

EL ORDENAMIENTO DE LOS ELEMENTOS: LA TABLA PERIÓDICA MODERNA.

Actividad propuesta:

Realiza una lectura comprensiva del siguiente texto y luego desarrolla el **Trabajo Práctico N°3** sobre la Tabla Periódica.

Fuente: El siguiente texto fue extraído del libro “QUÍMICA Aula Taller, General e Inorgánica”, José Mautino, Editorial Stella.

**1. EL ORDENAMIENTO DE LOS ELEMENTOS:
LA TABLA DE MENDELEIEV**

Desde fines del siglo XVIII, los científicos han tratado de clasificar los elementos químicos tomando en cuenta las semejanzas que se observan en sus propiedades. Entre otras, se pueden mencionar las propuestas de **La-voisier**, **Döbereiner** y **Newlands** como aportes de importancia.

En 1869, el químico ruso **Dimitri Mendeleiev** (1834-1907) pensó que existía una relación entre las propiedades de los elementos y sus pesos atómicos (actualmente se considera más apropiado denominarlos masas atómicas). Independientemente, en la misma época, el químico y médico alemán **Lothar Meyer** (1830-1895) llegó a una conclusión similar referida principalmente a las propiedades físicas.

En base a esta suposición, **Mendeleiev** confeccionó una tarjeta para cada elemento en la que consignó el símbolo, las propiedades principales y el peso atómico. Luego, procedió a organizar las tarjetas por masas atómicas crecientes, es decir, de menor a mayor y de ese modo, los siete primeros elementos quedaron ordenados de la siguiente manera:

Li	Be	B	C	N	O	F
----	----	---	---	---	---	---

(Al hidrógeno lo dejó afuera porque sus propiedades diferían mucho de los otros elementos.)

Al continuar el ordenamiento por masas atómicas crecientes, observó que el elemento siguiente, que era el sodio (Na), tenía propiedades semejantes al litio (Li), por lo cual comenzó una nueva hilera. El magnesio (Mg), que seguía al sodio, presentaba propiedades similares al berilio (Be); el aluminio (Al) era parecido al boro (B), y así continuó hasta el cloro (Cl), obteniendo lo siguiente:

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl



Dimitri Mendeleiev, (1834-1907), químico ruso que propuso la clasificación periódica de los elementos.

Después del cloro estudió al potasio (K), viendo que sus propiedades son similares al sodio, por lo cual inició una tercera fila. Luego ubicó al calcio (Ca) en la segunda columna. El elemento conocido siguiente era el Titanio (Ti) cuyas propiedades son más parecidas al silicio que al aluminio. Esta dificultad le hizo inferir la existencia de un elemento aún no descubierto en su época. Entonces, la tabla se presentaba así:

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	?	Ti	V	Cr	Mn

Mendeleiev predijo la existencia de elementos, desconocidos en su época.

De este modo se fueron formando columnas verticales que denominó **grupos**, en las cuales los elementos tienen propiedades semejantes, y filas horizontales, a las que llamó **períodos**.

Como hemos observado, cuando los elementos se disponen en orden creciente de sus masas atómicas, las propiedades físicas y químicas se repiten periódicamente. Este hallazgo se conoce como **Ley periódica de Mendeleiev** y puede enunciarse así:

Las propiedades de los elementos son una función periódica de su masa atómica.

En sus primeras clasificaciones, **Mendeleiev** no incluyó los gases inertes porque todavía no se sabía de su existencia. Cuando se concretó su descubrimiento, los incorporó a la tabla formando una nueva familia que denominó *Grupo cero*. En 1906, **Mendeleiev** publicó su última *tabla periódica* que a continuación se transcribe:

P \ G	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1		H							
2	He	Li	Be	B	C	N	O	F	
3	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
4	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe Co Ni (Cu)
5		Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	
6	Kr	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	—	Ru Rh Pd (Ag)
7		Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
8	Xe	Cs	Ba	La	Ce	—	—	—	—
9		—	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	—	Yb	—	Ta	W	—	Os Ir Pt (Au)
11		Au	Hg	Tl	Pb	Bi	—	—	
12	—	—	Ra	—	Th	—	U		

