Tema 2. Sistema periódico. Propiedades periódicas.

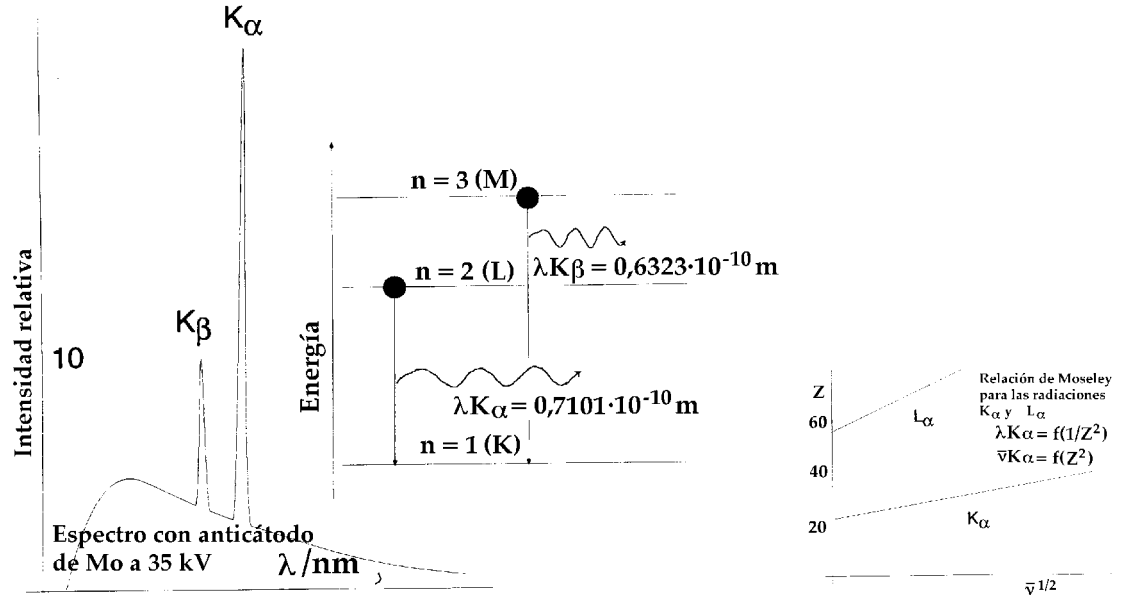
Clasificación periódica de los elementos

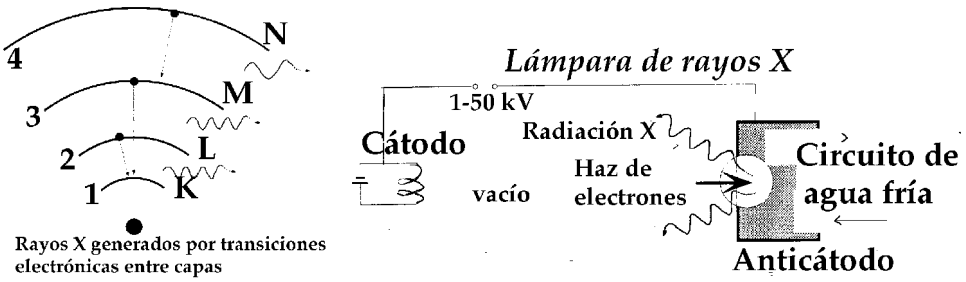
Fue publicada de forma independiente por *Dimitri Mendeleev* y *Lothar Meyer* (1869). La ordenación se hace en base a agrupar a los elementos atendiendo a la similitud de propiedades físicas o químicas y en orden creciente de su peso atómico. Los elementos con propiedades similares, se colocaban unos debajo de otros dejando espacios en blanco. Cuando se consideraba que faltaba algún elemento no descubierto pero del cual se podía predecir alguna de sus propiedades, como por ejemplo el Ge, se dejaba un hueco en previsión.

Algunos elementos (K, Ar; I, Te; Co, Ni) *Mendeleev* los colocó correctamente aunque para ello tuviera que invertir el orden de sus pesos atómicos. La ordenación definitiva por el número atómico Z atendiendo a los espectros de rayos X de *Moseley*, resolvió finalmente estas anomalías.

