

## Cálculos de concentración %m/m

Ejemplo: Se mezclan 100 gramos de jugo en polvo en un vaso de 250 cm<sup>3</sup> de agua. Determinar la concentración en %m/m.

Primero determinamos las masas de soluto y solvente:

Soluto: Polvo de jugo, en este caso nos dicen como dato que su masa es de 100 g.

Solvente: Tenemos 250 cm<sup>3</sup> de agua. Para saber su masa debemos recurrir a la fórmula de densidad (Sabido que la densidad del agua es de 1 g/cm<sup>3</sup>):

$$Densidad = \frac{masa}{volumen} \Rightarrow masa = Densidad \cdot volumen \Rightarrow masa = 1 \frac{g}{cm^3} \cdot 250 cm^3 \Rightarrow masa = 250 g$$

Entonces, la masa del solvente es de 250 g.

Ahora necesitamos calcular la masa total de la solución:

Masa de la solución = Masa soluto + Masa solvente

Masa de la solución = 100 g + 250 g

Masa de la solución = 350 g

Por último debemos calcular la masa de soluto por cada 100 gramos de solución, para ello podemos hacer una regla de tres simple:

$$\left. \begin{array}{l} 350g \text{ Solución} \longrightarrow 100g \text{ Soluta} \\ 100g \text{ Solución} \longrightarrow x \text{ g Soluta} \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{100g \text{ Solución} \cdot 100g \text{ Soluta}}{350g \text{ Solución}} \Rightarrow x = 28,57 \text{ g Soluta}$$

Por lo tanto como por cada 100 gramos de solución tenemos 28,57 gramos de soluto, decimos que la concentración %m/m = 28,57%

$$\boxed{\%m/m = 28,57\%}$$

## Cálculos de concentración %v/v

Ejemplo: En una taza de café de 200 ml, se colocan 50 ml de leche, calcular la concentración del café con leche en %v/v.

En este caso tenemos: Volumen de soluto: 50 ml (dato)

Volumen de la solución = Volumen de soluto + volumen de solvente = 200 ml + 50 ml = 250 ml

Entonces, tenemos que hay 50 ml de soluto en 250 ml de solución, planteamos la regla de tres simple:

$$\left. \begin{array}{l} 250ml \text{ Solución} \longrightarrow 50ml \text{ Soluta} \\ 100ml \text{ Solución} \longrightarrow x \text{ ml Soluta} \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{100ml \text{ Solución} \cdot 50ml \text{ Soluta}}{250ml \text{ Solución}} \Rightarrow x = 20ml \text{ Soluta}$$

Por lo tanto, la concentración %v/v es de un 20%

## Cálculos de concentración %m/v

Ejemplo: Una solución de agua salada contiene 6 g de sal y 20 g de solución y la densidad de esta solución es 1,2 g/cm<sup>3</sup>. Expresar la concentración de la solución de agua salada en %m/v

Primero tenemos que identificar soluto y solvente  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Soluto: sal} \\ \text{Solvente: agua} \end{array} \right.$  Forman la Solución: agua salada

Sabemos que %m/v =  $\frac{X \text{ gramos de soluto}}{100 \text{ cm}^3 \text{ de solución}}$

De la densidad del agua salada obtenemos la relación 1,2 g de solución ocupan 1 cm<sup>3</sup> de volumen

1,2 g de solución  $\longrightarrow$  Ocupan 1 cm<sup>3</sup> de solución

20 g de solución  $\longrightarrow$   $X = \frac{20 \text{ g solución} \cdot 1 \text{ cm}^3 \text{ de solución}}{1,2 \text{ g solución}}$   $X = 16,6 \text{ cm}^3 \text{ de solución}$

Si en 16,6 cm<sup>3</sup> de solución  $\longrightarrow$  Hay 6 g de soluto

En 100 cm<sup>3</sup> de solución  $\longrightarrow$  ¿Cuántos gramos de soluto hay?

$$\frac{16,6 \text{ cm}^3 \text{ de solución}}{100 \text{ cm}^3 \text{ de solución}} = \frac{6 \text{ g soluto}}{X \text{ g soluto}}$$

$$X = \frac{6 \text{ g de soluto} \cdot 100 \text{ cm}^3 \text{ de solución}}{16,6 \text{ cm}^3 \text{ de solución}} \quad \text{Simplifico} \quad \boxed{X = 36,14 \text{ g soluto}}$$

Este resultado significa que hay 36,14 g de soluto por cada 100 cm<sup>3</sup> de solución. Dicho de otra manera la concentración de la solución agua salada en cuestión es 36,14% m/v

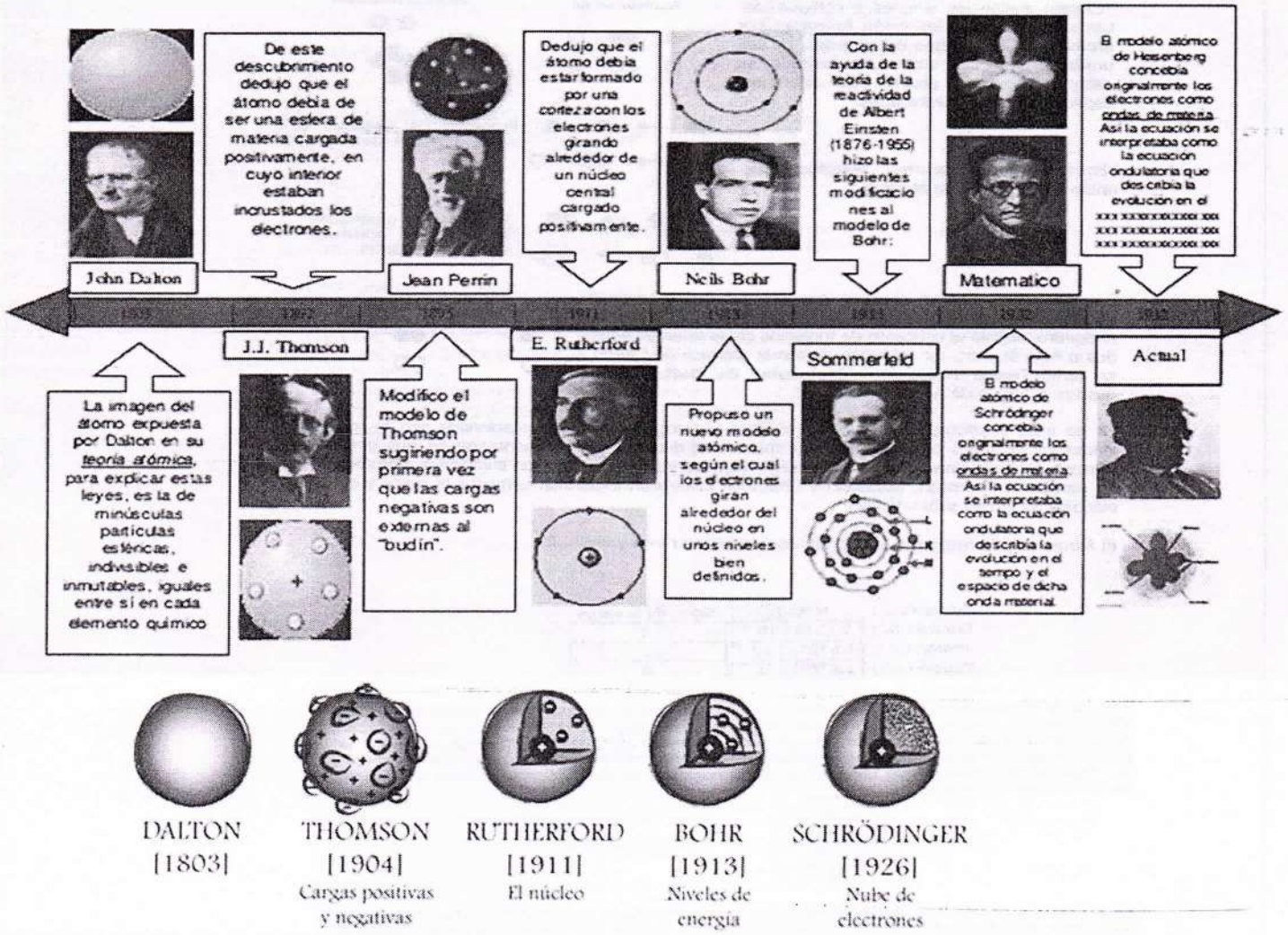
## El mol

Se define al mol como una cantidad de sustancia. Un mol de una sustancia es la cantidad de esa sustancia que contiene una cantidad de unidades elementales (como átomos) hay en 12 gramos de carbono.

En 12 gramos de Carbono hay  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos. A este número se lo conoce como número de Avogadro.

Por lo tanto si  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de Carbono equivalen a 12 gramos de dicho elemento, hay una relación entre la cantidad de átomos de un elemento y su masa, dependiendo esta relación de la masa del átomo de cada elemento. Como las masas de los átomos son muy pequeñas, utilizamos lo que se conoce como "masas atómicas relativas" que equivalen a la masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos.

### EL ATOMO EN EL TIEMPO



Breve reseña histórica: Desde tiempos remotos el hombre quiso responderse preguntas sobre fenómenos de la vida cotidiana. Desde muchas formas se quiso entender como está formada la materia y su comportamiento; hubo pensadores y filósofos griegos en la antigüedad, así como también en los siguientes siglos científicos llamados alquimistas. En todos los casos se quería explicar que la materia está formada por pequeñas partículas en su interior que desde la época de los griegos llamaron ATOMOS, que significa indivisible. Continúa los ensayos y experimento para conocer la composición de la materia, con la explicación de un fenómeno muy común que es la combustión (por ejemplo cuando se quema un papel) La conclusión más representativa fue, establecida por Lavoisier que calculo que al quemar una sustancia, la cantidad de masa inicial es igual a la cantidad de masa final. Con esto definió un concepto importante que en la naturaleza, nada se crea, ni nada se pierde, sino que todo se transforma. Ósea que los átomos que componen una sustancia no pueden crearse, ni perderse sino que se transforman en otras partículas. Hubo un científico que resumió toda la información conocida y experimentada hasta ese momento que se llamó Dalton, proponiendo una teoría atómica inicial.

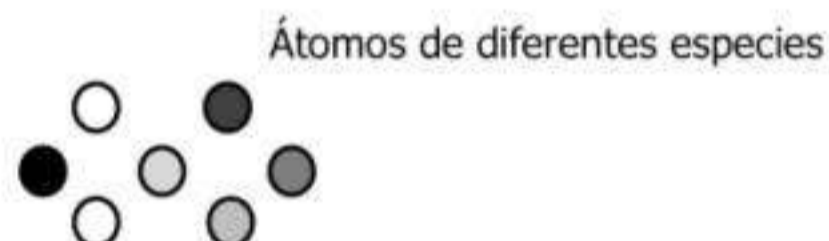
## Breve reseña histórica

A continuación describiremos una breve reseña histórica para entender cómo se llegó al modelo atómico actual y al conocimiento de la existencia de partículas subatómicas.

Desde tiempos remotos, quiso responderse preguntas fenómenos de la vida cotidiana. De muchas formas se quiso entender cómo está formada la materia y su comportamiento; hubo pensadores y filósofos griegos en la antigüedad, así como también, en los siguientes siglos científicos llamados alquimistas. En todos los casos, se quería explicar que la materia está formada por pequeñas partículas en su interior que desde la época de los griegos llamaron átomos, que significa, indivisible. Continúan los ensayos y experimentos para conocer la composición de la materia, con la explicación de un fenómeno muy común que es la combustión (por ejemplo cuando se quema un papel). La conclusión más representativa, fue establecida por Lavoisier que calculó que al quemar una sustancia, la cantidad de masa inicial, es igual a la cantidad de masa final. Con esto, definió un concepto importante que en la naturaleza, nada se crea, ni nada se pierde, sino que todo se transforma. O sea, que los átomos que componen una sustancia no pueden crearse, ni perderse sino que se transforman en otras partículas. Hubo un científico que resumió toda la información conocida y experimentada hasta ese momento que se llamó Dalton, proponiendo una teoría atómica inicial.

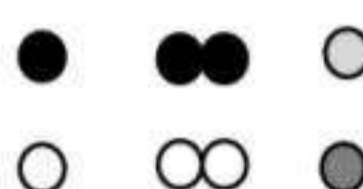
### Algunas conclusiones de la teoría atómica de Dalton.

\*La materia está formada por partículas pequeñas e indivisibles llamadas átomos



\*Existen sustancias simples y compuestas. Las sustancias simples están formadas por átomos de un solo tipo de especies, ya sea unidos o no. Las sustancias compuestas están formadas átomos de diferentes especies unidos o combinados.

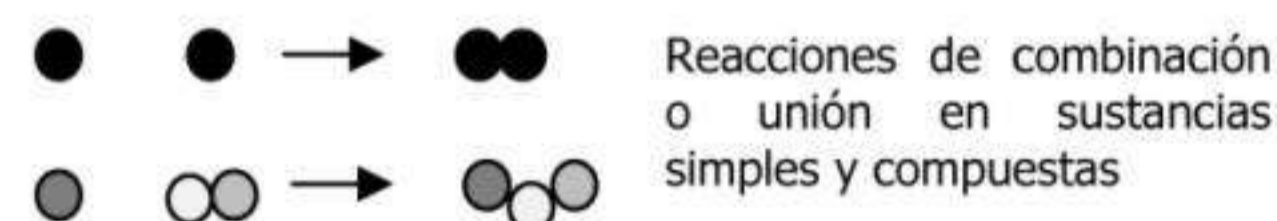
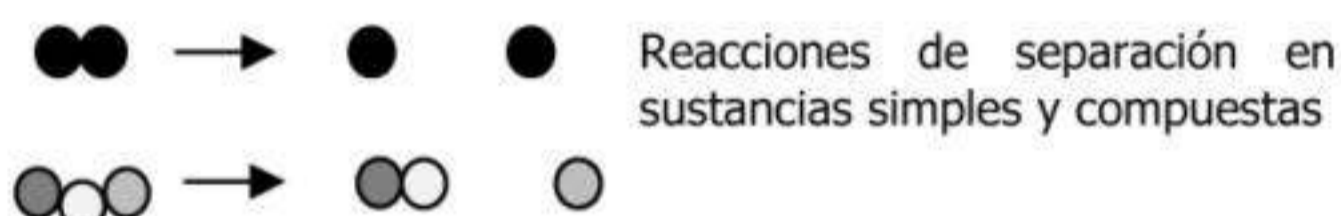
Sustancias simples



Sustancias compuestas



\*Entre partículas ocurren reacciones de unión o separación de átomos



En esta teoría, Dalton concluía que las sustancias también existían como compuestas. En la misma época, el científico Avogadro, definió el concepto de molécula como la unión entre dos o más átomos. Es así como, la teoría atómica de Dalton, se llamó **Teoría Atómica y Molecular de Dalton**, todo gracias al aporte de Avogadro.

átomos



moléculas

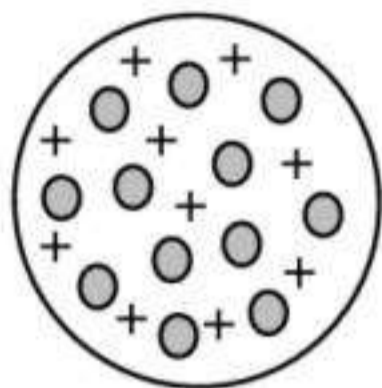


En los años subsiguientes algunos científicos hicieron experiencias relacionada con la corriente eléctrica y los rayos catódicos. De esta manera se determinó experimentalmente, que la materia formada átomos tiene partículas con carga negativa y positiva, llamadas electrones y protones. En particular, Thomson, Goldstein y Chadwick calcularon experimentalmente la masa y a carga eléctrica de dichas subpartículas

El átomo está formado por subpartículas que tienen masa y energía:

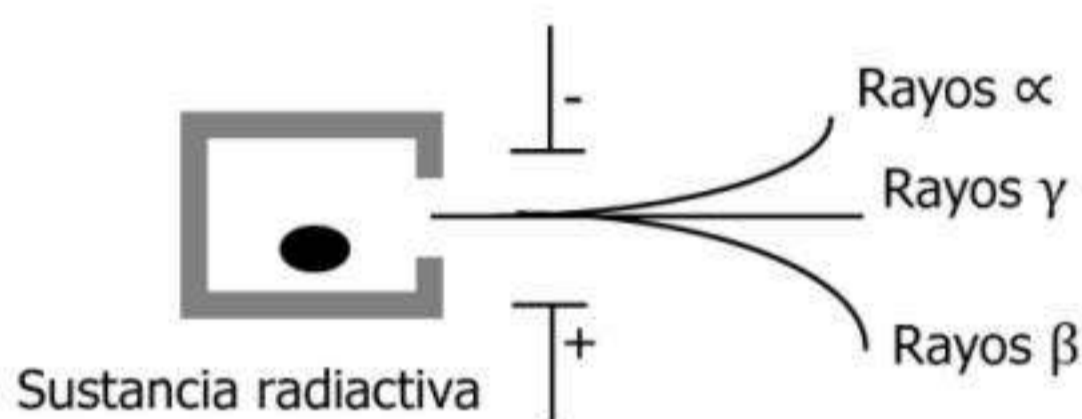
Subpartícula	Masa (g)	Signo de la carga
Electrón ( $e^-$ )	$9.1095 \cdot 10^{-28}$	-1
Protón ( $p^+$ )	$1.67252 \cdot 10^{-24}$	+1
Neutrón ( $n^0$ )	$1.67495 \cdot 10^{-24}$	0

Más tarde **Thomson**, propuso un modelo donde el átomo es una esfera uniforme y sólida eléctricamente positiva, dentro del cual están los electrones. A este modelo se lo comparó simpáticamente con un "budín con pasas", donde la masa del budín es de carga positiva y las pasas representarían los electrones incluidos en el budín, siempre considerando que la cantidad de carga positiva es la misma cantidad de carga negativa, ya que el átomo en todo su conjunto es eléctricamente neutro.



- Toda uniforme y sólida positiva
- Representa el  $e^-$

Años después el científico **Rutherford**, hizo en su laboratorio experimentos relacionados con sustancias radiactivas. A continuación vamos a conocer una de los ensayos más importantes de Rutherford y sus conclusiones:



Se agregó en un bloque de plomo una sustancia radiactiva, cuyas emisiones o rayos se hicieron pasar por un orificio. Por fuera había dos campos magnéticos, uno positivo y otro negativo. Al pasar los rayos por el campo magnético, los rayos alfa  $\alpha$  se desviaron hacia el polo negativo, los rayos beta  $\beta$  se desviaron hacia el polo positivo y los rayos gamma  $\gamma$  no se desviaron.

#### Conclusiones de Rutherford:

Las radiaciones alfa tienen partículas positivas ya que son  $\rightarrow$  Protones ( $p^+$ ) atraídas por el campo magnético negativo.

Las radiaciones beta tienen partículas negativas ya que son  $\rightarrow$  Electrones ( $e^-$ ) atraídas por el campo magnético positivo.

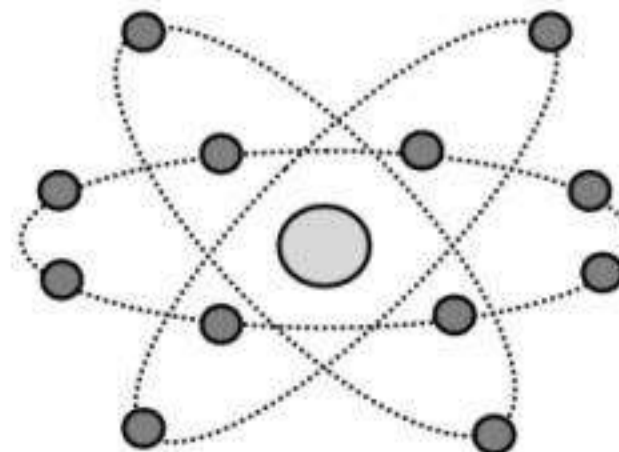
Las radiaciones gamma tienen partículas sin carga ya que no  $\rightarrow$  Neutrones ( $n^0$ ) son atraídas por el campo magnético.

