



1. UN POCO DE HISTORIA

En la antigua Grecia dos concepciones compitieron por dar una interpretación racional a cómo estaba formada la materia.

Demócrito consideraba que la materia estaba formada por pequeñas partículas indivisibles, llamadas átomos. Entre los átomos habría vacío.

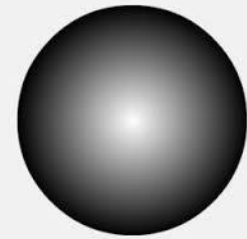
Aristóteles era partidario de la teoría de los cuatro elementos, según la cual toda la materia estaría formada por la combinación de cuatro elementos: aire, agua, tierra y fuego. La teoría de los cuatro elementos fue la aceptada durante muchos siglos.



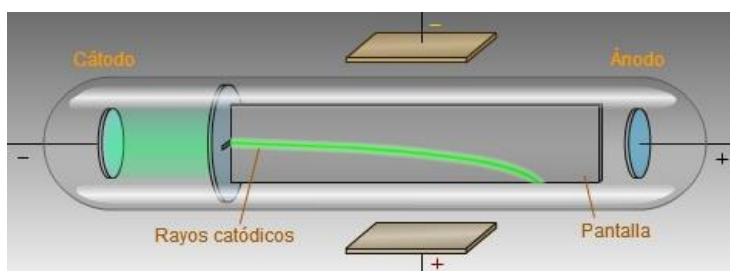
En 1808 **John Dalton** recupera la teoría atómica de Demócrito y considera que los átomos (partículas indivisibles) eran los constituyentes últimos de la materia que se combinaban para formar los compuestos.

Teoría atómica de Dalton:

- La materia está formada por átomos indivisibles.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí.
- Al combinarse forman compuestos.
- Los átomos nunca cambian.



En 1897 los experimentos realizados sobre la conducción de la electricidad por los gases dieron como resultado el descubrimiento de una nueva partícula con carga negativa: el **electrón**.

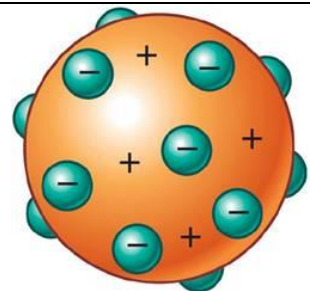


Los rayos catódicos, estaban formados por electrones que saltan de los átomos del gas que llena el tubo cuando es sometido a descargas eléctricas. **Los átomos, por tanto, no eran indivisibles.**

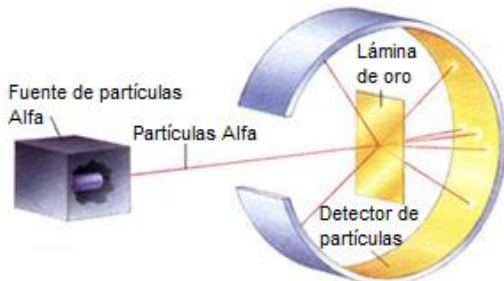
J.J Thomson propone entonces el primer modelo de átomo compuesto:

MODELO DE THOMSON:

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 negativa de los electrones siendo el átomo eléctricamente neutro.



E. Rutherford realiza en 1911 un experimento crucial con el que se trataba de comprobar la validez del modelo atómico de Thomson

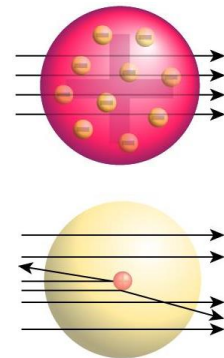


Las partículas alfa (procedentes de un material radiactivo, se aceleran y se hacen incidir sobre una lámina de oro muy delgada. Tras atravesar la lámina las partículas chocan contra una pantalla recubierta interiormente de sulfuro de zinc, produciéndose un chispazo. De esta forma era posible observar si las partículas sufrían alguna desviación al atravesar la lámina.

Si el modelo atómico propuesto por Thomson fuera cierto no deberían observarse desviaciones ni rebotes de las partículas incidentes. Éstas atravesarían limpiamente los átomos sin desviarse.

Sin embargo...

