

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

M.C. Luz María Rangel Olvera

2019

INTRODUCCIÓN

Siempre se ha estado tentados a encontrar una explicación a la complejidad de la materia que nos rodea. Al principio se pensaba que los elementos de toda materia se resumían al agua, tierra, fuego y aire. Sin embargo al cabo del tiempo y gracias a la mejora de las técnicas de experimentación física y química, nos dimos cuenta de que la materia es en realidad más compleja de lo que parece.

Los químicos del siglo XIX encontraron entonces la necesidad de ordenar los nuevos elementos descubiertos. La primera manera, la más natural, fue la de clasificarlos por masas atómicas, pero esta clasificación no reflejaba las diferencias y similitudes entre los elementos. Muchas más clasificaciones fueron adoptadas antes de llegar a la tabla periódica que es utilizada en nuestros días.

Durante el siglo XIX, los químicos comenzaron a clasificar los elementos conocidos de acuerdo a la similitud de sus propiedades físicas y químicas como:

- El descubrimiento de los elementos de la **tabla periódica**.
- El estudio de las propiedades comunes y la clasificación de los elementos
- La noción de masa atómica (inicialmente llamada “peso atómico”), y posteriormente en el siglo XX, número atómico.
- Las relaciones entre la masa atómica y las propiedades periódicas de los elementos y la aparición de nuevos elementos.



En el año **1829**, el químico **J.W. Döbereiner** organizó un sistema de clasificación de elementos en el que éstos se agrupaban en conjuntos de tres denominados triadas. El químico alemán Leopold Gmelin trabajó con este sistema, y en 1843 identificó diez triadas, tres grupos de cuatro, y un grupo de cinco

En 1857 Jean Baptiste Dumas publicó el trabajo que describe las relaciones entre los diversos grupos de metales. Este mismo año el químico alemán August Kekulé observó que el carbono estaba unido a otros cuatro átomos.

Para el año 1860 los científicos ya habían descubierto más de 60 elementos diferentes y habían determinado su masa atómica.

En el año 1862, el geólogo francés Chancourtois, organizó la “hélice telúrica” colocando los elementos en orden creciente de peso atómico sobre una hélice y pone en evidencia una cierta periodicidad entre los elementos de la tabla. En 1864 Chancourtois y Newlands, químico inglés, anuncian la Ley de las octavas: las propiedades se repiten cada ocho elementos. Pero esta ley no puede aplicarse a los elementos más allá del Calcio. Esta clasificación es por lo tanto insuficiente, pero la tabla periódica comienza a ser diseñada.

Para el año 1869 el químico ruso **Dmitri Ivanovich Mendeléyev** desarrolló una **tabla periódica** de los elementos según el orden creciente de sus masas atómicas, publicando su primera versión en ese mismo año; siendo a quien se le atribuyó la invención de esa tabla.

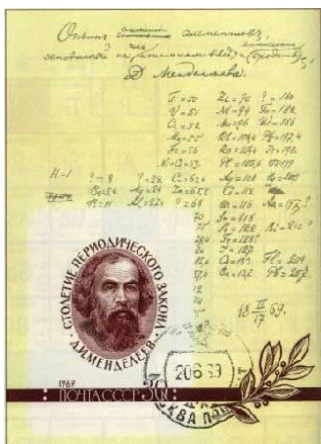
En 1867 Gustavus Hinrichs (químico danés), publicó un sistema periódico en espiral sobre la base de los espectros, los pesos atómicos y otras similitudes químicas.

Ya para el año 1871 Dmitri Ivanovich y Lothar Meyer propusieron la **tabla periódica** ordenando los elementos químicos que conocían según su peso atómico creciente, en grupos de siete elementos. Incluso dejaron lugares libres para los elementos que aún no se conocían, a los que llamaron: “**Ekaboro ekaaluminio ekasilicio**”.

Esta tabla fue diseñada de manera que hiciera aparecer la periodicidad de los elementos. De esta manera los elementos son clasificados verticalmente. Las agrupaciones horizontales se suceden representando los elementos de la misma “familia”.

