



Tema 6. Estructura de la materia.

M3_Parte 8_Tema 6 Materia

Tabla de contenido

Tema 6. Estructura de la materia.	2
1. El átomo	3
1.1. Modelos atómicos	4
1.1.1. Modelo atómico de Dalton	5
1.1.2. Modelo atómico de Thomson	6
1.1.3. Modelo atómico de Rutherford	7
1.1.4. Modelo atómico actual	10
1.2. Número atómico y número másico	11
1.2.1. Isótopos	12
1.2.2. Radiactividad	14
1.2.3. Isótopos radiactivos	15
1.3. Configuración electrónica	16
2. Tabla periódica	18
2.1. Símbolos de los elementos	20
2.2. Grupos	21
2.4. Metales y no metales	23
3. Enlace químico. Propiedades de las sustancias	25
3.1. Enlace iónico	26
3.2. Enlace covalente	28
3.3. Enlace metálico	31
4.1. Átomos y moléculas	33
4.2. Masa atómica y masa molecular	34
4.3. Materia inorgánica	35
4.4. Materia orgánica	36

Tema 6. Estructura de la materia.



Financiado por
la Unión Europea
NextGenerationEU



MINISTERIO
DE EDUCACIÓN, FORMACIÓN PROFESIONAL
Y DEPORTES



Plan de Recuperación,
Transformación
y Resiliencia



Castilla-La Mancha

Material financiado por el Ministerio de Educación y Formación Profesional y por la Unión Europea-Next GenerationEU, en el marco del Componente 19, inversión 1 del Plan de Recuperación, Transformación y Resiliencia.

¿De qué está hecha la materia?

Esta es la pregunta que abordaremos en este tema.

Hace más de 2000 años, se sugirió que la **materia** estaba compuesta por **átomos**. Desde hace menos de dos siglos, se han identificado las tres **partículas subatómicas** que constituyen los átomos: **electrones** **protones** y **neutrones**

Para explicar estos descubrimientos, los científicos utilizan **modelos**. Un modelo describe la realidad mediante comparaciones con fenómenos conocidos. En el caso de los átomos, se emplean **modelos atómicos**

La materia está formada por átomos que se combinan según reglas específicas para formar las diversas **sustancias** que conocemos. Todos los cuerpos son el resultado de estas combinaciones atómicas. Existen numerosas variedades de átomos, y su combinación da lugar a una diversidad de sustancias, desde la **sal** de mesa hasta los componentes de una **pantalla de ordenador**

Los **químicos** heredaron de los **alquimistas** una compleja terminología. La literatura química puede resultar incomprensible para quienes no dominan los símbolos y términos, como los de la **tabla periódica**

La unión de átomos, conocida como **enlace químico**, se produce cuando el conjunto resultante es más estable que los átomos individuales.

Al comprender la tabla periódica y los enlaces químicos, se puede obtener valiosa información sobre el comportamiento de **elementos** y **compuestos**. Este es el objetivo de este bloque.

1. El átomo

Si partes un **papel** en trocitos muy pequeños y acercas un **bolígrafo** de plástico a los trocitos, no sucede nada. Sin embargo, si frotas el bolígrafo con un **pañó de lana** y luego lo acercas a los trocitos de papel, observarás que los atrae. ¿A qué se debe este fenómeno?

Este fenómeno se debe a la manifestación de **propiedades eléctricas**. En general, la materia no suele mostrar propiedades eléctricas porque se encuentra en estado **neutro**, es decir, contiene el mismo número de **cargas positivas** y **cargas negativas**. Sin embargo, la electricidad está presente en cualquier clase de materia, ya que es una propiedad de los **átomos** que la constituyen.

Estos hechos fueron conocidos por varios científicos en la antigüedad, mucho antes de que se entendiera la composición del átomo.

Toda la materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas **átomos**, que a su vez están compuestos por otras partículas aún más pequeñas, denominadas **partículas subatómicas**

- ✓ **Protón:** Tiene carga eléctrica **positiva** y se encuentra en el **núcleo**
- ✓ **Neutrón:** No tiene carga eléctrica y se sitúa en el núcleo junto con los protones.
- ✓ **Electrón:** Posee carga eléctrica **negativa** y se encuentra en la **corteza**

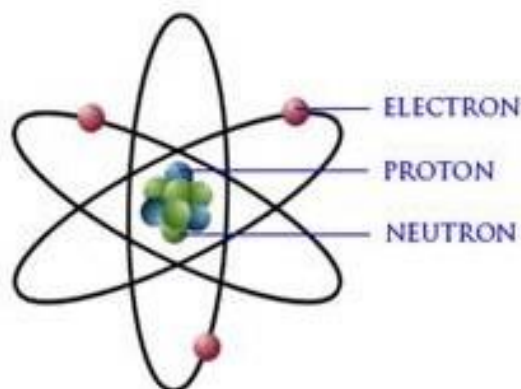


Imagen 1: Partículas subatómicas. Fuente: materiales virtuales ESPA. Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

La electricidad es parte esencial de toda la materia, ya que está presente en todos los átomos.

Para llegar al conocimiento actual sobre el átomo, han sido necesarios muchos avances científicos, que podemos resumir en los siguientes cuatro **modelos atómicos**, que veremos a continuación.

1.1. Modelos atómicos

A lo largo de la **historia**, los científicos han intentado explicar cómo está constituida la **materia** dando lugar a diferentes **modelos atómicos**

En la antigua **Grecia** **Demócrito** propuso que la materia estaba formada por pequeñas partículas **indivisibles** llamadas **átomos**. Según él, entre los átomos habría **vacío**



Demócrito

Imagen 2: Demócrito. Fuente: materiales virtuales ESPA. Autor: Desconocido.
Licencia: Desconocida.

A continuación, exploraremos los diferentes modelos atómicos que han surgido durante los dos últimos siglos.

1.1.1. Modelo atómico de Dalton

En **1808** **John Dalton** recuperó la teoría atómica de **Demócrito** y propuso que los **átomos** (partículas **indivisibles**) eran los constituyentes últimos de la **materia**, que se combinaban para formar **compuestos**. Este modelo se considera el primer **modelo atómico**, según el cual la materia está formada por estas partículas indivisibles llamadas átomos.

Es importante tener en cuenta que en esa época aún no se conocían los **electrones**, los **protones**, ni mucho menos los **neutrones**



John Dalton (1766-1844)

Imagen 3: Dalton. Fuente: materiales virtuales ESPA. Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

1.1.2. Modelo atómico de Thomson

En **1897**, los experimentos sobre la **conducción de la electricidad** en **gases** llevaron al descubrimiento de una nueva partícula con carga **negativa** el **electrón**

Los **rayos catódicos** estaban formados por electrones que saltan de los átomos del gas que llena el tubo cuando se somete a descargas eléctricas. Esto demostró que los átomos no eran **indivisibles**

J.J. Thomson propuso entonces su **modelo de átomo**:

Los electrones (pequeñas partículas con carga negativa) se encontraban incrustados en una **nube de carga positiva**. La carga positiva de la nube compensaba exactamente la carga negativa de los electrones, lo que hacía que el átomo fuera eléctricamente **neutro**

Los **electrones**, diminutas partículas con carga eléctrica **negativa**, están incrustados en una **nube de carga positiva**, de manera similar a cómo están las pasas en un pastel.