- El hidrógeno no tiene una ubicación adecuada, pues sus propiedades no corresponden al grupo I que es donde debería estar.
- Algunos elementos no están ordenados por sus masas atómicas (A) crecientes, como en los casos del telurio (A = 127,60) y el yodo (A = 126,90); el cobalto (A = 58,93) y el níquel (A = 58,71), y el argón (A = 39,95) y el potasio (A

= 39,10). Estos cambios en el orden de los elementos fueron realizados por Mendeleiev para ubicarlos en los grupos correspondientes a sus propiedades químicas. Por eso se llaman **“inversiones de la Tabla Periódica”**.

- En las primeras tablas, el ordenamiento de los elementos en grupos de acuerdo con sus propiedades, hizo necesario dejar algunos casilleros vacíos. Mendeleiev explicó este hecho sosteniendo que dichos sitios correspondían a elementos desconocidos en ese momento. Así predijo la existencia de tres elementos que denominó *eka-aluminio*, *eka-boro* y *eka-silicio*. Esta predicción fue uno de los mayores éxitos de Mendeleiev, pues efectivamente esos elementos fueron descubiertos veinte años después, recibieron el nombre de **galio (Ga)**, **escandio (Sc)** y **germanio (Ge)**.

Esta propuesta sigue siendo la base de la clasificación empleada en la actualidad, aunque se ha ido modificando y perfeccionando como consecuencia de los importantes descubrimientos logrados en el campo de la estructura atómica.

1.1. Moseley perfecciona la Tabla Periódica

En 1913, el joven físico inglés **Henry Moseley**, de sólo 25 años de edad, como resultado de sus experiencias, llegó a la conclusión de que las **propiedades** de los elementos químicos se repiten periódicamente en función del **número atómico (Z)** y no de los pesos atómicos como sostenía **Mendeleiev**.

En consecuencia la ley periódica quedó modificada del siguiente modo:

Las propiedades de los elementos son una función periódica de su número atómico.

Desde ese entonces, los elementos se han ordenado por sus números atómicos crecientes, lo cual ha permitido corregir algunos defectos de la Tabla de Mendeleiev, tales como las **“inversiones de la tabla periódica”**, antes señalados.

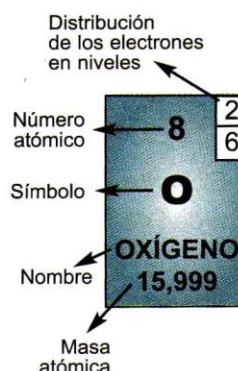
Henry Moseley, ayudante de **Rutherford**, falleció a los 28 años de edad, en el frente de la primera guerra mundial. Con esto la humanidad perdió a una gran esperanza para el avance científico.

1.2. ¿Cómo es la Tabla Periódica actualmente?

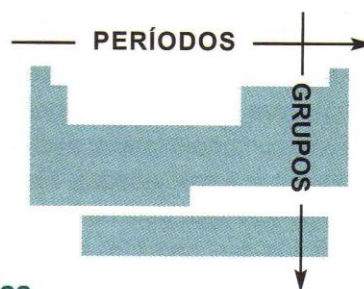
La tabla periódica que se utiliza actualmente está relacionada con la estructura electrónica de los átomos. En ella se encuentran todos los elementos conocidos, tanto los 92 que se hallaron en la Naturaleza como los que se obtuvieron en el laboratorio por medio de reacciones nucleares.

Las principales características de la tabla periódica son:

- Los elementos están ordenados por su número atómico creciente. Comienza por el ${}_1\text{H}$, sigue con el ${}_2\text{He}$, ${}_3\text{Li}$, ${}_4\text{Be}$, ${}_5\text{B}$, ${}_6\text{C}$, ${}_7\text{N}$, ${}_8\text{O}$, etcétera.
- A cada elemento le corresponde un casillero donde figura su símbolo y otros datos, tales como el número atómico, la masa atómica, la configuración electrónica, etcétera.