Para poder aplicar la ley que él creía cierta, tuvo que dejar ciertos huecos vacíos. Él estaba convencido de que un día esos lugares vacíos que correspondían a las masas atómicas 45, 68, 70 y 180, no lo estarían más, y los descubrimientos futuros confirmaron esta convicción. El consiguió además prever las propiedades químicas de tres de los elementos que faltaban a partir de las propiedades de los cuatro elementos vecinos. Entre 1875 y 1886, estos tres elementos: galio, escandio y germanio, fueron descubiertos y ellos poseían las propiedades predecidas.

Sin embargo aunque la la clasificación de Mendeleïev marca un claro progreso, contiene ciertas anomalías debidas a errores de determinación de masa atómica de la época



La tabla de Mendeleïev condujo a la tabla periódica actualmente utilizada. Un grupo de la tabla periódica es una columna vertical de la tabla. Hay 18 grupos en la tabla estándar. El hecho de que la mayoría de estos grupos correspondan directamente a una serie química no es fruto del azar.

Tabla periódica de los elementos químicos

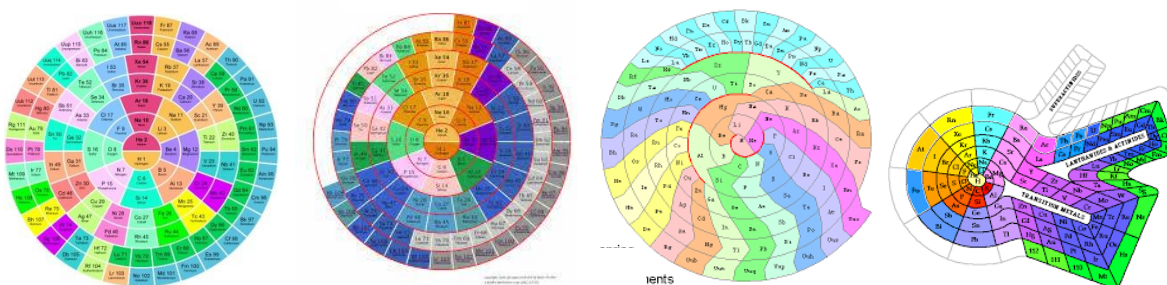
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RH ₄ RO ₃	RH ₃ R ₂ O ₅	RH ₂ RO ₃	RH R ₂ O ₇	RO ₄
H							
Li	Be	B	C	N	O	F	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
K	Ca		Ti	V	Cr	Mn	Fe Co Ni
Cu	Zn			As	Se	Br	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo		Ru Rh Pd
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W		Os Ir
Au	Hg	Tl	Pb	Bi			Pt

En 1869, el profesor de química ruso Dmitri Ivánovich Mendeléyev publicó su primera Tabla Periódica en Alemania. Un año después Julius Lothar Meyer publicó una versión ampliada de la tabla que había creado en 1864, basadas en la periodicidad de los volúmenes atómicos en función de la masa atómica de los elementos.

Por esta fecha ya eran conocidos 63 elementos de los 92 que existen de forma natural entre el Hidrógeno y el Uranio. Ambos químicos colocaron los elementos por orden creciente de sus masas atómicas, los agruparon en filas o periodos de distinta longitud y situaron en el mismo grupo elementos que tenían propiedades químicas similares, como la valencia. Construyeron sus tablas haciendo una lista de los elementos en filas o columnas en función de su peso atómico y comenzando una nueva fila o columna cuando las características de los elementos comenzaron a repetirse.

La tabla ha sido inventada para organizar las series químicas conocidas dentro de un esquema coherente. La distribución de los elementos en la tabla periódica proviene del hecho de que los elementos de un mismo grupo poseen la misma configuración electrónica en su capa más externa. Como el comportamiento químico está principalmente dictado por las interacciones de estos electrones de la última capa, de aquí el hecho de que los elementos de un mismo grupo tengan similares propiedades físicas y químicas.

Diferentes representaciones de la tabla periódica de los elementos.



Aunque algunos elementos como el oro (Au), plata (Ag), cobre (Cu), plomo (Pb) y mercurio (Hg) ya eran conocidos desde la antigüedad, el primer descubrimiento

científico de un elemento ocurrió en el siglo XVII d. C., cuando el alquimista Henning Brand descubrió el fósforo (P). En el siglo XVIII d. C. se conocieron numerosos nuevos elementos, los más importantes de los cuales fueron los gases, con el desarrollo de la química neumática: oxígeno (O), hidrógeno (H) y nitrógeno (N).

