

## TABLA PERIÓDICA

*“Desde la antigüedad se busca un sistema que permitiera clasificar a los elementos químicos y ordenarlos según sus propiedades. A medida que se fueron descubriendo los distintos elementos, también se fueron conociendo sus propiedades, sus diferencias y similitudes, de modo que se hizo necesario idear un sistema de clasificación para facilitar el estudio de los mismos. La tabla periódica constituye una importante herramienta de trabajo, de gran utilidad en el estudio de la Química. Esta tabla nos aporta información acerca de los elementos existentes, tanto los naturales como los obtenidos artificialmente.”*

Los científicos han ordenado a los elementos, de acuerdo a sus propiedades, en una tabla denominada TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS.

Hubo varios intentos de clasificación. Sin embargo, en la medida que se conocían nuevos elementos, se planteaba la dificultad de ubicarlos en estos modelos. Por este motivo se trató de elaborar nuevas propuestas y se llegó a la Clasificación Periódica Moderna o Tabla de Mendeleiev – Moseley. Mendeleiev en 1869 clasificó los elementos de acuerdo a sus masas atómicas crecientes, relacionándolas además con sus propiedades físicas y químicas. La tabla de Mendeleiev incluía 63 elementos, los únicos conocidos hasta ese momento, ordenados según sus masas atómicas crecientes. No obstante, a medida que el siglo iba transcurriendo, nuevos elementos se iban descubriendo e invadiendo los espacios que, acertadamente, el investigador ruso dejaba sin ocupar, prediciendo de alguna manera, la existencia de los mismos. Así, hacia el año 1900 ya se habían incluido alrededor de 30 elementos más. Sin embargo, el ordenamiento seguido por Mendeleiev, adolecía de algunas irregularidades, como por ejemplo variaciones en las propiedades esperadas en ciertos elementos. Así fue que Moseley, en 1914, propuso colocar los elementos según el orden creciente de sus números atómicos, con lo cual estos inconvenientes fueron superados. Una vez colocados los elementos de acuerdo con esta disposición, fue posible observar la variación gradual de las propiedades de acuerdo con un orden recurrente y cíclico, es decir, periódico. Esta observación, condujo a la llamada “Ley Periódica”, que manifiesta que las propiedades químicas y físicas de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos, y a la confección de la Tabla Periódica como una consecuencia directa de la estructura atómica de los elementos.

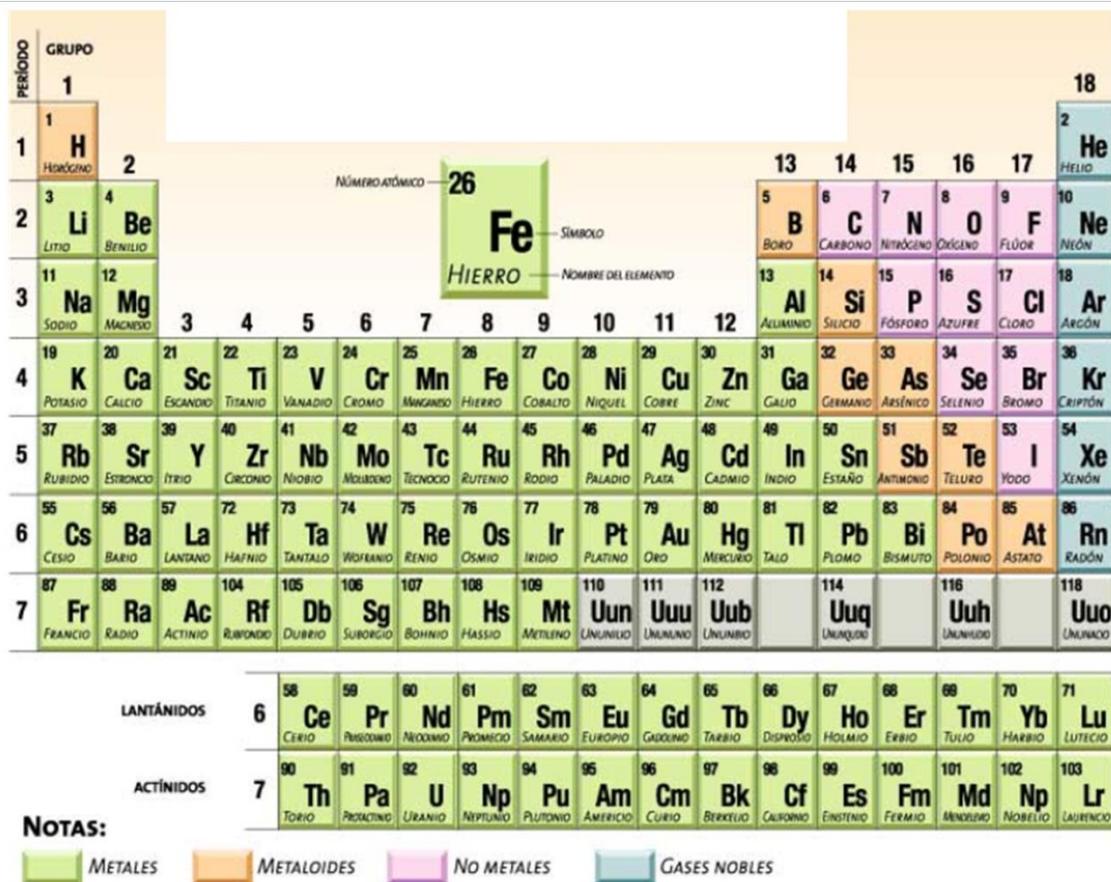
En la tabla periódica actual los átomos de los distintos elementos se encuentran ordenados de acuerdo con el número atómico creciente, a partir del hidrógeno que tiene número atómico 1, luego le sigue el helio, de  $Z=2$ , y así, sucesivamente. Esta ordenación da origen a columnas verticales y filas horizontales. A las columnas verticales se las denomina GRUPOS, y a las filas horizontales, PERÍODOS.