Experimentos de Moseley

Cuando los electrones de alta energía chocan con un electrodo positivo (ánodo o anticátodo), construido con un determinado elemento metálico, se generan rayos X. *Moseley* determinó las longitudes de onda de estos rayos X emitidos por muchos blancos metálicos. El espectro era similar para cada metal (espectro característico), pero cada línea espectral se desplazaba a longitudes de onda menores a medida que aumentaba el peso atómico.



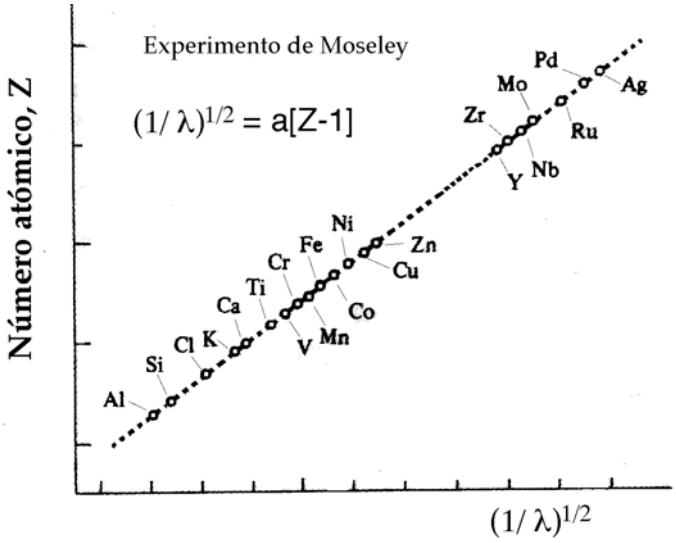


Se obtuvo una representación lineal cuando se representaba la raíz cuadrada de la inversa de la longitud de onda (número de onda), frente al número atómico o carga nuclear.

$$[1/\lambda]^{1/2} = a(Z-1)$$

Se puede proponer una explicación sencilla acerca del origen de estas líneas espectrales, utilizando el modelo de *Bohr*. Los electrones provenientes del cátodo tienen la energía suficiente para arrancar un

electrón de la capa K (n = 1). Esto provoca que un electrón de la capa L ocupe este vacío en la capa K, por razones de mayor estabilidad, a la vez que se emite energía como radiación X que va a originar el citado espectro característico.



Organización del sistema periódico

Aparecen los elementos en 18 columnas (familias o grupos), con la misma configuración electrónica y análogas propiedades. Las líneas horizontales se llaman periodos, numeradas del 1 al 7. A veces las familias reciben nombres especiales: alcalinos, alcalinotérreos, gases nobles, halógenos...

Otra manera de ver el agrupamiento de elementos es por bloques según el subnivel donde se sitúa el electrón diferencial.

Bloque s. Corresponde a los metales alcalinos (Grupo 1) y alcalinotérreos (Grupo 2). Su última capa o capa de valencia es ns^1 y ns^2 respectivamente. Son *elementos electropositivos*, tienden a perder estos electrones fácilmente y producir los correspondientes cationes.

Bloque p. Elementos que van completando sucesivamente el subnivel *p*. En total hay seis familias (G13 - G18). La última capa o capa de valencia es $ns^2\ np^{1-6}$. Aquí están incluidos los gases nobles o inertes con configuración externa $ns^2\ np^6$, excepto para el He ($2s^2$). Cabe destacar aquí el grupo de los halógenos o formadores de sales, $ns^2\ np^5$, que tienden a captar un electrón, convertirse en iones mononegativos y alcanzar así cierta estabilidad con la configuración del gas noble siguiente. Entre estos se encuentran los elementos más electronegativos.

Bloque d. En ellos se va llenando sucesivamente los orbitales *3d*, *4d* y *5d*. Se excluyen los elementos f. Se les denomina elementos de transición (G3-G12) y están constituidos por diez familias ($(n-1)d^{1-10}\ ns^2$). Forman tres series

Primera serie desde el Sc hasta el Zn, llenado del orbital *3d*

Segunda serie, desde el Y hasta el Cd, llenado de *4d*.

Tercera serie, desde el La hasta el Hg, llenado de *5d*. Aquí se llena también el subnivel *4f*.