#### Modelo atómico de Rutherford

A través de sucesivos experimentos concluyó:

- La mayor parte del átomo se encuentra vacío
- La mayor parte de la masa del átomo se encuentra concentrada en el núcleo que tiene carga positiva
- Alrededor del núcleo se encuentran los electrones que tienen carga negativa
- El átomo es eléctricamente neutro, o sea la cantidad de cargas negativas es la misma cantidad de cargas positivas
- El núcleo positivo y las cargas negativas, se encuentran distanciadas. Con esto último refutó el modelo de Thomson o del "budín con pasas"

- Electrones
- Núcleo positivo



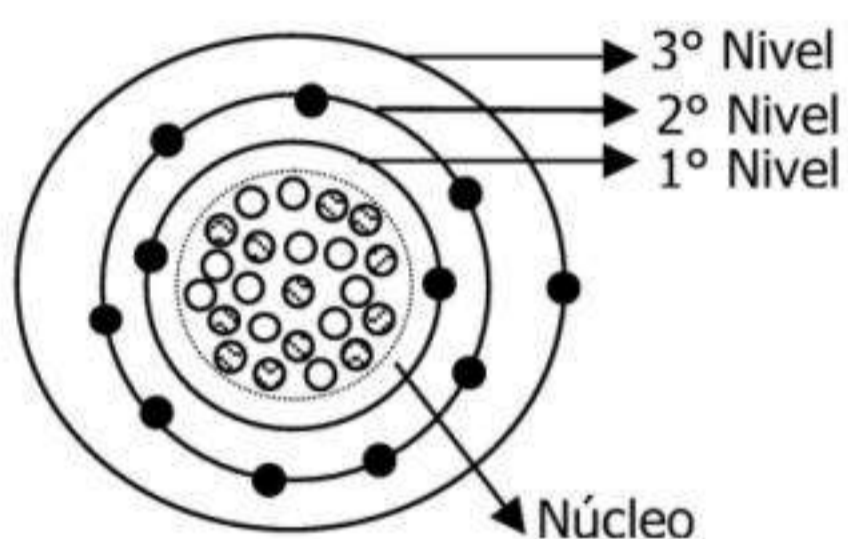
## Modelo atómico actual: modelo de Bohr

Con el avance de de los estudios de la radiactividad, se buscó comprender cuál es la composición de las ondas. El estudio de la luz como onda a través de la espectroscopia, permitió estudiar también a la luz como partícula y así abrió el camino a la teoría cuántica de Planck, donde definió que un cuanto es la cantidad definida de energía que un electrón puede absorber o emitir y esto lo hace en forma de luz o calor.

Borh concluyó que:

- Los electrones tienen una determinada cantidad de energía llamada cuanto
- Los electrones se mueven alrededor del núcleo positivo en determinadas orbitas elípticas llamadas niveles de energía u orbitales atómicos
- Los electrones se encuentran en un nivel de energía definido y mientras no absorben ni emiten energía, se dicen que los electrones se encuentran en su estado fundamental
- Si por alguna causa, los electrones son excitados energéticamente absorbiendo o liberando cuantos de energía, dichos electrones salen de su estado fundamental para saltar a otros niveles energéticos inferiores o superiores

Veamos el modelo atómico de Bohr con las conclusiones estudiadas hasta ahora:



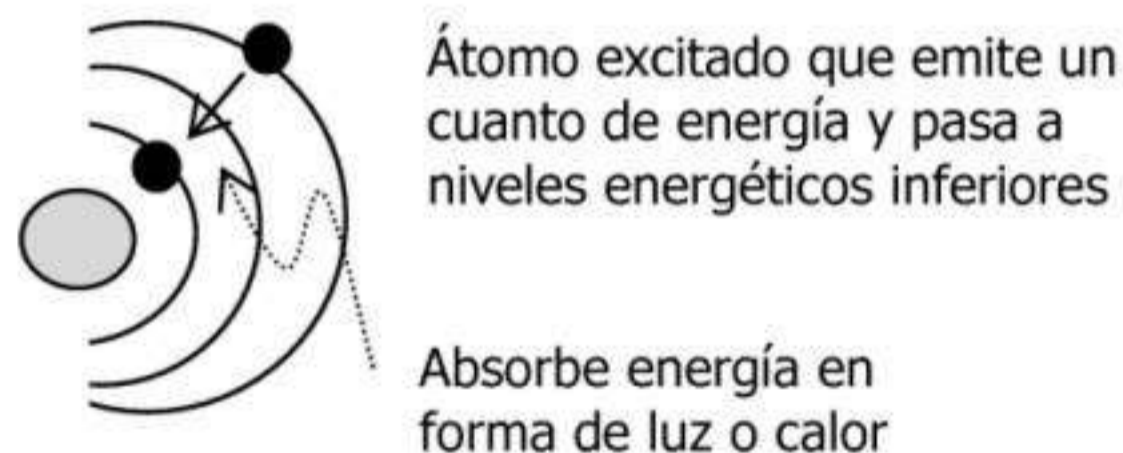
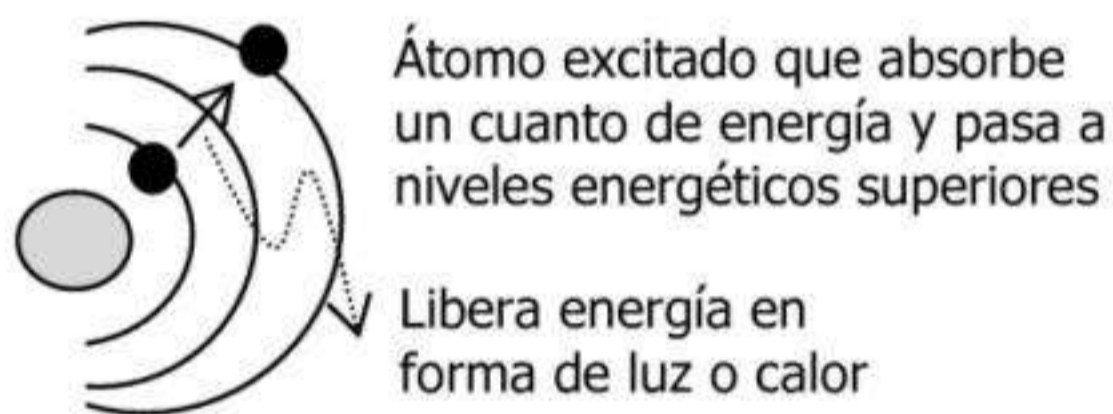
Veamos el átomo de Na (Sodio) según Bohr

$$P^+ = 11 \bigcirc$$

$$e^- = 11 \bullet$$

$$n^0 = 12 \text{ ☉}$$

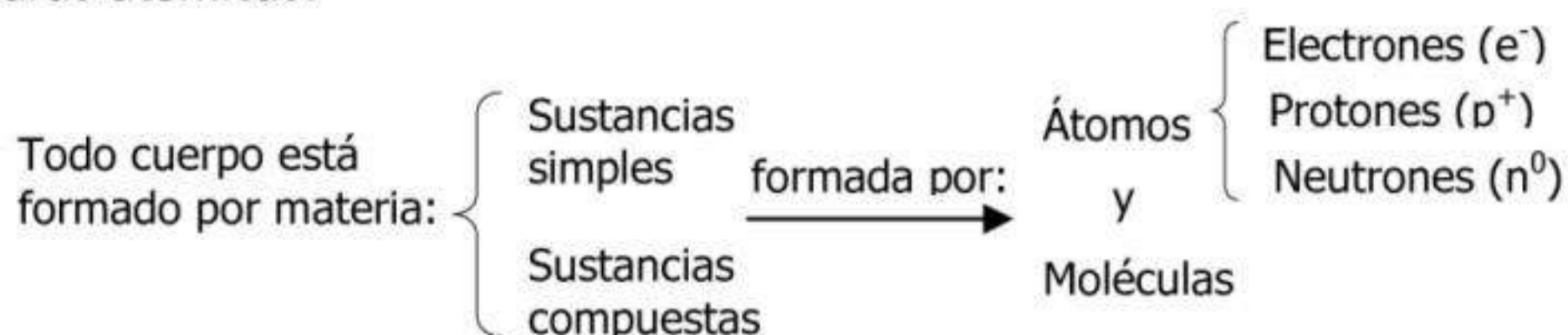
En el esquema del Sodio, el átomo se encuentra electrónicamente neutro, ya que la cantidad de cargas negativas es la misma cantidad de cargas positivas. O sea, que los electrones se encuentran en su estado fundamental. Si fuesen excitados energéticamente liberando o absorbiendo un cuanto de energía, dichos los electrones pasarían a un nivel energético superior o inferior.



## Materia

Todos los cuerpos ocupan un lugar en el universo y tiene una determinada materia y energía. Si bien todos los cuerpos tienen una determinada cantidad de masa y ocupan cierto volumen, podemos decir que todos los cuerpos están formados por materia

Toda sustancia está formada por átomos y moléculas que se ordenan en lo que llamamos estructuras atómicas.



El electrón es la subpartícula de menor tamaño y está ubicado fuera del núcleo (zona extranuclear). En cambio, el protón y el neutrón están ubicados en el núcleo. El signo de la carga

del protón y del electrón son opuestas; y la carga del neutrón es cero, lo que define la neutralidad energética del átomo.

### Representación del átomo

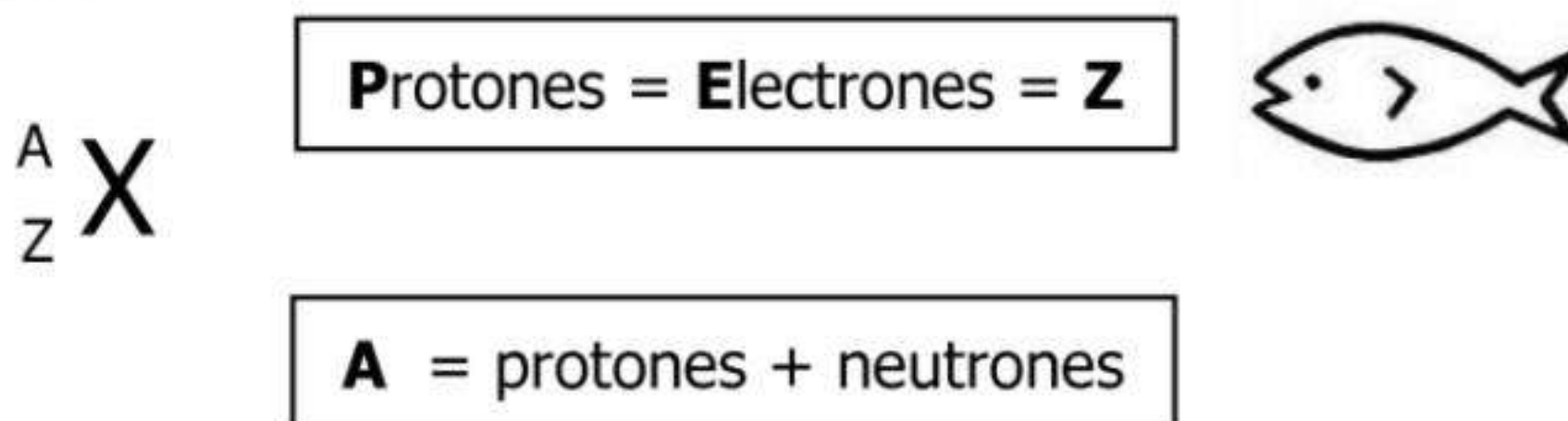
Cada átomo tiene un determinado número de protones que lo simbolizaremos como Z.

Este valor de Z es característico de cada átomo (el concepto lo podemos comparar como si fuera el DNI de cada persona, el cual es único e irrepetible)

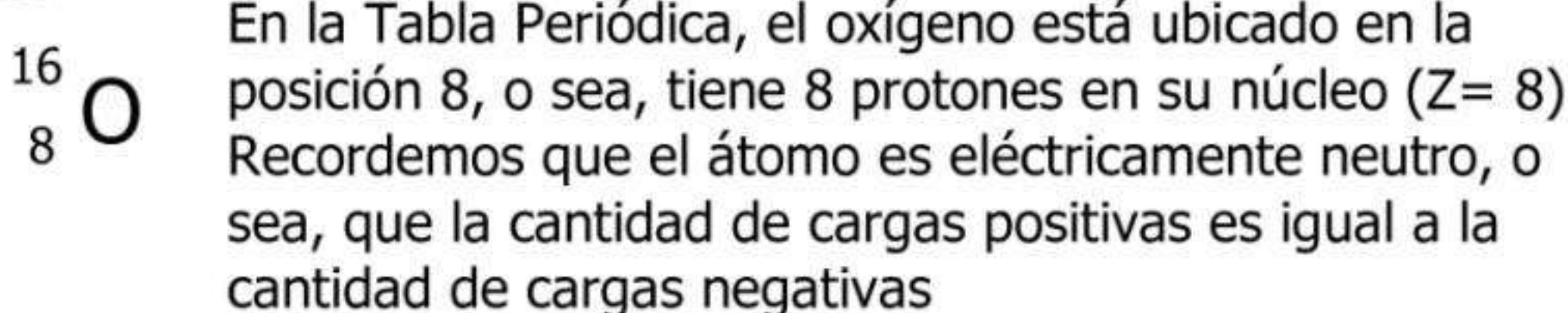
Cada átomo tiene un determinado número de masa o másico que lo simbolizaremos como A.

El número de masa representa la cantidad de subpartículas que se encuentran en el núcleo del átomo, ya que número másico (A) = protones (p<sup>+</sup>) + neutrones (n<sup>0</sup>)

Representaremos a X como el símbolo del átomo en cuestión y definiremos las siguientes relaciones entre subpartículas:



Ejemplo:



8 (P<sup>+</sup>) = 8 (e<sup>-</sup>) = Z

También podemos encontrar en la tabla, el numero másico (A=16) correspondiente a la suma de protones y neutrones que se hallan en el núcleo.

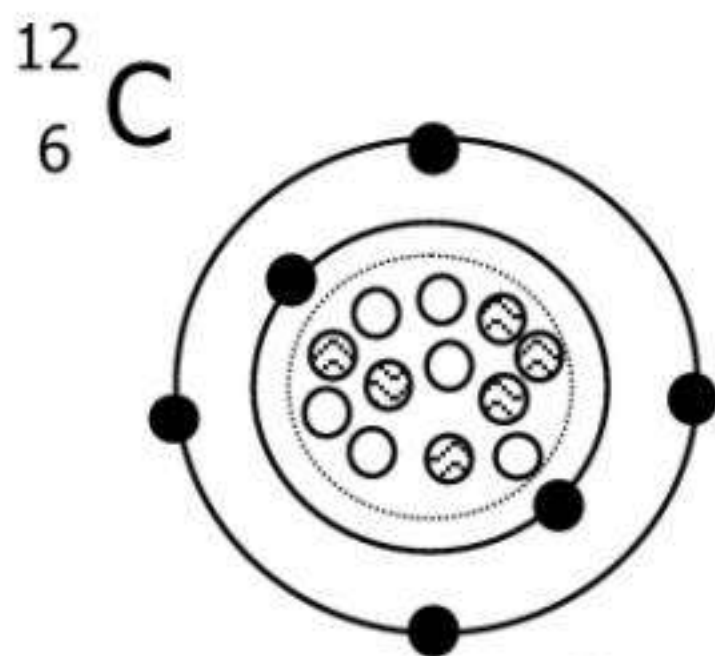
16 = 8 (p<sup>+</sup>) + 8 (n<sup>0</sup>)

En la Tabla Periódica hay 118 átomos diferentes ordenados según su número de protones (Z); es como si fueran 118 personas distintas con sus respectivos DNI. Por lo tanto, no podrían haber dos iguales átomo de distintas especies con el mismo Z, como no hay dos personas diferentes con el mismo número de DNI.

### Isótopos

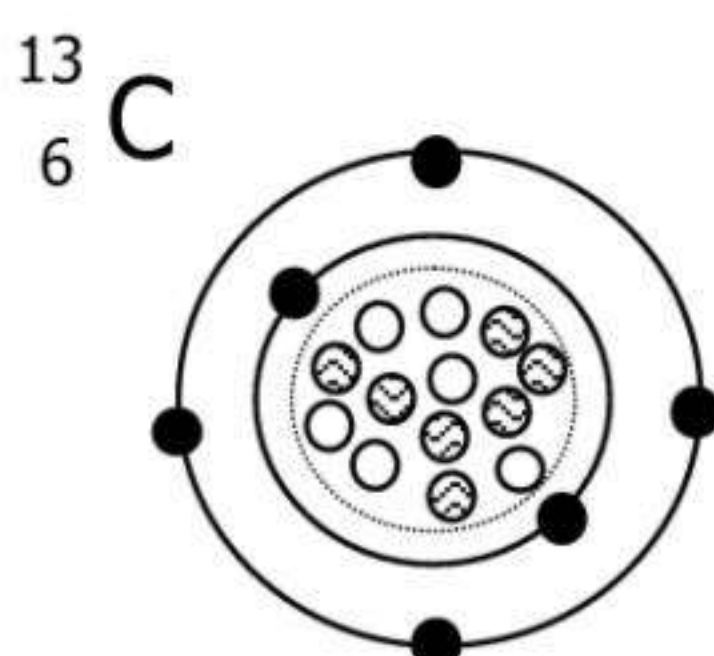
En la naturaleza que una misma especie o tipo de átomo puede tener isótopos. O sea, son átomos con el mismo número de protones (Z), pero distinto número másico (A).