También se consolidó en esos años la nueva concepción de elemento, que condujo a Antoine Lavoisier a escribir su famosa lista de sustancias simples, donde aparecían 33 elementos. A principios del siglo XIX d. C., la aplicación de la pila eléctrica al estudio de fenómenos químicos condujo al descubrimiento de nuevos elementos, como los metales alcalinos y alcalino-térreos, sobre todo gracias a los trabajos de Humphry Davy.

En 1830 ya se conocían 55 elementos. Posteriormente, a mediados del siglo XIX d. C., con la invención del espectroscopio, se descubrieron nuevos elementos, muchos de ellos nombrados por el color de sus líneas espectrales características: cesio (Cs, del latín *caesius*, azul), talio (Tl, de tallo, por su color verde), rubidio (Rb, rojo), etc.

Durante el siglo XX d. C., la investigación en los procesos radioactivos llevó al descubrimiento en cascada de una serie de elementos pesados (casi siempre sustancias artificiales sintetizadas en laboratorio, con periodos de vida estable muy cortos), hasta alcanzar la cifra de 118 elementos con denominación oficialmente aceptados por la IUPAC en noviembre de 2016.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS ACTUAL.

Tabla periódica de los elementos

The image shows a standard periodic table of elements. The main table is color-coded by groups: Group 1 (purple), Group 2 (orange), Groups 3-10 (various shades of green and yellow), Group 11 (light blue), Group 12 (yellow), Groups 13-18 (various shades of blue and purple). A legend on the right side of the main table lists the categories: metales alcalinos, metales alcalinotérreos, metales de transición, metales alcalinos terrosos, metales de transición d, metales de transición f, metales de transición g, metales de transición h, metales de transición i, metales de transición j, metales de transición k, metales de transición l, metales de transición m, metales de transición n, metales de transición o, metales de transición p, metales de transición q, metales de transición r, metales de transición s, metales de transición t, metales de transición u, metales de transición v, metales de transición w, metales de transición x, metales de transición y, metales de transición z. Below the main table is a separate section for the lanthanide and actinide series, color-coded in shades of green and yellow.

La tabla periódica de los elementos es una disposición de los elementos químicos en forma de tabla, ordenados por su número atómico (número de protones), por

su configuración de electrones y sus propiedades químicas. Este ordenamiento muestra tendencias periódicas, como elementos con comportamiento similar en la misma columna.

En palabras de Theodor Benfey, la tabla y la ley periódica «son el corazón de la química comparables a la teoría de la evolución en biología (que sucedió al concepto de la Gran Cadena del Ser), y a las leyes de la **termodinámica** en la **física clásica**».

Las filas de la tabla se denominan períodos y las columnas grupos. ⁴Algunos grupos tienen nombres. Así por ejemplo el grupo 17 es el de los halógenos y el grupo 18 el de los gases nobles.

La tabla también se divide en cuatro bloques con algunas propiedades químicas similares. Debido a que las posiciones están ordenadas, se puede utilizar la tabla para obtener relaciones entre las propiedades de los elementos, o pronosticar propiedades de elementos nuevos todavía no descubiertos o sintetizados. La tabla periódica proporciona un marco útil para analizar el comportamiento químico y es ampliamente utilizada en química y otras ciencias.

Lógicamente, un requisito previo necesario a la construcción de la tabla periódica era el descubrimiento de un número suficiente de elementos individuales, que hiciera posible encontrar alguna pauta en comportamiento químico y sus propiedades. Durante los siguientes dos siglos se fue adquiriendo un mayor conocimiento sobre estas propiedades, así como descubriendo muchos elementos nuevos.

La palabra «elemento» procede de la ciencia griega, pero su noción moderna apareció a lo largo del siglo XVII d. C., aunque no existe un consenso claro respecto al proceso que condujo a su consolidación y uso generalizado. Algunos autores citan como precedente la frase de Robert Boyle en su famosa obra *El químico escéptico*, donde denomina elementos «ciertos cuerpos primitivos y simples que no están formados por otros cuerpos, ni unos de otros, y que son los ingredientes de que se componen inmediatamente y en que se resuelven en último término todos los cuerpos perfectamente mixtos». En realidad, esa frase aparece en el contexto de la crítica de Robert Boyle a los cuatro elementos aristotélicos.