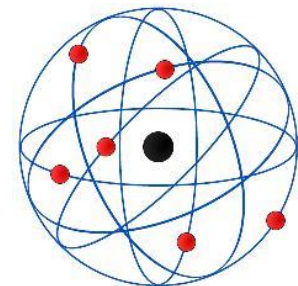
La mayor parte de las partículas atravesaban la lámina de oro sin sufrir ninguna desviación. Muy pocas se desviaban y en rarísimas ocasiones las partículas rebotaban. Estos hechos llevaron a Rutherford a proponer su modelo planetario:



MODELO DE RUTHERFORD:

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

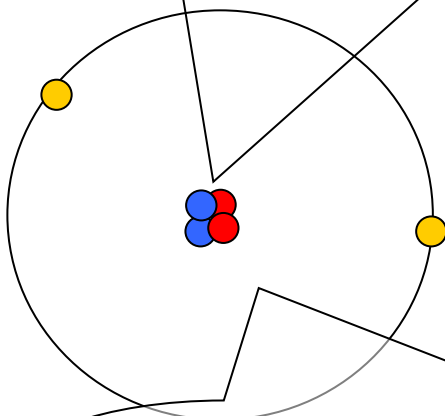
- El núcleo es la parte central, de tamaño muy pequeño, donde se encuentra toda la carga positiva y, prácticamente, toda la masa del átomo. Esta carga positiva del núcleo, en la experiencia de la lámina de oro, es la responsable de la desviación de las partículas alfa (también con carga positiva).
- La corteza es casi un espacio vacío, inmenso en relación con las dimensiones del núcleo. Eso explica que la mayor parte de las partículas alfa atraviesan la lámina de oro sin desviarse. Aquí se encuentran los electrones con masa muy pequeña y carga negativa.
- Como 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.



2. EL ÁTOMO ACTUAL

Núcleo del átomo

- Dimensiones muy reducidas comparadas con el tamaño del átomo
- En el núcleo radica la masa del átomo
- Partículas: protones y neutrones (nucleones). El número total de nucleones viene dado por el **número másico, A**.
- Los nucleones están unidos muy fuertemente por la llamada “fuerza nuclear fuerte”
- **El número de protones del núcleo es lo que distingue a un elemento de otro.**
- **El número atómico, Z**, nos da el número de protones del átomo y el número de la casilla que éste ocupa en la Tabla Periódica



Corteza del átomo

- Los electrones orbitan en torno al núcleo.
- Los electrones (carga -) son atraídos por el núcleo (carga +).
- **El número de electrones coincide con el de protones, por eso los átomos, en conjunto, no tienen carga eléctrica.**

- Los átomos de elementos distintos se diferencian en que tienen distinto número de protones en el núcleo (distinto Z).
- Los átomos de un mismo elemento no son exactamente iguales, aunque todos poseen el mismo número de protones en el núcleo (igual Z), pueden tener distinto número de neutrones (distinto A).
- El número de neutrones de un átomo se calcula así: $n = A - Z$
- Los átomos de un mismo elemento (igual Z) que difieren en el número de neutrones (distinto A), se denominan **isótopos**.
- Todos los **isótopos** tienen las mismas propiedades químicas, solamente se diferencian en que unos son un poco más pesados que otros. Muchos isótopos pueden desintegrarse espontáneamente emitiendo energía. Son los llamados **isótopos**

NOMENCLATURA DE LOS ÁTOMOS (ISÓTOPOS)