Bloque f o elementos de transición interna.

Hay dos series con fórmulas generales que no son obedecidas estrictamente: Lantánidos, desde Ce-Lu, $5d^{0-1}\ 4f^{1-14}\ 6s^2$. Sólo es $5d^1$, en rigor, La, Gd y Lu. Actínidos, Th -Lr, $6d^{0-1}\ 5f^{1-14}\ 7s^2$

En este bloque los electrones diferenciales entran en un nivel *n-2*, muy interno, por lo que no se producen variaciones significativas en los volúmenes atómicos mostrando comportamiento químico similar. Debido a la semejanza entre la energía de los orbitales *d* y *f* en la zona correspondiente a estos elementos, las configuraciones electrónicas son difíciles de precisar en lo que se refiere a la ocupación de estos subniveles.

Regularidad de las configuraciones electrónicas

En un átomo polielectrónico los electrones más externos se denominan electrones de valencia. El resto se denomina núcleo electrónico.

Los elementos del *bloque s* tienen siempre a sus electrones de valencia en un nivel *n*, tantos como indica el número de su grupo. El número de electrones de valencia condiciona la valencia del elemento. Así, los alcalinos y alcalinotérreos son mono- y divalentes respectivamente.

Para el *bloque p* también los electrones de valencia se sitúan en un nivel *n* e indican el grupo al que pertenecen. El subnivel *ns* está siempre lleno y el correspondiente *np* se va llenando progresivamente, hasta llegar a los gases nobles con la capa cerrada. A este hecho se debe la extraordinaria estabilidad e inercia de estos elementos a reaccionar con otros elementos. El número de electrones de valencia es el del grupo menos diez. Los halógenos tienen siete electrones de valencia. Básicamente son monovalentes, pero a veces muestran una variabilidad de valencia hasta ser heptavalentes en algunos casos. El grupo del oxígeno es divalente y hasta hexavalente en algunos casos.

Los elementos del *bloque d* tienen lleno el subnivel ns y se va llenando el subnivel *(n-1)d* . Ambos tipos de electrones son susceptibles de ser utilizados en la valencia de estos elementos, debido a la poca diferencia de energía de los dos subniveles considerados. El número de electrones de valencia es el correspondiente a su grupo.

En las dos series de doble transición de los elementos del *bloque f*, se van llenando los subniveles *4f* y *5f*. Estos electrones, junto con los electrones del nivel ns y el electrón de (n-1) d^1, son los electrones de valencia para estos elementos.

Aplicación: 1) ¿Qué previsiones pueden hacerse acerca de la química del manganeso? La configuración electrónica del Mn, del grupo G7, es $[Ar]4s^2\ 3d^5$, con siete electrones de valencia y un núcleo de argon. Se conocen compuestos con valencias desde 1 a 7, pero algunos poco estables. Algunos ejemplos: $MnCl_2$, $MnCl_3$, MnO_2, Mn_2O_7.

2) Previsiones acerca de la química del uranio. La configuración electrónica es: $[Rn]\ 5f^4.6d^0\ 7s^2$. Tiene seis electrones de valencia por lo que existe la posibilidad de gran variabilidad de compuestos, como UF_3, UF_4, UF_5, UF_6, UO_2 y UO_3.

Aplicación 2) Dar una explicación del mayor valor del peso atómico para el Co que para el de Ni. Pesos atómicos y abundancia de los isótopos naturales: ${}^{59}_{27}Co$ = 58,933 (100%). ${}^{58}_{28}Ni$ = 57.935 (68.27%); ${}^{60}_{28}Ni$ = 59.930 (26.10%); ${}^{61}_{28}Ni$ = 60.931 (1.13%); ${}^{62}_{28}Ni$ = 61.928 (3.59%); ${}^{64}_{28}Ni$ = 63.928 (0.91%). **2** Escribir las configuraciones electrónicas del talio y plata así como las de sus estados de oxidación más frecuentes.

Propiedades de los elementos químicos

Muchas de las propiedades de los elementos químicos provienen de la configuración electrónica, que es a su vez depende del número atómico Z. Otras propiedades dependen del núcleo, donde reside prácticamente toda la masa.

