{+2}$	$1s^2 2s^2 2p^6$
${}_{15}\text{P}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

S74. d) Anión con carga -2.

S75.

Átomo	Configuración electrónica	Gana/Pierde	Catión/Anión
${}_{16}\text{S}^{-2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	Gana 2 e <sup>-</sup>	Anión
${}_{15}\text{P}^{-3}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	Gana 3 e <sup>-</sup>	Anión
${}_{20}\text{Ca}^{+2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	Pierde 2 e <sup>-</sup>	Catión
${}_{37}\text{Rb}^{+1}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	Pierde 1 e <sup>-</sup>	Catión

S76.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$ ;  $\text{Ba}^{+2}$ .

S77.

Átomo	Configuración electrónica	Ion más probable
${}_{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	---
${}_{3}\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	$\text{Li}^{+1}$
${}_{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$\text{S}^{-2}$
${}_{20}\text{Ca}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$\text{Ca}^{+2}$
${}_{9}\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\text{F}^{-1}$

S78.

Átomo	Símbolo	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones	Z	A	Carga neta
${}^{56}_{26}\text{Fe}^{+2}$	Fe	26	30	24	26	56	+2
${}^{25}_{12}\text{Mg}^{+2}$	Mg	12	13	10	12	25	+2
${}^{80}_{34}\text{Se}^{-2}$	Se	34	46	36	34	80	-2
${}^{14}_{7}\text{N}^{-3}$	N	7	7	10	7	14	-3

S79. a) Bromo; Br. b) Halógenos (grupo 17); 4.º período. c) No. d) No metal. e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ . f) 7 electrones de valencia. g)  $\text{Br}^{-1}$ .

S80. a) Berilio; Be. b) Alcalinotérreos (grupo 2); 2.º período. c) No. d) Metal. e) 2 electrones de valencia. f)  $\text{Be}^{+2}$ .

S81. a) Neón; Ne. b) Gases nobles (grupo 18); 2.º período. c) Sí. d) No tiene tendencia a formar iones porque ya tiene su octeto completo.

S82.

Configuración electrónica	Metal/no metal/gas noble
$1s^2$	Gas noble
$1s^2 2s^1$	Metal
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	No metal
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	Metal

Configuración electrónica	Metal/no metal/gas noble
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Metal
$1s^2 2s^2 2p^3$	No metal
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Metal
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	Gas noble

S83.

Elemento	Grupo
Potasio (K)	Alcalinos
Bromo (Br)	Halógenos
Yodo (I)	Halógenos
Estroncio (Sr)	Alcalinotérreos

Elemento	Grupo
Sodio (Na)	Alcalinos
Argón (Ar)	Gases nobles
Nitrógeno (N)	Nitrogenoides
Helio (He)	Gases nobles

S84. Argón (Ar).

S85. Litio y sodio.

S86. Germanio, arsénico y polonio.

S87. a) Na:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ; O:  $1s^2 2s^2 2p^4$ . b) Sí. Sodio (metal) + Oxígeno (no metal). c) Cada átomo de sodio cede 1 electrón. d) Cada átomo de oxígeno gana 2 electrones. e)  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+$ ;  $\text{O} \rightarrow \text{O}^{2-}$ . f)  $\text{Na}_2\text{O}$ .

S88.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ .  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . 2. 1.  $MgCl_2$ . Enlace iónico.

S89.

HCl	$H \times \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}$
SH <sub>2</sub>	$H : \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{S}} : H$
PH <sub>3</sub>	$H : \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{P}} : H$ $\quad \quad \quad \underset{\cdot\cdot}{H}$

S90. a)  $Z = 53$ ;  $A = 127$ . b) 53 protones y 74 neutrones. c) 53 electrones. d)  $I \rightarrow I^-$ . e)



S91. a) 2 pares de electrones (doble enlace). Cada átomo aporta 2 electrones al enlace. b) Enlace covalente.

S92.

Molécula	Masa molecular (u)	Masa molecular (kg)
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	142,07	$2,358 \cdot 10^{-25}$
HNO <sub>3</sub>	63,01	$1,046 \cdot 10^{-25}$
CO <sub>2</sub>	44,01	$7,306 \cdot 10^{-26}$

S93.

Propiedad	Tipo de enlace
Es conductor de la corriente eléctrica y no soluble en agua.	Metálico
Son gases o líquidos a temperatura ambiente y se disuelven en disolventes orgánicos.	Covalente
Su punto de fusión es muy elevado y es insoluble.	Metálico
Son conductores de la electricidad cuando están disueltos o fundidos.	Iónico

S94.

Propiedad	Tipo de enlace
La sustancia A tiene aspecto cristalino y se disuelve en agua.	Iónico
La sustancia B es un líquido que tiene un punto de ebullición de 56 °C.	Covalente
La sustancia C es un sólido brillante que conduce muy bien la electricidad.	Metálico

S95.