nº másico — A

nº atómico (se puede suprimir) — Z

X

Símbolo del átomo

Propiedades de las partículas subatómicas

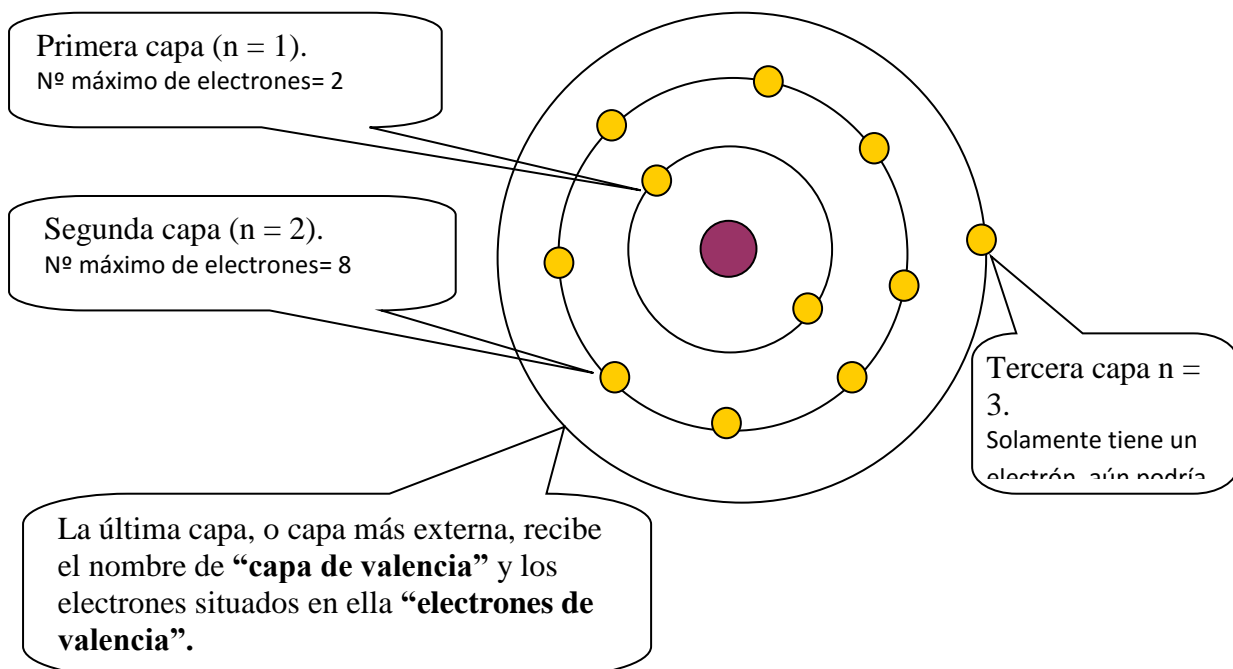
Nombre	Símbolo	Carga	Masa (u)*
Electrón	e^-	- 1	1/1850
Protón	p	+ 1	1
Neutrón	n	0	1

*u: unidad de masa atómica (masa del átomo de hidrógeno)
1 unidad de masa atómica = $1,6 \times 10^{-24}$ gramos

ESTRUCTURA DE LA CORTEZA:

- Los electrones del átomo se distribuyen en órbitas o capas alrededor del núcleo.
- Las distintas órbitas se identifican por un número entero, **n**, llamado **número cuántico principal**. Así para la primera capa (la más próxima al núcleo $n = 1$; para la segunda $n = 2$; para la tercera $n = 3$...

n	nº máx electrones
1	2
2	8
3	18
4	32





CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA: REGLAS PARA DEDUCIR LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA:

1. Los niveles se indican mediante números naturales empezando por el 1: **1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8**
2. Los subniveles se indican mediante las letras **s, p, d y f**.
3. Los tres primeros niveles no tienen todos los subniveles:
 - El nivel 1 solo tiene subnivel **s**
 - El nivel 2 solo tiene **s y p**
 - El nivel 3 solo tiene **s, p y d**
4. Cada subnivel solo admite un número máximo de electrones:
 - Subnivel s -> **2 e**
 - Subnivel p -> **6 e**
 - Subnivel d -> **10 e**
 - Subnivel f -> **14 e**
5. Un determinado subnivel de un nivel no puede empezar a llenarse de electrones si los anteriores no están llenos.

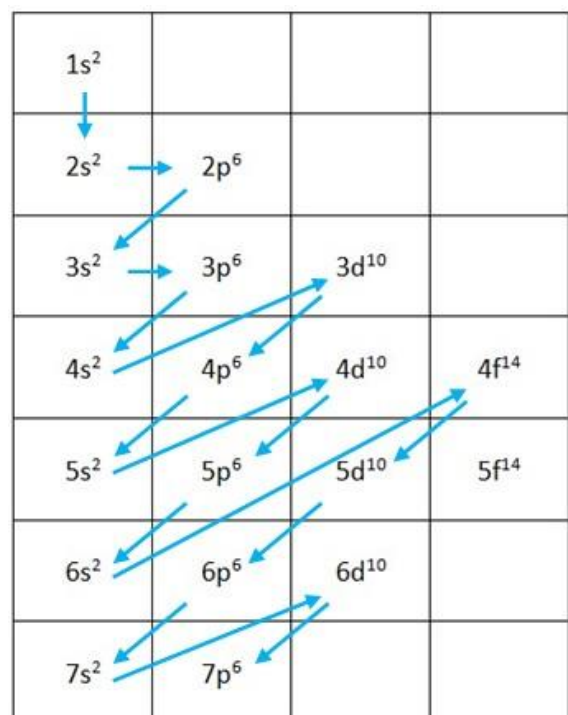
ORDEN DE LLENADO

El orden de llenado lógico debería ser de tal manera que primero se llena todo el primer nivel, luego todo el segundo, luego todo el tercero, etc. Y dentro de cada nivel, según el orden **s – p – d – f**, es decir:

1s 2s 2p 3s 3p 3d 4s 4p 4d 4f 5s 5p 5d 5f ...