J. J. Thomson (1856-1940)

Imagen 4: Thomson. Fuente: materiales virtuales ESPA. Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

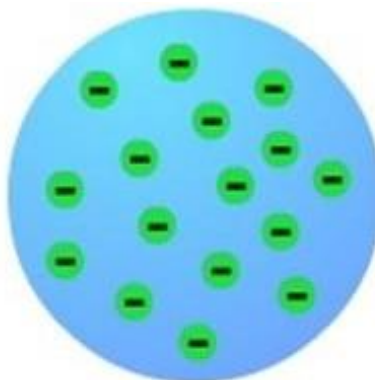


Imagen 5: Modelo de Thomson. Fuente: materiales virtuales ESPA. Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

1.1.3. Modelo atómico de Rutherford

Ernest Rutherford realizó una serie de experimentos de bombardeo de láminas delgadas de metales. En estos experimentos, se hicieron incidir partículas α (partículas con carga **positiva**) sobre una lámina de **oro** muy delgada. Tras atravesar la lámina, las partículas α chocaban contra una pantalla, lo que permitía observar si sufrían alguna desviación al atravesar la lámina. Rutherford observó lo siguiente:

- ✓ La mayor parte de las partículas atravesaban la lámina de oro sin sufrir ninguna desviación (trazo continuo con flecha negra).
- ✓ Muy pocas (aproximadamente una de cada 10,000) se desviaban un ángulo mayor de 10° (trazo a rayas con flechas rojas).
- ✓ En raras ocasiones, las partículas α rebotaban (líneas de puntos con flechas azules).



Imagen 6: Rutherford. Fuente: materiales virtuales ESPA. Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Basándose en los resultados de sus experimentos, Rutherford demostró que los átomos no eran macizos, como se creía, sino que estaban en su mayor parte vacíos y que en su centro había un diminuto **núcleo**. Así, estableció el llamado **modelo atómico de Rutherford** o **modelo atómico nuclear**, también conocido como **modelo planetario**, que se basa en lo siguiente:

- ✓ El átomo está formado por dos partes: **núcleo** y **corteza**
- ✓ El núcleo es la parte central, de tamaño muy pequeño, donde se encuentra toda la carga positiva y prácticamente toda la masa del átomo. Esta carga positiva del núcleo es la responsable de la desviación de las partículas alfa en el experimento de la lámina de oro.
- ✓ La corteza es casi un espacio vacío, inmenso en relación con las dimensiones del núcleo. Esto explica por qué la mayor parte de las partículas alfa atraviesan la lámina de oro sin desviarse. En esta corteza se encuentran los **electrones**, que tienen una masa muy pequeña y carga **negativa**. Al igual que en un diminuto sistema solar, los electrones giran alrededor del núcleo, similar a como los planetas giran alrededor del Sol. Los electrones están ligados al núcleo por la **atracción eléctrica** entre cargas de signo contrario.

Para comprobar que has entendido lo que has leído, realiza el siguiente ejercicio.

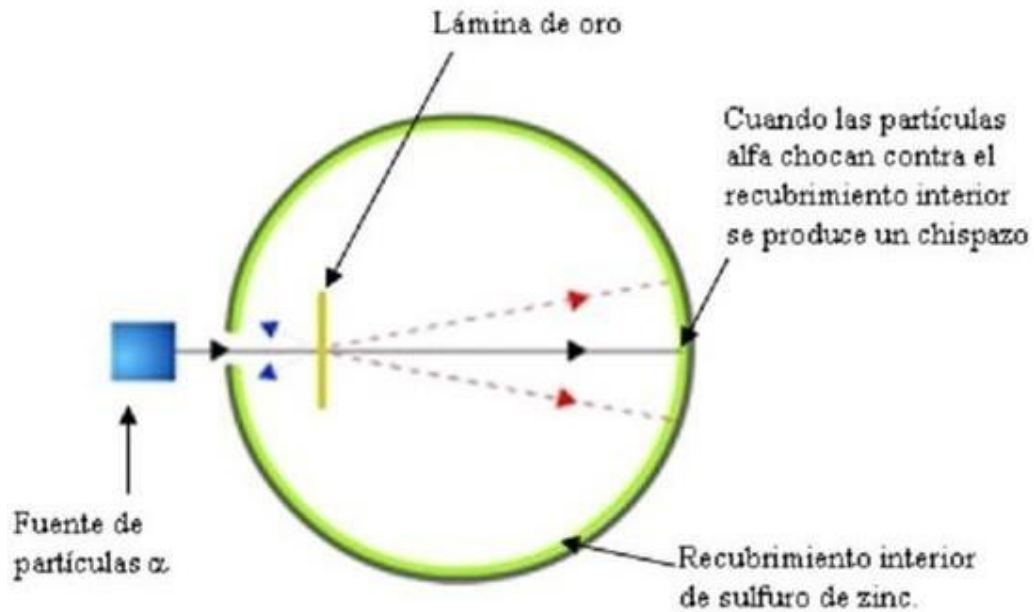


Imagen 7: Experimento de Rutherford. Fuente: materiales virtuales ESPA.

Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Con su experimento, **Rutherford** observó lo siguiente:

- ✓ La mayor parte de las partículas atravesaban la lámina de **oro** sin sufrir ninguna desviación (trazo continuo con flecha negra).
- ✓ Muy pocas (aproximadamente una de cada 10,000) se desviaban un ángulo mayor de 10° (trazo a rayas con flechas rojas).
- ✓ En raras ocasiones, las partículas α rebotaban (líneas de puntos con flechas azules).

Basándose en los resultados de sus experimentos, Rutherford demostró que los **átomos** no eran macizos, como se creía, sino que estaban en su mayor parte vacíos y que en su centro había un diminuto **núcleo**. Así, estableció el llamado **modelo atómico de Rutherford**, o **modelo atómico nuclear**, también conocido como **modelo planetario**, que se basa en lo siguiente:

- ✓ El átomo está formado por dos partes: **núcleo** y **corteza**

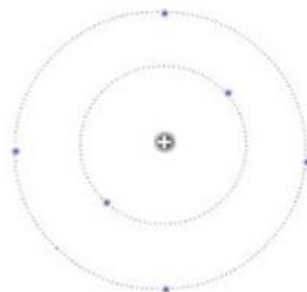


Imagen 8: Modelo de Rutherford. Fuente: materiales virtuales ESPA.

Autor:
Desconocido. Licencia:
Desconocida.

- ✓ El **núcleo** es la parte central, de tamaño muy pequeño, donde se encuentra toda la **carga positiva** y prácticamente toda la **masa** del átomo. Esta carga positiva del núcleo, en la experiencia de la lámina de oro, es la responsable de la desviación de las **partículas alfa** (también con carga positiva).
- ✓ La **corteza** es casi un espacio vacío, inmenso en relación con las dimensiones del núcleo. Esto explica por qué la mayor parte de las partículas alfa atraviesan la lámina de oro sin desviarse. En la corteza se encuentran los **electrones**, que tienen una masa muy pequeña y carga **negativa**. Al igual que en un diminuto sistema solar, los electrones giran alrededor del núcleo, igual que los planetas alrededor del Sol. Los electrones están ligados al núcleo por la **atracción eléctrica** entre cargas de signo contrario.