Ejemplo: Veamos los isótopos de Carbono. En los tres isótopos, el átomo es eléctricamente neutro (p<sup>+</sup>=e<sup>-</sup>)



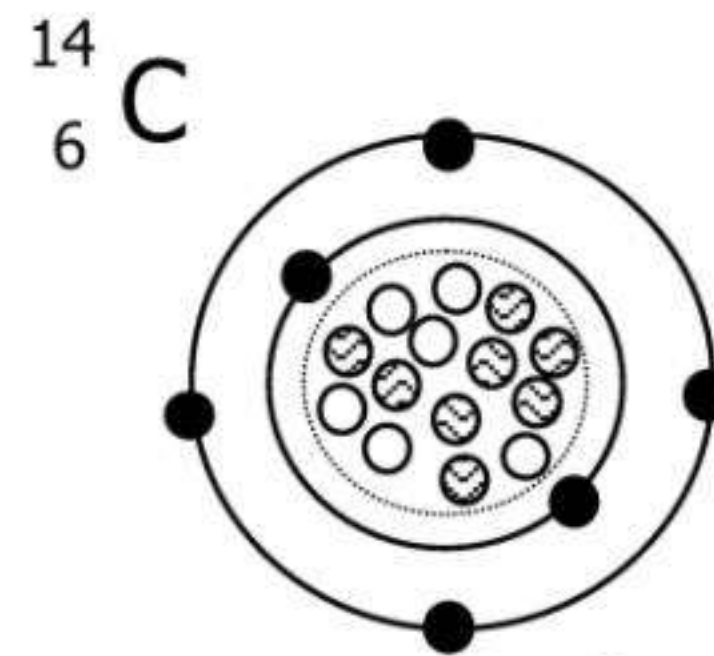
P<sup>+</sup> = 6 ○  
e<sup>-</sup> = 6 ●  
n<sup>0</sup> = 6 ⊗

6 (P<sup>+</sup>) = 6 (e<sup>-</sup>) = Z = 6  
A = 12 = 6 (p<sup>+</sup>) + 6 (n<sup>0</sup>)



P<sup>+</sup> = 6 ○  
e<sup>-</sup> = 6 ●  
n<sup>0</sup> = 7 ⊗

6 (P<sup>+</sup>) = 6 (e<sup>-</sup>) = Z = 6  
A = 13 = 6 (p<sup>+</sup>) + 7 (n<sup>0</sup>)



P<sup>+</sup> = 6 ○  
e<sup>-</sup> = 6 ●  
n<sup>0</sup> = 8 ⊗

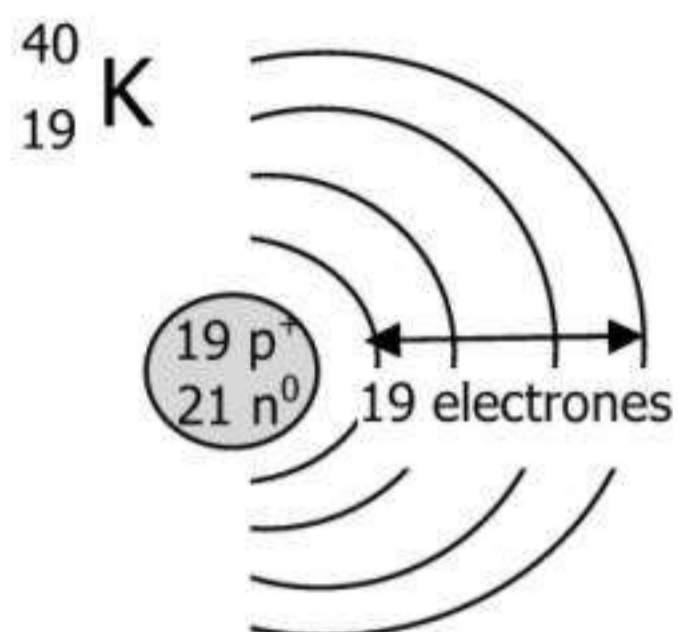
6 (P<sup>+</sup>) = 6 (e<sup>-</sup>) = Z = 6  
A = 14 = 6 (p<sup>+</sup>) + 8 (n<sup>0</sup>)

Como vemos, la única diferencia entre los isótopos es el número másico (masa del núcleo) debido a que el número de neutrones entre las especies es diferente. Por eso, a estas tres especies se llaman isótopos del Carbono.

### Isóbaros

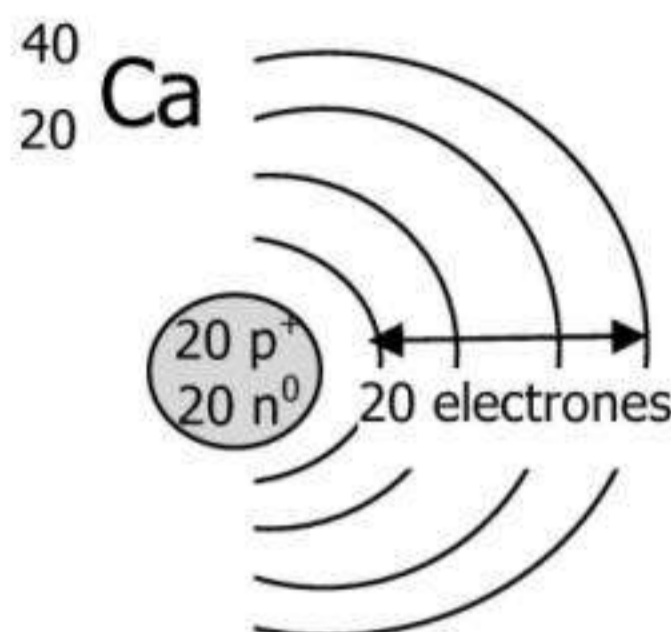
Cuando las especies tienen el mismo A (masa del núcleo) y la única diferencia entre ellas es el valor de Z (número de protones), a estas especies se llaman isóbaros.

Representación de átomos isóbaros: K (potasio) y Ca (calcio)



$$19 (P^+) = 19 (e^-) = Z = 19$$

$$A = 40 = 19 (p^+) + 21 (n^0)$$



$$20 (P^+) = 20 (e^-) = Z = 20$$

$$A = 40 = 20 (p^+) + 20 (n^0)$$

### Concepto de uma (unidad de masa atómica)

Veamos el isótopo de  $^{109}_{47}\text{Ag}$  cuya masa del átomo es  $1.808 \cdot 10^{-22} \text{ g}$

No es posible medir con una balanza semejante número tan pequeño (la cifra sería algo así como  $0,0000000000000000000000001808 \text{ g}$ ). Es infinitamente pequeña esta masa del Ag. Entonces para poder trabajar en cálculos con las masas de los átomos pero sin usar decimales y números tan pequeños, se estableció la medida de relación  $1 \text{ uma} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ . Entonces, cuál es la masa del Ag expresada en uma?

$$1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \longrightarrow 1 \text{ uma}$$

$$1,808 \cdot 10^{-22} \text{ g} \longrightarrow X$$

$$\dots\dots\dots \longrightarrow \boxed{X = 108,91 \text{ uma}}$$

Siempre recordá que esto significa que el Ag es 108,91 veces más pesado que 1 uma

Es lo mismo que pensar: si yo peso 50kg quiere decir que peso 50 veces más que 1 kg.

La uma es una unidad de conversión para evitar trabajar con números tan pequeños de notación científica.

Como decíamos, los 118 átomos se encuentran en la naturaleza, y los llamamos a cada uno: elementos. El elemento es una mezcla natural de diferentes isótopos que se encuentran en la naturaleza. En la naturaleza hay diferentes proporciones de cada uno de los isótopos.

Por ejemplo,

$^{107}_{47}\text{Ag}$  La abundancia en la naturaleza es 51.94% con masa de 106,95 uma

$^{109}_{47}\text{Ag}$  La abundancia en la naturaleza es 46.06% con masa de 108,913 uma

Pero yo quiero saber la masa promedio del elemento Ag entre todas sus isótopos naturales, por lo cual tendré que hacer:

$$\text{Masa promedio de Ag (uma): } \frac{51,94\% \cdot 106,95 \text{ uma} + 46,06\% \cdot 108,913 \text{ uma}}{100 \%} = 107,87 \text{ uma}$$

Obviamente el resultado está entre 106 y 108 ya que yo quería buscar un valor promedio de masa. De esta manera obtuve la masa del elemento Ag en uma, lo cual nos va a servir para conocer la masa de cada átomo según la Tabla Periódica.

La **masa atómica relativa** ( $A_r$ ) es la relación entre la masa del elemento expresada en uma y 1 uma

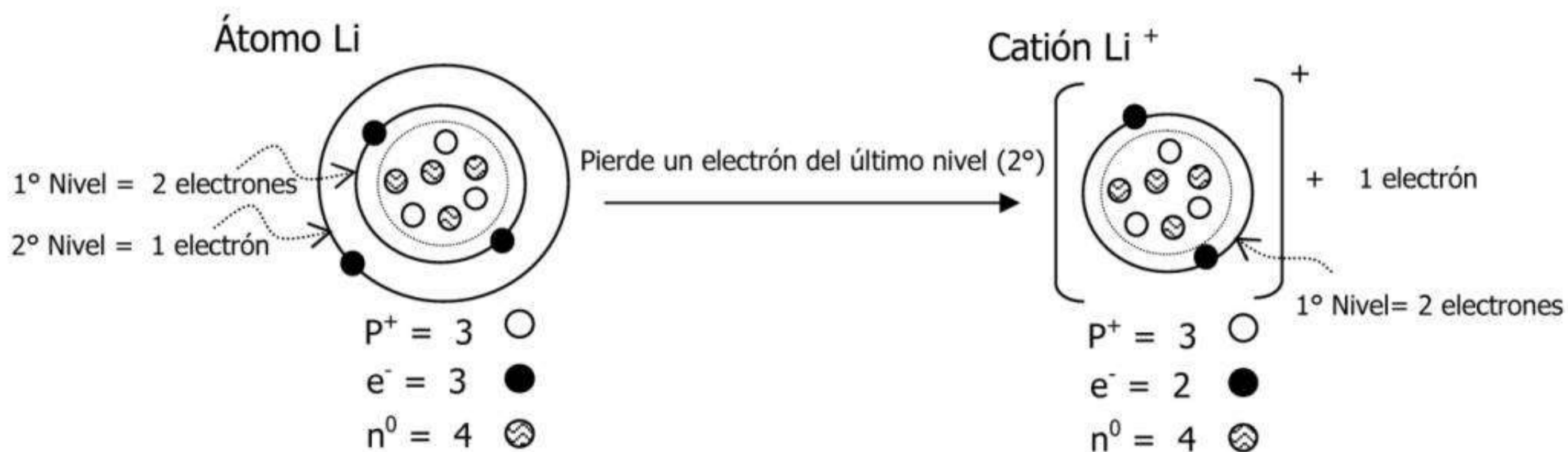
$$A_r(\text{Ag}) = \frac{107,8 \text{ uma}}{1 \text{ uma}} = 107,8 \text{ (este valor es la masa atómica relativa que figura en la Tabla Periódica)}$$

Es relativa porque indica la cantidad de veces que es más pesado que 1 uma. Como vemos, la unidad uma se cancela y resulta ser que el  $A_r$  no tiene unidades.

## Iones

El ión es una partícula cargada eléctricamente positiva o negativa. Hay de dos formas:

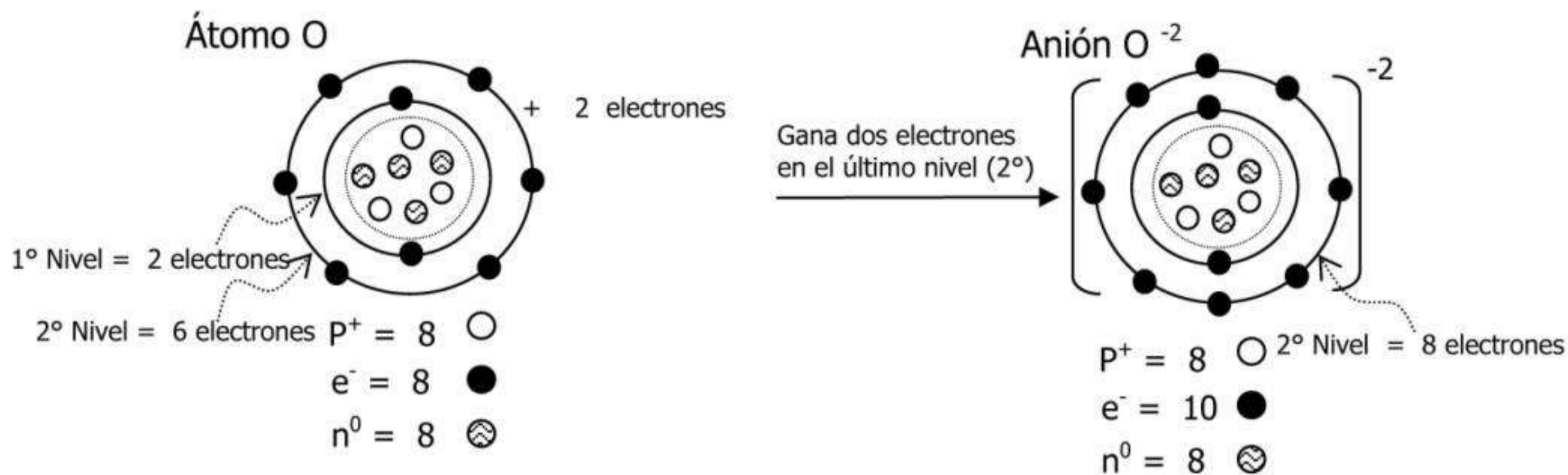
Iones { Cationes → Carga eléctrica positiva → Ocurre en los átomos del grupo de los metales  
Aniones → Carga eléctrica negativa → Ocurre en los átomos del grupo de los no metales



Para entender la formación de **cationes** tenemos que aprender **la regla del octeto**, que dice que siempre se **pierden** tantos electrones sean necesarios para:

\*Dejar completo el nivel anterior (dejando 2  $e^-$  si es 1° nivel o dejar 8  $e^-$  si son los demás niveles)

Por eso, el átomo de Litio pierde 1  $e^-$ , o sea, pasa de tener 3  $e^-$  a tener 2  $e^-$  ( $3-1=2$ ) - Así deja completo su octeto



Para entender la formación de **aniones** tenemos que aprender **la regla del octeto**, que dice que siempre se **ganan** tantos electrones sean necesarios para:

\*Completar el nivel superior o último (llegar a 2  $e^-$  si es 1° nivel o llegar a 8  $e^-$  si son los demás niveles)

Por eso, el átomo de Oxígeno gana 2  $e^-$ , o sea, pasa de tener 6  $e^-$  a tener 8  $e^-$  ( $6+2=8$ ) - Así completa su octeto

Completar las siguientes oraciones según lo estudiado:

- 1) Dalton concluyó que el átomo era.....
  - 2) Thomson comparó su modelo atómico como un .....
  - 3) Rutherford descubrió el .....
  - 4) Rutherford propuso que los electrones se ubicaban en .....alrededor del núcleo
  - 5) Según el experimento de Rutherford la radiación alfa son las cargas de signo.....
  - 6) Bohr descubrió los .....
  - 7) El modelo atómico actual dice que los electrones se mueven en .....
  - 8) Las subpartículas que forman un átomo son ....., ..... y .....
  - 9) Los protones tienen carga eléctrica de signo.....
  - 10) Los electrones tienen carga eléctrica de signo.....
  - 11) El núcleo del átomo contiene .....y .....
  - 12) El número atómico (Z) me indica la cantidad de ..... del átomo
  - 13) Un átomo electrónicamente neutro contienen la misma cantidad de carga ..... que .....
  - 14) El número másico (A) es la de .....y .....
  - 15) Para conocer la cantidad de neutrones, al número másico (A) le resto la cantidad de .....
  - 16) En la Tabla Periódica los elementos se encuentran ordenados según el .....
- 17) Responder V o F
- a) La masa del electrón es igual a la masa del protón
  - b) La carga eléctrica del protón y electrón son de signos opuestos
  - c) El neutrón es la subpartícula más pequeña que el electrón y el protón

18) Completar la siguiente tabla con sus respectivos número atómico (Z), número másico (A), número de protones (P<sup>+</sup>), número de electrones (e<sup>-</sup>) y número de neutrones (n<sup>0</sup>)

Elemento	Z	A	P <sup>+</sup>	e <sup>-</sup>	n <sup>0</sup>
Bi					
He					
C					
H					
Mg					
Al					
Cl					
O					
Na					
K					

Elemento	Z	A	P <sup>+</sup>	e <sup>-</sup>	n <sup>0</sup>
Au					
Ni					
Ag					
Rb					
Pb					
Hg					
Bi					
Se					
Te					
Po					

19) Establecer la relación entre los conceptos de la primera columna, con la segunda y tercera.

Número de electrones
Número de protones
Número de neutrones
Número atómico
Número másico

Ca
Fe
Na
Co
K

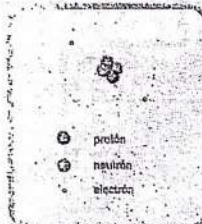
19
39
11
56
27

**El átomo y las partículas elementales**

La palabra "átomo" proviene del griego, y significa "sin división". El filósofo griego Leucipo y su discípulo Demócrito, que vivieron entre los siglos V y IV a.C., fueron quienes concibieron y desarrollaron la idea de que la materia estaba constituida por partículas muy pequeñas, indivisibles e indestructibles.

La existencia de partículas más pequeñas que el átomo demostró que el átomo no es la menor partícula indivisible. En conjunto, estas partículas que conforman el átomo, reciben el nombre de partículas elementales o partículas subatómicas. Si bien actualmente se conoce gran cantidad

de partículas elementales, las principales son los protones, los neutrones y los electrones. El tamaño de un átomo es tan pequeño que, en una sola gota de agua, hay cerca de tres mil millones de átomos.



Estructura del átomo de hierro.

**El descubrimiento del neutrón**

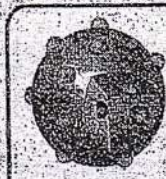
A partir del modelo atómico propuesto por Rutherford, según el cual los protones se encontraban juntos en el núcleo del átomo, se planteó el siguiente interrogante: ¿por qué motivo los protones no se rechazaban entre sí, puesto que es lo que suele ocurrir con las cargas del mismo signo? Rutherford supuso que debía existir algún fenómeno que impedía la repulsión entre los protones.

En 1932, el científico James Chadwick (1891-1974) descubrió la presencia de una partícula sin carga en el núcleo atómico. Esta partícula, con una masa similar a la del protón, es el neutrón. Los neutrones tienen como función la de mantener unidos a los protones, contrarrestando la fuerza de repulsión entre ellos.

**Modelos atómicos**

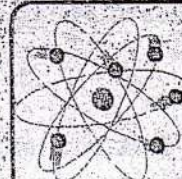
A medida que avanzaron los conocimientos acerca del átomo, se propusieron diversos modelos que intentaban representar su estructura de la forma más adecuada. Hoy en día, se continúa investigando la estructura del átomo y de las partículas que lo componen.

El modelo del átomo se va adecuando constantemente, a medida que los científicos resuelven nuevos interrogantes acerca de la estructura de la materia.



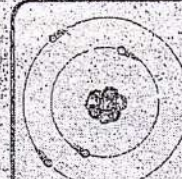
**Modelo atómico de Thomson**

En el modelo ideado por Thomson, el átomo tenía una forma esférica, que se encontraba cargada positivamente; las cargas negativas se distribuían uniformemente en esa esfera.



**Modelo atómico de Rutherford**

Según el modelo de Rutherford, el átomo tiene un núcleo central con carga positiva, alrededor del cual los electrones giran a gran velocidad. Entre el núcleo y los electrones hay un gran espacio vacío.



**Modelo atómico de Bohr**

Según el modelo de Bohr, el átomo posee un núcleo central, que contiene las partículas positivas. A su alrededor, giran a gran velocidad los electrones, que tienen un tamaño, aproximadamente, 1840 veces menor que el del protón, y se distribuyen en órbitas o niveles.

**MODELO ATÓMICO DE DEMÓCRITO**

Demócrito fue el filósofo griego que postuló por primera vez un modelo acerca del átomo. Desarrolló la "Teoría Atómica del Universo" la cual, no se apoyaba de experimentos, sino de razonamientos lógicos. Demócrito decía que la materia es una mezcla de elementos que poseen las mismas características, comprendidos de entidades infinitamente pequeñas, que no podríamos observar a simple vista, llamándolos átomos. Los tres puntos principales de su teoría son:

- 1) Los átomos son eternos, indivisibles, homogéneos, incompresibles e invisibles.
- 2) Los átomos se diferencian solo en forma y tamaño, pero no por cualidades internas.

3) Las propiedades de la materia varían según el agrupamiento de los átomos.

**MODELO ATÓMICO DE DALTON:** Este científico postuló su teoría atómica retomando algunas ideas de Demócrito. Gracias a este modelo se considera al átomo como la partícula fundamental de la materia, con la característica de que al agruparse forman moléculas. Los puntos más importantes de su teoría son:

- 1) Los elementos están formados por átomos.
- 2) Los átomos de un mismo elemento son todos iguales entre sí.
- 3) Los compuestos se forman por la unión de átomos de distintos elementos, combinados de manera sencilla y constante formando entidades bien definidas llamadas moléculas.

**MODELO ATÓMICO DE THOMPSON**

Basándose con la información que existía en ese entonces, Thompson presentó algunas hipótesis, tratando de justificar dos hechos:

- 1) La materia es eléctricamente neutra por lo que, además de contener electrones, debe de haber partículas con cargas positivas.