El descubrimiento de gran cantidad de elementos nuevos, así como el estudio de sus propiedades, pusieron de manifiesto algunas semejanzas entre ellos, lo que aumentó el interés de los químicos por buscar algún tipo de clasificación.

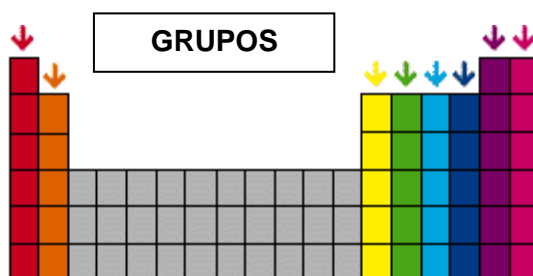
Descripción de la tabla periódica .



GRUPOS



A las columnas verticales de la tabla periódica se las conoce como grupos o familias. Hay 18 grupos en la tabla periódica estándar. En virtud de un convenio internacional de denominación, los grupos están numerados de 1 a 18 desde la columna más a la izquierda los metales alcalinos hasta la columna más a la derecha los gases nobles



Anteriormente se utilizaban números romanos según la última cifra del convenio de denominación de hoy en día por ejemplo, los elementos del grupo 4 estaban en el IVB y los del grupo 14 en el IVA.

En Estados Unidos, los números romanos fueron seguidos por una letra «A» si el grupo estaba en el bloque s o p, o una «B» si pertenecía al d. En Europa, se utilizaban letras en forma similar, excepto que «A» se usaba si era un grupo precedente al 10, y «B» para el 10 o posteriores. Además, solía tratarse a los grupos 8, 9 y 10 como un único grupo triple, conocido colectivamente en ambas notaciones como grupo VIII. En 1988 se puso en uso el nuevo sistema de nomenclatura IUPAC y se desecharon los nombres de grupo previos.

Algunos de estos grupos tienen nombres triviales no sistemáticos, como se ve en la tabla de abajo, aunque no siempre se utilizan. Los grupos del 3 al 10 no tienen nombres comunes y se denominan simplemente mediante sus números de grupo o por el nombre de su primer miembro por ejemplo, «el grupo de escandio» para el 3, ya que presentan un menor número de similitudes y/o tendencias verticales.

La explicación moderna del ordenamiento en la tabla periódica es que los elementos de un grupo poseen configuraciones electrónicas similares y la misma valencia, entendida como el número de electrones en la última capa. Dado que las propiedades químicas dependen profundamente de las interacciones de los electrones que están ubicados en los niveles más externos, los elementos de un mismo grupo tienen propiedades químicas similares y muestran una tendencia clara en sus propiedades al aumentar el número atómico.

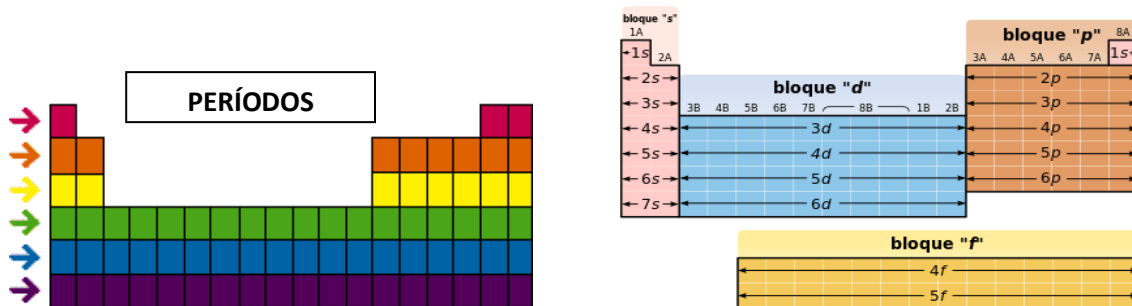
PERÍODOS

En la tabla periódica los elementos están ordenados de forma que aquellos con propiedades químicas semejantes, se encuentren situados cerca uno de otro.