1.1.4. Modelo atómico actual

A pesar de que el **modelo atómico de Rutherford** supuso un gran avance, en las primeras décadas del **siglo XX** se desarrollaron otros modelos para intentar explicar algunas **propiedades químicas** de los distintos elementos.

De acuerdo con estos nuevos modelos, alrededor del núcleo hay distintas **capas** o **niveles de energía**, donde se sitúan los **electrones**. Estas capas se representan con letras mayúsculas, comenzando por la "K" y continuando en orden alfabético: K, L, M, N, etc. Cada capa tiene un número máximo de electrones que no se puede superar.

Si llamamos "n" al número de orden de cada una de las capas, empezando por la más cercana al núcleo, los electrones que puede albergar cada capa son:

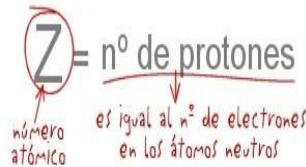
Capa		Nº electrones
K	n =	2 electrones
L	n = 2	8 electrones
M	n = 3	18 electrones
N	n = 4	32 electrones

En el **modelo atómico actual**, los electrones de la corteza del átomo se sitúan en capas que van aumentando con el tamaño del átomo, de forma similar a las **capas de una cebolla**

1.2. Número atómico y número másico

El **número atómico** es el número de **protones** que posee un determinado átomo en su **núcleo**. Se representa mediante la letra **Z**.

En un átomo en estado normal (eléctricamente neutro), el número atómico coincide también con el número de **electrones** en su **corteza**.



Cada **elemento** queda identificado por su número atómico. Si dos átomos tienen el mismo número atómico, son átomos del mismo elemento. Si, por el contrario, los átomos tienen distinto número atómico, pertenecen a dos elementos diferentes.

El **número másico** es la suma de protones y **neutrones** de un átomo, y se representa con la letra **A**.

Dado que el número de protones es "Z", si llamamos al número de neutrones "N", se cumple la relación:

$$A = Z + N$$

Si conocemos el número atómico (Z) y el número másico (A) de cualquier átomo, podemos averiguar rápidamente el número de protones, neutrones y electrones de dicho átomo. El número de neutrones (N) será la diferencia entre el número másico y el número atómico:

$$N = A - Z$$

Ejemplo: El número atómico (Z) del **aluminio** es 13 y su número másico (A) es 27.

De aquí podemos deducir que en el núcleo de un átomo de aluminio hay 13 protones y 14 neutrones. Además, si este átomo es eléctricamente neutro, tendrá exactamente 13 electrones.

Dado que la masa del electrón es insignificante en comparación con la del protón o el neutrón (unas 2,000 veces menor), la masa de un átomo es prácticamente la suma de las masas de los protones y los neutrones en su núcleo. Por lo tanto, coincidirá con el número másico. Esto lo veremos con más detalle en el próximo cuatrimestre...

1.2.1. Isótopos

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

Los átomos de un mismo elemento no tienen por qué ser exactamente iguales. Aunque todos poseen el mismo número de protones en el núcleo (igual **Z**), pueden tener un distinto número de **neutrones** (distinto **A**).

Como ya hemos mencionado, el número de neutrones de un átomo se calcula así:

$$N = A - Z$$

Los átomos de un mismo elemento (igual **Z**) que tienen un número diferente de neutrones (distinto **A**) se denominan **isótopos**

Los isótopos son átomos del mismo elemento (mismo número atómico) que tienen un diferente número de neutrones (diferente número másico).

Ejemplo

El átomo de **carbono** tiene un número atómico $Z = 6$, ya que posee seis protones (y seis electrones, claro). La mayoría de los átomos de carbono tienen normalmente 6 neutrones, pero se han encontrado átomos de carbono con un número de neutrones distinto.

Fíjate en la siguiente tabla:

Átomo	Protones	Neutrones	Electrones	Número atómico (Z)	Número másico (A)
Carbono-12	6	6	6	6	12
Carbono-13	6	7	6	6	13
Carbono-14	6	8	6	6	14

El **carbono-13** es muy importante en medicina, ya que algunas técnicas de diagnóstico lo emplean. El **carbono-14**, como ya sabrás, se utiliza para conocer la antigüedad de los objetos históricos o prehistóricos.

En la siguiente imagen se muestran átomos de **carbono-12**, **carbono-13** y **carbono-14**, con sus correspondientes partículas.

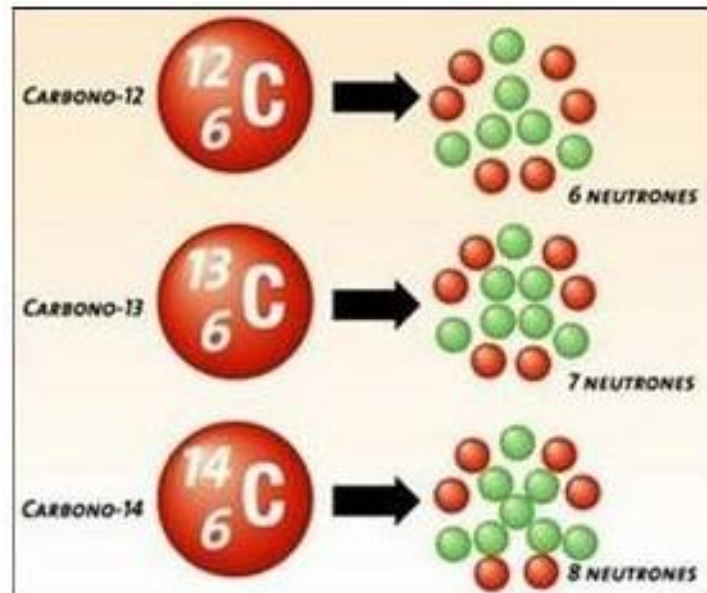


Imagen 11: Isótopos del carbono. Fuente: materiales virtuales ESPA

Todos los **isótopos** de un elemento tienen las mismas **propiedades químicas**, pero se diferencian en que algunos son un poco más **pesados** que otros.

Muchos isótopos pueden **desintegrarse** espontáneamente, emitiendo energía. Estos se conocen como **isótopos radioactivos**



Reflexiona

¿De qué manera los isótopos, como el carbono-13 y el carbono-14, están transformando la investigación científica y la medicina moderna?

Mostrar retroalimentación

Esta pregunta invita a explorar cómo los isótopos tienen aplicaciones cruciales en áreas como la **medicina** y la **arqueología**. Por ejemplo, el carbono-14 se utiliza en la **datación por radiocarbono**, que permite conocer la antigüedad de objetos históricos y prehistóricos, mientras que el carbono-13 se emplea en técnicas de **diagnóstico médico**, como la **espectroscopía** y en estudios metabólicos. La comprensión de los isótopos no solo avanza nuestra capacidad para investigar el pasado, sino que también mejora la precisión en diagnósticos y tratamientos médicos, resaltando su importancia en la ciencia contemporánea.

1.2.2. Radiactividad

La **radiactividad** es una propiedad de los isótopos que son “**inestables**”. Los núcleos de estos elementos emiten **partículas** y **radiaciones** hasta que se estabilizan.