Si bien existen varias formas de designar a los grupos, podemos encontrarlos como:

-con números romanos del I al VIII y a su vez cada uno de estos se divide en A y B. (los elementos que se encuentran dentro del mismo número de grupo, pero con letra diferente, A o B, no tienen gran semejanza en sus propiedades, esta designación surge porque aunque con propiedades diferentes forman compuestos con fórmulas similares).

-la IUPAC, enumera a los grupos del 1 al 18 de izquierda a derecha. Para estos elementos que se ubican en los grupos IA al VIII A, el número de grupo coincide con el número de electrones de valencia que son los electrones en su último nivel (órbita o capa), son los que van a participar en las uniones químicas.

Las filas horizontales corresponden a los períodos que son siete. El número de período coincide con los niveles energéticos ocupados por los electrones.



PERÍODO	GRUPO																	18	
1	1	H																	He
2	2	3	4											5	6	7	8	9	10
3	3	4											5	6	7	8	9	10	
4	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
5	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
6	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
7	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	

**NOTAS:**

- METALES
- METALOIDES
- NO METALES
- GASES NOBLES

Considerando las propiedades físicas y químicas de los elementos presentes en la tabla podemos clasificarlos en tres grandes grupos: **metales, no metales y gases nobles.**



solamente seis, el helio (He), el neón (Ne), el argón (Ar), el kriptón (Kr), el xenón (Xe) y el radón (Rn). Sus moléculas son monoatómicas, por ejemplo: He, Ne, Ar.

PROPIEDADES	METALES	NO METALES	GASES INERTES
<b>FÍSICAS</b>	Son buenos conductores del calor y de la electricidad. Son sólidos a temperatura ambiente (20° C), a excepción del mercurio que es líquido. Poseen brillo característico (metálico). Moléculas monoatómicas. Son dúctiles y maleables. Forman iones positivos (cationes).	Son malos conductores del calor y de la electricidad. Algunos son sólidos a 20° C, como C, S, I, etc.; el bromo es líquido y otros son gases como O, H, N, F y Cl. No presentan brillo. Moléculas bi o poliatómicas. Son quebradizos en estado sólidos. Forman iones negativos (aniones).	Son malos conductores del calor y de la electricidad. Son gases a la temperatura ambiente. Moléculas monoatómicas. No se ionizan.
<b>QUÍMICAS</b>	Se combinan fácilmente con el oxígeno para formar <b>óxidos básicos</b> . Se combinan dificultosamente con el hidrógeno formando <b>hidruros metálicos</b> .	Se combinan con el oxígeno para formar <b>óxidos ácidos</b> . Se combinan fácilmente con el hidrógeno para formar <b>hidruros no metálicos</b> .	Tienen casi total inactividad química. Prácticamente no se combinan con otros elementos. Se han obtenido algunos compuestos operándose a altas temperaturas y con elementos muy reactivos como el flúor (F).