## EL LENGUAJE DE LOS SIMBOLOS

Cada elemento tiene su nombre, en muchos casos derivados de una característica importante que posee. Por ejemplo hidrogeno (generador de agua); oxígeno (generador de óxidos); bario (pesado) etc... Otra veces recuerdan el nombre de un científico: Curio (por Curie), o de un lugar Californio. Pero como los nombres cambian en las distintas lenguas, resulto más fácil reemplazar los nombre completos por una o dos letras, y así se establecieron los símbolos de los elementos.

Ya el científico John Dalton, en los comienzos del siglo XIX, propuso simbolizar los elementos por medio de círculos. Por ejemplo el hidrogeno lo represento por un círculo con un punto en su interior y así sucesivamente, posiblemente este hecho sugirió a otro Químico J.J Berzelius, en 1835, la idea de utilizar la primera letra del nombre latino del elemento, sola o seguida de otra en caso de existir varios nombres que comenzaran con la misma letra. Dicho criterio prevaleció y hoy es utilizado al escribir temas de química en cualquier idioma. Como el nombre en castellano de muchos elementos conserva la misma raíz del nombre latini, el símbolo adoptado en tal caso es también la primera letra de la palabra que los designa en nuestro idioma. Esta letra es mayúscula; si hay una segunda se emplea minúscula. Por ejemplo: Ca es el símbolo del calcio; Si es el símbolo del silicio. Pero en algunos pocos casos, tienen su origen en otras lenguas.

### ¿Cómo se clasifican?

Al estudiar los diferentes elementos, se ha encontrado que algunos, de ellos tienen muchas propiedades comunes. Por esta razón, los químicos los han dividido en tres grupos principales: los metales, no metales y los gases nobles o inertes.

Muchos metales tienen superficies brillantes (o pueden tenerlas cuando son pulidos), como es el caso del oro, la plata, y el aluminio. La mayor parte conduce bien el calor y permite el paso de la electricidad: por eso los cables conductores, en una instalación eléctrica, se construyen con cobre (muy buen conductor); y la vajilla de cocina con metales como el aluminio o el acero inoxidable.

Golpeándolos con un martillo o forzándolos al pasar a través de rodillos, los metales pueden ser transformados en planchas o laminas, como ocurre con el hierro, la plata y el oro. Por poseer esta propiedad, decimos que son maleables, también se puede hacer con ellos hilos o alambres. Como sucede con el oro y el hierro esta propiedad es la ductibilidad. A la temperatura ordinaria, los metales son sólidos, salvo el mercurio, que es líquido, su color predominante es el gris, aunque hay algunas excepciones, el oro es amarillo y el cobre rojizo.

Los No Metales: sólidos son frágiles, algunos se presentan en forma de polvo como por ejemplo el Azufre, el fósforo, el carbono, el yodo. Otros son gases, como el oxígeno, el nitrógeno, el flúor y el cloro. El bromo es un no metal líquido, en general no tienen brillo, son opacos, a diferencia de los metales, no transmiten el calor ni la electricidad. Una excepción lo constituye el grafito que conduce la electricidad.

Los elementos inertes son los gases denominados raros o nobles, son malos conductores de calor y la electricidad y sus moléculas son monoatómicas. La característica esencial de estos gases es su casi total inactividad química, es decir que prácticamente no se combinan con otros elementos. Hasta hace algunos años se consideraba que los gases inertes eran completamente inactivos, en la actualidad se logró obtener algunos compuestos operándose para ellos a muy altas temperaturas. Son gases raros el helio, Neón, Argón, Xenón, Kriptón y el Radón algunos están presentes en la atmosfera en pequeñas proporciones.

### Reseña Histórica de la Tabla Periódica

En 1869 el químico Ruso Dimitri Mendeleiev, relacionó las propiedades físicas y químicas de los elementos con sus masas atómicas, y al hacerlo, encontró una repetición periódica de dichas propiedades cuando se ordenan los elementos según sus masas atómicas en forma creciente.

A este descubrimiento se lo conoce como Ley periódica de Mendeleiev y puede anunciarse como *"Las propiedades de los elementos son una función periódica de sus masas atómicas"*



En 1906, luego de varios estudios, Mendeleiev publicó una primera tabla periódica que contenía organizados en filas y columnas un total de 74 elementos.

Luego en 1913, el físico inglés Henry Moseley, descubrió que las propiedades de los elementos se repiten periódicamente en función de su número atómico y no de sus masas atómicas.

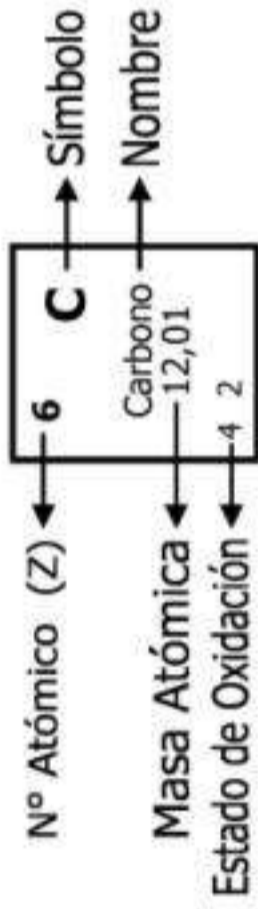


Este descubrimiento modificó la ley periódica de Mendeleiev cuyo enunciado finalmente sería *"Las propiedades de los elementos son una función periódica de su número atómico"*

A partir de entonces comenzaron a ordenarse los elementos según su número atómico, corrigiendo algunas irregularidades que presentaba el modelo de Mendeleiev.

# Tabla Periódica de los Elementos

<b>1</b> H Hidrógeno 1,0079 1	<b>2</b> He Helio 4 0
<b>3</b> Li Litio 6,94 1	<b>4</b> Be Berilio 9,01 2
<b>11</b> Na Sodio 22,98 1	<b>12</b> Mg Magnesio 24,30 2
<b>19</b> K Potasio 39,09 1	<b>20</b> Ca Calcio 40,08 2
<b>37</b> Rb Rubidio 85,46 1	<b>38</b> Sr Estroncio 87,62 2
<b>55</b> Cs Cesio 132,90 1	<b>56</b> Ba Bario 137,34 2
<b>87</b> Fr Francio 223 1	<b>88</b> Ra Radio 226 2
<b>5</b> B Boro 10,81 3	<b>6</b> C Carbono 12,01 4 2
<b>13</b> Al Aluminio 26,98 3	<b>14</b> Si Silicio 28,08 4
<b>31</b> Ga Galio 69,72 3	<b>32</b> Ge Germanio 72,59 2 4
<b>49</b> In Indio 114,82 3	<b>50</b> Sn Estatio 118,69 4 2
<b>81</b> Tl Talio 204,37 3 1	<b>82</b> Pb Plomo 207,2 4 2
<b>5</b> B Boro 10,81 3	<b>6</b> C Carbono 12,01 4 2
<b>13</b> Al Aluminio 26,98 3	<b>14</b> Si Silicio 28,08 4
<b>31</b> Ga Galio 69,72 3	<b>32</b> Ge Germanio 72,59 2 4
<b>49</b> In Indio 114,82 3	<b>50</b> Sn Estatio 118,69 4 2
<b>81</b> Tl Talio 204,37 3 1	<b>82</b> Pb Plomo 207,2 4 2
<b>113</b> Uut Ununtrio 285 4 2	<b>114</b> Uuq Ununquadio 285 4 2
<b>115</b> Uup Ununpentio 289 4 2	<b>116</b> Uuh Ununhexio 289 4 2
<b>117</b> Uus Ununseptio 293 2	<b>118</b> Uuo Ununoctio 293 2
<b>7</b> N Nitrógeno 14 3 5 4 2	<b>8</b> O Oxígeno 15,99 -2
<b>15</b> P Fósforo 30,97 3 5 4	<b>16</b> S Azufre 32,06 6 3 4 -2
<b>33</b> As Arsénico 74,92 3 5	<b>34</b> Se Selenio 78,96 6 4 -2
<b>51</b> Sb Antimonio 121,75 3 5	<b>52</b> Te Telurio 127,6 6 4 -2
<b>83</b> Bi Bismuto 208,98 3 5	<b>84</b> Po Polonio 210 4 2
<b>7</b> N Nitrógeno 14 3 5 4 2	<b>8</b> O Oxígeno 15,99 -2
<b>15</b> P Fósforo 30,97 3 5 4	<b>16</b> S Azufre 32,06 6 3 4 -2
<b>33</b> As Arsénico 74,92 3 5	<b>34</b> Se Selenio 78,96 6 4 -2
<b>51</b> Sb Antimonio 121,75 3 5	<b>52</b> Te Telurio 127,6 6 4 -2
<b>83</b> Bi Bismuto 208,98 3 5	<b>84</b> Po Polonio 210 4 2
<b>113</b> Uut Ununtrio 285 4 2	<b>114</b> Uuq Ununquadio 285 4 2
<b>115</b> Uup Ununpentio 289 4 2	<b>116</b> Uuh Ununhexio 289 4 2
<b>117</b> Uus Ununseptio 293 2	<b>118</b> Uuo Ununoctio 293 2
<b>21</b> Sc Escandio 44,95 3	<b>22</b> Ti Titanio 47,90 4 3
<b>39</b> Y Itrio 88,90 3	<b>40</b> Zr Circonio 91,22 4
<b>57</b> La Lantano 138,90 3	<b>58</b> Ce Cerio 140,12 3 4
<b>89</b> Ac Actinio 227 3	<b>90</b> Th Torio 232,03 4
<b>23</b> V Vanadio 50,94 5 4 3 2	<b>24</b> Cr Cromo 51,99 6 3 2
<b>41</b> Nb Niobio 92,90 5 3	<b>42</b> Mo Molibdeno 95,94 6 5 4 3 2
<b>73</b> Ta Tantalio 180,94 5	<b>74</b> W Wolframio 183,85 6 5 4 3 2
<b>105</b> Db Dbnio 262 6	<b>106</b> Sg Seaborgio 263 6
<b>25</b> Mn Manganeso 54,93 7 6 4 2 3	<b>26</b> Fe Hierro 55,84 2 3
<b>43</b> Tc Tecnecio 98 2 3 4 6 8	<b>44</b> Ru Rutenio 101,07 2 3 4 6 8
<b>75</b> Re Renio 186,2 7 6 4 2 -1	<b>76</b> Os Osmio 190,2 2 3 4 6 8
<b>107</b> Bh Bohrio 262 7	<b>108</b> Hs Hassio 265 4
<b>27</b> Co Cobalto 58,93 2 3	<b>28</b> Ni Niquel 58,7 2 3
<b>45</b> Rh Rodio 102,9 2 3 4	<b>46</b> Pd Paladio 106,4 2 4
<b>77</b> Ir Iridio 192,22 2 3 4 6	<b>78</b> Pt Platino 195,09 2 4
<b>109</b> Mt Meitnerio 266 4	<b>110</b> Uun Ununilio 269 4
<b>29</b> Cu Cobre 63,54 2 1	<b>30</b> Zn Cinc 65,38 2
<b>47</b> Ag Plata 107,86 1	<b>48</b> Cd Cadmio 112,4 2
<b>79</b> Au Oro 196,96 3 1	<b>80</b> Hg Mercurio 200,59 2 1
<b>111</b> Uuu Ununonio 272 3	<b>112</b> Uub Ununbio 277 2



<b>57</b> La Lantano 138,90 3	<b>58</b> Ce Cerio 140,12 3 4	<b>59</b> Pr Praseodimio 140,90 3 4	<b>60</b> Nd Neodimio 144,24 3 4	<b>61</b> Pm Promesio 145 3	<b>62</b> Sm Samario 150,5 3 2	<b>63</b> Eu Europio 151,96 3 2	<b>64</b> Gd Gadolinio 157,25 3 4	<b>65</b> Tb Terbio 158,92 3 4	<b>66</b> Dy Disprosio 162,5 3 4	<b>67</b> Ho Holmio 164,93 3	<b>68</b> Er Erbio 167,26 3	<b>69</b> Tm Tulio 168,93 3 2	<b>70</b> Yb Iterbio 173,04 3 2	<b>71</b> Lu Lutetio 174,97 3
<b>89</b> Ac Actinio 227 3	<b>90</b> Th Torio 232,03 4	<b>91</b> Pa Protoactinio 231 5 4	<b>92</b> U Uranio 238,02 6 5 4 3	<b>93</b> Np Neptunio 237 6 5 4 3	<b>94</b> Pu Plutonio 242 6 5 4 3	<b>95</b> Am Americio 243 6 5 4 3	<b>96</b> Cm Curio 247 3	<b>97</b> Bk Berkelio 247 4 3	<b>98</b> Cf Californio 249 3	<b>99</b> Ei Einsteinio 254 3	<b>100</b> Fm Fermio 257 3	<b>101</b> Mb Mendelevio 258 3 2	<b>102</b> No Nobelio 259 3 2	<b>103</b> Lw Laurencio 260 3

↑ Serie de Lantánidos

↑ Serie de Actínidos

## Reseña Histórica de la Tabla Periódica

En 1869 el químico Ruso Dimitri Mendeleiev, relacionó las propiedades físicas y químicas de los elementos con sus masas atómicas, y al hacerlo, encontró una repetición periódica de dichas propiedades cuando se ordenan los elementos según sus masas atómicas en forma creciente.



A este descubrimiento se lo conoce como Ley periódica de Mendeleiev y puede anunciarse como *"Las propiedades de los elementos son una función periódica de sus masas atómicas"*

En 1906, luego de varios estudios, Mendeleiev publicó una primera tabla periódica que contenía organizados en filas y columnas un total de 74 elementos.

Luego en 1913, el físico inglés Henry Moseley, descubrió que las propiedades de los elementos se repiten periódicamente en función de su número atómico y no de sus masas atómicas.



Este descubrimiento modificó la ley periódica de Mendeleiev cuyo enunciado finalmente sería *"Las propiedades de los elementos son una función periódica de su número atómico"*

A partir de entonces comenzaron a ordenarse los elementos según su número atómico, corrigiendo algunas irregularidades que presentaba el modelo de Mendeleiev.

### La Tabla Periódica moderna

Podría decirse que los elementos en la tabla periódica moderna se agrupan en forma de matriz, conformando filas y columnas.

- Filas: **Períodos**
- Columnas: **Grupos**

		Grupos																			
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
		I	II													III	IV	V	VI	VII	VIII
Períodos	1																				
	2																				
	3																				
	4																				
	5																				
	6																				
	7																				

Dos elementos consecutivos en un grupo (Misma Columna) tienen propiedades físicas parecidas, a pesar de la significativa diferencia de masa. Dos elementos consecutivos en un periodo (Misma Fila) tienen masa similar, pero propiedades diferentes

Asimismo los elementos se organizan de izquierda a derecha en forma creciente por su número atómico, es decir por la cantidad de electrones que posee. También es en forma creciente que se ordenan hacia abajo según su número atómico.

Cabe aclarar que en la tabla periódica están todos los elementos que se encuentran en la naturaleza y además están los elementos que solo se obtienen a través de ensayos de laboratorio.

Como veremos más adelante en función de las propiedades de los elementos se pueden clasificar en diferentes tipos, la clasificación más práctica es la siguiente: Metales, Metales Pobres, Gases Nobles, No metales y Lantánidos y Actínidos.



## Grupos

La característica fundamental que determina un grupo es que todos los elementos del mismo presentan igual configuración electrónica externa.

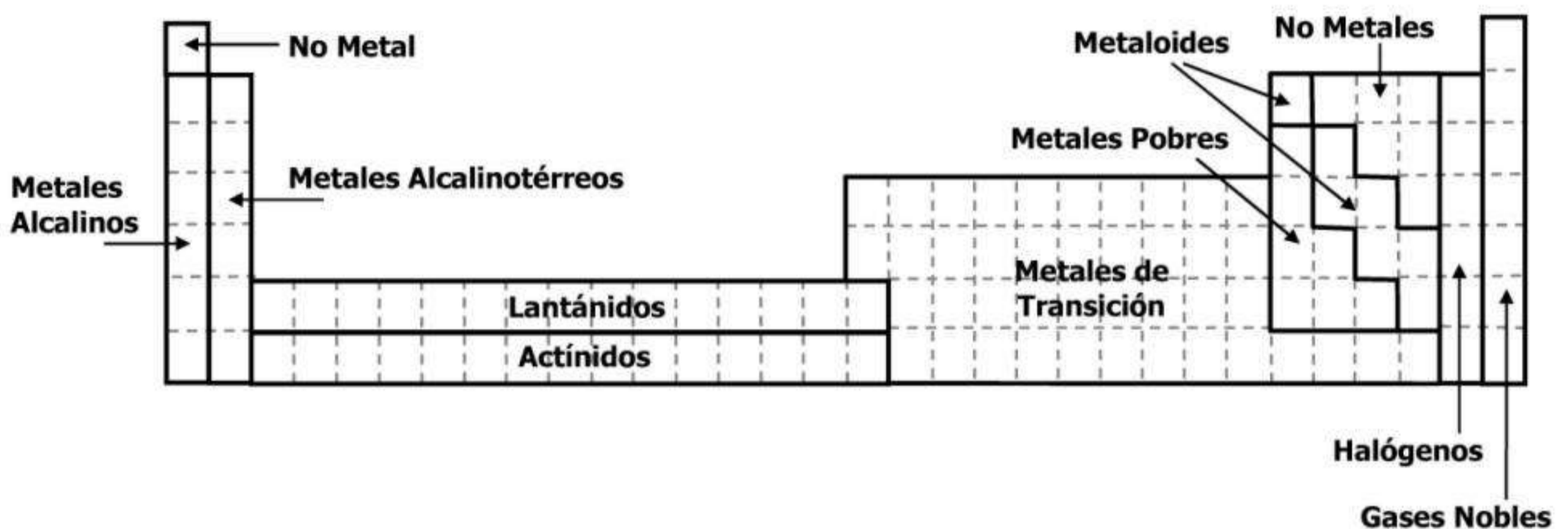
Dado que los electrones situados en niveles más externos determinan en gran medida las propiedades químicas, los elementos tienden a ser similares dentro de un grupo de la tabla periódica.

Por ejemplo los elementos del grupo 18 o grupo VIII, se denominan gases nobles o gases inertes y comparten la propiedad de ser todos muy poco reactivos, es decir que tienen muy baja tendencia a participar de reacciones químicas.

Otro ejemplo son los elementos del grupo 17 o VII, denominados halógenos, comparten las propiedades de encontrarse en estado natural como moléculas diatómicas, todos poseen alta electronegatividad y son todos elementos oxidantes.

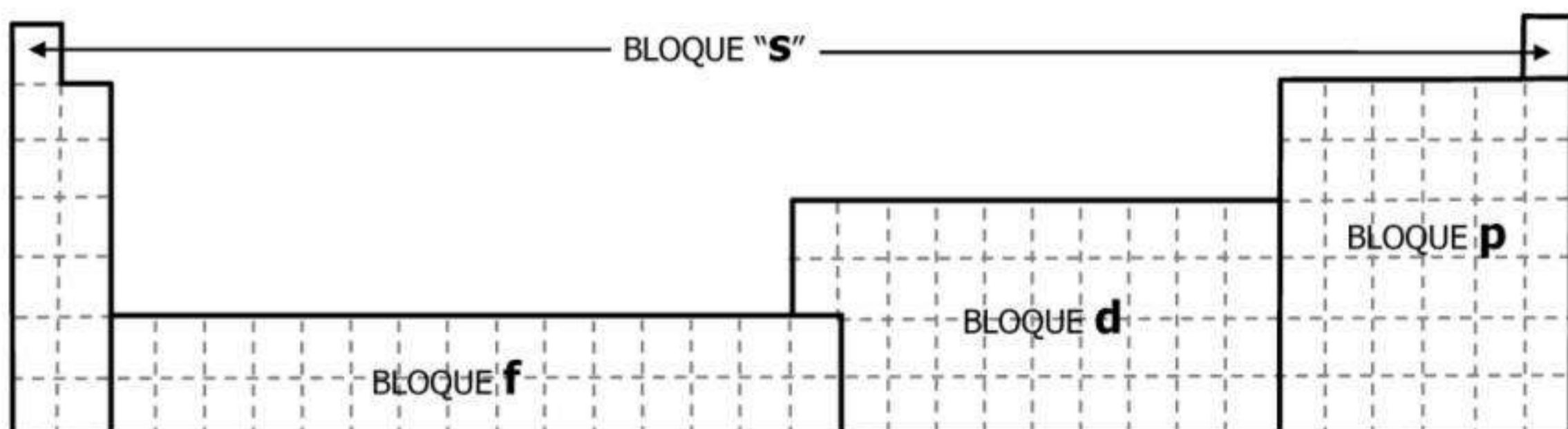
## Clasificación de los elementos de la Tabla

También podemos clasificar a los elementos de la tabla periódica en algunos grupos importantes según sus propiedades



## Bloques de la Tabla

La Tabla periódica se puede dividir en bloques de elementos según el orbital que estén ocupando los electrones más externos. Los bloques se llaman según la letra que hace referencia al orbital más externo: s, p, d y f.