Compuesto	Tipo de enlace
Na <sub>2</sub> S	Iónico
KI	Iónico
SiH <sub>4</sub>	Covalente
Fe	Metálico
SrCl <sub>2</sub>	Iónico

## 5. Glosario

A	▪ Actividad radioactiva	Número de partículas emitidas por una sustancia radioactiva por unidad de tiempo.
	▪ Amoníaco	Gas incoloro, compuesto de hidrógeno y nitrógeno, NH <sub>3</sub> . Soluble en agua; se emplea en la fabricación de fertilizantes y productos de limpieza.
D	▪ Ductilidad	Propiedad de los metales para transformarse en filamentos sin romper.
E	▪ Esterilización	Proceso por el cual se erradican los microorganismos de una determinada superficie o instrumento.
	▪ Electrización	Efecto de ganar o perder cargas eléctricas, normalmente electrones, por fricción, por contacto y por inducción.
F	▪ Fuerza electrostática	Fuerza de interacción entre dos cargas en reposo. Puede ser atractiva o repulsiva.
H	▪ Sistema homogéneo	Sistema en el cual no se distinguen sus componentes y cuya composición es uniforme.
I	▪ Isótopo	Átomos de un mismo elemento cuyos núcleos tienen una cantidad diferente de neutrones.
M	▪ Microorganismo	Organismos, formas de vida o seres vivos unicelulares, en su mayoría, o incluso pluricelulares, muy pequeños, que solo pueden ser divisados por medio de un microscopio.
	▪ Maleabilidad	Propiedad de los metales para transformarse en láminas sin romper.
	▪ Modelo científico	Proceso destinado a explicar fenómenos, establecer relaciones entre los hechos y enunciar leyes que expliquen los fenómenos físicos.
	▪ Metodología	Conjunto de pautas y acciones orientadas a la solución de un problema o cuestión.
N	▪ Número atómico	Número de protones existentes en el núcleo de un átomo. Se representa por Z.
	▪ Número másico	Número de protones más neutrones existentes en el núcleo de un átomo. Se representa por la letra A.
O	▪ Octeto	Conjunto de ocho personas, animales o cosas de características semejantes o con una función común.
	▪ Orbital	Región del espacio donde la probabilidad de encontrar el electrón girando alrededor del núcleo es máxima.
P	▪ Parásito	Ser vivo que se alimenta de las sustancias que elabora otro ser vivo de distinta especie viviendo en su interior o superficie, con lo que puede causarle algún daño o enfermedad.
	▪ Periódico	Que se repite a intervalos de tiempo iguales.
R	▪ Reactor nuclear	Instalación capaz de iniciar, controlar y mantener las reacciones nucleares.
T	▪ Teoría	Conjunto organizado de ideas, reglas y principios que explican un fenómeno, deducidos a partir de la observación, la experiencia o el razonamiento lógico.

## 6. Bibliografía y recursos

---

### Bibliografía

- *Os materiais terrestres. 1.º Natureza.* Educación secundaria a distancia para persoas adultas. Xunta de Galicia (2004).
- *Física e química 3.º ESO. Ed. Santillana.*
- *Física e química 3.º ESO. Ed. Xerais.*
- *Física e química 3.º ESO. Ed. SM (2002).*
- *Ciencias da natureza 1.º ESO. Ed. Casals. Atmos (2003).*
- *Unidades didácticas para la educación secundaria a distancia de adultos. Ámbito científico tecnolóxico. Consellería de Educación e Ordenación Universitaria.*
- *Unidades didácticas para la educación de personas adultas de la Junta de Extremadura.*
- *Unidades didácticas para la educación de personas adultas de la Junta de Castilla y León.*

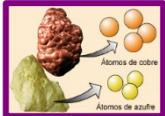
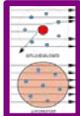
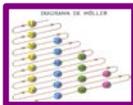
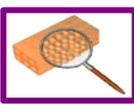
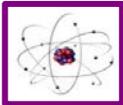
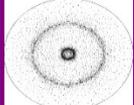
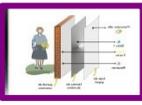
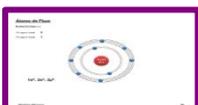
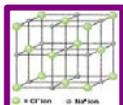
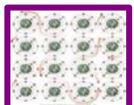
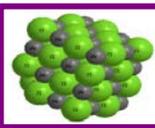
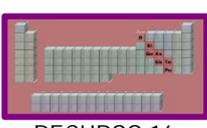
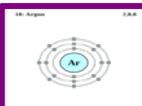
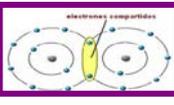
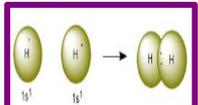
### Enlaces de Internet

- <http://www.cidead.es/recursos/recursos.htm>
- <http://www.hiciencias.wikispaces.com>
- <http://www.quimiziencia.es>
- <http://www.fisicayquimicaenflash.es>
- <http://www.cidead.cnice.mec.es/>
- [http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/index\\_biogeo.htm/](http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/index_biogeo.htm/)
- <http://www.edu.xunta.gal/portal/ea/materiales-didacticos/>
- <https://www.educacion.navarra.es/>
- [http://www.quimicaweb.net/grupo\\_trabajo\\_fyq3/tema2/index2.htm/](http://www.quimicaweb.net/grupo_trabajo_fyq3/tema2/index2.htm/)
- <http://www.areaciencias.com/tutoriales/>
- <http://www.educamix.com/>
- <http://www.educa.jccm.es/es/estperadult/estudiar/>