- Las *filas horizontales* se denominan **períodos** y las *columnas verticales* reciben el nombre de **grupos**.



1.2.1. Los períodos de la Tabla Periódica

- En total existen **siete períodos**.
- En el **primer período** sólo hay **dos elementos**: hidrógeno y helio. Sus átomos tienen un solo nivel de energía y sus configuraciones electrónicas son $1s^1$ y $1s^2$, respectivamente.

Período 1 = una órbita = 2 elementos

- En el **segundo período** se disponen **ocho elementos**: Li, Be, B, C, N, O, F y Ne. Todos ellos tienen completo su primer nivel $1s^2$ y van completando el segundo nivel del siguiente modo: Li = $2s^1$, Be = $2s^2$, B = $2s^2 2p^1$, C = $2s^2 2p^2$, N = $2s^2 2p^3$, O = $2s^2 2p^4$, F = $2s^2 2p^5$, Ne = $2s^2 2p^6$.

Período 2 = dos órbitas = 8 elementos

- En el **tercer período** también hay **ocho elementos**: Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl y Ar. Presentan sus dos primeras órbitas completas ($1s^2 2s^2 2p^6$) y los electrones se van agregando en los subniveles de la tercera órbita. Así, los dos primeros (Na y Mg) completan el subnivel **s** y los seis restantes el subnivel **p**. El último elemento es el argón cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Período 3 = tres órbitas = 8 elementos

- El **cuarto período** es más largo, está formado por **dieciocho elementos**. En los dos primeros (K y Ca) se completa el subnivel **4s**, en los diez siguientes (Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu y Zn) se llenan los orbitales del subnivel **3d** (entrecruzamiento de subniveles) y en los seis restantes (Ga, Ge, As, Se, Br y Kr) se satura el subnivel **4p**.

Período 4 = cuatro órbitas = 18 elementos

- El **quinto período** es análogo al anterior y también cuenta con **dieciocho elementos**. En los dos primeros (Rb y Cs) se llena el subnivel **5s**. En los diez siguientes el **4d** y en los seis restantes el **5p**.

Período 5 = cinco órbitas = 18 elementos

- El **sexto período** es el más largo de todos porque tiene **32 elementos**. El orden de llenado de los subniveles es **6s**, **4f**, **5d** y **6p** y, por lo tanto, hay cuatro grupos formados por:

- Dos elementos (Cs y Ba) en los que se ocupa el subnivel **6s**.
- Catorce elementos (del Ce al Lu) en los que se llena el subnivel **4f**.

Todos los períodos comienzan con un metal (excepto el número 1) y todos terminan con un gas inerte.

c) Diez elementos (del La al Hg) en los que se completa el subnivel **5d**.

d) Seis elementos (del Tl al Rn) donde se ocupa el subnivel **6p**.

Los catorce elementos en donde se completa el nivel **4f** se representan por separado, generalmente al pie de la tabla y se denominan **lantánidos**.

Período 6 = seis órbitas = 32 elementos

- El **séptimo período** es análogo al sexto. El orden de llenado de los subniveles es **7s, 5f, 6d y 7p**. Los catorce elementos (del Th al Lw) en los que se completa el subnivel **5f** se representan por debajo de los lantánidos y se denominan **actínidos**.

El número total de elementos de este período se incrementa a medida que se producen otros nuevos, en forma artificial, en los laboratorios de física nuclear.

Período 7 = siete órbitas = ? elementos

- El **número del período indica la cantidad de niveles energéticos (órbitas)** que tienen los átomos de los elementos que se ubican en dicho período. Así, el H y el He que están en el período 1 tienen una sola órbita; el Li al estar en período 2 cuenta con dos niveles energéticos, etcétera.
- Todos los períodos comienzan con un elemento en el que empieza a llenarse un orbital **s**. Los períodos 2, 3, 4, 5 y 6 terminan con un gas noble en el que se completa un orbital **p**.