De esta forma, los núcleos de estos átomos pueden llegar a convertirse en núcleos de otros elementos, que son menos pesados.

Los tipos de radiación que pueden ser emitidos son:

- ✓ **Radiación alfa** (α): Son partículas formadas por dos neutrones y dos protones, equivalentes a núcleos de **helio** (HeHe). Debido a su gran tamaño, son poco penetrantes.
- ✓ **Radiación beta** (β): Son electrones que se desplazan a gran velocidad y tienen mayor poder de penetración que las alfa, ya que su tamaño es mucho menor, pudiendo atravesar láminas de **aluminio** de algunos milímetros de espesor.
- ✓ **Rayos gamma** (γ): Son **ondas electromagnéticas** de gran energía y un gran poder de penetración, al no ser partículas materiales. Para detenerlos se necesitan gruesas capas de **plomo** u **hormigón**



Símbolo tradicional de la radiactividad



Símbolo aprobado en 2007 para fuentes peligrosas

Imagen 12: Símbolos de radiactividad. Fuente: materiales virtuales ESPA.

Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

1.2.3. Isótopos radiactivos

Los **isótopos radiactivos** tienen importantes aplicaciones, especialmente en **medicina**, tanto en técnicas **diagnósticas**—donde se suelen utilizar **rayos gamma**—como con fines **terapéuticos**

En ambos casos, la cantidad de **radiación** utilizada debe ser controlada para evitar daños en células y tejidos sanos. Sin embargo, en la terapia de enfermedades—para destruir células dañadas—la cantidad de radiación es mayor que en el diagnóstico.

Algunos isótopos radiactivos utilizados para el diagnóstico son el **yodo-123** y el **tecnecio-99**

El **cobalto-60** y el **yodo-131** son algunos de los más utilizados en la **terapia del cáncer**

Además, algunos isótopos son útiles en otras aplicaciones, como el **carbono-14**, que permite averiguar la **antigüedad** de restos históricos y, por tanto, es muy utilizado en **arqueología**



Reflexiona

¿Cómo pueden los isótopos radiactivos contribuir a la medicina personalizada en el futuro?

Mostrar retroalimentación

En la actualidad, la investigación en medicina personalizada está avanzando, y los isótopos radiactivos podrían jugar un papel crucial en este campo. Al permitir la obtención de información precisa sobre el comportamiento biológico de los tejidos y células de un paciente, estos isótopos pueden ayudar a desarrollar tratamientos más específicos y eficaces. Por ejemplo, al utilizar isótopos para rastrear cómo un medicamento se distribuye en el cuerpo, los médicos podrían ajustar las dosis y tratamientos de manera individualizada, minimizando efectos secundarios y maximizando la efectividad. Así, los isótopos radiactivos no solo ofrecen opciones de diagnóstico y tratamiento, sino que también tienen el potencial de transformar la forma en que se brinda la atención médica.

1.3. Configuración electrónica

Se conoce como **configuración electrónica** de un elemento a la **distribución por capas** de los **electrones** de los átomos de dicho elemento

Para hacer la configuración electrónica de un elemento, hay que tener en cuenta lo siguiente:

- ✓ El **número de electrones** a repartir viene dado por el **número atómico** (Z).
- ✓ El número máximo de electrones de cada capa se puede calcular con la expresión $2 \cdot 2n^2$ siendo "n" el número de la capa:


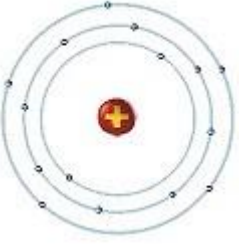

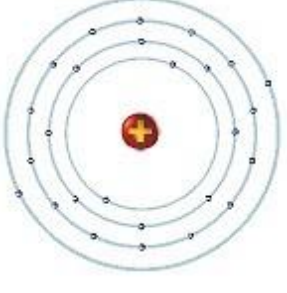
Capa	n	Nº máximo de electrones
K	n = 1	$2 \cdot 2^1 = 2$
L	n = 2	$2 \cdot 2^2 = 8$
M	n = 3	$2 \cdot 3^2 = 18$
N	n = 4	$2 \cdot 4^2 = 32$

- ✓ Los átomos de cualquier elemento han de cumplir la **regla del octeto**, según la cual, en su última capa (cualquiera que sea esta), no puede haber más de **ocho electrones**

Veamos algunos ejemplos:

- ✓ **C (Carbono)** $Z = 6$
Tiene cuatro electrones en su última capa.
- ✓ **P (Fósforo)** $Z = 15$
Tiene cinco electrones en su última capa.
- ✓ **Ar (Argón)** $Z = 18$
Tiene ocho electrones en su última capa.
- ✓ **Fe (Hierro)** $Z = 26$
Tiene dos electrones en su última capa.

Los electrones situados en la última capa se llaman **electrones de valencia**, y a dicha capa se le conoce como **capa de valencia**. De estos electrones dependen las **propiedades químicas** de las sustancias

			
<p>C (Carbono) Z = 6 Tiene cuatro electrones en su última capa</p>	<p>P (Fósforo) Z = 15 Tiene cinco electrones en su última capa</p>	<p>Ar (Argón) Z = 18 Tiene ocho electrones en su última capa</p>	<p>Fe (Hierro) Z = 26 Tiene dos electrones en su última capa</p>

A los electrones situados en la última capa se les llama **electrones de valencia**, y a dicha capa, **capa de valencia**. De esos electrones dependen las propiedades químicas de las sustancias.



Rellenar huecos

11) ¿Cómo estarán distribuidos los electrones del átomo de aluminio en las diferentes capas?

Capa K: electrones

Capa L: electrones

Capa M: electrones

Enviar

2. Tabla periódica

La **tabla periódica** o **sistema periódico** de los elementos es una forma de clasificar todos los **elementos químicos** según sus **propiedades** y también según su **configuración electrónica** ya que ambas están muy relacionadas.

El orden de los elementos en la tabla viene dado por su **número atómico (Z)**, que es su número de **protones** o **electrones**. Por lo tanto, es la configuración electrónica de los elementos la que ordena la tabla periódica.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

The image shows a standard periodic table with the following features:

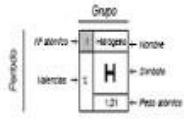
- Legend:**
 - 1: Número atómico
 - 2: Símbolo
 - 3: Peso atómico
 - 4: Nombre
 - 5: Año del descubrimiento
 - 6: Estados de oxidación
 - 7: Radio (Atómico/Covalente, pm)
 - 8: Electronegatividad (Pauling)
 - 9: Punto de fusión (°C)
 - 10: Punto de ebullición (°C)
 - 11: Configuración electrónica
- Color Coding:**
 - Sin datos (White)
 - Antigüedad (Yellow)
 - Desconocidos (Grey)
 - Sólido (Green)
 - Gas (Pink)
 - Sintético (Orange)
 - Líquido (Blue)
- Group Labels:** s, p, d, f
- Element Groups:**
 - Group 1: H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
 - Group 2: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
 - Group 13: B, Al, Ga, In, Tl, Nh
 - Group 14: C, Si, Ge, Sn, Pb, Fl
 - Group 15: N, P, As, Sb, Bi, Mc
 - Group 16: O, S, Se, Te, Po, Lv
 - Group 17: F, Cl, Br, I, At, Ts
 - Group 18: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, Og
- Other Elements:** Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, Lu, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, Lr, Rf, Db, Sg, Bh, Hs, Mt, Ds, Rg, Cn, La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es.