Sin embargo, a partir del **3p** el orden de llenado de la corteza electrónica empieza a variar.

Para deducir el orden correcto, es necesario recurrir al diagrama de Moeller:





Ejemplos

Li	Z = 3	$1s^2 2s^1$
N	Z = 7	$1s^2 2s^2 2p^3$
Mg	Z = 12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Si	Z = 14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
S	Z = 16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Ar	Z = 18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Ti	Z = 22	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
Ga	Z = 31	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
Br	Z = 35	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

PARA OBTENER LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE UN ÁTOMO:

1. **Considera el número de electrones que debes distribuir.** Recuerda que el número de electrones en un átomo neutro viene dado por el número atómico Z.
2. **Vete colocando los electrones por orden** en los subniveles de cada nivel. Cuando un nivel se complete, pasa al siguiente (ayúdate del diagrama de Möeller)
3. Cuando hayas colocado todos los electrones habrás terminado.
4. **Ordena por capas** la configuración obtenida.

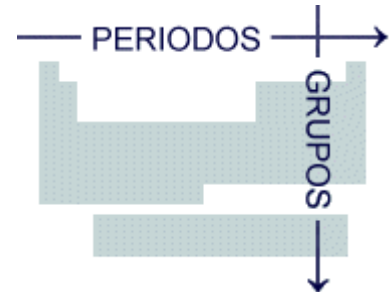


Los elementos químicos se ordenan en la tabla periódica en **orden creciente de número atómico**, de izquierda a derecha y de arriba a abajo.

GRUPOS Y PERIODOS:

La tabla periódica se organiza en:

- Filas horizontales, que se llaman **periodos**, que se numeran del 1 al 7 y en
- Columnas verticales que reciben el nombre de **grupos**, que se numeran del 1 al 18,
- Además, por facilidad de representación, aparecen dos filas horizontales fuera de la tabla que corresponden a elementos que deberían ir en el sexto y séptimo periodo, tras el segundo elemento del periodo.



LOS GRUPOS DE LA TABLA PERIÓDICA Y LA DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA:

A la hora de clasificar los elementos en grupos y periodos es fundamental conocer su configuración electrónica:

Fíjate en la configuración electrónica de los tres primeros elementos del grupo 2: todos ellos tienen la misma configuración electrónica en su nivel más externo. Concretamente, en este caso, dos electrones en el subnivel s

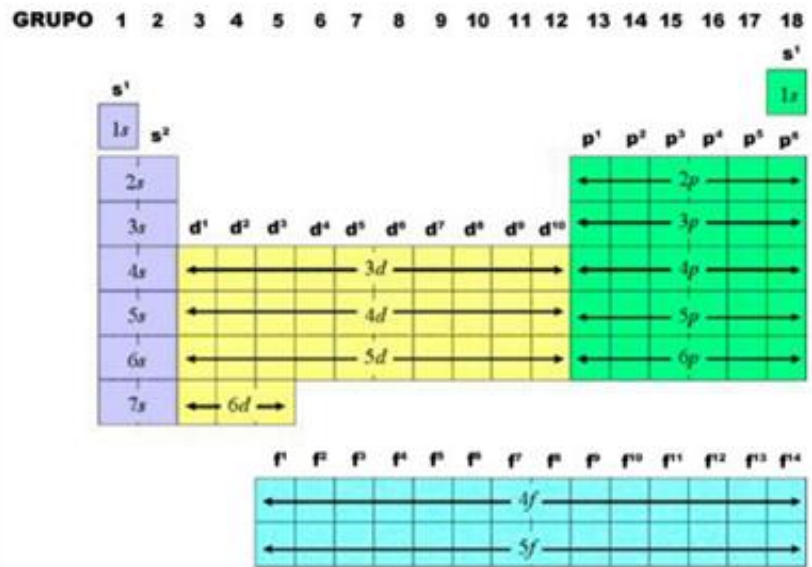
Elemento	Símbolo	Z	Configuración electrónica
Berilio	Be	4	$1s^2 2s^2$
Magnesio	Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Calcio	Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

$1s^2$			
$2s^2$	$2p^6$		
$3s^2$	$3p^6$	$3d^{10}$	
$4s^2$	$4p^6$	$4d^{10}$	$4f^{14}$
$5s^2$	$5p^6$	$5d^{10}$	$5f^{14}$
$6s^2$	$6p^6$	$6d^{10}$	
$7s^2$	$7p^6$		

En la siguiente imagen puedes observar cómo los grupos están caracterizados por el tipo de subnivel en el que se ubica su último electrón.