Tabla: Propiedades de Metales, No metales y Gases nobles.

Los elementos que pertenecen a un mismo grupo se caracterizan por presentar la misma configuración electrónica externa. Por lo que se pueden clasificar:

### 1. Gases inertes

Poseen su último nivel energético completo con ocho electrones, a excepción del helio que sólo presenta dos electrones.

### 2. Elementos representativos

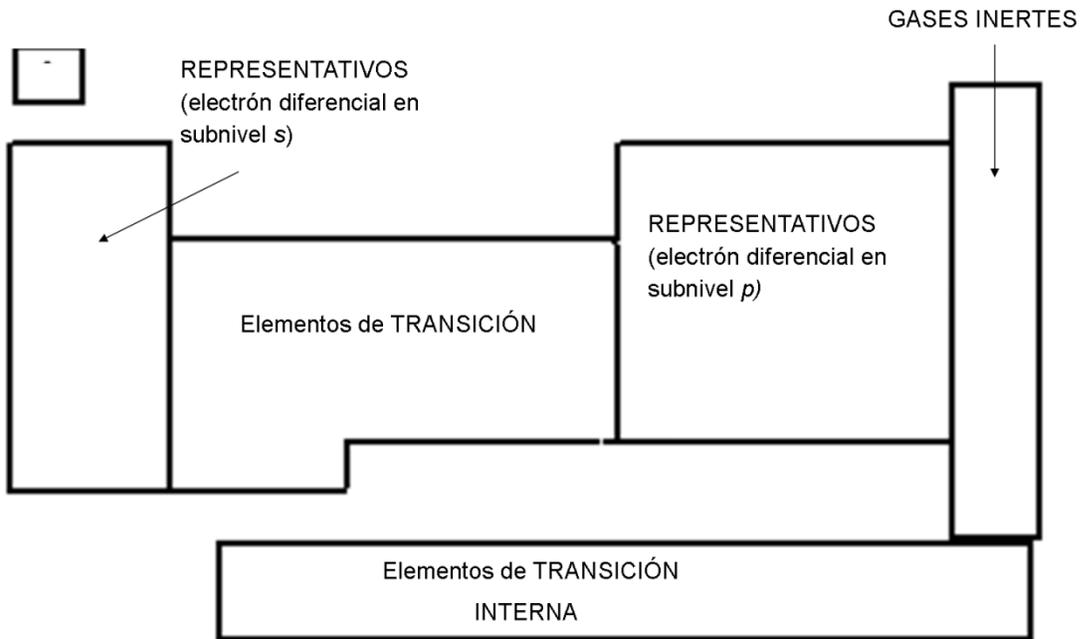
Presentan su último nivel energético incompleto ubicándose su último electrón diferencial en el subnivel s y en el p.

### 3. Elementos de transición

Poseen sus dos últimos niveles incompletos y el último electrón de estos elementos se ubica en el subnivel d.

#### 4. Elementos de transición interna

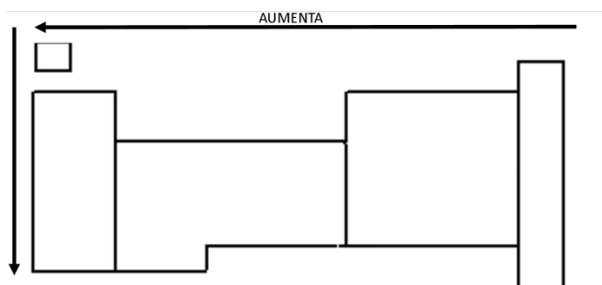
Se caracterizan por presentar incompletos sus tres últimos niveles energéticos. El último electrón de este tipo de elementos se encuentra en el subnivel  $f$ .



#### PROPIEDADES PERIÓDICAS.

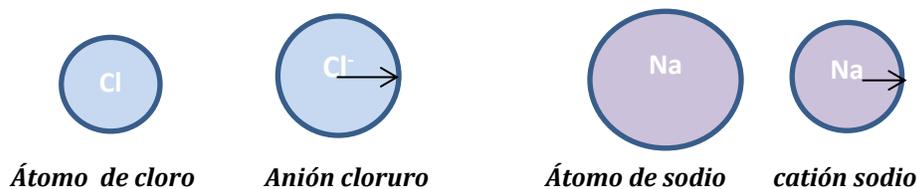
Estas propiedades varían dentro de la tabla periódica de izquierda a derecha, y de arriba hacia abajo, por este motivo en el caso de muchas propiedades podemos hablar de tendencias dentro de una fila o columna, lo que da lugar a distintos patrones que nos permiten predecir las propiedades químicas y la reactividad de los elementos.