- <http://www.educa.jcyl.es/adultos/es/materiales-recursos/ensenanza-secundaria-personas-adultas/ambito-cientifico-tecnologico/>
- <http://www.educarex.es/caracteristicas-regimen-distanciamodalidad-semipresencial.htm/>

# 7. Anexo. Licencia de recursos

## Licencias de recursos utilizadas en esta unidad didáctica

RECURSO (1)	DATOS DEL RECURSO (1)	RECURSO (2)	DATOS DEL RECURSO (2)
 <p>RECURSO 1</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://concurso.cnice.mec.es/cnic2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atoms/mod_dalton.htm">http://concurso.cnice.mec.es/cnic2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atoms/mod_dalton.htm</a></li> </ul>	 <p>RECURSO 2</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="https://es.wikipedia.org/wiki/Teor%C3%ADa_at%C3%B3mica">https://es.wikipedia.org/wiki/Teor%C3%ADa_at%C3%B3mica</a></li> </ul>
 <p>RECURSO 3</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://noemichumanialamateria10a.blogspot.com.es/2015_12_01_archive.html">http://noemichumanialamateria10a.blogspot.com.es/2015_12_01_archive.html</a></li> </ul>	 <p>RECURSO 4</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena5/3q5_contenidos_1a1.htm">http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena5/3q5_contenidos_1a1.htm</a></li> </ul>
 <p>RECURSO 5</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://www.dissenart.com/ilustracion/los4elementos.html">http://www.dissenart.com/ilustracion/los4elementos.html</a></li> </ul>	 <p>RECURSO 6</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://percyingenieriaactiva.blogspot.com.es/2010/04/isotopos-modelos-atomicos.html">http://percyingenieriaactiva.blogspot.com.es/2010/04/isotopos-modelos-atomicos.html</a></li> </ul>
 <p>RECURSO 7</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="https://sites.google.com/site/fyqsitestrabajo/home/trabajo">https://sites.google.com/site/fyqsitestrabajo/home/trabajo</a></li> </ul>	 <p>RECURSO 8</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="https://www.emaze.com/@ALROTCOO/Modelo-at%C3%B3mico-actual">https://www.emaze.com/@ALROTCOO/Modelo-at%C3%B3mico-actual</a></li> </ul>
 <p>RECURSO 9</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://www.quimicas.net/2015/05/ejemplos-de-enlace-quimico.html">http://www.quimicas.net/2015/05/ejemplos-de-enlace-quimico.html</a></li> </ul>	 <p>RECURSO 10</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="https://sites.google.com/site/quimica1obach/introduccion/modelo-atomico-de-rutherford">https://sites.google.com/site/quimica1obach/introduccion/modelo-atomico-de-rutherford</a></li> </ul>
 <p>RECURSO 11</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://emilyjzm.blogspot.com.es">http://emilyjzm.blogspot.com.es</a></li> </ul>	 <p>RECURSO 12</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://www.monografias.com/trabajos103/modelos-atomicos-y-estructura-atmica/modelos-atomicos-y-estructura-atmica.shtml">http://www.monografias.com/trabajos103/modelos-atomicos-y-estructura-atmica/modelos-atomicos-y-estructura-atmica.shtml</a></li> </ul>
 <p>RECURSO 13</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://genesis.uag.mx/edmedia/material/qino/T6.cfm">http://genesis.uag.mx/edmedia/material/qino/T6.cfm</a></li> </ul>	 <p>RECURSO 14</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://ericcardenasharo.blogspot.com.es/2015/05/cuarta-clase.html">http://ericcardenasharo.blogspot.com.es/2015/05/cuarta-clase.html</a></li> </ul>
 <p>RECURSO 15</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://www.quimicafisica.com/compuestos-ionicos-y-moleculares.html">http://www.quimicafisica.com/compuestos-ionicos-y-moleculares.html</a></li> </ul>	 <p>RECURSO 16</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://nosotrosyciencia.blogspot.com.es/2011/10/familias-de-elementos-quimicos.html">http://nosotrosyciencia.blogspot.com.es/2011/10/familias-de-elementos-quimicos.html</a></li> </ul>
 <p>RECURSO 17</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="https://ahombrosdegigantescienciaytecnologia.wordpress.com/2015/08/13/">https://ahombrosdegigantescienciaytecnologia.wordpress.com/2015/08/13/</a></li> </ul>	 <p>RECURSO 18</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://mundomineral.blogspot.com.es/2012/01/halita.html">http://mundomineral.blogspot.com.es/2012/01/halita.html</a></li> </ul>
 <p>RECURSO 19</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/500/529/html/Unidad_01/pagina_23.html">http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/500/529/html/Unidad_01/pagina_23.html</a></li> </ul>	 <p>RECURSO 20</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://102veronicaruz.blogspot.com.es/2014/08/enlace-quimico.html">http://102veronicaruz.blogspot.com.es/2014/08/enlace-quimico.html</a></li> </ul>