Dentro de un mismo **grupo** todos los elementos tienen la misma configuración electrónica en su última capa (conocida como capa de **valencia**).

Este hecho hace, a la hora de formar enlaces y reaccionar con otras sustancias, tengan un comportamiento químico similar.



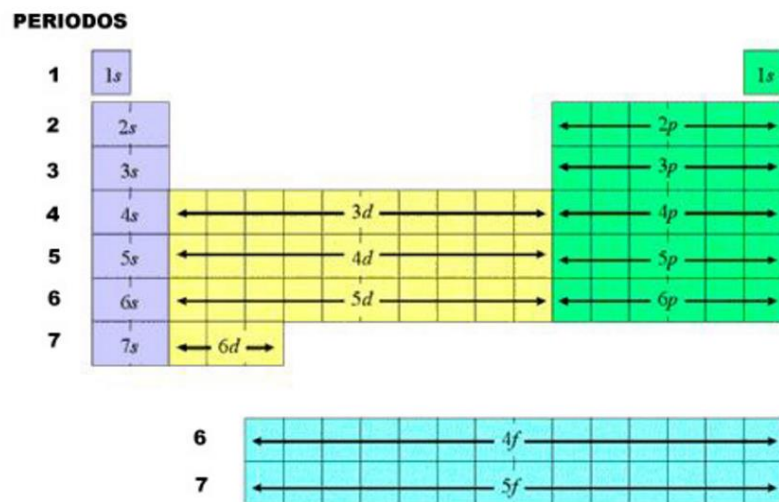
Un resultado interesante que puede derivarse de esta clasificación es que **puede conocerse el grupo al que pertenece un elemento conociendo simplemente su número atómico**, a partir de su configuración electrónica.

LOS PERIODOS DE LA TABLA PERIÓDICA Y LA DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA:

Existen 7 periodos, detallados en la siguiente imagen:

Los elementos situados en un mismo **periodo** tienen el mismo número de niveles electrónicos y coincide con el número del nivel.

A diferencia de lo que ocurre con los grupos, los elementos de un mismo periodo no comparten, en general, propiedades químicas similares.





LOS GRUPOS PRINCIPALES O REPRESENTATIVOS:

- Los grupos con mayor número de elementos, los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18, se conocen como **grupos principales** (bloques s y p).
- Los grupos del 3 al 12 están formados por los llamados **elementos de transición** (bloque d).
- Los elementos que aparecen aparte se conocen como **elementos de transición interna** (bloque f)



CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS SEGÚN SU COMPORTAMIENTO QUÍMICO:

Podemos distinguir 4 conjuntos de elementos químicos, según la facilidad de sus átomos para perder o ganar electrones, transformándose en iones:

- **Metales:** Se transforman fácilmente en iones positivos al perder electrones. Quedan situados a la izquierda y el centro de la tabla. Tienen propiedades comunes, como conducir la electricidad y el brillo metálico. En su mayoría son sólidos a temperatura ambiente. Algunos reciben nombres especiales por su importancia:

- Grupo 1 (**Metales alcalinos**): Li, Na, Rb, Cs, etc. Pierden fácilmente un electrón para tener completa su última capa, formando iones positivos (+).
- Grupo 2 (**Metales alcalinotérreos**): Be, Mg, Ca, Sr, etc. Pierden fácilmente un electrón para tener completa su última capa, formando iones positivos (++)

- **Semimetales:** Se transforman con dificultad en iones positivos. Tienen propiedades intermedias entre los metales y los no metales (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po)

- **No metales:** Se transforman fácilmente en iones negativos captando electrones. Se sitúan en el lado derecho. Suelen ser líquidos o gases a temperatura ambiente, y son malos conductores de la electricidad.

- Grupo 17 (**Halógenos**): F, Cl, Br y I. Ganan fácilmente un electrón para completar su última capa, formando iones negativos (-).

- **Inertes** o Gases nobles: Grupo 18: He, Ne, Ar, etc.: No forman iones ya que poseen 8 electrones en su último nivel lo que les confiere estabilidad. En condiciones normales, no se combinan con ningún otro elemento químico. Elementos en la columna más a la derecha.