## Ejercicios:

En los siguientes conjuntos de elementos hay 3 que pertenecen a un mismo grupo y uno que no pertenece. Encontrar al elemento que no pertenece al mismo grupo que los demás.

- |  |                  |
|--|------------------|
| 1) Magnesio, Potasio, Radio, Calcio    | 4) F, Cl, O, At  |
| 2) Fósforo, Azufre, Bismuto, Nitrógeno | 5) B, In, Ti, Ir |
| 3) Radón, Radio, Argón, Helio.         | 6) He, H, Na, Fr |

Encontrar al elemento de los cuatro citados en cada caso que no pertenece al mismo período que los demás.

- |                                    |                                 |
|------------------------------------|---------------------------------|
| 7) Nitrógeno, Litio, Sodio, Flúor  | 11) Plata, Yodo, Oro, Molibdeno |
| 8) Cesio, Polonio, Osmio, Francio  | 12) Co, Ce, Cu, Ca              |
| 9) Francio, Torio, Plutonio, Cesio | 13) Gd, Er, Ra, Ba              |
| 10) Db, Am, Hf, Ei                 |                                 |

8) Escribir para cada uno de los siguientes elementos su símbolo:

- |             |            |            |
|-------------|------------|------------|
| a) Hierro   | d) Fósforo | g) Platino |
| b) Plata    | e) Potasio | h) Cobre   |
| c) Mercurio | f) Oro     | i) Cobalto |

9) Escribir el nombre de cada uno de estos elementos:

- |       |       |       |       |       |
|-------|-------|-------|-------|-------|
| a) Re | e) Te | i) Yb | m) Zn | q) Se |
| b) Ru | f) Ti | j) Y  | n) Pd | r) Si |
| c) Ra | g) Cr | k) Ir | o) V  | s) Xe |
| d) Ta | h) I  | l) In | p) Sr | t) Ag |

## Algunos ejercicios para encontrar elementos

- 10) ¿Cuál es el elemento del grupo II y del período 4?
- 11) ¿Cuál es el elemento del grupo 11 y del período 4?
- 12) ¿Cuántos electrones tiene el elemento del grupo 15 y del período 2?
- 13) Nombrar al elemento que tiene 2 electrones más que el elemento del grupo 9 y período 6.
- 14) Nombrar al halógeno de período 5
- 15) Nombrar al gas noble de período 2

16) ¿Cuál de los siguientes elementos no es un metal?

Potasio, Bromo, Calcio, Magnesio, Francio

17) ¿Cuál de los siguientes elementos no es un gas noble?

Oxígeno, Helio, Neón, Criptón

18) ¿Cuál de los siguientes elementos es un halógeno?

Nitrógeno, Hidrógeno, Flúor, Oxígeno

19) ¿Cuál de los siguientes elementos no es un elemento de transición?

Hierro, Plata, Oro, Carbono, Cinc, Cobre

20) ¿Cuál de los siguientes elementos es un metal alcalino?

Aluminio, Hierro, Potasio, Cobre, Cinc

21) ¿A qué grupo pertenece el Oro?

22) ¿A qué período pertenece el Cobre?

23) ¿A qué bloque pertenece el Mg?

24) ¿A qué bloque pertenece el Zn?

25) Identificar al elemento que no pertenece simultáneamente al mismo bloque y período que los demás:

a) Manganeso, Plata, Cinc, Cromo

e) Hf, Ta, Mo, Pt

b) Mo, Mn, Ag, Ru

f) Cromo, Níquel, Cinc, Molibdeno

c) Hierro, Cobalto, galio, Vanadio

g) Ta, Re, Hg, Ru

d) Uranio, Lantano, Neptunio, Plutonio

26) Identificar al elemento que no pertenece simultáneamente al mismo bloque y grupo que los demás:

a) Sodio, Magnesio, Potasio, Cesio

f) Cobalto, Rodio, Molibdeno

b) Calcio, Potasio, Bario

g) Sodio, Renio, Cesio

c) Ne, Re, Rn

h) Níquel, Platino, Escandio

d) Cl, I, Y

i) Escandio, Estaño, Itrio

e) S, Se, Cs

27) Dados dos elementos del mismo grupo ¿Cuál tiene mayor cantidad de electrones, uno del período 3 o uno del período 4?

28) Dados dos elementos del mismo período ¿Cuál tiene mayor cantidad de electrones, uno del grupo 10 o uno del grupo 11?

## Ejercicios

Ordenar de mayor a menor en función de su radio atómico:

- |  |                                 |
|--|---------------------------------|
| 1) Nitrógeno, Litio, Flúor               | 5) Calcio, Cinc, Titanio, Bromo |
| 2) I, In, Sr, Mo                         | 6) W, Ba, Hg, At                |
| 3) Nitrógeno, Bismuto, Fósforo, Arsénico | 7) Mo, Cr, W, Sg                |
| 4) Talio, Cesio, Oro, Polonio            | 8) I, F, Cl, Cl                 |

9) Dados dos elementos del mismo grupo ¿Qué elemento tiene mayor radio atómico, uno del período 5 o uno del período 4?

10) Dados dos elementos del mismo período ¿Qué elemento tiene mayor radio atómico, uno del grupo 2 o uno del grupo 17?

11) ¿Cuál es el período cuyos elementos son los de mayor radio atómico?

12) Responder Verdadero o Falso

- Un elemento neutro que gana electrones pasa a ser un catión
- El tamaño de los cationes es mayor al de sus átomos neutros correspondientes
- Un elemento neutro que gana electrones pasa a ser un anión
- El tamaño de los aniones es menor al de sus átomos neutros correspondientes
- Un anión tiene carga neta negativa
- Un Catión tiene carga neutra
- Un ión puede tener carga neta negativa o positiva
- El radio iónico de un catión es menor a su radio atómico
- El radió iónica de un anión es igual al radio atómico
- En un mismo grupo los radios iónicos de los elementos de mayor período son mayores a los elementos de menor período.

Ordenar los elementos en forma creciente según su potencial de ionización

- |                                    |                                      |
|------------------------------------|--------------------------------------|
| 13) Calcio, Bromo, Galio, Selenio  | 17) Magnesio, Aluminio, Sodio, Cloro |
| 14) Talio, bario, Mercurio, Astató | 18) Flúor, Berilio, Carbono, Litio   |
| 15) Mn, Co, Br, K                  | 19) Au, Os, Ba, Tl                   |
| 16) Sr, Ag, Mo, I                  | 20) Fe, Cr, Ga, Br                   |

21) Dados dos elementos del mismo grupo ¿Qué elemento tiene mayor potencial de ionización, uno del período 2 o uno del período 6?

22) Dados dos elementos del mismo período ¿Qué elemento tiene mayor potencial de ionización, uno del grupo 14 o uno del grupo 4?

23) ¿Cuáles de estos grupos tiene elementos con mayor potencial de ionización para el mismo período, Los halógenos o los gases nobles?

Ordenar en forma creciente los siguientes elementos según su afinidad electrónica

24) Oxígeno, Cadmio, Calcio, Estaño

28) F, Mg, Mn, Mo

25) Nitrógeno, Potasio, Hidrógeno, Yodo

29) Litio, Cesio, Silicio, Selenio

26) Bromo, Cloro, Oro, Boro

30) Pb, Cd, Na, Sn

27) Ag, Cu, Fe, Al

31) Argón, Vanadio, Azufre, Fósforo

Ordenar en forma decreciente los siguientes elementos según su electronegatividad

32) Ag, Li, Fe, S

36) Calcio, Cloro, Azufre, Fósforo

33) Aluminio, Cesio, Argón, Selenio

37) Hidrógeno, Cadmio, Calcio, Flúor

34) Argón, Cromo, Azufre, Hierro

38) F, Mg, Se, Sn

35) Nitrógeno, Potasio, Hidrógeno, Yodo

39) B, Cd, Cl, Sn

40) Dados dos elementos del mismo grupo, ¿Cuál tendrá mayor electronegatividad, uno del período 3 o uno del período 6?

41) Dados dos elementos del mismo período, ¿Cuál tendrá mayor electronegatividad, uno del grupo 2 o uno del grupo 12?

42) Completar la siguiente Tabla

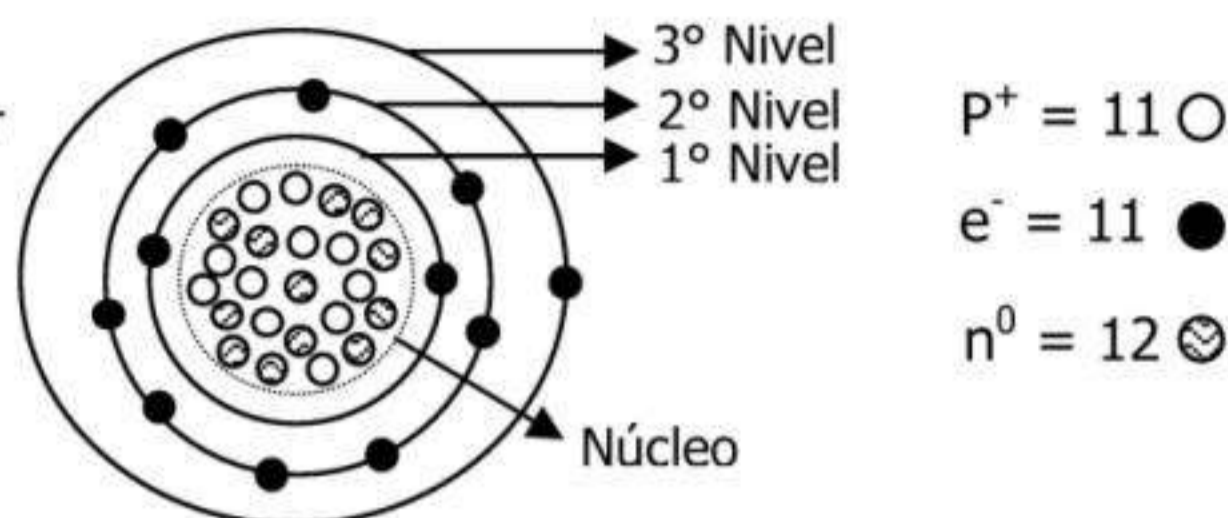
Elemento	Radio Atómico [pm]	Potencial de Ionización [KJ/mol]	Afinidad Electrónica [KJ/mol]	Electronegatividad
Al				
	129			
		1012		
Mn				
			-45	
				4
Si				
			-27	
	175			
		731		
Mo				
			10	
		1313		
	112			
H				

## Modelo atómico actual: Orbitales atómicos

Recordemos el modelo atómico de Bohr con algunas de las conclusiones que en la actualidad fueron reformuladas

- Los electrones se mueven alrededor del núcleo positivo en determinadas orbitas elípticas llamadas niveles de energía
- Los electrones se encuentran en un nivel de energía definido y mientras no absorben ni emiten energía, se dicen que los electrones se encuentran en su estado fundamental

Veamos el átomo de Na (Sodio) según Bohr



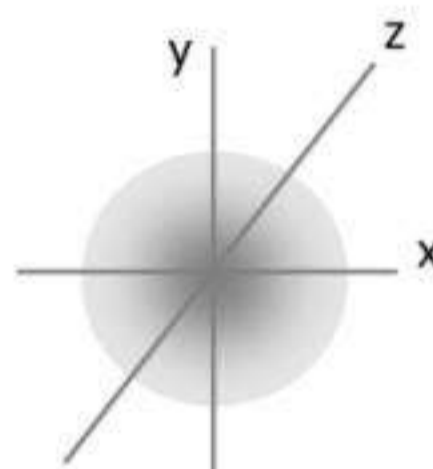
A través de diversos ensayos y cálculos, varios científicos enriquecieron y reformularon el modelo atómico de Bohr con conocimientos de mecánica cuántica.

Es así como el científico De Broglie, concluyó que: el electrón tiene un comportamiento dual, o sea, que tienen comportamiento como partícula y como onda.

Este concepto junto con avanzados cálculos, permitió al científico Heisenberg establecer que el principio de incertidumbre, donde dice que: no se puede determinar simultáneamente o sea, en el mismo momento, la velocidad exacta con que mueve el electrón y lugar preciso que ocupa en el átomo.

Según el concepto de Heisenberg, no podemos saber dónde se encuentra el electrón, pero sí podemos decir que existe una determinada probabilidad de encontrarlo en una cierta zona alrededor del átomo.

El gráfico representa en tres dimensiones al átomo de Hidrógeno y su nube electrónica en donde se encuentran los electrones. La zona más oscura indica que allí es más probable de encontrar los electrones que en la zona más clara. Por supuesto, cerca del núcleo del átomo, la probabilidad de encontrar es mayor. A medida que nos alejamos del núcleo la zona se hace más clara porque la probabilidad de encontrar al electrón disminuye.



Átomo de Hidrógeno según Schrödinger

Es así como Schrödinger a través de cálculos avanzados encontró expresar matemáticamente la probabilidad de encontrar un electrón alrededor del átomo. Dicha expresión matemática es una ecuación de onda que describe la nube electrónica u **orbital** (zona alrededor del átomo donde existe la probabilidad de encontrar al electrón)

## Modelo atómico de Schrödinger: modelo actual

Todos estos nuevos conceptos que Schrödinger estudió de la mecánica cuántica con su ecuación de onda, ampliaron y reformularon el modelo atómico de Bohr.

Lo que Bohr llamaba nivel de energía o capa u orbita, Schrödinger lo reemplaza para llamarse orbital. Para Bohr el electrón ocupaba un determinado nivel de energía, pero Schrödinger lo reemplaza hoy en día diciendo que no ocupa un nivel determinado sino, ocupa una zona determinada por la probabilidad de encontrar al electrón (demostrado matemáticamente).

## Números cuánticos

Para calcular la probabilidad de encontrar al electrón en una zona del átomo, Schrödinger resolvió su ecuación de onda. El resultado de la ecuación de probabilidad fueron tres soluciones, o bien llamados, números cuánticos los cuales describen los orbitales del átomo.

Número cuántico principal (n) que indica el nivel de energía en donde es probable encontrar al e<sup>-</sup>

Número cuántico azimutal (l) que indica la forma geométrica en donde es probable encontrar al electrón

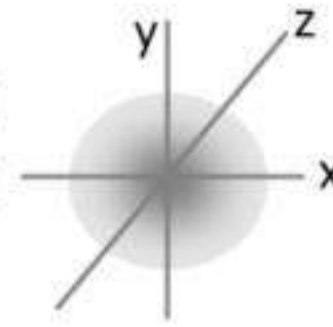
Número cuántico magnético (m) que indica la orientación del orbital en donde es probable encontrar al e<sup>-</sup>

Aparte de estos tres números cuánticos, tenemos que considerar otra característica para describir el orbital, que es que los electrones giran sobre sí mismos y pueden hacer en dos sentidos que lo llamaremos  $+1/2$ ,  $-1/2$ . Así definimos al número cuántico spin (s) y puede tener dos valores posibles.

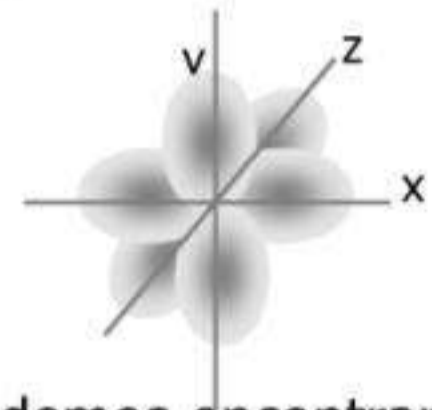
### Tipos de orbitales: s, p, d, f

Como dijimos antes, el número cuántico azimutal (l) puede tener diferentes valores para indicar la forma geométrica en donde es probable encontrar al electrón.

Si el valor de  $l=0$  diremos que la forma geométrica del orbital es "s" (o sea, zona probable de encontrar a electrón tienen forma de esfera). Podemos encontrar hasta 2 electrones.



Si el valor de  $l=1$  o  $l= -1$  diremos que la forma geométrica del orbital es "p" (o sea, la zona probable de encontrar a electrón tienen forma de flor de 6 pétalos). Podemos encontrar hasta 6 electrones

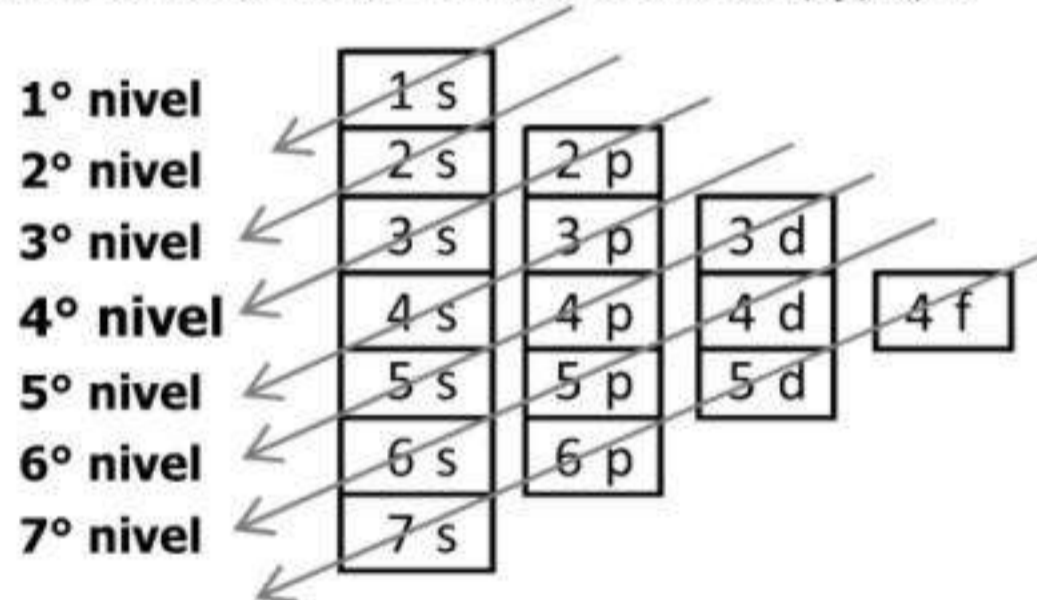


Los orbitales "d" tienen la forma geométrica de una flor de 10 pétalos y podemos encontrar hasta 10 electrones.

Los orbitales "f" tienen la forma de una flor de 14 pétalos y podemos encontrar hasta 10 electrones.

### Regla de las diagonales: Cómo se ubican los electrones en los orbitales

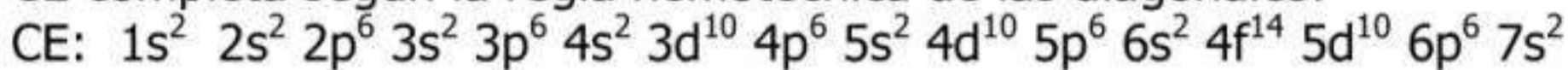
Para saber en qué zona u orbital es probable encontrar los  $e^-$  de un átomo, de usa la regla práctica de las diagonales. Nuestro objetivo con la regla será escribir la configuración electrónica del átomo, o sea, el orden en que los electrones se ubican en sus orbitales s, p, d, f.