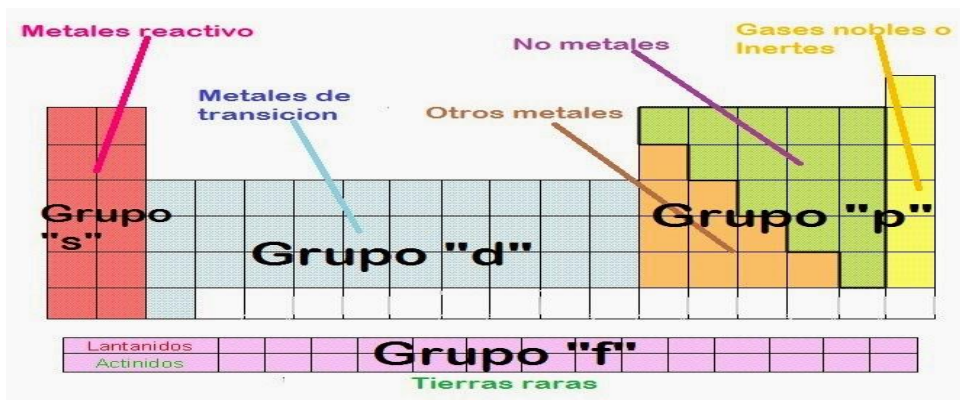
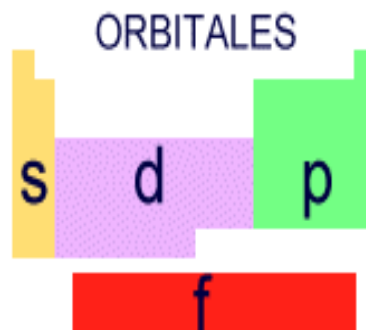
Los elementos se distribuyen en filas horizontales, llamadas periodos. Pero los periodos no son todos iguales, sino que el número de elementos que contienen va cambiando, aumentando al bajar en la tabla periódica.

El primer periodo tiene sólo dos elementos, el segundo y tercer periodo tienen ocho elementos, el cuarto y quinto periodos tienen dieciocho, el sexto periodo tiene treinta y dos elementos, y el séptimo no tiene los treinta y dos elementos porque está incompleto. Estos dos últimos periodos tienen catorce elementos separados, para no alargar demasiado la tabla y facilitar su trabajo con ella.

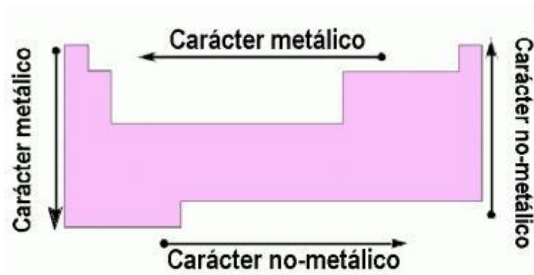
El periodo que ocupa un elemento coincide con su última capa electrónica. Es decir, un elemento con cinco capas electrónicas, estará en el quinto periodo. El hierro, por ejemplo, pertenece al cuarto periodo, ya que tiene cuatro capas electrónicas.



La [tabla periódica de los elementos](#) se puede dividir en bloques de elementos según el [orbital](#) que estén ocupando los electrones más externos, tomando el bloque el nombre de dicho orbital, es decir **s**, **p**, **d** o **f**. Podría haber más elementos que llenarían otros orbitales, pero aún no se han sintetizado o descubierto; de ser el caso se continuaría con el orden alfabético para nombrarlos (el siguiente por descubrir sería el orbital o bloque g). Seguidamente se muestran los bloques en los que se divide la tabla periódica.



CARÁCTER METÁLICO



Los elementos químicos tienen mayor **carácter metálico** cuanto más abajo y a la izquierda de la *tabla periódica* se encuentren (Al igual que el **radio atómico** y el **poder reductor**). Es decir, el elemento con mayor carácter metálico será el **Francio "Fr"** (es el elemento que se encuentra más abajo y a la izquierda de la tabla periódica) y el elemento con menor carácter metálico será el **Flúor "F"** (es el elemento que más arriba y a la derecha se encuentra de la tabla periódica sin tener en cuenta los gases nobles).