Tabla periódica de los elementos

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Periodo																			
1	1 H																		2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	* 	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra	** 	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg								
		*	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu		
		**	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr		

Alcalinos	Alcalinotérreos	Lantánidos	Actínidos	Metales de transición
Metales del bloque p	Metaloides	No metales	Halógenos	Gases nobles

PRÁCTICAMENTE TODAS LAS SUSTANCIAS QUE ENCONTRAMOS EN LA NATURALEZA ESTÁN FORMADAS POR ÁTOMOS UNIDOS. LAS INTENSAS FUERZAS QUE MANTIENEN UNIDOS LOS ÁTOMOS EN LAS DISTINTAS SUSTANCIAS SE DENOMINAN **ENLACES QUÍMICOS**.

1. ¿POR QUÉ SE UNEN LOS ÁTOMOS?

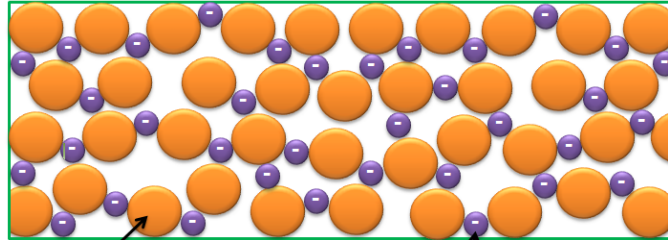
Los átomos se unen porque, al estar unidos, adquieren una situación más estable que cuando estaban separados. Esta situación de mayor estabilidad suele darse cuando el número de electrones que poseen los átomos en su último nivel es igual a ocho, estructura que coincide con la de los gases nobles.

Los **gases nobles** tienen muy poca tendencia a formar compuestos y suelen encontrarse en la naturaleza como **átomos aislados**. Sus átomos, a excepción del helio, tienen 8 electrones en su último nivel. Esta configuración electrónica es extremadamente estable y a ella deben su poca reactividad.

Podemos explicar la unión de los átomos para formar enlaces porque con ella consiguen que su último nivel tenga 8 electrones, la misma configuración electrónica que los átomos de los gases nobles. Este principio recibe el nombre de **regla del octeto** y aunque no es general para todos los átomos, es útil en muchos casos.

ENLACE IÓNICO → SUSTANCIAS IÓNICAS	
<p>¿Entre qué tipo de átomos?: Entre átomos de un Metal y átomos de un No metal</p>	<p>¿En qué consiste?: El metal cede electrones al no metal, transformándose el metal en un catión (+) y el no metal en un anión (-). Las fuerzas electrostáticas de signo opuesto mantienen unidos a los átomos.</p>
ENLACE COVALENTE → SUSTANCIAS COVALENTES	
<p>¿Entre qué tipo de átomos?: Átomos de un No metal y átomos de un No metal</p>	<p>¿En qué consiste?: Los átomos comparten pares de electrones (uno de cada átomo) Si se comparten un par, enlace sencillo Si se comparten dos pares, enlace doble Si se comparten 3 pares, enlace triple</p>

ENLACE METÁLICO → SUSTANCIAS METÁLICAS



Iones metálicos

Los electrones se mueven libremente

¿Entre qué tipo de átomos?:

Entre átomos del mismo metal

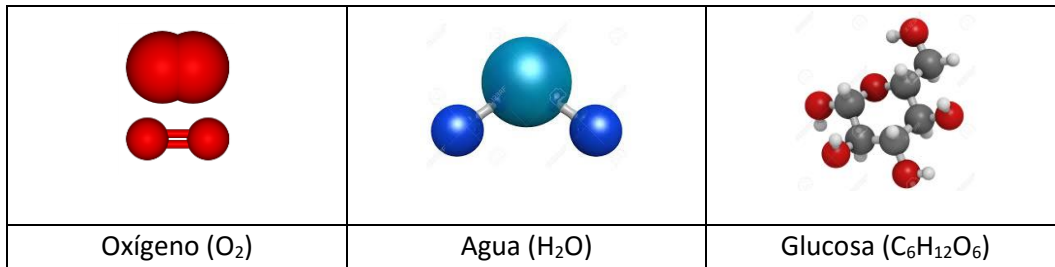
¿En qué consiste?:

Los electrones del nivel más externo de los átomos del metal son compartidos por todos átomos del conjunto.