Algunas de estas propiedades son *no periódicas*, es decir, no se repiten cada cierto número de elementos y varían de forma progresiva a lo largo del SP. Entre estas propiedades está la carga nuclear que aumenta linealmente con Z, y el peso atómico (Pa) que, en general aumenta con Z, salvo las inversiones de pesos atómicos ya señaladas. Finalmente, el calor específico (Ce), de los elementos más pesados, es una propiedad no periódica, y sigue la ley aproximada de *Dulong y Petit*, $Ce \times Pa \approx 6{,}3$.

Propiedades periódicas

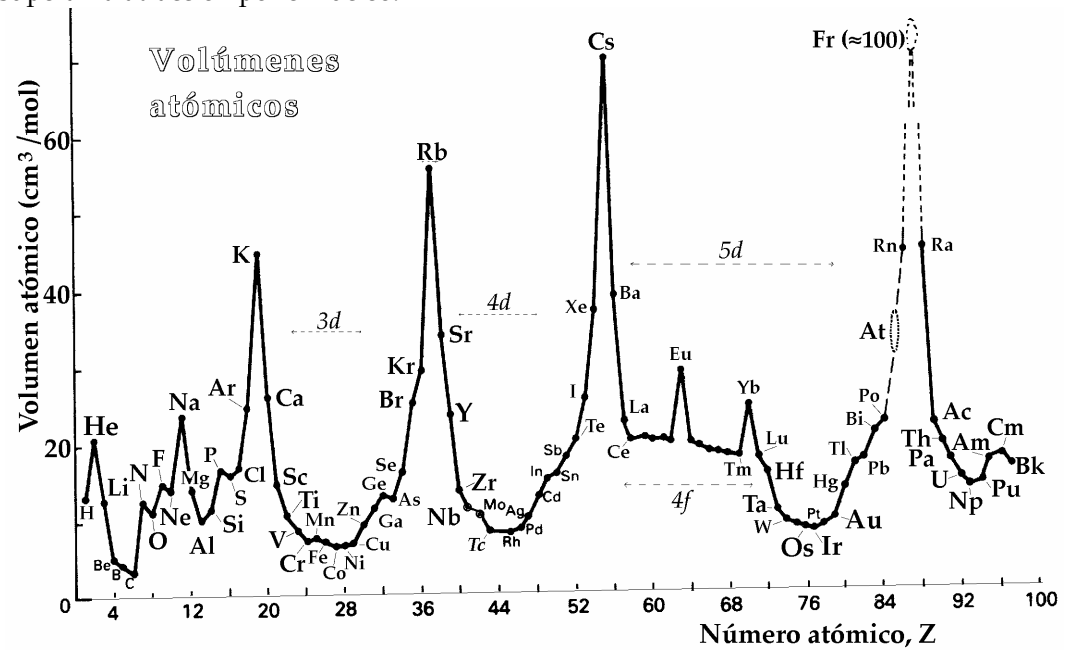
La variación periódica de propiedades se debe a la repetición de la configuración electrónica. Las propiedades periódicas más importantes son: volumen atómico; radios atómicos, covalentes y iónicos; energías de ionización y números de oxidación; afinidad electrónica; y electronegatividad, entre otras. Veremos algunas de estas propiedades.

Volumen atómico

Se define como la relación entre el peso atómico y densidad de un elemento:

$V_a = P_a/\rho$, en cm^3/mol

Los volúmenes atómicos de los diferentes elementos no son totalmente comparables ya que está condicionado por varios factores:
1 Tipo de empaquetamiento, y por lo tanto volumen de los huecos, del elemento en su fase sólida.
2 Las fuerzas interatómicas condicionan las densidades.
3 Diversas formas alotrópicas (formas cristalinas de un mismo elemento, con diferentes densidades).
4 Variación de la densidad con la temperatura a la que se haya medido V_a. Número de átomos que integran la molécula de los no metales que puede ser desde uno para los gases nobles hasta infinitos como el carbono diamante o grafito.
Al representar V_a frente a Z se obtiene una gráfica, cuyos máximos de V_a corresponde a los metales alcalinos. esto es debido a que en estos elementos se inicia el llenado de un nuevo nivel (ns^1), con lo que aumenta considerablemente el radio y por lo tanto el volumen respecto del elemento precedente.
A partir de un máximo en un alcalino la curva decrece, debido a que los electrones entran en un mismo subnivel, donde se sienten cada vez más atraídos por una carga nuclear efectiva Z*, cada vez mayor. Después, aumenta el volumen progresivamente, debido a la repulsión de los electrones que llega a superar la atracción por el núcleo.