©BNC: 878-64-7360-876-2 Revisión de Pascual

Imagen 13: Tabla periódica. Fuente: Foro Nuclear. Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Tabla Periódica de los elementos

IA																		VIIA (0)																										
1	H																2	He																										
2	Li																Be																		Ne									
3	Na																Mg																		Ar									
4	K		Ca		Sc										Ti		V		Cr		Mn		Fe		Co		Ni		Cu		Zn		Ga		Ge		As		Se		Br		Kr	
5	Rb		Sr		Y		Zr		Nb		Mo		Tc		Ru		Rh		Pd		Ag		Cd		In		Sn		Sb		Te		I		Xe									
6	Cs		Ba		La		Hf		Ta		W		Re		Os		Ir		Pt		Au		Hg		Tl		Pb		Bi		Po		At		Rn									
7	Fr		Ra		Ac		Unq		Unp		Unh		Uns		Uno		Une																											



Lantánidos																Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos																Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Números atómicos de los elementos originales
Peso atómico basado en ¹²C

Metales				No metales		Semimetales	
Alcalinos	Alcalinotérreos	Transición	Posttransición	Halogénos	Gases Nobles	Carbonos	Anticoides

2.1. Símbolos de los elementos

Los **símbolos químicos** son las abreviaturas que se utilizan para identificar los **elementos químicos**, en lugar de sus nombres completos. Algunos elementos comunes y sus símbolos son:

- ✓ **Carbono:** C
- ✓ **Oxígeno:** O
- ✓ **Nitrógeno:** N
- ✓ **Hidrógeno:** H
- ✓ **Cloro:** Cl
- ✓ **Azufre:** S
- ✓ **Magnesio:** Mg
- ✓ **Aluminio:** Al
- ✓ **Cobre:** Cu
- ✓ **Argón:** Ar
- ✓ **Oro:** Au
- ✓ **Hierro:** Fe
- ✓ **Plata:** Ag

La mayoría de los símbolos químicos se derivan de las letras del nombre **latino** del elemento. La primera letra del símbolo se escribe con **mayúscula**, y la segunda (si la hay) con **minúscula**. Los símbolos de algunos elementos conocidos desde la antigüedad proceden normalmente de sus nombres en latín. Por ejemplo, **Cu** de **cuprum** (cobre), **Ag** de **argentum** (plata), **Au** de **aurum** (oro) y **Fe** de **ferrum** (hierro). Este conjunto de símbolos que designa a los elementos químicos es **universal**.

2.2. Grupos

Los **grupos** son las **columnas** de la **tabla periódica**. Hay dieciocho grupos, numerados del 1 al 18. Los elementos situados en dos filas fuera de la tabla pertenecen al **grupo 3**

En un grupo, las **propiedades químicas** son muy similares, ya que todos los elementos del grupo tienen el mismo número de **electrones** en su última o últimas capas.

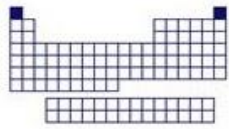
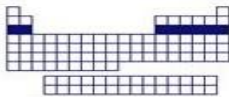
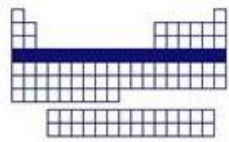
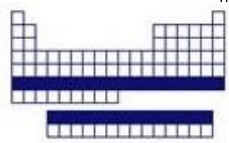
2.3. Periodos

Los **periodos** son las **filas horizontales** de la **tabla periódica**. Hay 7 periodos en total. El periodo en el que se encuentra un elemento coincide con su última **capa electrónica**. Por ejemplo, un elemento con cinco capas electrónicas estará en el **quinto periodo**.

Sin embargo, los periodos no son todos iguales; el número de elementos que contienen va cambiando y aumentando a medida que se baja en la tabla periódica.

- ✓ El **primer periodo** tiene solo dos elementos.
- ✓ El **segundo y tercer periodo** tienen ocho elementos cada uno.
- ✓ El **cuarto y quinto periodo** tienen dieciocho elementos cada uno.
- ✓ El **sexto y séptimo periodo** contienen treinta y dos elementos.

Estos dos últimos periodos incluyen catorce elementos separados, para no alargar demasiado la tabla y facilitar su uso.

	El primer periodo tiene dos elementos.
	El segundo periodo y el tercer periodo tienen ocho elementos.
	El cuarto periodo y el quinto periodo tienen dieciocho elementos.
	El sexto periodo y el séptimo tienen treinta y dos elementos.

2.4. Metales y no metales

Metales

Los **metales** están situados a la izquierda de la **tabla periódica**, mientras que los **no metales** se encuentran a la derecha.

Según la **regla del octeto**, los átomos tienden a tener en su última capa 8 electrones. Sin embargo, solo unos pocos elementos tienen su configuración electrónica de esta forma: los **gases nobles** o **inertes**, llamados así porque no reaccionan con otros elementos.

Los metales tienen en su última capa pocos electrones. Por ejemplo:

- ✓ El **hierro** tiene en su cuarta capa dos electrones.
- ✓ El **sodio** tiene uno.
- ✓ El **or** también tiene dos.

Estos elementos tienden a perder esos electrones, quedando cargados positivamente y convirtiéndose en **iones positivos** o **cationes**. A estos elementos se les llama **metales**

Ejemplos de metales incluyen: **hierro (Fe)** **oro (Au)** **cobre (Cu)** **plomo (Pb)** y **zinc (Zn)**

No metales

Los **no metales** tienen en su última capa casi 8 electrones, como el **oxígeno**, el **cloro** o el **fósforo**

Estos elementos tienden a **quitar electrones** de otros átomos hasta adquirir los 8 electrones en su última capa, lo que les otorga **carga negativa** y los convierte en **aniones** o **iones negativos**

1	METALOIDES																NO METALES						2	
1	H Hidrógeno																	He Helio						
2	3	4																	5	6	7	8	9	10
	Li Litio	Be Berilio																	B Boro	C Carbono	N Nitrógeno	O Oxígeno	F Flúor	Ne Neón
3	11	12	METALES																13	14	15	16	17	18
	Na Sodio	Mg Magnesio																	Al Aluminio	Si Silicio	P Fósforo	S Azufre	Cl Cloro	Ar Argón
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36						
	K Potasio	Ca Calcio	Sc Escandio	Ti Titanio	V Vanadio	Cr Cromo	Mn Manganeso	Fe Hierro	Co Cobalto	Ni Níquel	Cu Cobre	Zn Zinc	Ga Gallio	Ge Germanio	As Arsénico	Se Selenio	Br Bromo	Kr Cripton						
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54						
	Rb Rubidio	Sr Estroncio	Y Ytrio	Zr Zirconio	Nb Niobio	Mo Molibdeno	Tc Technecio	Ru Rutenio	Rh Rodio	Pd Paladio	Ag Plata	Cd Cadmio	In Indio	Sn Estañio	Sb Antimonio	Te Teluro	I Yodo	Xe Xenón						
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86						
	Cs Cesio	Ba Bario	La Lantano	Hf Hafnio	Ta Tántalo	W Volframo	Re Renio	Os Osmio	Ir Iridio	Pt Platino	Au Oro	Hg Mercurio	Tl Talio	Pb Plomo	Bi Bismuto	Po Polonio	At Astato	Rn Radón						
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109															
	Fr Francio	Ra Radio	Ac Actinio	Rf Rutherfordio	Db Dubnio	Sg Seaborgio	Bh Borio	Hs Hascio	Mt Meitnerio															
Lantánidos			6	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71							
				Ce Cerio	Pr Praseodimio	Nd Neodimio	Pm Promecio	Sm Samario	Eu Europio	Gd Gadolinio	Tb Terbio	Dy Dysprosio	Ho Holmio	Er Erbio	Tm Tulio	Yb Yterbio	Lu Lutecio							
Actínidos			7	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103							
				Th Torio	Pa Protactinio	U Uranio	Np Neptunio	Pu Plutonio	Am Americio	Cm Curcio	Bk Berkelio	Cf Californio	Es Einsteinio	Fm Fermio	Md Mendelevio	No Nobelio	Lr Lawrencio							