Período	Número de órbitas	Número de elementos
1	1	2
2	2	8
3	3	8
4	4	18
5	5	18
6	6	32
7	7	?

Los últimos elementos de la **Tabla Periódica** son artificiales.

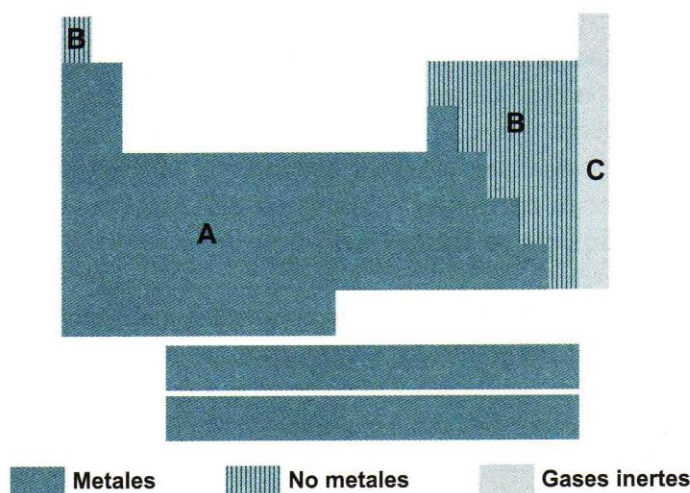
1.2.2. Los grupos de la Tabla Periódica

- Todos los elementos de un mismo grupo presentan igual configuración electrónica externa. Así, los elementos del **Grupo 1** tienen su electrón externo en el subnivel **s** (**s¹**); los del **Grupo 2** también en el **s** (**s²**); etcétera.
- Los elementos ubicados en un mismo grupo tienen propiedades químicas similares y sus propiedades físicas están relacionadas.
- Los elementos del **Grupo 1** también son denominados **metales alcalinos**, con excepción del hidrógeno que es no metal.
- A los elementos del **Grupo 2** se los suele denominar **metales alcalino-térreos**.
- Los elementos del **Grupo 17**, menos el astato, reciben la denominación de **halógenos**. (Del griego: *Halos* = sal; *Gennan* = engendrar.)
- En el **Grupo 18** se encuentran los **gases inertes** (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn), también conocidos como gases raros o nobles, que se caracterizan por su inactividad química.

Observaciones generales

- Al **hidrógeno** no se le ha encontrado una ubicación satisfactoria, porque por su estructura electrónica le corresponde el Grupo 1, pero por sus propiedades se

- asemeja más al Grupo 17. Por eso se lo suele representar en el **Grupo 1**, pero un poco separado de los demás para indicar las diferencias señaladas.
- Todos los **períodos** comienzan con un metal (excepto el número 1) y terminan con un gas inerte (salvo el número 7).
 - Los **metales** se encuentran a la izquierda de la tabla. El carácter metálico disminuye a medida que se avanza horizontalmente hacia la derecha, mientras empiezan a manifestarse las propiedades de los no metales. Los elementos del grupo 17 son francamente **no metales**.
 - Una **línea quebrada** que pasa entre el boro y el aluminio, y sigue descendiendo hasta el polonio y el astato marca la **separación entre metales y no metales**. Esta separación no debe interpretarse como un límite absoluto entre metales y no metales.
 - Los catorce elementos denominados **lantánidos** se disponen en el grupo 3 y período 6. Al ser imposible representarlos en un solo casillero, se los coloca fuera de la tabla, más abajo. Lo mismo acontece con los **actínidos** que ocupan el grupo 3 y período 7.
 - Los elementos situados después del uranio, reciben el nombre de **transuránidos**. Estos elementos no existen en la Naturaleza y han sido obtenidos artificialmente por reacciones nucleares.
 - A partir de su ubicación en la Tabla Periódica se puede deducir la estructura atómica de un elemento.