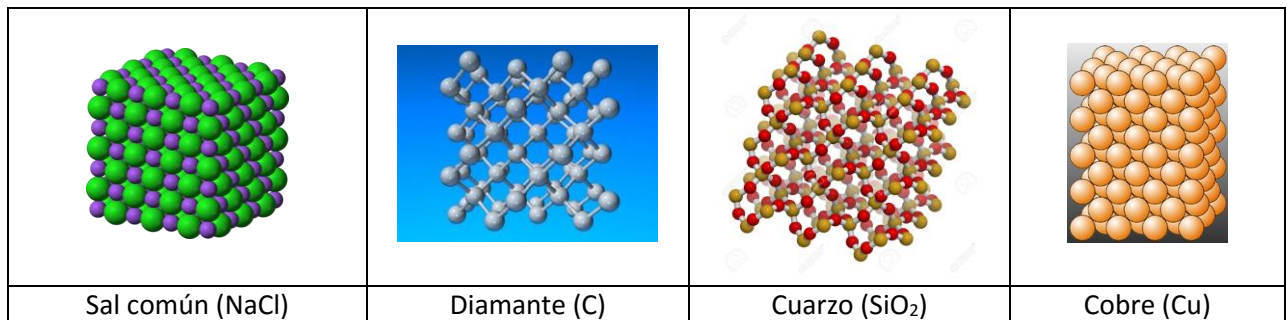
2. ¿QUÉ TIPO DE AGRUPACIONES FORMAN LOS ÁTOMOS UNIDOS?

Los átomos se agrupan formando:

- **MOLÉCULAS:** agrupaciones de un número relativamente pequeño de átomos unidos por **enlaces covalentes**. Pueden ser átomos del mismo elemento o de distintos elementos.

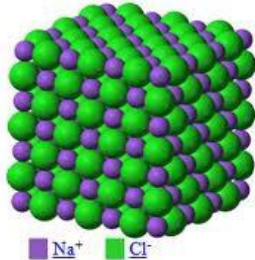



- **CRISTALES:** agrupaciones millones de átomos o de iones unidos por **enlaces iónicos, covalentes o metálicos** y que se ordenan siguiendo un patrón definido en las tres dimensiones del espacio:





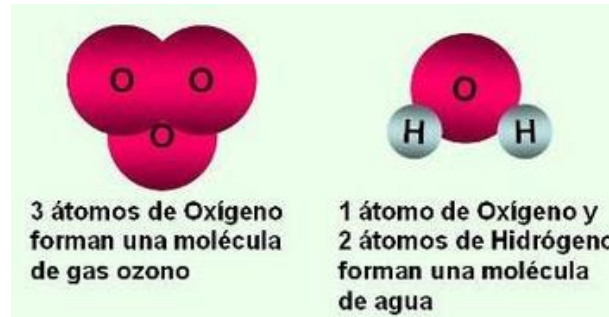
3. DISTINTOS TIPOS DE ENLACES → DISTINTOS TIPO DE SUSTANCIAS: Las propiedades de las sustancias químicas, por ejemplo, que sea o no soluble en agua o que conduzca o no la electricidad, dependen en gran medida del tipo de enlaces que unen sus átomos. Por eso se clasifican en:

SUSTANCIAS IÓNICAS		
<p><u>CARÁCTERÍSTICAS:</u></p> <ul style="list-style-type: none">▪ Sus átomos están unidos por enlaces iónicos (transferencia de electrones).▪ Son <u>compuestos químicos</u> formados por agrupaciones de iones de un elemento metálico con iones de uno no metálico.▪ Los iones se ordenan en el espacio formando redes cristalinas o cristales iónicos.	 <p>SAL COMÚN (NaCl) Compuesto iónico</p>	<p><u>PROPIEDADES:</u></p> <ul style="list-style-type: none">▪ Son sólidos cristalinos. Estos cristales están formados millones de iones de un metal y un no metal, que se ordenan conforme a un patrón que se repite en las tres direcciones del espacio.▪ Son duros pero frágiles.▪ Son solubles en agua.▪ Tienen puntos de fusión y ebullición elevados.▪ No conducen la corriente eléctrica en estado sólido.▪ Sí conducen la electricidad si están disueltas en agua.
SUSTANCIAS METÁLICAS		
<p><u>CARACTERÍSTICAS</u></p> <p>Los átomos están unidos por enlace metálico (nube de electrones). Son <u>sustancias simples</u> formadas por iones agrupados de un metal formando redes cristalinas</p>	 <p>HIERRO (Fe, Cu, etc.) Sustancias simples metálicas</p>	<p><u>PROPIEDADES:</u></p> <ul style="list-style-type: none">• Son sólidos cristalinos, excepto el mercurio, que es líquido.• Suelen ser bastante duros, al estar unidos los átomos de modo muy compacto.• Son maleables y dúctiles en mayor o menor grado, ya que es posible mover una capa de átomos sobre otra.