Imagen 14: metales y no metales. Fuente: Desconocida. Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Principales propiedades de los metales:

- ✓ Casi todos son **sólidos** a temperatura ambiente.
- ✓ Son **buenos conductores** del calor y de la electricidad.

Por otro lado, los **no metales** tienen en su última capa casi 8 electrones, como el **oxígeno**, el **cloro** o el **fósforo**

Estos elementos tienen tendencia a **quitar electrones** de otros átomos hasta adquirir los 8 electrones en su última capa, lo que les otorga carga negativa y los convierte en **aniones** o **iones negativos**

Propiedades comunes de los no metales:

- ✓ La mayoría son **líquidos** o **gases** a temperatura ambiente.
- ✓ Son **malos conductores** del calor y de la electricidad.

Ejemplos de no metales incluyen: **cloro (Cl)** **oxígeno (O)** **nitrógeno (N)** **flúor (F)** **azufre (S)** y **carbono (C)**

3. Enlace químico. Propiedades de las sustancias

Salvo en el caso de los **gases nobles**, cuyos átomos permanecen normalmente aislados, los átomos de los elementos tienden a **unirse** para formar **moléculas**. De esta manera se construyen todas las sustancias: agua, madera, metales, etc.

Preguntas a considerar:

- ✓ ¿Por qué los átomos tienden a unirse y no permanecen aislados como tales átomos?
- ✓ ¿Por qué un átomo de **cloro** se une a uno de **hidrógeno**, mientras que un átomo de **oxígeno** se combina con dos de hidrógeno, o uno de **nitrógeno** se combina con tres de hidrógeno?
- ✓ ¿Cuál es el **mecanismo** que mantiene unidos los átomos?

La respuesta a todas estas preguntas radica en que los átomos de los elementos tienden a rodearse de **ocho electrones** en su capa o nivel más externo para alcanzar la máxima **estabilidad**. Este comportamiento se conoce como **regla del octeto**

Para conseguir esa mayor estabilidad, los átomos de los elementos tienden a **ganar perder o compartir electrones** para alcanzar los ocho electrones en su última capa (o solo dos si su nivel más externo es el primero). Esta mayor estabilidad de las agrupaciones de átomos resultantes es lo que justifica el **enlace químico**

No todos los enlaces químicos son iguales; hay varias clases de enlace químico, dependiendo de los tipos de átomos que se unen y de si ganan, pierden o comparten electrones para cumplir la regla del octeto.

Los tres tipos de enlace que veremos a continuación son:

- ✓ **Enlace iónico**
- ✓ **Enlace covalente**
- ✓ **Enlace metálico**

3.1. Enlace iónico

Los **metales** tienen tendencia a **perder electrones** porque su última capa tiene muy pocos electrones, mientras que los **no metales** tienden a **capturarlos**

Cuando un átomo de un metal y uno de un no metal se acercan, el átomo del metal cederá uno o varios electrones al átomo no metálico. El no metal quedará con **carga negativa** y se convertirá en un **anión**, mientras que el átomo de metal, al haber perdido electrones, quedará con **carga positiva** y se convertirá en un **catión**

Ejemplo: Si un átomo de **flúor** (que tiene 9 electrones: 2-7) se encuentra con un átomo de **sodio** (que tiene 11 electrones: 2-8-1), el sodio cederá su electrón de valencia al flúor. Como resultado, ambos átomos tendrán 8 electrones en su última capa.

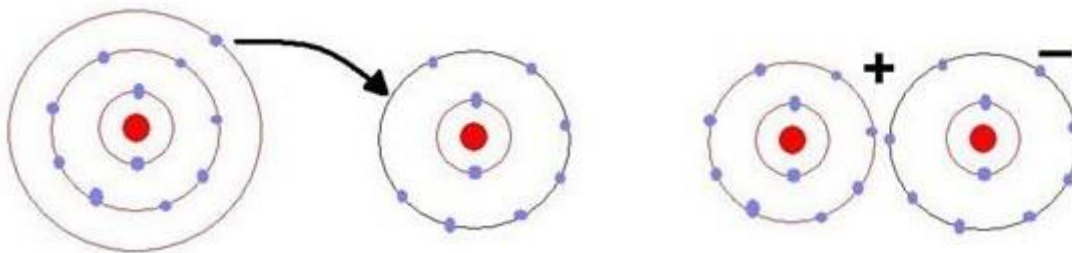


Imagen 15: Enlace iónico. Fuente: materiales virtuales ESPA. Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

El flúor queda cargado negativamente (**F⁻**) y el sodio, positivamente (**Na⁺**).

El proceso fundamental consiste en la **transferencia de electrones entre los átomos (uno da un electrón y el otro lo coge)**, formándose iones de distinto signo que se atraen.

Este proceso tiene lugar en otros muchos átomos de cada elemento, de modo que los iones formados se colocan ordenadamente constituyendo **redes cristalinas**.

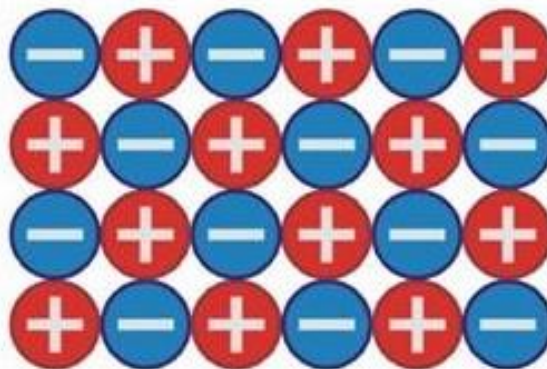


Imagen 16: Cristal iónico. Fuente: materiales virtuales ESPA. Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

El **enlace iónico** tiene lugar entre metales y no metales. La fuerza eléctrica es fuerte y de gran

alcance, por lo que las sustancias que se forman mediante enlace iónico serán **duras** y tendrán un **punto de fusión** alto, siendo generalmente **sólidos**. Sin embargo, si se golpean, pueden romperse con facilidad, ya que al moverse los iones, se enfrentarán a iones de igual carga, que se repelen, rompiendo el cristal. Por esta razón, son sustancias **frágiles**

Ejemplo Resuelto:

Veamos cómo se realiza el enlace entre el **calcio** y dos átomos de **flúor** para dar la **fluorita** (CaF_2).