1.3. La capa de valencia

Los **gases inertes** se caracterizan por su casi total inactividad química, es decir, por no combinarse con otros elementos para formar sustancias compuestas. Esta estabilidad se atribuye a que tienen su última órbita electrónica completa con ocho electrones, a excepción del helio que tiene dos. En cambio, los otros elementos, cuya última órbita está incompleta, reaccionan entre sí para formar compuestos. En consecuencia, los químicos han encontrado una relación entre la estructura electrónica y las posibilidades de reaccionar químicamente.

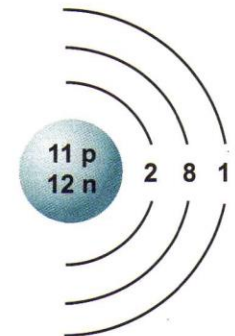
Asimismo, se ha visto que los átomos que poseen 1, 2 ó 3 electrones en su órbita externa tienen tendencia a perderlos; en este caso, los átomos se transforman en iones positivos (cationes). Esta propiedad es característica de los elementos denominados **metales**, tales como el sodio (Na), potasio (K), calcio (Ca), magnesio (Mg), cinc (Zn), cobre (Cu), plata (Ag), oro (Au), hierro (Fe), etcétera.

Por otra parte, los átomos que presentan 5, 6 ó 7 electrones en su última órbita tienen tendencia a recibir otros electrones para completar dicha órbita. En ese caso se convierten en iones negativos (aniones) con tantas cargas negativas como electrones ganan. Esta característica se observa en los **no metales**, como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, flúor, cloro, etcétera.

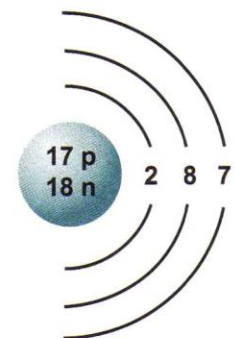
En suma, se puede afirmar que:

Los electrones de la órbita externa son los principales responsables de las características químicas de los átomos.

Por este motivo, a la órbita externa de cualquier átomo se la denomina **capa de valencia** y a los electrones que se encuentran en ella, **electrones de valencia**. Así, por ejemplo, el sodio tiene un electrón de valencia, mientras que el cloro presenta siete.



Átomo de sodio.



Átomo de cloro.

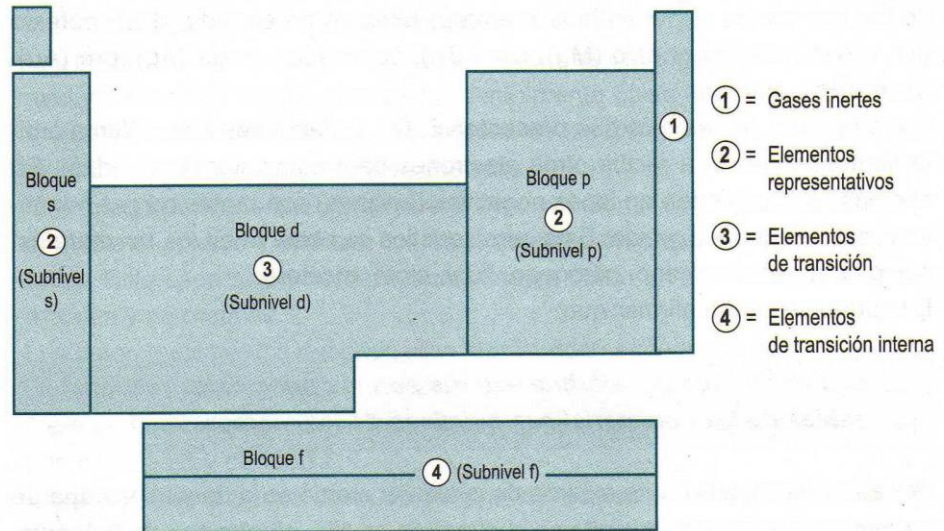
1.4. Clasificación de los elementos según su configuración electrónica

Sobre la base de su configuración electrónica, los elementos químicos se pueden clasificar en cuatro grupos:

- a) Gases inertes:** presentan su órbita electrónica externa completa con ocho electrones, con excepción del He que tiene dos. En ellos, la estructura electrónica externa es $s^2 p^6$, salvo en el He que es s^2 por tener un solo nivel de energía. Ocupan el **Grupo 18** de la Tabla Periódica.
- b) Elementos representativos:** son aquellos que tienen su órbita externa incompleta. El electrón diferencial se encuentra en los subniveles **s** o **p**. Comprende a los elementos que ocupan los **Grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16 y 17** de la Tabla Periódica.
- c) Elementos de transición:** se caracterizan por presentar sus dos últimas órbitas incompletas. El electrón diferencial se encuentra en los subniveles **d**. Esto significa que el electrón que se agrega lo hace en su anteúltima órbita. Corresponden a esta clase los elementos de los **Grupos 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 y 12** de la Tabla.
- d) Elementos de transición interna:** son los que presentan sus tres últimas órbitas incompletas. El electrón diferencial se halla en el subnivel **f**, es decir, que se incorpora a la antepenúltima órbita. Constituyen las denominadas **tierras raras (lantánidos y actínidos)** ubicadas generalmente al pie de la Tabla.

En base a esta clasificación, en la Tabla Periódica encontramos **cuatro bloques fundamentales: s, p, d y f:**

UBICACIÓN DEL ELECTRÓN DIFERENCIAL	
Grupos	Subnivel
1 y 2	s
3 a 12	d
13 a 18	p
Lantánidos y actínidos	f



1.5. ¿Cuáles son las propiedades periódicas?

En la Tabla Periódica, donde los elementos están ordenados por sus números atómicos (Z) crecientes, se observa una variación sistemática de ciertas propiedades, denominadas **propiedades periódicas**, tales como el *radio atómico*, el *radio iónico*, la *energía de ionización*, la *afinidad electrónica* y la *electronegatividad*.

1.5.1. El radio atómico

En razón de que los átomos tienen forma esférica se ha establecido que el **radio atómico es la distancia existente entre el centro del núcleo y el electrón más externo.**

Al observar los radios atómicos de los elementos en la Tabla Periódica se observa que:

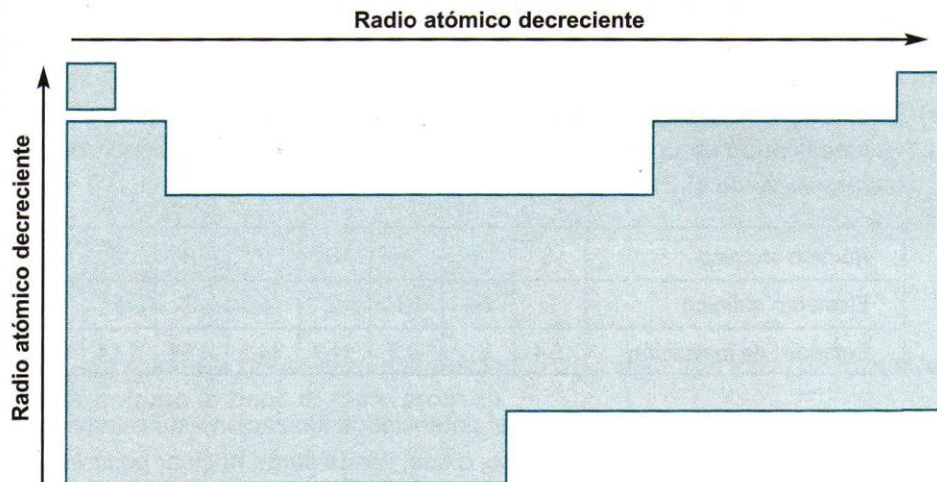
Elementos representativos

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Se
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Ra

a) **En un mismo período, el radio atómico disminuye de izquierda a derecha.** Esta variación se atribuye al aumento de la carga nuclear. Así, por ejemplo, el núcleo del Li con + 3 atrae menos a los electrones que el F con + 9 y, por lo tanto, éste tiene átomos de diámetro menor. Los gases inertes constituyen una excepción a este comportamiento, pues al tener un número mayor de electrones en su última órbita, la repulsión eléctrica que se establece entre ellos por ser todos negativos produce un incremento del radio atómico.