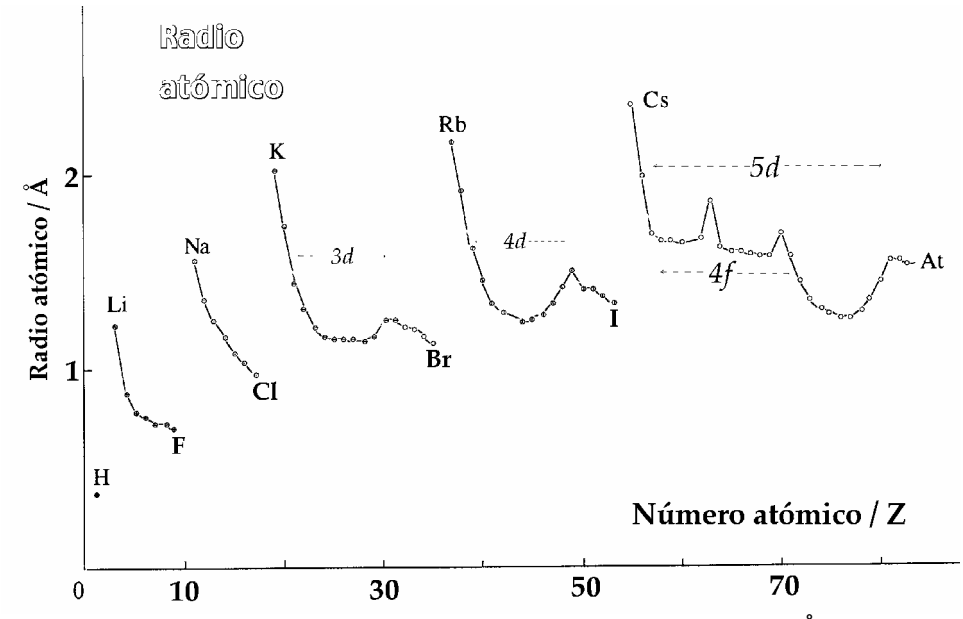


Radios atómicos

La medida práctica del radio atómico se realiza en base a la determinación de la distancia interatómica en diversas sustancias que contengan dichos elementos. Para un metal (Cu), es la mitad de la distancia interátomica y para una sustancia diatómica covalente (Cl_2), la mitad de la distancia de enlace. Aparte de la dificultad de definir el radio de un átomo aislado, es difícil establecer el radio atómico debido a que la distancia internuclear depende principalmente de:

1 Naturaleza del enlace entre ambos átomos y orden de enlace.
2 Estado de oxidación, tamaño y número de los átomos vecinos.
3 Estructura molecular o cristalina de la especie química considerada.

Estas mismas variables influirán, asimismo, en la determinación de los radios covalentes y iónicos
Una manera de definir el radio atómico es en función del orbital más externo ocupado. Sería el radio correspondiente al máximo de la probabilidad radial del orbital más externo
Al representar el radio atómico frente a Z, se obtiene una representación semejante a la obtenida para los V_a, en la cual los alcalinos ocupan los máximos valores por la razones ya apuntadas. En general disminuyen los radios de izquierda a derecha en un periodo, por el aumento de la carga nuclear efectiva y porque se introducen los electrones en un mismo nivel. Cuando se desciende en un grupo aumenta el radio debido al aumento de capas electrónicas, es decir el número cuántico principal.