Nivel	Tipo de orbital	Nº máximo de $e^-$ en orbital	Nº máximo de $e^-$ en nivel
1	s	2	2
2	s	2	8
	p	6	
3	s	2	18
	p	6	
	d	10	
4	s	2	32
	p	6	
	d	10	
	f	14	

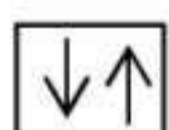
**Configuración electrónica (CE)** es el orden de ubicación de los electrones en sus orbitales.

CE completa según la regla nemotécnica de las diagonales:

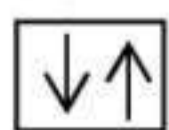


### Regla de Hund

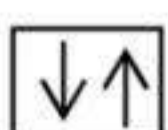
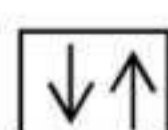
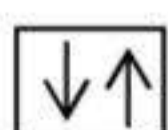
Es una regla para representar la ubicación de los electrones en los orbitales. En cada cuadradito puede haber 1 o 2  $e^-$  (simbolizado con flechas) de diferente sentido o número de spin. Por el Principio de exclusión de Pauli, debemos completar el orbital (s, p, d, f) con  $e^-$  para poder completar el siguiente orbital. Veamos la CE del Sodio:



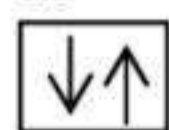
$1s^2$



$2s^2$

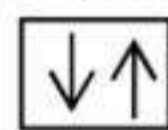


$2p^6$

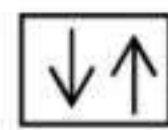


$3s^1$

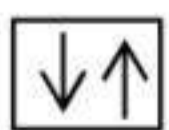
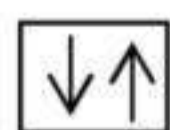
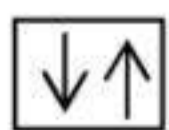
Sodio (Na),  $Z= 11 = (2+2+6+1)$



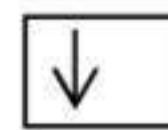
$1s^2$



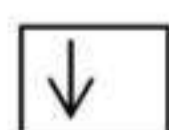
$2s^2$



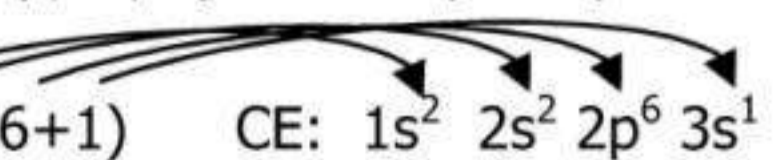
$2p^6$



$3s^1$



$3p^1$



Siempre tengo que completar el orbital anterior (s, p, d, f) para completar al siguiente orbital

Ejercicios

1) Indicar V o F

El modelo atómico actual es el modelo de Bohr

La probabilidad de encontrar un electrón en una determinada zona se llama orbital

El concepto de orbita es igual al concepto de orbital

De la ecuación de Schrödinger se obtienen los 3 números cuánticos y el número de spin de los electrones

El número cuántico principal (n) indica el nivel de energía donde más probable de encontrar al e<sup>-</sup>

El número de spin de un electrón (s) indica la forma geométrica de su orbital

La configuración electrónica (CE) indica el orden de los electrones en sus orbitales

La configuración electrónica del Magnesio cuyo Z es 12 es, CE: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>

La configuración electrónica del Silicio cuyo Z es 14 es, CE: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3p<sup>2</sup>

La configuración electrónica del Litio cuyo Z es 3 es, CE: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>1</sup>

La configuración electrónica del Azufre cuyo Z es 16 es, CE: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup>

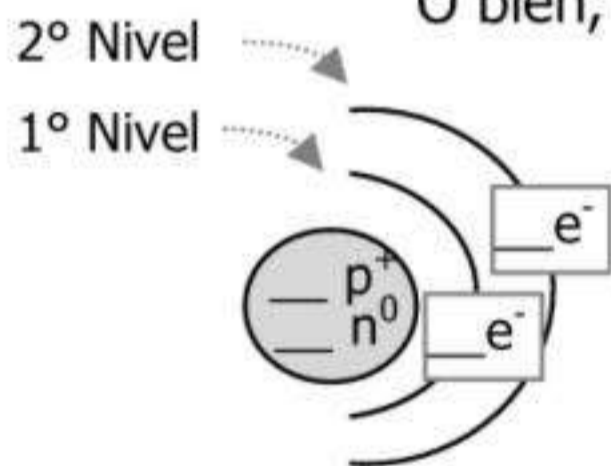
2) Escribir la configuración electrónica de los siguientes átomos:

Al, Se, Na, C, He, Ar, Ca, Fe, Sc, Si, Ga, Ag, Be, O, P, Zn, S, Mn, Cr, As, Ne, F, H, Cu

Aclaración: si bien la CE se escribe indicando el número de nivel (1,2,3,.....) junto al nombre del orbital (s,p,d,f) y el número de exponente con la cantidad de electrones en cada orbital, a veces es más práctico simplificar la CE indicando solamente el número de electrones por nivel. Ejemplo: CE (Boro)= 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>1</sup> es equivalente a los fines pedagógicos escribir CE (Boro): **2-3** (2 electrones en el 1° nivel y 3 electrones en el 2° nivel)

3) Dada la configuración electrónica (CE), completar los niveles con la cantidad de electrones correspondiente y completar el número másico, la cantidad de protones y neutrones

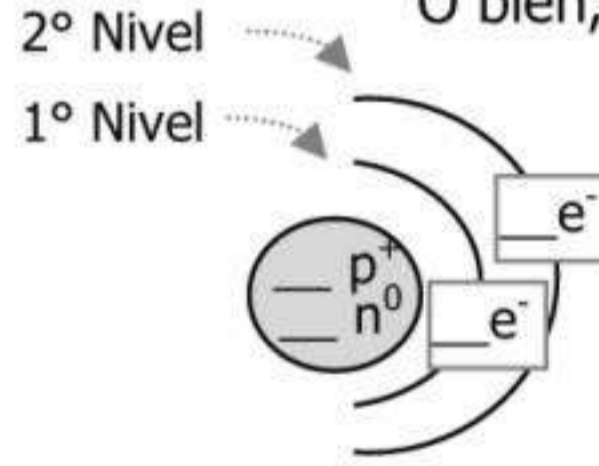
Z (Nitrógeno) = 7 CE: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup>  
O bien, CE: 2-5



\_\_\_ (P<sup>+</sup>) = \_\_\_ (e<sup>-</sup>) = Z = \_\_\_

A = \_\_\_ = \_\_\_ (P<sup>+</sup>) + \_\_\_ (n<sup>0</sup>)

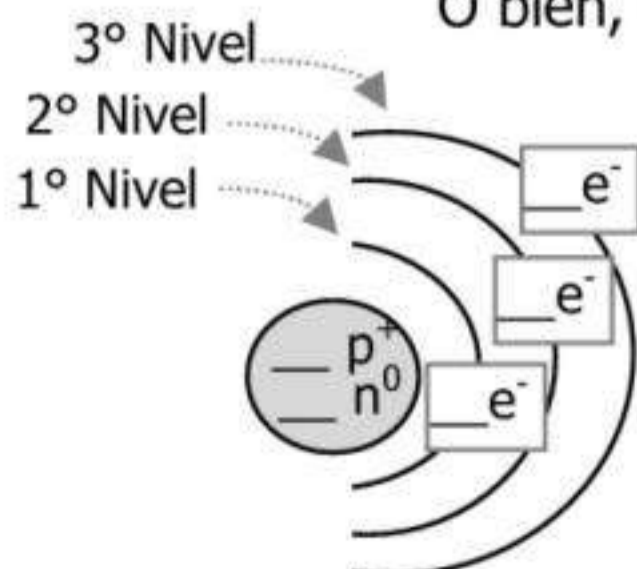
Z (Berilio) = 4 CE: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup>  
O bien, CE: 2-2



\_\_\_ (P<sup>+</sup>) = \_\_\_ (e<sup>-</sup>) = Z = \_\_\_

A = \_\_\_ = \_\_\_ (P<sup>+</sup>) + \_\_\_ (n<sup>0</sup>)

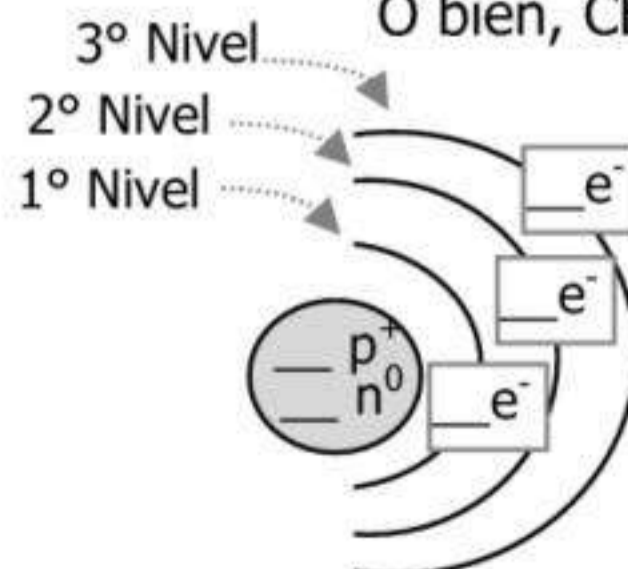
Z (Azufre) = 16 CE: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup>  
O bien, CE: 2-8-6



\_\_\_ (P<sup>+</sup>) = \_\_\_ (e<sup>-</sup>) = Z = \_\_\_

A = \_\_\_ = \_\_\_ (P<sup>+</sup>) + \_\_\_ (n<sup>0</sup>)

Z (Argón) = 18 CE: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>  
O bien, CE: 2-8-8



\_\_\_ (P<sup>+</sup>) = \_\_\_ (e<sup>-</sup>) = Z = \_\_\_

A = \_\_\_ = \_\_\_ (P<sup>+</sup>) + \_\_\_ (n<sup>0</sup>)

4) Decir a qué elemento de la Tabla Periódica corresponde la CE e indicar el símbolo y el Z

Elemento	Símbolo	Z	Configuración electrónica (CE)
			2-1
			2-4
			2-6
			2-8-2
			2-8-3
			2-8-5
			2-8-8
			2-8-10
			2-8-12
			2-8-17
			2-8-18-3

Elemento	Símbolo	Z	Configuración electrónica (CE)
			1s <sup>2</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>1</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>1</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>1</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>3</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>4</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup>

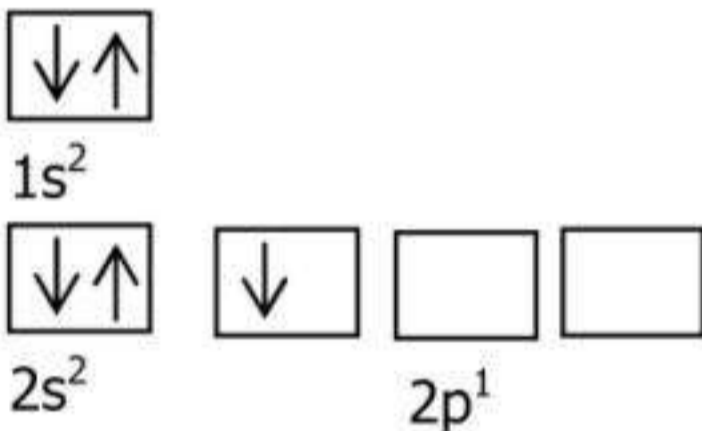
5) Escribir la regla de Hund de los siguientes átomos:

H, Li, C, F, Ne, Mg, P, S, K, Ti, Mn, Ni, Ga, As, Kr

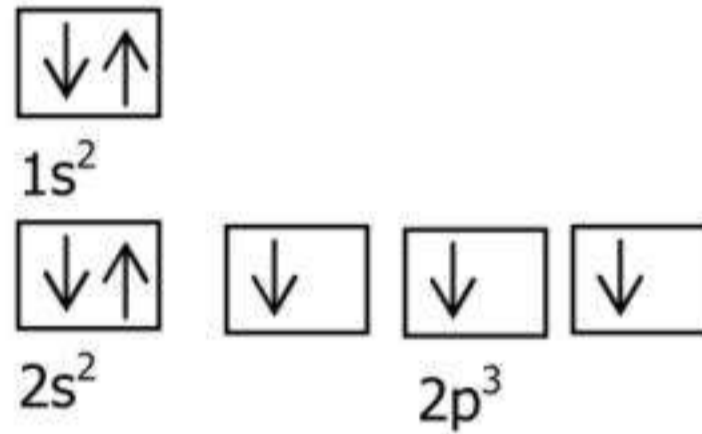
Aclaración: antes de escribir la regla de Hund es muy útil escribir la configuración electrónica del átomo en cuestión para saber cómo ordenar los electrones (las flechas de la regla de Hund) en los cuadraditos