**RADIO ATÓMICO:** Se puede definir el radio atómico como la distancia que existe entre el centro del núcleo de un átomo y su nivel u órbita electrónica más externa.

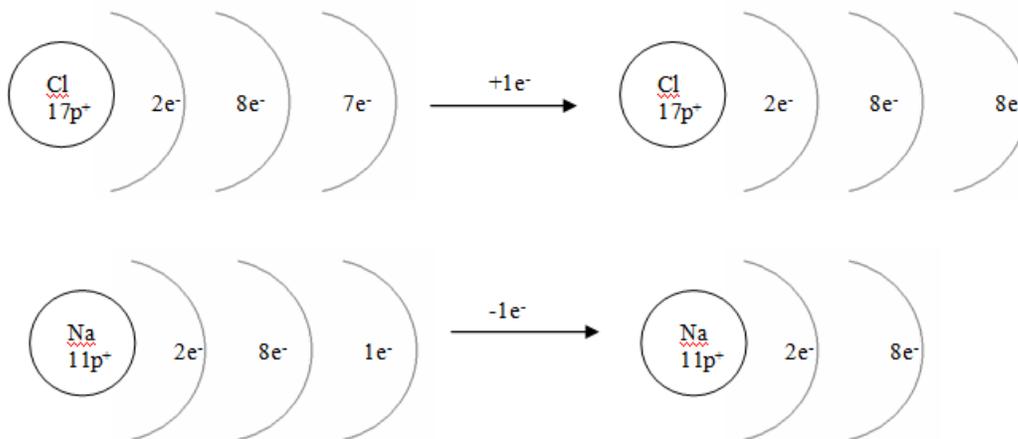


**RADIO IÓNICO:** Si un átomo de un metal pierde electrones, deja de existir la igualdad entre cargas positivas y negativas. Esto origina que el núcleo atraiga con más fuerza a los electrones, originando un catión de menor tamaño respecto al átomo del que procede. Una característica de esta propiedad es que mientras mayor sea el número de electrones perdidos, menor será el tamaño del radio iónico.

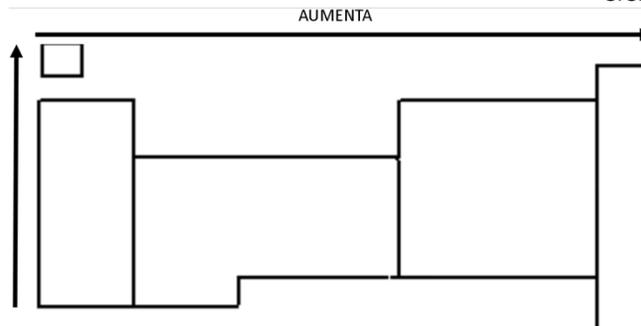
Un átomo no metálico gana electrones, el número de cargas positivas no varía, pero el agregado de estas partículas aumenta la repulsión entre ellos originando un aumento en el tamaño del anión. En este caso mientras mayor sea el número de electrones ganados mayor será el radio iónico.



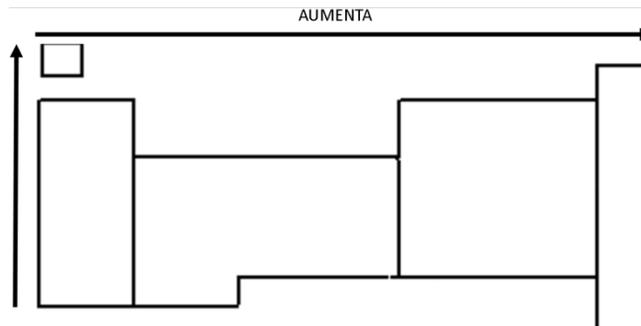
Nota: la escala es representativa.