1. Átomos y electrones

Átomo	Capa K	Capa L	Capa M	Capa N	Electrones de valencia
Calcio	2	8	8	2	2
Flúor	2	7			7

El calcio posee **dos electrones de valencia** y, al ser un metal, se convertirá en un **catión** (Ca^{2+}) para llenar su última capa, cediendo esos dos electrones de valencia. Por el contrario, el flúor, siendo un no metal, tiene tendencia a ganar un electrón y convertirse en un **anión** (F^-), alcanzando así la misma configuración electrónica que el gas noble más próximo, lo que lo hace muy estable.

2. **Fórmula del compuesto:** La fórmula del compuesto CaF_2 indica que con el calcio se unen **dos átomos de flúor**. Esto significa que, para compensar las dos cargas positivas del calcio, necesitamos dos cargas negativas, una de cada uno de los flúor. El calcio cede cada uno de sus electrones a cada uno de los flúor, quedando el calcio con **dos cargas positivas** y cada flúor con **una carga negativa**

3.2. Enlace covalente

Si los **átomos** que se enfrentan son ambos **electronegativos** (no metales), ninguno de los dos cederá electrones. Una manera de adquirir la **configuración** de gas noble en su última capa es permanecer juntos para **compartir electrones**, formando así un **enlace covalente**

En el enlace covalente, los átomos se unen de dos en dos, compartiendo **dos** **cuatro** o **seis electrones**, recibiendo el nombre de **enlace simple** **enlace doble** o **enlace triple**. Cuanto mayor sea el número de electrones compartidos, mayor será la **fortaleza** del enlace.

Para representar el enlace covalente, se utilizan las llamadas **estructuras de Lewis**. Vamos a ver un ejemplo:

Se escribe el símbolo del elemento y alrededor de él sus **electrones de valencia** (última capa).



Imagen 17: Enlace covalente. Fuente: materiales virtuales ESPA. Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

En el ejemplo, podemos observar cómo a cada uno de los átomos de **flúor** le falta un electrón para tener 8 en su capa de valencia. Para conseguirlo, comparten una pareja de electrones (procedentes uno de cada átomo), logrando así la estructura de gas noble. Los electrones compartidos son los que forman el enlace.

Algunos ejemplos de enlaces covalentes son **Cl** **O** y **N**

Enlace en Cloro

La forma en que se lleva a cabo el enlace en el **cloro** es similar al del flúor, ya que ambos pertenecen al mismo grupo y tienen el mismo número de electrones en su capa de valencia, **7**. Por lo tanto, necesitan compartir un electrón cada uno para tener **8** y alcanzar la estabilidad del gas noble más cercano. Si cada uno de los cloros comparte su último electrón con el otro cloro, ambos quedan rodeados por 8 electrones y unidos por un enlace covalente.

Enlace en Oxígeno

En el caso de la molécula de **oxígeno**, está formada por dos átomos de oxígeno. Como cada uno solo tiene **6 electrones** en su capa de valencia, necesita **2 electrones más** para tener los 8 electrones y lograr una configuración estable. Si cada átomo de oxígeno aporta un par de

electrones al enlace, este quedará formado por **4 electrones** (dos pares), y cada uno de los átomos de oxígeno quedará rodeado de 8 electrones, formando así el enlace. Es por ello que el oxígeno se encuentra normalmente en forma molecular, es decir, como **O**, porque es más estable compartir electrones que tener la capa de valencia con solo 6 electrones.

Enlace en Nitrógeno

En la molécula de **nitrógeno** ocurre algo similar. Cada átomo de nitrógeno tiene **5 electrones** en su capa de valencia, necesitando **3 electrones más** para alcanzar su estabilidad. Cuando dos átomos de nitrógeno se unen para formar un enlace, cada átomo de nitrógeno aporta **3 electrones** al enlace, que estará formado por **6 electrones** (tres pares). Esto, más los **2 electrones** que le quedan a cada uno de los nitrógenos, hace un total de **8 electrones** alrededor de cada uno de los átomos de nitrógeno.

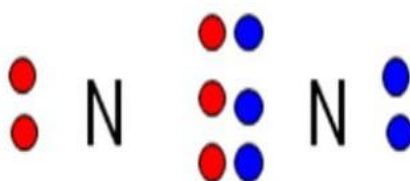
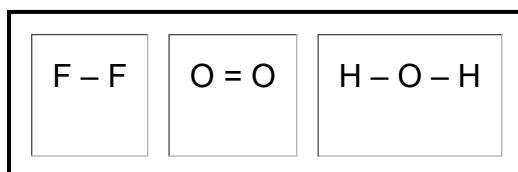


Imagen 18: Enlace del nitrógeno
Fuente: materiales virtuales
ESPA. Autor: Desconocido.
Licencia: Desconocida.

Para simplificar la escritura, los electrones de enlace (cada par de electrones compartidos) se representan por una raya entre ambos átomos:



El proceso fundamental en el **enlace covalente** es la **compartición de electrones**. Los átomos permanecen juntos para poder compartir estos electrones.

Cuando los átomos se unen mediante este tipo de enlace, se forman nuevas entidades llamadas **moléculas**

Las moléculas (y las sustancias que estas forman) se representan habitualmente mediante **fórmulas químicas**. En una fórmula química, se escriben los símbolos de los elementos que componen la molécula, añadiendo números que indican el número de átomos de cada elemento involucrado. Así, en los ejemplos anteriores, las fórmulas de cada sustancia serían:

- ✓ **Flúor** F_2 (dos átomos de flúor)
- ✓ **Oxígeno** O_2 (dos átomos de oxígeno)
- ✓ **Agua** H_2O (dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno)

En el enlace covalente, aunque los átomos se unen con fuerza, las moléculas apenas se unen entre sí, lo que permite que se separen con facilidad. Por lo tanto, los compuestos formados por

enlace covalente suelen ser **blandos**, y su **punto de fusión** y **ebullición** son bajos. La mayoría de estos compuestos son **gases** a temperatura ambiente.

En el agua, los átomos se unen mediante enlaces simples: $H\ O\ H$

En el **dióxido de carbono**, se forman **enlaces dobles** (se comparten dos parejas de electrones):
 $O\ C\ O$

También se dan uniones con **enlaces triples**, como en el **cianuro de hidrógeno** $H\ C\ N$

3.3. Enlace metálico

Los **metales**, que tienen pocos electrones en su última capa, tienden a **liberar** esos electrones. Si se encuentran con un átomo de **no metal**, le cederán los electrones sobrantes y formarán un **enlace iónico**

Si no hay átomos no metálicos presentes, los metales liberan sus electrones y forman una estructura de **cationes**, rodeados por una **nube de electrones** que mantiene unidos a los cationes. Es decir, los electrones son compartidos por todos los núcleos. Cuantos más electrones haya en la nube, es decir, cuanto más a la derecha de la tabla se encuentre el metal, mayor será la **fuerza** del enlace **metálico**



Imagen 19: Enlace metálico. Fuente: materiales virtuales ESPA. Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Los metales serán **duros**, especialmente cuanto más a la derecha de la tabla se sitúe el metal. Como no hay aniones, no se romperán con facilidad, lo que los hace **tenaces**. La existencia de la nube de electrones permite que los metales conduzcan **electricidad**, que es la propiedad más característica de los metales y de los compuestos con enlace metálico: son **buenos conductores** del calor y de la electricidad.