SUSTANCIAS COVALENTES

MOLÉCULAS



OZONO (O_3)
S. covalente simple

AGUA (H_2O)
Compuesto covalente

PROPIEDADES:

- Suelen ser gases o líquidos y si son sólidos, muy blandos.
- Puntos de fusión y ebullición bajos.
- No conducen la corriente eléctrica.
- Generalmente insolubles en agua.

CARACTERÍSTICAS:

Sus átomos están unidos por enlaces covalentes (compartición de pares de electrones).

Las podemos clasificar atendiendo a dos criterios:

Si nos fijamos en la **cantidad de átomos** que las constituyen, entonces hablaremos de:

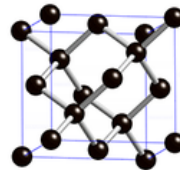
- Moléculas
- Cristales covalentes

A continuación ejemplos:

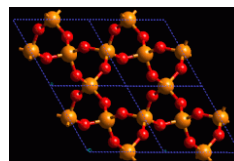
Si nos fijamos en si los **átomos son del mismo o de distintos elementos** hablaremos de:

- Sustancias covalentes simples
- Compuestos covalentes

CRISTALES



DIAMANTE (C): S. covalente simple



CUARZO (SiO_2): Compuesto covalente

PROPIEDADES:

- Puntos de fusión y ebullición altos.
- Duros, pero frágiles
- No conducen la corriente eléctrica.
- Insolubles en cualquier líquido.

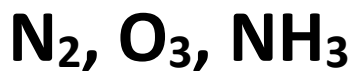
SÍMBOLOS Y FÓRMULAS:

- **LOS SÍMBOLOS:** representan de forma abreviada los elementos químicos y los átomos de dichos elementos.
- **LAS FÓRMULAS:** representan, de forma abreviada, las sustancias químicas. Símbolos + subíndices que indican el número de átomos de cada elemento. Las fórmulas tienen un doble significado:
 - ✓ **Cualitativo:** indican la clase de elementos presentes en la sustancia.
 - ✓ **Cuantitativo:** expresan la proporción correspondiente a cada elemento presente en la sustancia

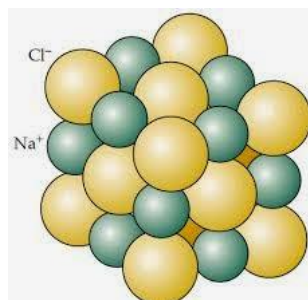


TIPOS DE FÓRMULAS:

- **Fórmulas moleculares:** solo es aplicable a sustancias moleculares y nos informan del número de átomos que forman la molécula.



- **Fórmulas empíricas:** en aquellas sustancias en las que los átomos se agrupan formando redes cristalinas formadas por millones de átomos, la fórmula nos indica la proporción entre los átomos de los distintos elementos presentes en la sustancia.



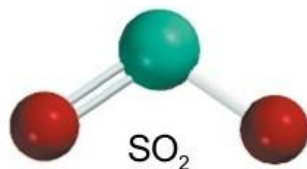


MASA MOLECULAR:

Como recordarás, la masa de los átomos se mide en uma y 1 um.a es la doceava parte de la masa de un átomo de C-12, y en kg:

$$1 \text{ uma} = (1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg})$$

La tabla periódica nos informa de la **masa atómica relativa (A_r)** (teniendo en cuenta la proporción de isótopos) de cada elemento y a partir de estos datos podemos calcular la **masa molecular (m)** de una sustancia, por ejemplo, del **dióxido de azufre**:



1S	32.07 uma
2O	+ 2 x 16.00 uma
SO ₂	<u>64.07 uma</u>

Calcula las masas moleculares de las siguientes sustancias químicas:

- m (H₂O)_{agua} =
- m (CO₂)_{dióxido de carbono} =
- m (NH₃)_{amoniaco} =
- m (C₆H₁₂O₆)_{glucosa} =
- m (CaCO₃)_{carbonato cálcico} =
- m (O₃)_{ozono} =
- m (HCl)_{ácido clorhídrico} =
- m (H₂SO₄)_{ácido sulfúrico} =
- m (C₄H₁₀)_{metano} =
- m (C₂H₆O)_{etanol} =



IES BERNARDINO DE ESCALANTE
LAREDO

U.D. ÁTOMOS, ELEMENTOS Y COMPUESTOS
LAS REACCIONES QUÍMICAS

ACT 4º
CURSO 2015_16
DPTO. ORIENTACIÓN