b) **En un mismo grupo, el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo.** El incremento del radio atómico es con-

secuencia del aumento del número de órbitas. Si bien la carga nuclear aumenta de + 1 en el H a + 87 en el Fr, las capas electrónicas producen un “efecto pantalla” que reduce la atracción que ejerce sobre los electrones el núcleo positivo. La variación del radio atómico en la Tabla Periódica puede esquematizarse así:

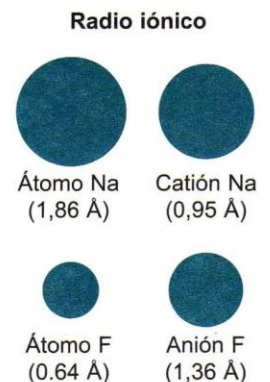


1.5.2. El radio iónico

En el caso de los iones, cuya forma es esférica, **radio iónico es la distancia que hay entre el centro del núcleo y la órbita electrónica externa.**

Cuando un átomo neutro cede electrones, transformándose en catión, su radio disminuye. Así, por ejemplo, el átomo de sodio cuyo radio es de 1,86 Å, al convertirse en catión reduce su radio a 0,95 Å.

En cambio, si un átomo gana electrones completando su última órbita con ocho electrones, se transforma en anión y su radio aumenta. Este aumento se explica por la repulsión eléctrica entre los electrones de modo similar a lo antes señalado para los gases inertes. En el flúor, por ejemplo, el radio atómico es de 0,64 Å, mientras que el radio iónico de su anión aumenta a 1,36 Å.



1.5.3. El potencial de ionización

Cuando a un átomo neutro se le quita un electrón se ioniza, transformándose en un catión. Así, si a un átomo de litio se le arrebatara un electrón se convierte en un catión de litio con una carga positiva, lo cual puede expresarse del siguiente modo:



El proceso para arrancar un electrón requiere una cierta cantidad de energía que se denomina **energía o potencial de ionización** y que se puede definir así:

Potencial de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de la capa externa de un átomo aislado.

Los metales tienen un potencial de ionización inferior a los no metales.

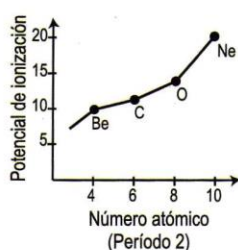
Para expresar la energía de ionización se suele utilizar una unidad muy pequeña, denominada **electrón-volt (eV)**, que es equivalente a $1,6 \cdot 10^{19}$ joule.

Así, en el caso del litio, se necesita una energía de 5,4 electrón-volt para quitarle un electrón.

El potencial de ionización también resulta ser una función periódica del número atómico. El análisis de su variación dentro de la Tabla Periódica nos muestra lo siguiente:

a) Dentro de cada período, se puede observar que el potencial de ionización se va modificando de un modo semejante al que transcribimos a continuación, correspondiente al 2º período:

Número atómico	3	4	5	6	7	8	9	10
Elemento químico	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Potencial de ionización	5,4	8,3	9,3	11,3	14,5	13,6	17,4	21,6



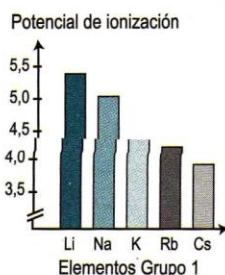
El incremento que se observa en el potencial de ionización está relacionado con el aumento del número atómico, o sea, con la carga nuclear positiva que atrae más a los electrones negativos. También, se puede ver que el potencial de ionización es más bajo en los metales alcalinos y va aumentando hasta alcanzar sus valores más elevados en los gases inertes. Esto explica porque esos gases tienen una estructura atómica más estable, dado que es necesaria una mayor cantidad de energía para remover un electrón.