METALOIDES

H																					He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne				
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Ff	Uup	Lv	Uus	Uuo				

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

Los **metaloideos** o **semimetales**, comprenden junto a los **metales** y **no metales** la categoría de **elementos químicos** siguiendo una clasificación de acuerdo con las propiedades de enlace e ionización. Sus propiedades son intermedias entre los metales y los no metales; es decir, que estos elementos son semiconductores de **calor** y **electricidad**. Dentro de la **tabla periódica** los metaloides se encuentran en línea diagonal desde el **boro** al **polonio**. Los elementos que se encuentran encima a la derecha son no metales, y los que se encuentran debajo a la izquierda son metales.

GASES NOBLES

La imagen muestra una tabla periódica completa con los gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) resaltados en verde. Una línea verde también indica la línea diagonal de los metaloides.

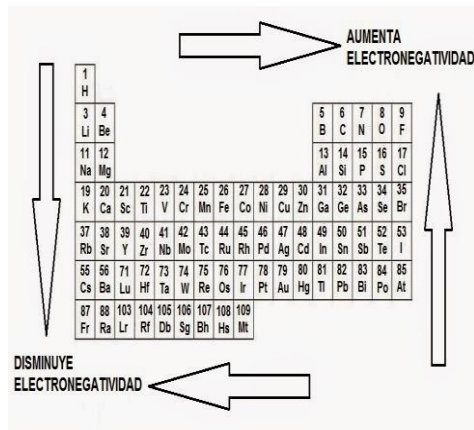
Los **gases nobles** son un conjunto de elementos químicos que comparten un rango determinado de características como ser monoatómicos, inodoros e incoloros en condiciones normales, no pueden congelarse, tienen altísimos puntos de ebullición y sólo pueden licuarse bajo grandes presiones.

Los gases nobles, sobre todo, presentan una muy baja **reactividad química**, es decir, poca combinabilidad con otros elementos de la tabla periódica. Por esa razón han recibido también el nombre de *gases inertes* o gases raros, aunque ambos nombres se desaconsejan hoy en día.

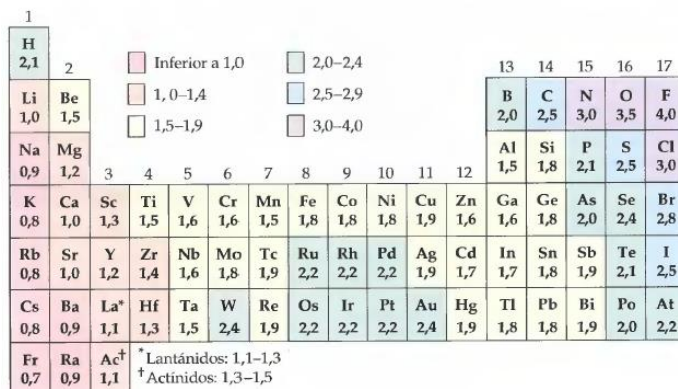
ELECTRONEGATIVIDAD

La **electronegatividad** es la capacidad de un átomo para atraer a los electrones, cuando forma un enlace químico en una molécula. También debemos considerar la distribución de **densidad electrónica** alrededor de un átomo determinado frente a otros distintos, tanto en una especie molecular como en sistemas o especies.

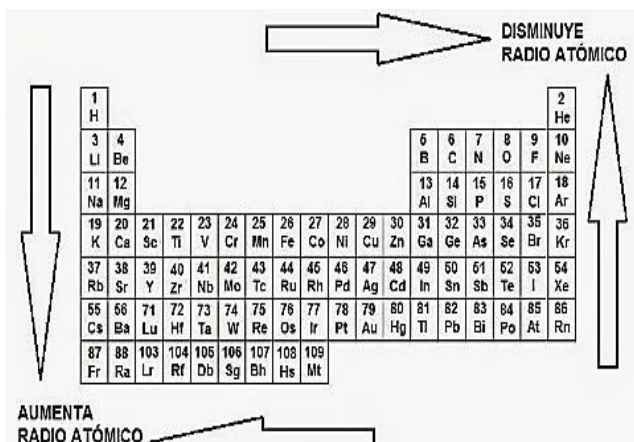
La electronegatividad de un átomo determinado está afectada fundamentalmente por dos magnitudes: su masa atómica y la distancia promedio de los electrones de valencia con respecto al núcleo atómico. **Linus Pauling** el investigador que propuso esta magnitud.