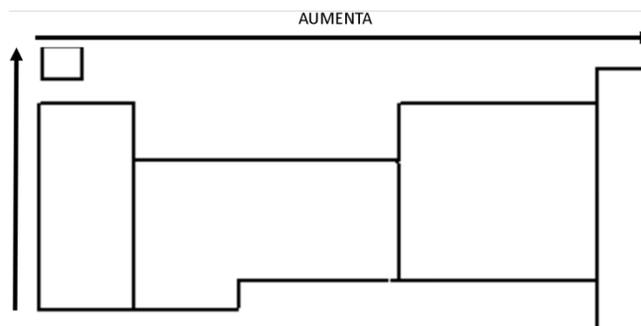
**POTENCIAL DE IONIZACIÓN:** el potencial o energía de ionización mide la fuerza con que se encuentran unidos los electrones a los átomos. Mientras mayor sea la fuerza, mayor será la PI. Los metales fácilmente pierden electrones para formar iones con carga positiva, por lo que tienen potenciales de ionización bajos. Por el contrario, los no metales tienen PI muy altos, de manera que es muy difícil que éstos formen cationes.



**AFINIDAD ELECTRÓNICA:** Los no metales tienen tendencia por lo general a ganar electrones y formar iones negativos. Cuando esto ocurre el átomo libera una cierta cantidad de energía que se denomina afinidad electrónica. La afinidad electrónica es una magnitud negativa.



**ELECTRONEGATIVIDAD:** Es la capacidad de un átomo de atraer con más fuerza y por más tiempo el par de electrones compartidos en una unión covalente.



**Práctico:**

1. ¿Qué información se puede obtener del número de grupo y de período y cuál es su aplicación?:
2. Un elemento tiene número atómico 15. ¿Cuál es su posición en la tabla periódica?:
3. ¿Cuál es el número atómico de un elemento que está situado en el grupo 2, período 4 de la tabla periódica?:
4. Conteste verdadero o falso:
  - a) Todos los gases inertes presentan su órbita electrónica externa con ocho electrones.
  - b) Los elementos representativos tienen su electrón diferencial en los subniveles s o p.
  - c) Los elementos de transición tienen sus dos últimas órbitas incompletas.
  - d) El último electrón de los elementos de transición interna se ubica en el subnivel d.
5. Clasifique los siguientes elementos en metales, no metales y gases nobles: potasio, calcio, helio, fluor, mercurio, oxígeno, cloro, aluminio, neón, magnesio, nitrógeno, oro, plata y argón.
6. Utilizando la tabla periódica ordene los átomos siguientes en orden de tamaño creciente: Na, Be, Mg.
7. ¿Mayor o menor?  
El catión potasio es ..... que el átomo de potasio.  
El anión bromuro es ..... que el átomo de bromo.
8. El sodio tiene un potencial de ionización de 496 kJ/mol mientras que al nitrógeno le corresponde un potencial de ionización de 1402 kJ/mol. ¿Cómo interpreta esta diferencia de valores?
9. Justifique la siguiente afirmación: "El cloro es capaz de ganar un electrón y convertirse en anión, mientras que para el sodio este proceso no es posible."
10. ¿Con qué otras propiedades periódicas se puede relacionar la electronegatividad?
11. Indique Vo F
  - a) Los elementos se ordenan en función de su número atómico creciente.
  - b) Los átomos de los gases nobles tienen el máximo de electrones permitidos en la capa de valencia de un átomo.
  - c) Litio, sodio y potasio presentan igual configuración electrónica externa.
  - d) Los metales tienden a perder electrones y transformarse en aniones.
12. ¿En cuál de las alternativas propuestas, las siguientes especies: Ar, K<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup>, S<sup>2-</sup> y Ca<sup>2+</sup>, se presentan en orden de tamaño creciente?:
  - a) Ar; K<sup>+</sup>; Ca<sup>2+</sup>; Cl<sup>-</sup>; S<sup>2-</sup>
  - b) S<sup>2-</sup>; Cl<sup>-</sup>; Ar; K<sup>+</sup>; Ca<sup>2+</sup>
  - c) Ca<sup>2+</sup>; K<sup>+</sup>; Ar; Cl<sup>-</sup>; S<sup>2-</sup>
  - d) S<sup>2-</sup>; Cl<sup>-</sup>; Ca<sup>2+</sup>; K<sup>+</sup>; Ar
  - e) K<sup>+</sup>; Ca<sup>2+</sup>; Ar; Cl<sup>-</sup>; K

*Uniones o enlaces químicos:*

Nunca se preguntó ¿Por qué ...