La observación de los diversos períodos de la Tabla Periódica nos permite señalar lo siguiente:

En general, dentro de cada período de la Tabla periódica, el potencial de ionización aumenta de izquierda a derecha.

b) En cada uno de los grupos de la Tabla Periódica se puede ver una variación del potencial de ionización similar a la siguiente, correspondiente al Grupo 1:

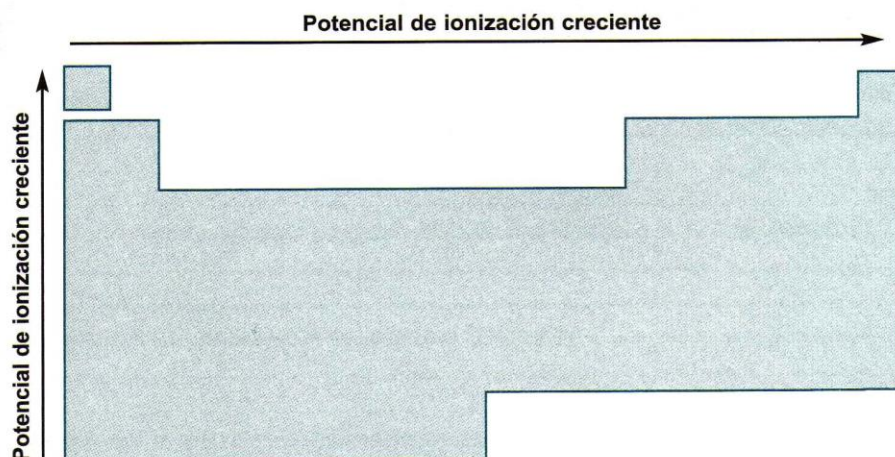
Número atómico	3	11	19	37	55
Elemento químico	Li	Na	K	Rb	Cs
Período	2	3	4	5	6
Potencial de ionización	5,4	5,1	4,3	4,2	3,9



Al aumentar el número atómico se incrementa el número de órbitas y, por lo tanto, se reduce la atracción entre el núcleo y los electrones externos. Entonces, se requiere menos energía para arrancar un electrón. El análisis de los distintos grupos que conforman la Tabla Periódica permite llegar a la siguiente conclusión:

En un mismo grupo de la Tabla Periódica, el potencial de ionización disminuye de arriba hacia abajo.

En forma esquemática se puede expresar la variación del potencial de ionización en la Tabla Periódica de la siguiente forma:



También se puede observar que **el potencial de ionización varía de modo inverso a como lo hace el radio atómico.**

1.5.4. La afinidad electrónica

En determinados casos, no sólo es posible quitar electrones de los átomos sino también adicionarlos.

En las propiedades químicas de los elementos ejerce una considerable influencia la tendencia de un átomo neutro a capturar electrones para adquirir la configuración electrónica del gas inerte más cercano, transformándose en anión. Así, los átomos de los halógenos del Grupo 17, al recibir un electrón adquieren mayor estabilidad y por eso liberan una cantidad de energía que se denomina **afinidad electrónica.**

En consecuencia se puede establecer que:

Afinidad electrónica es la energía que se libera cuando un átomo neutro gana un electrón.

Esta afinidad se mide en **electrón-volt (eV).**

Los no metales, en especial los del Grupo 17, tienen una afinidad electrónica elevada. A modo de ejemplo se pueden señalar los siguientes valores en eV: flúor = 3,6; cloro = 3,75; bromo = 3,53; iodo = 3,2; oxígeno = 2,2.

En cambio, los metales, y en particular los alcalinos, poseen afinidades electrónicas muy bajas.

En general, la afinidad electrónica varía en la Tabla Periódica de un modo análogo a la energía de ionización.

La **afinidad electrónica** es alta en los no metales.

1.5.5. La electronegatividad

La electronegatividad es una propiedad periódica que mide la tendencia que tiene un átomo, dentro de una molécula, para atraer a los electrones.

Los elementos más electronegativos de la Tabla Periódica son los halógenos, siendo el flúor (F) el que presenta el valor más elevado.

Más adelante, al tratar el tema de la unión covalente, ampliaremos otros aspectos relacionados con esta propiedad periódica.