6) Decir a qué elemento de la Tabla Periódica corresponde el esquema de Hund

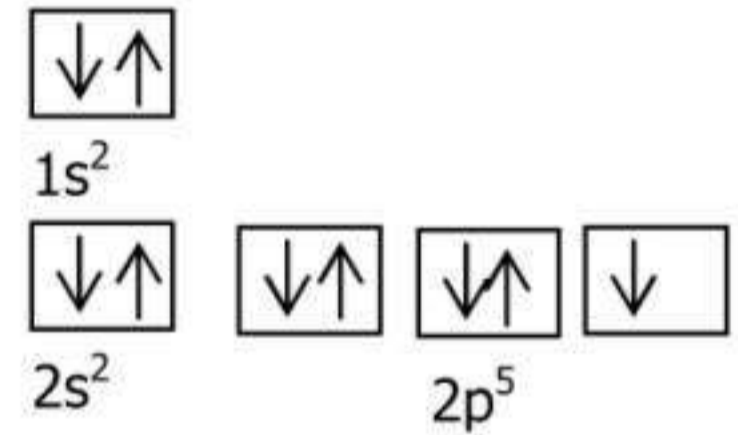
Nombre: \_\_\_\_\_



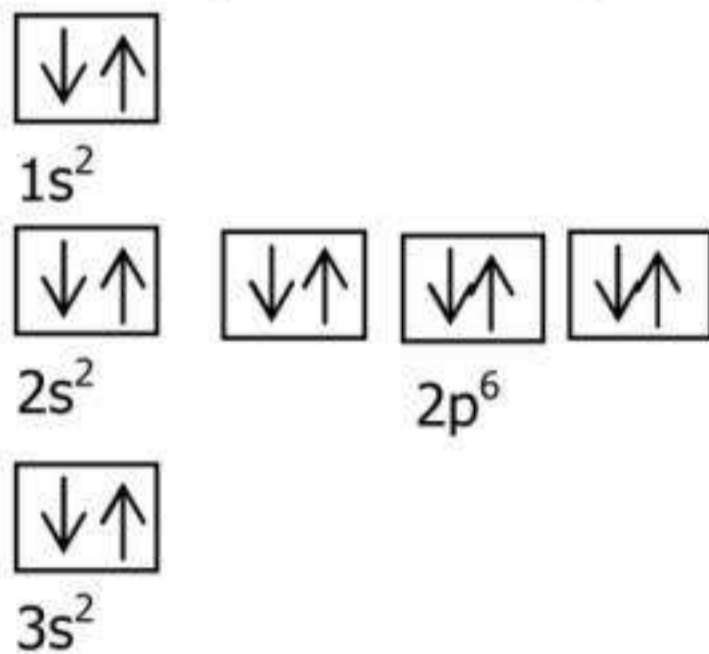
Nombre: \_\_\_\_\_



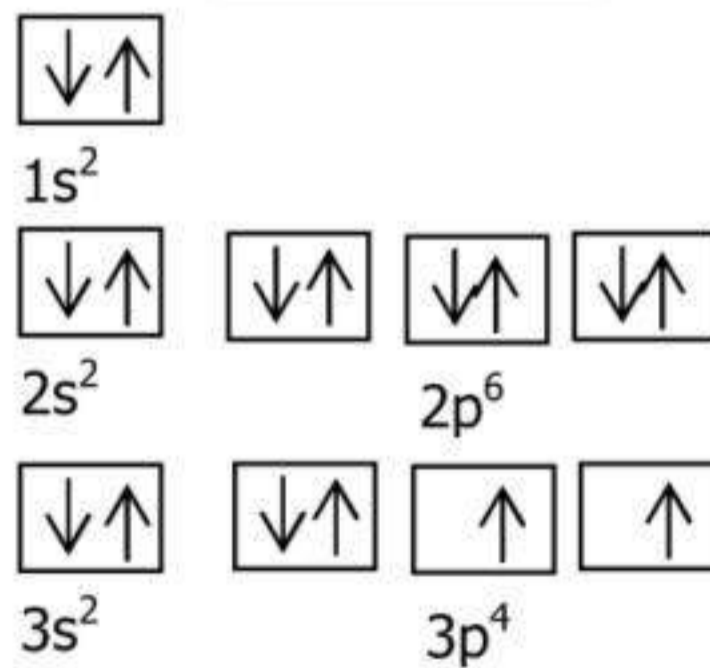
Nombre: \_\_\_\_\_



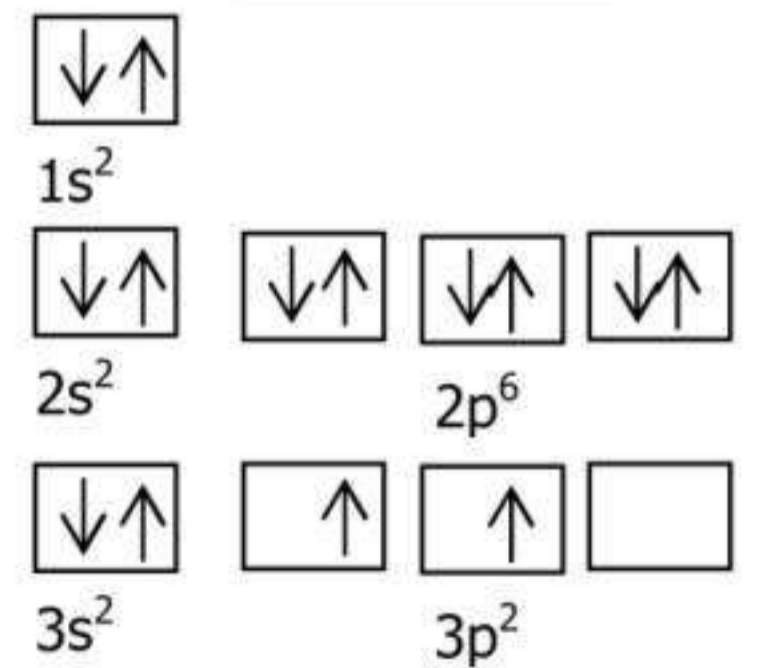
Nombre: \_\_\_\_\_



Nombre: \_\_\_\_\_

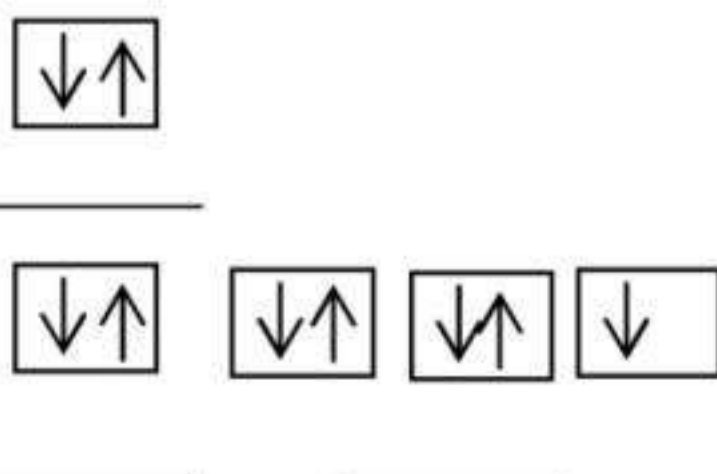


Nombre: \_\_\_\_\_

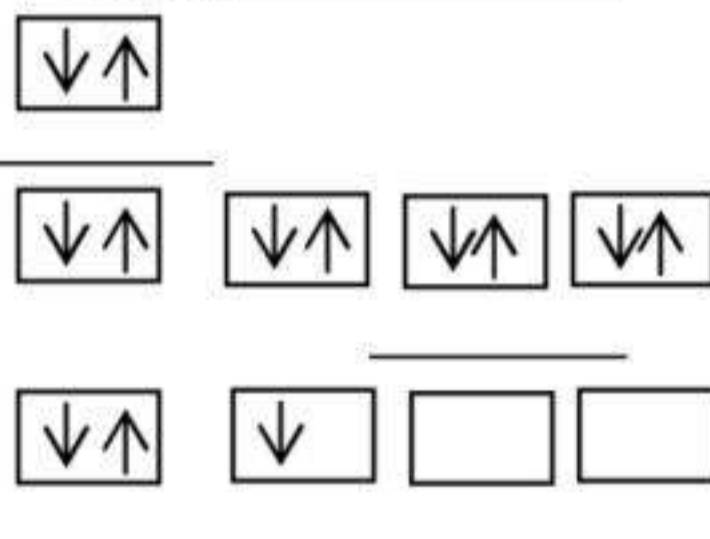


7) Escribir la configuración electrónica correspondiente en cada esquema de Hund

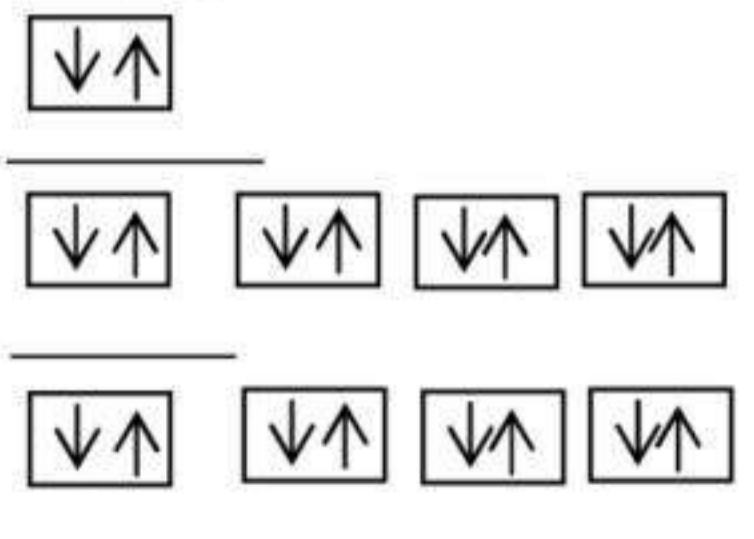
CE (Fluor): \_\_\_\_\_



CE (Al): \_\_\_\_\_



CE (Ar): \_\_\_\_\_



## UNIONES QUIMICAS

Luego de estudiar los elementos de la tabla periódica, hemos notado que ellos tienen un ordenamiento según su número atómico.

Sabemos que el comportamiento químico de un elemento está dado por el número y el orden de los electrones alrededor del núcleo. Los electrones de los niveles externos dan las características químicas y permiten la formación de los enlaces químicos. A esos electrones externos se los llama electrones de valencia.

Las diferentes tipos de uniones químicas están dadas según las distribuciones de electrones en el átomo.

La unión química es una interacción entre electrones de valencia (electrones externos) de dos o más átomos. Como en la unión intervienen partículas cargadas electrónicamente negativo, la unión guarda una energía llamada "energía de enlace". Cuando la unión o enlace se rompe (o sea, se separan los átomos), esa energía de enlace se libera.

Todos los átomos se unen porque tienen una tendencia a llegar al estado de energía mínima, que lo mantienen estables.

Veamos el ejemplo del Na (Sodio):

$$Z = 11$$

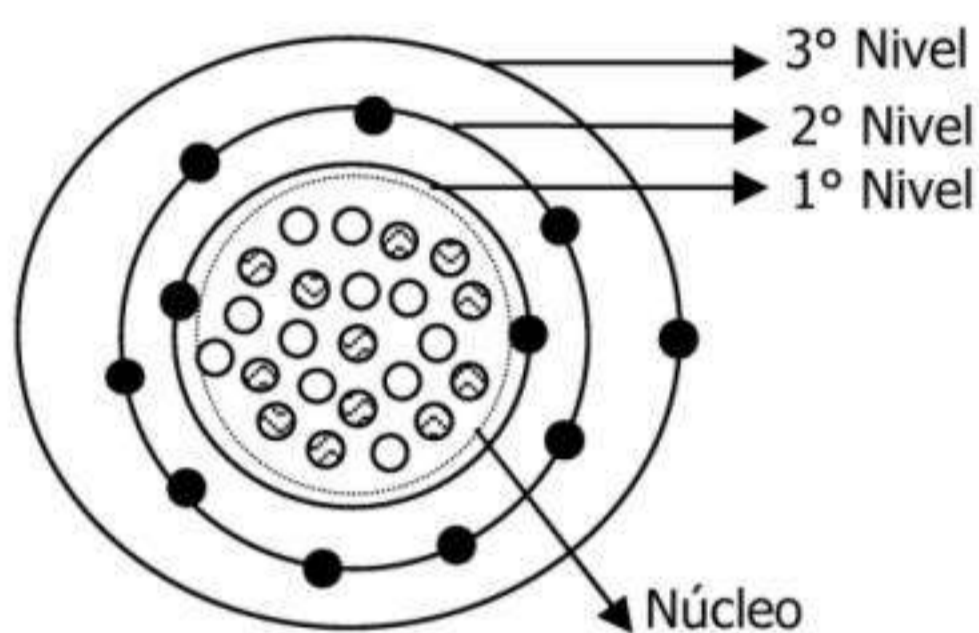
$$A = 23$$

$$(Recuerda A = Z + n)$$

$$P^+ = 11 \text{ } \bigcirc$$

$$e^- = 11 \text{ } \bullet$$

$$n = 12 \text{ } \textcircled{\ominus}$$

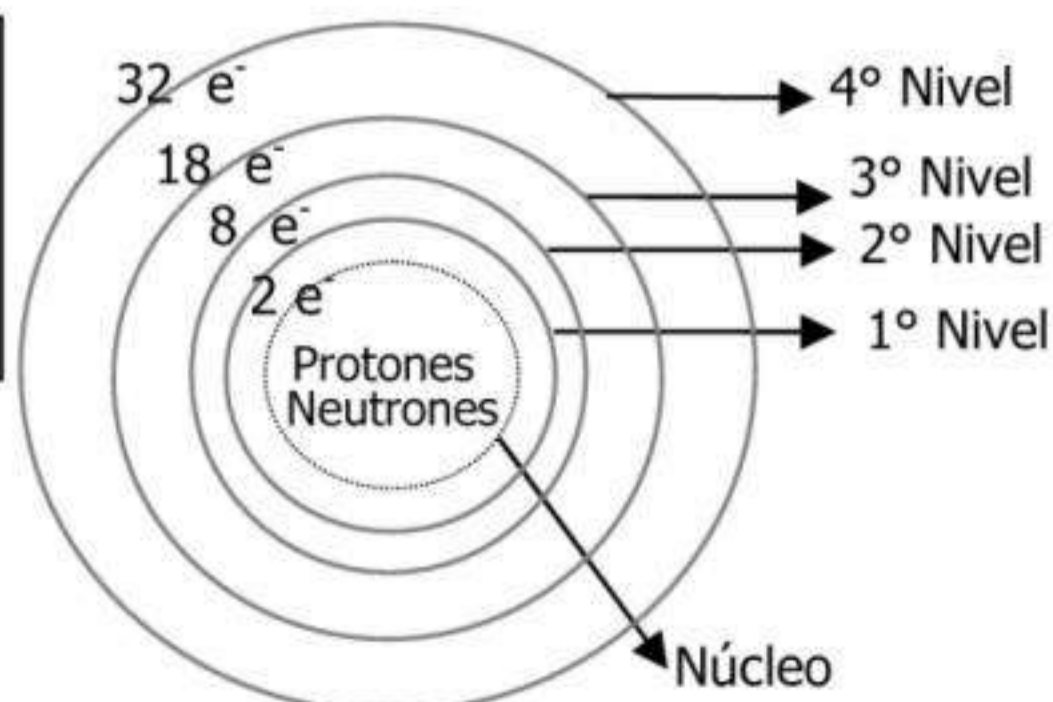


El átomo consta de un núcleo y de niveles energéticos. En el núcleo se encuentran los neutrones y los protones. En los niveles energéticos, también llamados orbitales o capas, se disponen los electrones y rodean al núcleo. La distribución de los electrones es dada por la regla del octeto. Los niveles se nombran con números de adentro hacia afuera, así por ejemplo el nivel energético 1 es el que se encuentra inmediatamente después del núcleo.

### Regla del octeto

Hoy sabemos que al combinarse los átomos tienden a tener una configuración electrónica que le proporcione una estabilidad similar a la del gas noble más cercano en número atómico. Por eso se dice que los átomos de los elementos tienden a completar su octeto (ocho electrones en su último nivel). Esto es bastante riguroso para los elementos representativos, no así para los demás.

En el 1º energético nivel se pueden ubicar hasta 2 electrones
En el 2º energético nivel se pueden ubicar hasta 8 electrones
En el 3º nivel energético se pueden ubicar hasta 18 electrones
En el 4º nivel energético se pueden ubicar hasta 32 electrones



Lewis estableció una manera de representar las uniones químicas. Esta consiste en escribir el símbolo del elemento rodeado por electrones químicamente importantes, es decir los más externos, llamados los electrones de valencia. Los electrones se representan por puntos, rayas, cruces, etc.

El tipo de uniones que forman los elementos será consecuencia del número de electrones que deben "compartir" o "ceder" para llegar a completar el octeto.

Tipos de uniones químicas:

- 1.- Unión iónica
- 2.- Unión covalente (ya sea covalente común o covalente dativa)
- 3.- Unión metálica

Teniendo en cuenta el concepto de electronegatividad, podemos entender la existencia de los tres tipos de uniones químicas, de acuerdo a la fuerza con que los átomos atraen los electrones de valencia. Existen tres posibilidades:

- 1.- Que los valores de electronegatividad de los átomos sean marcadamente diferentes.
- 2.- Que ambos átomos posean electronegatividad baja y similar.
- 3.- Que ambos átomos posean electronegatividad alta y similar.

Estas posibilidades originan los distintos tipos de uniones químicas que se conocen.

## Unión Iónica

La unión iónica es una unión que se realiza entre átomos de metales y de no metales, ya que la diferencia de electronegatividades es muy grande entre este tipo de átomos

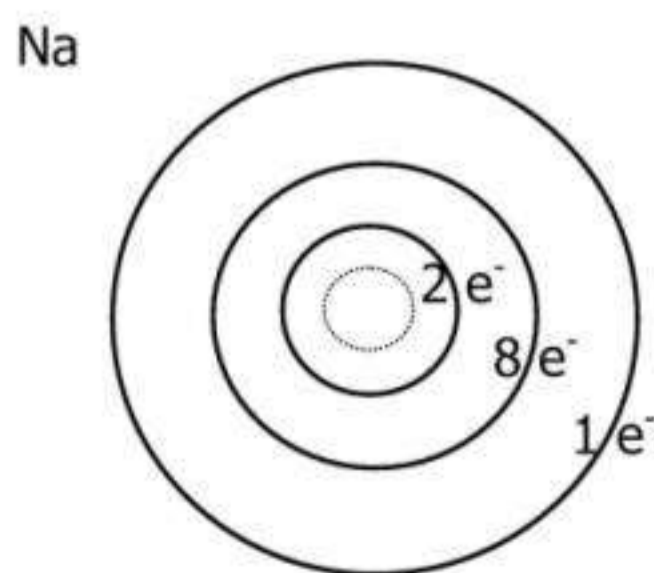
La unión implica una transferencia completa de electrones desde un átomo a otro.

De este tipo de unión surge que hay átomos que ceden (o pierden) electrones y hay átomos que reciben (o ganan) esos mismos electrones. A los átomos que ceden (o pierden) electrones los llamaremos cationes y a los átomos que reciben (o gana) electrones los llamaremos aniones.

Los átomos de los elementos cuyas energías de ionización son bajas tienden a formar cationes, mientras que aquellos con altos valores negativos tienden a formar aniones.

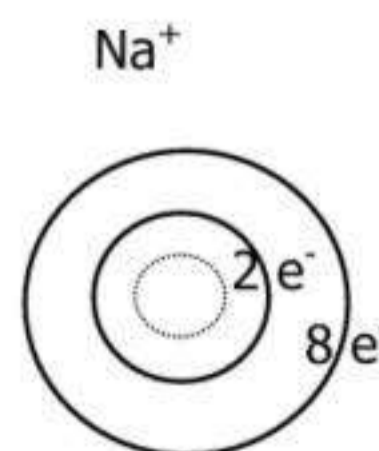
Esta unión se produce debido a una fuerza de tipo electrostático y los iones se atraen mutuamente con una fuerza cuya intensidad es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que los separa (ley de Coulomb).

Veamos un ejemplo de unión iónica, pero primero analicemos el catión Sodio:  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$



$$P^+ = 11 \quad e^- = 11$$

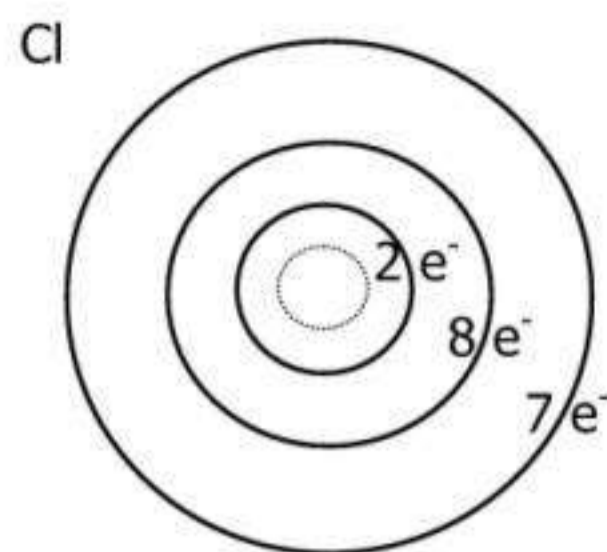
El átomo de Sodio es eléctricamente neutro porque la cantidad de partículas positivas es la misma que la cantidad de partículas negativas



$$P^+ = 11 \quad e^- = 10$$

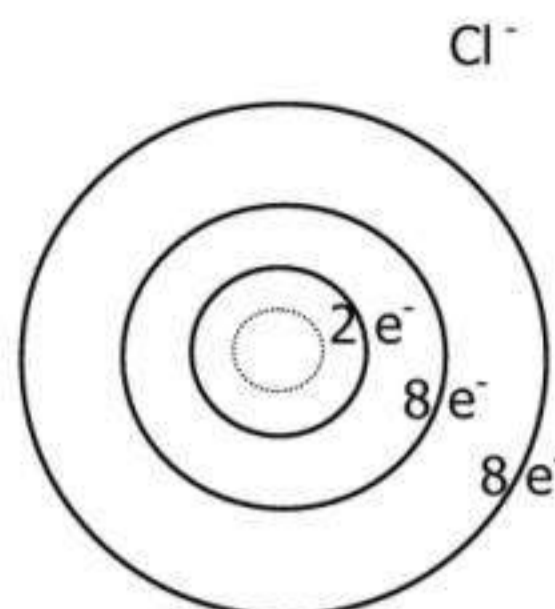
El átomo de Sodio perdió un electrón de valencia, por lo tanto el átomo resulta ser eléctricamente positivo y a esta nueva especie se denomina catión.

Ahora analicemos el anión Cl:  $\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$



$P^+ = 17 \quad e^- = 17$

El átomo de Cloro es eléctricamente neutro porque la cantidad de partículas positivas es la misma que la cantidad de partículas negativas



$P^+ = 17 \quad e^- = 18$

El átomo de Cloro ganó un electrón de valencia, por lo tanto el átomo resulta ser eléctricamente negativo y a esta nueva especie se denomina anión.

El sodio y el cloro reaccionan iónicamente y formar la sal de mesa que todos conocemos. El Sodio posee un electrón de valencia en su último nivel. Si lo pierde quedará cargado positivamente como catión Sodio. El Cloro tiene siete electrones de valencia en su último nivel, por lo tanto, si gana un electrón se transformará en anión cloruro

Según la regla del octeto, los átomos intercambian electrones para quedar con la cantidad de electrones del gas noble más cercano. En el caso del Sodio, el gas noble más cercano es el Neón con  $Z = 10$ , por lo tanto, el Sodio tenderá a perder un electrón (del total de 11) para quedar solo con 10 electrones como su gas noble más cercano, y así se formara la nueva especie catión Sodio.

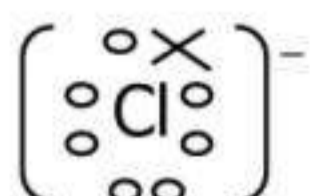
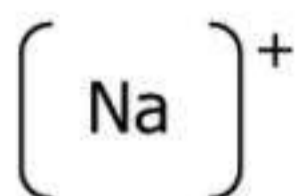
En el caso del Cloro que tiene 17 electrones, tenderá a ganar un electrón para acercarse al gas noble más cercano que es el Argón  $Z = 18$ , por lo tanto el Cloro tenderá a ganar un electrón para quedar con 18 electrones en su último nivel como su gas noble más próximo, y así se formará la nueva especie anión Cloro

Algunas de las formas en que se pueden representar las uniones químicas son:

- \*Estructura de Lewis
- \*Formula mínima
- \*Formula molecular
- \*Formula desarrollada

En relación a la molécula NaCl, explicaremos las diferentes formas de representación de las uniones

En la estructura de Lewis los átomos se dibujan con el símbolo, los electrones de valencia y todo esto se encierra entre corchetes con el superíndice + o -, según sea una catión o un anión



Los círculos representan los 7 electrones de valencia del Cloro y la cruz representa el electrón que le cedió el Sodio

La formula mínima es NaCl, ya que es la mínima relación entre sus átomos

La formula molecular es NaCl, ya que es la relación entre átomos para formar una molécula

En la formula desarrollada se dibujan los símbolos de los átomos y se dibuja la unión iónica con una línea:  $\text{Na}-\text{Cl}$

Representación del óxido de Hierro (II) FeO.

Recordemos que el Hierro tiene dos electrones de valencia (o sea, en el último nivel) marcados como cruces que serán entregados al Oxígeno

Estructura de Lewis



Formula mínima: FeO

Formula molecular: FeO

Formula desarrollada: Fe=O

Propiedades de los compuestos iónicos

El enlace iónico explica las propiedades de la sal de mesa y de otras sustancias similares

A temperatura ambiente son todos sólidos, cristalinos, solubles en agua, conducen la corriente eléctrica cuando están disueltos en agua, fundidos presentan elevados puntos de fusión y de ebullición.

No forman moléculas, forman estructuras iónicas cristalinas.

No reflejan la luz; no poseen nube de electrones como metales.

Sus cristales no son duros como los metales, porque al cambiar el orden de los iones se provoca una repulsión (positivo con positivo y negativo con negativo) y se rompe el cristal.