- algunas sustancias funden con facilidad, a bajas temperaturas, como por ejemplo, la manteca; y otras lo hacen a elevadas temperaturas, como el cloruro de sodio (sal común)?
- el alcohol, puede pasar de líquido a vapor con bastante facilidad?
- el cloruro de sodio (sal común) se disuelve bien en agua y, en cambio, no se disuelve en otras sustancias como el benceno?
- el cobre conduce bien la corriente eléctrica?

Todos estos interrogantes se relacionan con las fuerzas que mantienen unidos a los átomos, a las moléculas y a los iones, para formar agregados de cierta estabilidad. El estudio de la forma en que se unen los átomos puede ayudarnos no sólo a interpretar muchas de las propiedades que presentan las sustancias, sino también a fabricar nuevas sustancias, que no existen en la naturaleza, de propiedades que por alguna razón nos interesen , como los medicamentos.

¿Por medio de qué partículas subatómicas se podrán unir los átomos?

Lógicamente mediante los electrones, ya que se encuentran en la zona periférica. De todos los electrones que posea un átomo, los electrones que se encuentran en el último nivel de energía, los electrones de valencia, son los que se unirán con otros para formar un compuesto.

## Símbolos de Lewis

Como sabemos, a los electrones del último nivel de energía se los denomina electrones de valencia o electrones químicos. Para representarlos en forma más simple se utilizan símbolos ideados por Lewis, que consisten en simbolizar a los electrones del último nivel mediante puntos.

Para que los átomos sean estables deben poseer ocho electrones en su último nivel energético. Esta particularidad sólo es posible en los gases nobles o inertes, lo que trae como consecuencia que estos elementos sean inactivos químicamente. La única excepción a este hecho la presenta el helio que con sólo dos electrones en su último nivel presenta estabilidad. El resto de los elementos poseen menos de ocho electrones en su último nivel de manera que son inestables. Esto hace que sus átomos tiendan a unirse entre sí para completar su octeto, adquirir la configuración electrónica del gas noble más próximo y adquirir estabilidad.

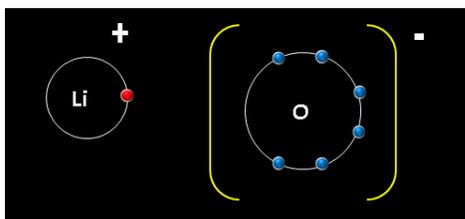
Elemento	Electrones de Valencia	Estructuras de Lewis
Mg	2	Mg:    :Mg <sup>•</sup>
Cl	7	•• •Cl• ••
Al	3	•Al•    :Al <sup>•</sup>
O	6	•• •O• ••    •• •O• ••

Figura: representación de Lewis de algunos átomos.

Busque en la tabla periódica a los átomos de litio y de oxígeno, indique para ambos el período, el grupo y la cantidad de electrones de valencia.

¿Encontró que el átomo de litio, Li, se encuentra en el período 2, grupo 1, por lo tanto tiene 1 electrón de valencia; y el átomo de oxígeno, en el período 2, grupo 6, por lo tanto tiene 6 electrones de valencia? Si no es así, revíselo.

La representación mediante los símbolos de Lewis de:



En los símbolos anteriores, cada punto equivale a un electrón. La posición de dichos puntos es arbitraria, pudiendo estar en cualquier lado del símbolo.

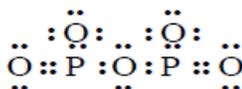
Para representar a los electrones de valencia de cualquier átomo basta con fijarse el grupo al que pertenece, colocar el símbolo y alrededor de él tantos puntos como electrones de valencia posee (indicado por el grupo). Al colocar el símbolo estamos representado el resto atómico y los electrones internos.

**Teoría del Octeto electrónico:** “Los átomos al reaccionar entre sí tienden a completar la estructura del gas noble más próximo en la tabla periódica para adquirir una estructura electrónica de mayor estabilidad”

**“Consideraciones para escribir fórmulas de Lewis para uniones covalentes:”**

Plantee una estructura simétrica para la molécula a representar. Para esto recuerde que el elemento menos electronegativo suele ser el átomo que se ubica en el centro (excepto el hidrógeno), que los átomos de oxígeno no se unen entre sí a no ser que estén formando  $O_2$  u  $O_3$ . En los oxácidos (compuestos ternarios formados por un no metal, oxígeno e hidrógeno), el hidrógeno suele unirse al oxígeno y no al átomo central. En el caso de moléculas que tienen más de un átomo central, se intenta escribir una estructura simétrica, para lo cual estos átomos se ubican en forma alternada.