4. Elementos y compuestos importantes

Los **elementos químicos** están formados por un solo tipo de **átomos**, mientras que los **compuestos** se forman por la unión de átomos de varios elementos.

Un ejemplo de elemento es el **hidrógeno** o el **oxígeno**, que se presentan en forma de **moléculas**. Estas moléculas se representan mediante **fórmulas químicas**, donde aparecen los símbolos de los elementos presentes, junto con subíndices que indican el número de átomos de ese elemento que forman parte de la molécula. En los casos mencionados, las fórmulas son: H_2 y O_2

Un ejemplo de compuesto es el **agua**, cuya fórmula es H_2O , lo que indica que la molécula de agua está formada por **dos átomos de hidrógeno** y **uno de oxígeno**



Autoevaluación

Los compuestos están formados por un solo tipo de átomos.

Verdadero Falso

Falso

Falso. (Los compuestos se forman por la unión de átomos de varios elementos.)

La fórmula química del agua es H_2O , lo que indica que contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Verdadero Falso

Verdadero

Verdadero. (La fórmula H_2O representa efectivamente dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno en la molécula de agua.)

4.1. Átomos y moléculas

Todas las **sustancias** están formadas por **átomos**, pero no todas están formadas por **moléculas**

Los átomos se representan mediante un **símbolo químico** y sus características son su **número atómico** y su **número másico**, que ya hemos visto en apartados anteriores.

Las moléculas se representan por **fórmulas químicas** y pueden contener un solo elemento o varios. Los átomos se unen mediante **enlaces covalentes** para formar las moléculas.

Veamos algunos **elementos químicos** que tienen gran importancia para los seres vivos:

- ✓ **El oxígeno (O)** interviene en la respiración de todos los seres vivos y hace posible la vida en nuestro planeta.
- ✓ **El carbono (C)** forma parte de todas las células de los seres vivos.
- ✓ **El calcio (Ca)** es fundamental para el desarrollo de los huesos, proporcionando solidez y resistencia.
- ✓ **El sodio (Na)**, el **potasio (K)** y el **cloro (Cl)** son indispensables para el funcionamiento de las **células nerviosas**
- ✓ **El yodo (I)** regula importantes funciones en los seres vivos. Aunque se necesita en cantidades muy pequeñas, su ausencia puede alterar el funcionamiento de todo el organismo.

Otros elementos importantes son:

- ✓ **El hierro (Fe)**, un metal de gran importancia industrial para la fabricación de diferentes utensilios. También se encuentra en la **hemoglobina** de la sangre.
- ✓ **El aluminio (Al)**, utilizado en la fabricación de utensilios de cocina, así como en **arquitectura** y **aeronáutica**

4.2. Masa atómica y masa molecular

La **masa atómica** es la masa de un átomo. También se la conoce como **peso atómico**, aunque es más correcto referirse a ella como masa atómica. Coincide aproximadamente con el **número másico** y se mide en **unidades de masa atómica** (u).

1 u es aproximadamente la masa de un **protón** o la de un **neutrón**. La masa de un **electrón** es unas **2000 veces menor**, por lo que no se tiene en cuenta en el cálculo de la masa atómica.

La **masa molecular** es la masa de una molécula y se calcula sumando las masas de todos sus átomos. También se mide en "u".

Ejemplos:

- ✓ **Masa atómica del H** 1 u (un átomo de hidrógeno tiene 1 protón solamente).
- ✓ **Masa molecular del hidrógeno (H_2)** $2 \times 1 = 2$ u
- ✓ **Masa atómica del O** 16 u (un átomo de oxígeno tiene 8 protones y 8 neutrones).
- ✓ **Masa molecular del oxígeno (O_2)** $2 \times 16 = 32$ u
- ✓ **Masa molecular del agua (H_2O)** $2 \times 1 + 16 = 18$ u

4.3. Materia inorgánica

Tradicionalmente, se clasifica la **materia** en **inorgánica** y **orgánica**. Se consideran compuestos inorgánicos aquellos que no son fabricados por los seres vivos, mientras que los compuestos orgánicos sí lo son.

Compuestos inorgánicos más importantes:

- ✓ **Agua** (H_2O): Fundamental para la vida.
- ✓ **Dióxido de carbono** (CO_2): Gas que se origina en todas las combustiones y en la respiración de los seres vivos. Se encuentra en la atmósfera y es captado por las plantas para la **fotosíntesis**. Forma con el agua el **ácido carbónico** (H_2CO_3), presente en todas las bebidas carbónicas.
- ✓ **Agua oxigenada** o **peróxido de hidrógeno** (H_2O_2): Desinfectante y blanqueante.
- ✓ **Amoniaco** (NH_3): Utilizado para fabricar abonos y como producto de limpieza.
- ✓ **Metano** (CH_4): Principal componente del **gas natural**
- ✓ **Hidróxido de sodio** ($NaOH$): También conocido como "sosa cáustica". Es un sólido muy corrosivo y peligroso, altamente soluble en agua, y puede causar quemaduras en la piel.
- ✓ **Hidróxido de potasio** (KOH): Conocido como "potasa". Es un sólido muy soluble en agua y peligroso, similar al hidróxido de sodio.
- ✓ **Ácido clorhídrico** (HCl): Un ácido fuerte, muy utilizado en los laboratorios.
- ✓ **Ácido sulfúrico** (H_2SO_4): Líquido muy importante en laboratorios e industria. Origina sales llamadas **sulfatos**
- ✓ **Cloruro de sodio** ($NaCl$) Es la **sal común**. De él se obtienen los elementos **cloro** y **sodio**

4.4. Materia orgánica

Como **compuestos orgánicos**, podemos destacar los siguientes:

- ✓ **La glucosa** ($C_6H_{12}O_6$), que es sintetizada por los organismos **autótrofos** (como las plantas) durante la **fotosíntesis**, según la reacción:



- ✓ **El almidón**, producido por las células vegetales.
- ✓ **Los ácidos nucleicos** (ADN y ARN), presentes en todas las células y responsables de las **divisiones celulares** y de la **síntesis de proteínas**
- ✓ **Los aminoácidos**, que forman las proteínas, y los **ácidos grasos**, que también componen los **lípidos**

Todos ellos tienen fórmulas bastante complejas, razón por la cual no se reproducen aquí.



Reflexiona

¿Cómo influye la estructura química de la glucosa en su función como fuente de energía para los organismos autótrofos y heterótrofos?

Mostrar retroalimentación

La glucosa ($C_6H_{12}O_6$) es una molécula central en la bioquímica de los seres vivos, ya que es una de las principales fuentes de energía. Su estructura química le permite ser fácilmente metabolizada por las células, tanto en organismos autótrofos (que la sintetizan durante la fotosíntesis) como en heterótrofos (que la obtienen a través de la alimentación).

Entender cómo esta estructura se convierte en energía a través de procesos como la **respiración celular** puede revelar la importancia de la glucosa en la cadena alimentaria y su rol en el ciclo de la vida.