No conducen electricidad; ni poseen electrones móviles, cuando estas sustancias se funden sí conducen electricidad porque se rompen los enlaces y se pueden mover los electrones con más facilidad.

Enlace covalente

Es la unión que se produce cuando se combinan dos no metales.

Hay de dos tipos: enlace covalente simple y enlace covalente dativo o coordinado

En este tipo de unión no hay transferencia de electrones de un átomo a otro, sino que los electrones se comparten mutuamente para llegar a la cantidad de electrones de valencia que tiene el gas noble más cercano.

Veamos un ejemplo:

La molécula de H<sub>2</sub> presenta 1 electrón de valencia y en su nivel puede ocupar hasta 2 electrones (según la regla del octeto). Por lo tanto, el átomo de hidrogeno tenderá a completar su nivel con los electrones que le falten para tener la cantidad de electrones de su gas noble más cercano, que en este caso es el Helio. Dicho átomo compartirá electrones con otro hidrogeno. De esta manera, ambos átomos de hidrogeno lograrán la estabilidad energética a través de la unión covalente entre ellos y formaran la molécula de H<sub>2</sub>.

Estructura de Lewis: H• + H• → H:H

Formula molecular: H<sub>2</sub>

Formula desarrollada: H—H

El par de electrones compartido se representa comúnmente con una sola línea. En un enlace covalente, cada electrón de un par compartido es atraído por los núcleos de los átomos que intervienen en el enlace. Esta atracción es la responsable de que se mantengan unidos los dos átomos en el H<sub>2</sub>.

En este otro ejemplo, cuando se unen dos átomos de Fluor para formar la molécula F<sub>2</sub> puede considerarse que al compartir un electrón cada uno de los átomos queda con la cantidad de

electrones de valencia del gas noble más cercano que en este caso es el Neón. Si bien en realidad los electrones compartidos no pertenecen a los átomos sino a la molécula.



Formula molecular:  $\text{F}_2$

Formula desarrollada:  $\text{F} - \text{F}$

Algunos ejemplos de uniones covalentes:

\*Algunas moléculas diatómicas formadas por átomos de la misma especie, como por ejemplo:  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{N}_2$

\*También forman enlaces covalentes las moléculas formadas entre hidrogeno y los no metales del grupo 7:  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ .

Enlace covalente común:

Es la unión química entre dos átomos en la cual el par electrónico compartido está formado por un electrón proveniente de cada uno de los dos átomos entre los que se produce la unión. Esta unión se puede establecer entre átomos de un mismo elemento (unión homonuclear) o entre átomos de elementos diferentes (unión heteronuclear). Por otra parte, dos átomos pueden compartir uno o más pares de electrones, dando lugar a uniones covalentes simples, dobles o triples.

Veamos el ejemplo del  $\text{N}_2$



Con línea punteada están indicados los pares de electrones que intervienen en cada enlace covalente. Cada par de electrones forma un enlace covalente y como hay tres pares de electrones en la molécula de  $\text{N}_2$ , hay enlace covalente triple.

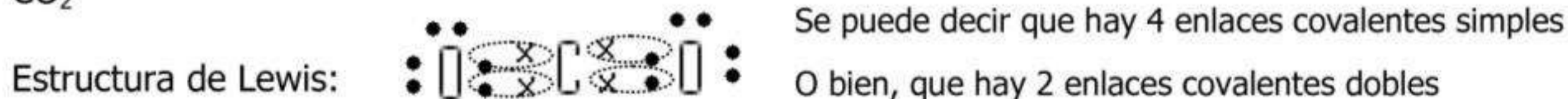
Formula mínima:  $\text{N}_2$

Formula molecular:  $\text{N}_2$

Formula desarrollada:  $\text{N} \equiv \text{N}$  Cada línea representa un enlace covalente

Ahora veremos un ejemplo de una molécula con enlace covalente donde intervienen átomos de diferentes especies.

$\text{CO}_2$



Con línea punteada están indicados los pares de electrones que intervienen en cada enlace covalente. En este caso hay 4 pares de electrones que forman los 4 enlaces covalentes simples. O bien es lo mismo decir que hay 2 enlaces covalentes dobles

Formula molecular:  $\text{CO}_2$

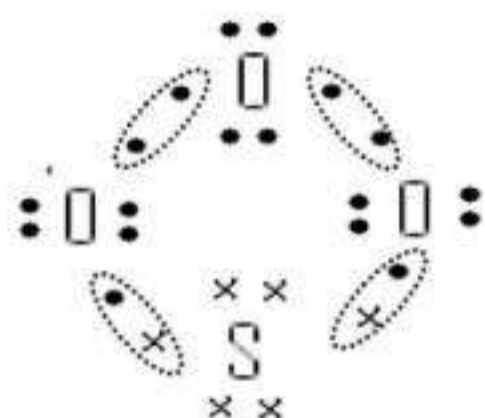
Formula desarrollada:  $\text{O} = \text{C} = \text{O}$

## Enlace covalente dativo o coordinado:

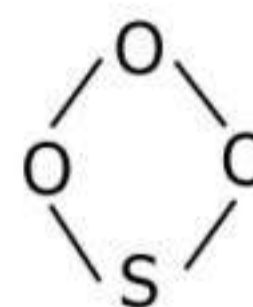
Es la unión química entre dos átomos, en la que el par electrónico compartido es aportado por uno de los dos átomos.

Analicemos el caso de la molécula  $\text{SO}_3$ : sabiendo que el oxígeno y el azufre (ambos con 6 electrones de valencia) pueden formar dos enlaces covalentes comunes cada uno, por lo que tienen la siguiente estructura.

Estructura de Lewis



Formula desarrollada:



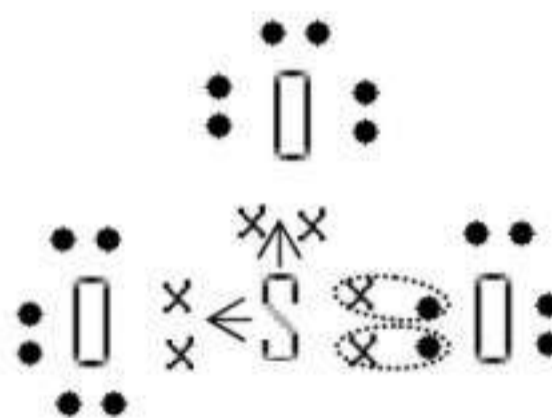
La línea punteada indica los pares de electrones que intervienen en cada enlace covalente.

Sin embargo, según datos experimentales, se sabe que cada uno de los átomos de oxígeno está unido al azufre, por lo tanto la estructura anterior es incorrecta.

Podríamos pensar, entonces que entre el átomo de azufre y uno de los átomos de oxígeno hay una unión covalente doble y de esta forma ambos átomos completarían la cantidad de electrones según la regla del octeto para tener el número de 34 del gas noble más cercano que es el Kriptón.

De acuerdo con la regla del octeto ya no podrían formarse más enlaces S-O en los cuales se comparten electrones, pero esto estaría en contradicción con los datos experimentales, ya que se conocen perfectamente los compuestos  $\text{SO}_2$  y  $\text{SO}_3$ . Debemos buscar entonces otra posibilidad de interacción que no hayamos considerado hasta ahora, para poder explicar la estructura del  $\text{SO}_3$ . La respuesta es que el átomo de azufre forma con los átomos de oxígeno restantes enlaces de tipo covalente dativo. El átomo de azufre, que al unirse por covalencia doble con un átomo de oxígeno ya alcanzó el octeto, posee electrones que pueden ser aportados solidariamente para formar enlaces covalentes dativos con los otros átomos de oxígeno. Si esto ocurre el átomo de azufre mantiene su octeto.

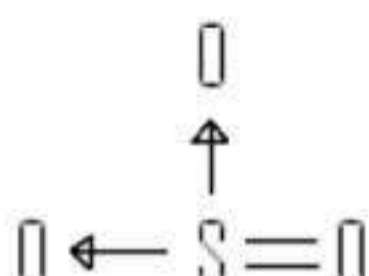
Entonces la estructura de Lewis CORRECTA del  $\text{SO}_3$  es:



Como vemos, el átomo de azufre sigue teniendo, en el compuesto, configuración electrónica de gas noble, pero ahora cada átomo de oxígeno también la tiene.

Estructuralmente no hay manera de distinguir un enlace covalente coordinado de cualquier otro enlace covalente simple. Se trata de un par electrónico compartido, independientemente de cómo se ha formado. El enlace covalente dativo se representa por medio de una flecha desde el dador al aceptor.

Fórmula desarrollada

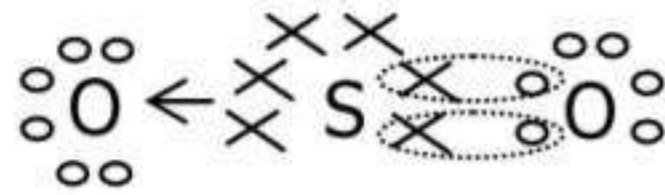


Notemos que el átomo de azufre no sólo puede formar dos enlaces covalentes sino que también puede formar otros dos enlaces covalentes dativos. De esta manera, en el  $\text{SO}_3$ , el átomo de azufre hace participar en enlaces los seis electrones presentes en su último nivel de energía.

Otro ejemplo:

Si consideramos la molécula de dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ), el azufre queda con dos pares de electrones no compartidos, utiliza uno de ellos para unirse al otro átomo de oxígeno.

Estructura de Lewis:



El azufre llega a su octeto compartiendo electrones con un oxígeno. Por esto, se forman dos enlaces covalentes simples. Pero aún queda el otro oxígeno que también quiere completar su octeto, para lo cual, el azufre, le aporta solidariamente dos electrones. Por esto, se forma un enlace covalente dativo o coordinado que es representado con una flecha, que indica desde dónde se aportan los electrones y hacia cuál elemento se dirigen.

Formula desarrollada:

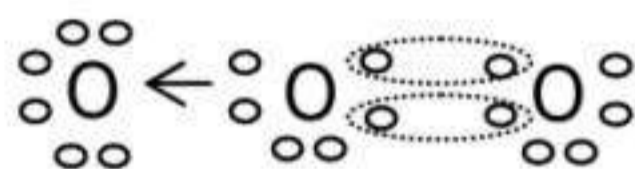


Recordemos:

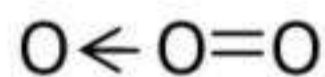
Es muy importante entre átomos no metales hacer la estructura de Lewis para darnos cuenta qué tipo de uniones se forman en el compuesto. Una vez que tenemos la estructura de Lewis, tenemos que hacer todas las uniones covalente simples que podamos lograr, para que lo elementos alcancen tener 8 electrones de valencia en su último nivel. Si después de hacer las uniones covalentes simples, resulta que hay átomos que aun no están unidos químicamente, haremos un enlace covalente dativos, donde los átomos que ya alcanzaron su octeto, aportarán solidariamente los electrones.

Como otro ejemplo podemos citar al ozono  $\text{O}_3$

Estructura de Lewis



Formula desarrollada:

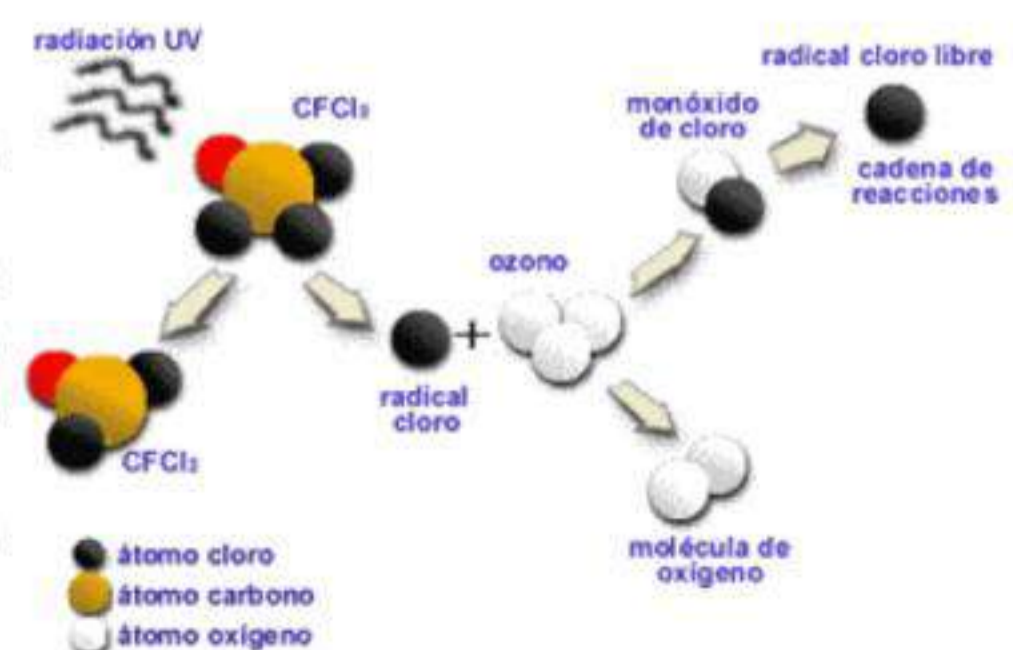


Propiedades de los compuestos covalentes

Los compuestos que presentan unión covalente tienen una débil atracción intermolecular para formar un sólido. Los que se presentan al estado sólido a temperatura ambiente tienen cristales blandos, dúctiles, de bajo punto de fusión y de ebullición, no son conductores de la corriente eléctrica en ese estado ni fundidos. No son solubles en agua.

¿Cómo se contamina la capa de ozono?

La capa de ozono, nos protege de los rayos ultravioletas tipo B, que son dañinos para los seres vivos. Hay ciertos compuestos químicos formados con cloro cuyos gases al ser liberados en la atmósfera ascienden y se descomponen por acción de la luz solar, tras lo cual el cloro reacciona con las moléculas de ozono y las destruye. Por este motivo, el uso de CFC en los aerosoles ha sido prohibido en muchos países. Otros productos químicos, como los halocarbonos de bromo, y los óxidos nitrosos de los fertilizantes, son también perjudiciales para la capa de ozono



## Enlace metálico

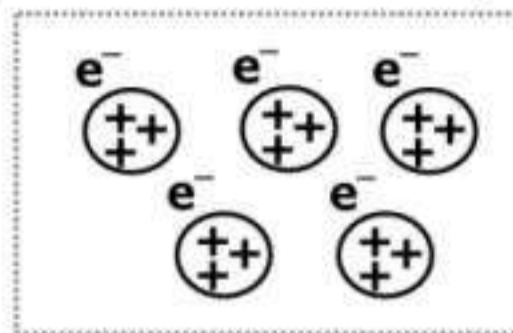
Es la unión entre metales a través de los electrones de valencia.

Los electrones de valencia son aquellos que se encuentran en el último nivel de energía en un átomo y ellos están implicados en los enlaces

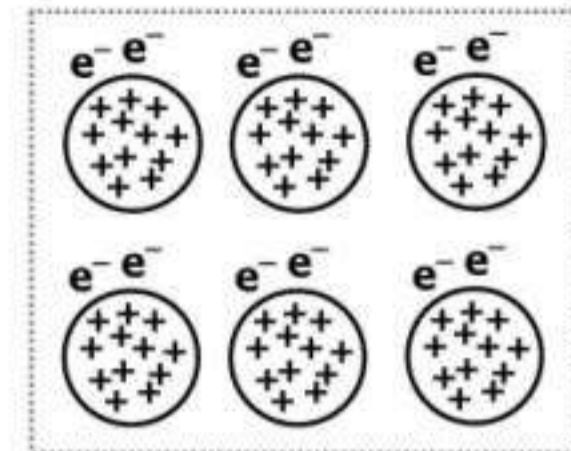
Debido a la interacción entre los electrones de los metales se forma una densa nube cargada negativamente.

A continuación se representan los núcleos con carga positiva (protones) de los átomos de los metales y alrededor la nube de electrones con carga negativa.

Ejemplo: Litio  
(Tiene 3 Protones en el núcleo y 1 electrón de valencia)



Ejemplo: Magnesio  
(Tiene 12 Protones en el núcleo y 2 electrones de valencia)



En este caso los electrones que forman una nube cargada negativamente están poco atraídos por el núcleo positivo. La atracción entre todos los núcleos positivos y la nube de electrones mantiene unidos a los átomos de los metales, y estos forman cristales.

En un trozo de metal hay millones de átomos, y los electrones externos de todos ellos son atraídos por los átomos vecinos; por tal razón, hay gran cantidad de estas partículas negativas moviéndose libremente

El enlace metálico explica las propiedades físicas de los metales

**Brillo:** los electrones externos del último nivel que forman la nube electrónica cargada negativamente, hacen que se refleje la luz. Cuando uno lustra con un trapo o "saca brillo" a un metal, lo que estamos haciendo es agitar los electrones externos que se moverán libremente y eso producirá el brillo característico de los metales.

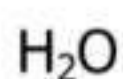
**Alta conductividad eléctrica:** los electrones externos se mueven libremente y permiten conducir la electricidad.

**Alta conductividad del calor:** en presencia de calor, los átomos de los metales aumentan la velocidad de los electrones externos libres y por los continuos choques entre ellos, el material conduce el calor.

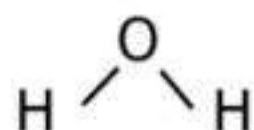
**Maleabilidad:** como los núcleos positivos se atraen fuertemente entre ellos, se produce una débil atracción entre los electrones externos y el núcleo. Esto permite que los metales sean maleables.

## Unión puente hidrogeno

Es la unión entre el oxígeno y el hidrogeno. Este tipo de unión es mantiene a los enlaces más fuertemente unidos que la unión iónica y la covalente. Un ejemplo es el agua



Formula molecular



Formula desarrollada



Estructura de Lewis

Ejercitación:

Unir con flechas

Unión entre no metales  
Unión entre no metal y metal  
Unión entre metales

Enlace iónico  
Enlace metálica  
Enlace covalente

Indicar el tipo de unión en los siguientes compuestos

		Unión iónica	Unión covalente	Unión metálica
a)	Li <sub>2</sub> F			
b)	O <sub>3</sub>			
c)	N <sub>2</sub>			
d)	SO <sub>2</sub>			
e)	Na <sub>2</sub> Br			
f)	Cl <sub>2</sub>			
g)	Mg			
h)	Fe			
i)	NH <sub>3</sub>			
j)	K			
k)	SiO <sub>2</sub>			

		Unión iónica	Unión covalente	Unión metálica
l)	H <sub>2</sub>			
m)	S			
n)	Cr			
o)	CaO			
p)	O <sub>2</sub>			
q)	BeH <sub>2</sub>			
r)	Ni			
s)	Zn			
t)	PH <sub>3</sub>			
v)	CO <sub>2</sub>			
w)	Na <sub>2</sub> F			

Escribir la estructura de Lewis y la formula desarrollada de los compuestos del ejercicio anterior

- a) Bromuro de Platino;
- b) Carbonato de Níquel;
- c) Tritóxido de di Nitrógeno;
- d) Dióxido de Selenio;
- e) Trióxido de Azufre;
- f) Fosfuro de Potasio;
- g) Ioduro de Hidrogeno;
- h) Cloruro de Berilio;
- i) Nitrato de Estroncio;
- j) Sulfuro de Litio

16) Expresar cuales de los siguientes compuestos químicos forman unión covalente y cuales uniones iónicas.

- a) CO<sub>3</sub>   b) K<sub>2</sub>O   c) I<sub>2</sub>   d) O<sub>3</sub>   e) AsH<sub>3</sub>   f) NaOH   g) N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>   h) Cu<sub>2</sub>O   i) SO   j) AlBr<sub>3</sub>

17) ¿Podemos decir que la unión de Cromo y Bromo es una unión iónica? ¿Por qué?

18) ¿Podemos decir que la unión de Potasio y Cobalto es una unión covalente? ¿Por qué?