*Ejemplo:  $P_2O_5$*



### **Formación de iones**

Las configuraciones electrónicas de los elementos representativos son comparables con la de los gases nobles.

Ubique en la tabla a los elementos representativos, busque al sodio y fíjese cuál es el gas noble que está más cerca.

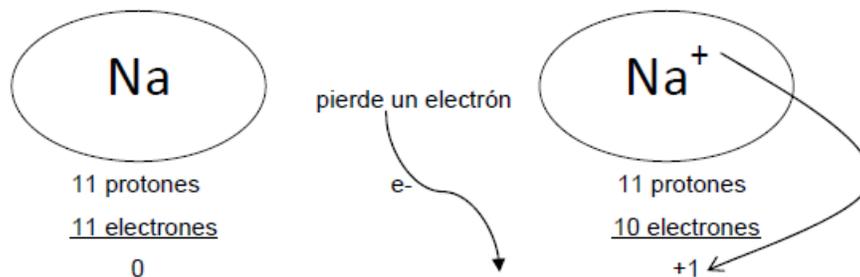
Como observó, el sodio es un metal alcalino que se encuentra en el período 3, y el gas noble más cercano es el neón.

Escribamos el número atómico del sodio, la cantidad de electrones de valencia que posee, y el número atómico del neón.

¿Qué debe hacer el átomo de sodio para adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano en la tabla, el neón?

El átomo de sodio es un átomo neutro, como  $Z = 11$ , significa que tiene 11 p y 11 e.

Sabemos que los protones se encuentran dentro del núcleo y los electrones en la corteza. Si pierde un electrón, sigue teniendo 11 p, pero ahora tiene 10 e. Su carga neta ya no es cero, sino que es +1. Ya no es más un átomo neutro, sino que se ha transformado en una nueva especie química llamada ión, en este caso el ión tiene carga eléctrica positiva y se llama catión. Entonces, ya no podemos hablar del átomo de sodio, sino que debemos hablar del catión sodio, que lo representamos  $\text{Na}^{1+}$ , o  $\text{Na}^{+}$ . En síntesis:



Los iones son especies químicas formadas por átomos (o grupo de átomos) con carga eléctrica, si la carga eléctrica es positiva se lo llama catión. Para nombrar al catión se coloca la palabra catión seguida del nombre del elemento.

- A los elementos de los Grupos IA, IIA y IIIA les resulta más fácil perder 1, 2 y 3 electrones, respectivamente, para asemejarse al gas noble más cercano en la tabla periódica, que es el gas noble anterior. Por lo tanto todos estos elementos tienen tendencia a ceder electrones y quedar cargados positivamente, formando cationes.
- A los elementos de los grupos VA, VIA y VIIA les resulta más fácil ganar 3, 2 y 1 electrón para asemejarse al gas noble más cercano en la tabla periódica, que es el gas noble posterior. Estos elementos tienen tendencia a ganar electrones y quedar cargados negativamente, forman aniones.
- Los elementos del grupo IVA (por ejemplo el C y el Si), tienen 4 electrones en su último nivel y les resulta indiferente ganar o perder electrones ya que perdiendo 4 electrones adquieren la estructura del gas noble anterior y ganando 4 electrones adquiere la estructura del gas noble posterior. Tienen un comportamiento especial que veremos más adelante.

## TIPOS DE UNIONES

Según sea lo más adecuado los átomos ceden, ganan o comparten electrones de manera que de una forma u otra después de efectuada la unión presentan ocho electrones en su última órbita. Teniendo en cuenta esto y el tipo de elementos involucrados, las uniones químicas pueden ser: **iónicas y covalentes**.