La **electronegatividad** de un elemento mide su tendencia a atraer hacia sí electrones, cuando está químicamente combinado con otro átomo. Cuanto mayor sea, mayor será su capacidad para atraerlos. Pauling la definió como la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones.



RADIO ATÓMICO



Los elementos químicos tienen mayor **radio atómico** cuanto más abajo y a la izquierda de la *tabla periódica* se encuentren (al igual que el carácter metálico y el poder reductor). Es decir, el elemento con mayor radio atómico será el **Francio «Fr»** (es el elemento que se encuentra más abajo y a la izquierda de la tabla periódica) y el elemento con menor radio atómico será el **Flúor «F»** (es el elemento que más arriba y a la derecha se encuentra de la tabla periódica sin tener en cuenta los gases nobles).

RADIO IÓNICO

Li 123	Li ⁺ 60	Be 90	Be ²⁺ 31	O 70	O ²⁻ 140	F 68	F ⁻ 136
Na 154	Na ⁺ 95	Mg 136	Mg ²⁺ 65	S 102	S ²⁻ 190	Cl 99	Cl ⁻ 181
K 203	K ⁺ 133	Ca 174	Ca ²⁺ 99	Se 116	Se ²⁻ 202	Br 114	Br ⁻ 187
Rb 216	Rb ⁺ 148	Sr 191	Sr ²⁺ 113	Te 136	Te ²⁻ 222	I 133	I ⁻ 212
r_{cov}	r_{ion}	r_{cov}	r_{ion}	r_{cov}	r_{ion}	r_{cov}	r_{ion}
Radios expresados en pm							

El **radio iónico** es, al igual que el **radio atómico**, la distancia entre el centro del núcleo del átomo y el electrón estable más alejado del mismo, pero haciendo referencia no al átomo, sino al ion. Éste aumenta en la tabla de derecha a izquierda por los periodos y de arriba hacia abajo en los grupos.

En el caso de los **cationes**, la ausencia de uno o varios **electrones** disminuye la fuerza eléctrica de repulsión mutua entre los electrones restantes, provocando el acercamiento de los mismos entre sí y al **núcleo** positivo del **átomo** del que resulta un radio iónico menor que el atómico.

En el caso de los **aniones**, el fenómeno es el contrario, el exceso de **carga eléctrica** negativa obliga a los electrones a alejarse unos de otros para restablecer el equilibrio de fuerzas eléctricas, de modo que el radio iónico es mayor que el atómico.

BIBLIOGRAFÍA

<https://www.lenntech.es/periodica/historia/historia-de-la-tabla-periodica.htm#ixzz60Qbna091>

- Collins, P. M. D. (1986). «The Pivotal Role of Platinum in the Discovery of Catalysis». *Platinum Metals Review* 30 (3): 141-146.
- Döbereiner, Johann Wolfgang (1829). «An Attempt to Group Elementary Substances according to Their Analogies». *Poggendorf's Annalen der Physik und Chemie* 15: 301 - 307.
- Döbereiner, Johann Wolfgang (1829). «An Attempt to Group Elementary Substances according to Their
- Jiménez, Javier (8 de febrero de 2016). «Dmitri Mendeléyev, el hombre que ordenó los elementos». Consultado el 5 de febrero de 2018.
- Horvitz, L. (2002). *Eureka!: Scientific Breakthroughs that Changed the World*. Nueva York: John Wiley.
- Aug. Kekulé (1857). «Über die s. g. gepaarten Verbindungen und die Theorie der mehratomigen Radicale». *Annalen der Chemie und Pharmacie* 104
- van Spronsen, J. W. (1969). *The periodic system of chemical elements*. Amsterdam: Elsevier.
- «Alexandre-Emile Bélguier de Chancourtois (1820-1886)» (en francés). *Annales des Mines history page*. Consultado el 18 de septiembre de 2014.
- Venable, pp. 85-86; 97.
- Odling, W. (2002). «On the proportional numbers of the elements». *Quarterly Journal of Science* (en inglés) 1: 642-648 (643).
- Saltar a:**^a ^b Scerri, E. (2011). *The periodic table: A very short introduction* (en inglés). Oxford: Oxford University Press.