### Uniones Iónicas:

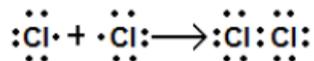
El cloro, es un halógeno, un gas de color amarillo verdoso, que tiene un olor característico, irritante y asfixiante. Si se encuentra en la atmósfera, en pequeñas concentraciones irrita las membranas mucosas y el sistema respiratorio, en grandes concentraciones hace difícil la respiración, y puede hasta provocar la muerte. El sodio es un metal alcalino muy reactivo, por ello no se lo encuentra libre en la naturaleza. Al aislarlo en forma pura hay que guardarlo sumergido en aceite, ya que si pone en contacto con el agua (o simplemente con el vapor de agua del ambiente), reacciona vigorosamente, liberando gas hidrógeno, que puede inflamarse por el calor de reacción. Como lee, tanto el cloro como el sodio son sustancias altamente reactivas y potencialmente peligrosas. Pero... imagine que en un recipiente que tiene cloro, deja caer un trozo de sodio y calienta, ¿qué sucederá! Simplemente empezará a observar la formación de una sustancia blanca llamada cloruro de sodio o ¡sal común! La sal común es una sustancia fundamental en nuestra dieta, y no posee ninguna de las propiedades del sodio ni del cloro. En la naturaleza esta reacción química se da de manera espontánea. La unión que se establece entre el cloro y el sodio se llama **unión iónica**

*La unión iónica se establece entre metales y no metales. En este tipo de unión, para satisfacer la regla del octeto se produce la transferencia de electrones de manera que el átomo metálico cede electrones y el no metálico los recibe originándose un catión y un anión respectivamente. Estos iones, positivo y negativo, se atraen mutuamente por fuerzas electrostáticas.*

*El enlace iónico resulta de la atracción de un gran número de iones con carga opuesta (cationes y aniones) para formar un sólido. Dicho compuesto sólido recibe el nombre de sólido iónico.*

### Unión covalente

Estudiamos la existencia de moléculas diatómicas, como por ejemplo el Cl<sub>2</sub>, sabemos que para que el átomo de cloro adquiera la configuración electrónica del gas noble más cercano en la tabla periódica le falta sólo 1 electrón. ¿Cómo podría explicarse la unión de los 2 átomos de Cl para formar la molécula Cl<sub>2</sub>? Una explicación sería suponer que cada átomo de cloro aporta un electrón a la unión, de modo que el par de electrones pertenezca a ambas cortezas electrónicas, obligando así a los dos átomos a permanecer unidos para que, de esa forma, cada uno tenga 8 electrones en el último nivel de energía, tal y como se observa en el esquema siguiente:



El par compartido de electrones de una molécula se conoce como par enlazante, y los demás electrones que no se comparten se llaman pares no enlazantes. Además del diagrama de Lewis; muchas veces se utiliza otra forma de representación denominada diagrama de líneas, que consiste en representar cada par enlazante con un guión o línea. Para el ejemplo; la molécula de cloro:



En el enlace covalente se comparte uno o más pares de electrones. Cuando se comparte un solo par de electrones el enlace se denomina covalente simple, si se comparten 2 pares electrónicos, se llama covalente doble y, si se comparten 3 covalente triple. La molécula de cloro presenta un enlace covalente simple.

Como se trata de átomos iguales, los dos átomos de cloro atraerán por igual al par de electrones de enlace. La diferencia de electronegatividad entre los átomos es, lógicamente, cero.

A este tipo de compartición se le conoce como enlace "covalente puro", y el enlace es no polar.

Conviene tener en cuenta que una muestra de gas cloro estaría formada por infinidad de partículas independientes ( $\text{Cl}_2$ ) llamadas moléculas de cloro, de manera que la fórmula de la sustancia simple llamada cloro no es Cl (ese es el símbolo de un átomo), sino  $\text{Cl}_2$ .

**Unión covalente doble:**

**En la unión covalente doble los átomos comparten dos pares de electrones.**

El átomo de oxígeno posee seis electrones de valencia de manera que necesitará adquirir dos electrones más para completar su octeto. Cuando dos átomos de oxígeno se combinan para formar una molécula comparten dos pares de electrones y así ambos quedan con ocho electrones en su última órbita adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más próximo.



**Unión covalente triple:**

**Se establece entre átomos no metálicos que comparten tres pares de electrones.**

Los átomos de nitrógeno poseen cinco electrones de valencia de manera que requieren tres electrones más para completar su octeto. Si dos átomos de nitrógeno que se unen comparten tres pares de electrones completan su último nivel energético.



**Enlace covalente coordinado o dativo**

*En el enlace covalente puede suceder que uno solo de los átomos aporte el par de electrones necesarios para la unión, en este caso se dice que el enlace es covalente coordinado o dativo.*

*el SO<sub>2</sub>, el azufre está unido a dos átomos de oxígeno, de manera que el segundo oxígeno se une a éste compartiendo dos electrones que sólo son aportados por el azufre. Este tipo de unión se denomina **unión covalente coordinada o dativa**.*