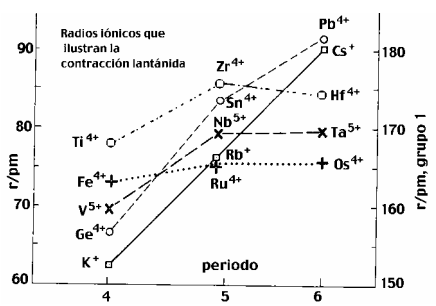


Li = 1,52, Na = 1,86, K = 2,31, Rb = 2,44, Cs = 2,62; en Å

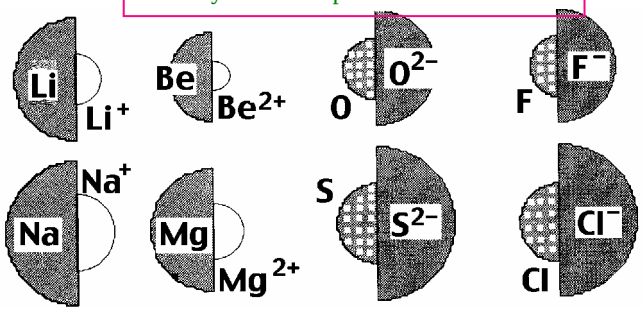
En las series de transición el radio disminuye paulatinamente a la vez que se va incrementando la carga efectiva. Esto repercute en parte de los elementos p haciendo que sus radios sean menores de lo esperado como se refleja en la familia del boro

B = 0,88; Al = 1,43; Ga = 1,41; In = 1,62; Tl = 1,71; en Å

La disminución del radio en los lantánidos es aún más acusada, de modo que los elementos d posteriores llevan incluida o heredada esta contracción. Así el Hf tiene un radio parecido al Zr, y por consiguiente análogas propiedades y se encuentran en los mismos minerales. En el Nb y Ta se sigue reflejando este efecto. En general, los radios de la tercera serie de transición son similares a los de la primera, como consecuencia de la *contracción lantánida*.



Comparación entre los radios de algunos átomos y de sus respectivos iones.



Radios iónicos

Se refiere a los radios de cationes o aniones. Cuando un átomo se convierte en un ion su volumen y radio se modifican. Si se forma un anión, el tamaño y el radio aumentan, ya que el electrón o electrones que entran a formar parte del átomo estarán atraídos por una carga nuclear efectiva menor debido a la presencia de más electrones. Por el contrario, cuando se forma un catión, la pérdida de electrones trae consigo la disminución del tamaño. *Cuanto mayor sea la carga del catión, menor será su radio iónico*. Ejemplos:

Li^+ = 0.60Å, Li = 1,52Å F = 0,64Å, F^- = 1,36Å

Na^+ = 0.95Å, Na = 1,86Å

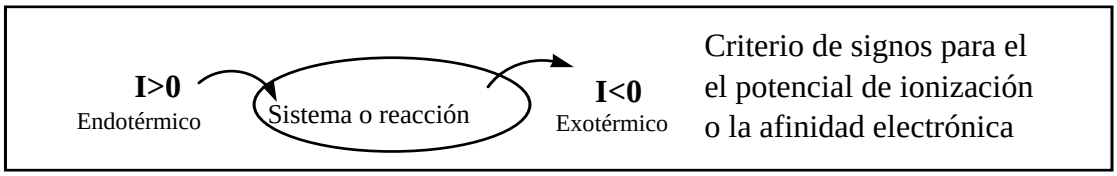
Fe^{2+} = 0.76Å, Fe^{3+} = 0.66Å, Fe = 1,26Å

Los metales de transición para formar cationes pierden primero electrones ns y después los (n-1)d. Los lantánidos pierden los $6s^2$ y luego el $5d^1$, formando frecuentemente iones trivalentes.

Otros elementos pierden primero los electrones p y luego los s, en caso necesario.

Energías de ionización o potenciales de ionización

La primera energía de ionización, I_1, se define como la energía que hay que suministrar (proceso endotérmico) a un átomo en estado gaseoso para arrancarle el electrón más débilmente unido o situado a mayor energía, y así producir un catión monovalente. Aquí se trata de energía que hay que dar al sistema, es positiva según el criterio termodinámico usual y figura en el primer miembro de la reacción como un reactivo más.



La segunda energía de ionización I_2, es la energía necesaria para arrancar un segundo electrón del catión monovalente y producir de este modo un catión divalente o de carga +2. Ejemplo para el calcio:

$Ca(g) + I_1 = Ca^+(g) + e;$ $I_1 = +590$ kJ/mol

$Ca^+(g) + I_2 = Ca^{2+}(g) + e;$ $I_2 = +1145$ kJ/mol

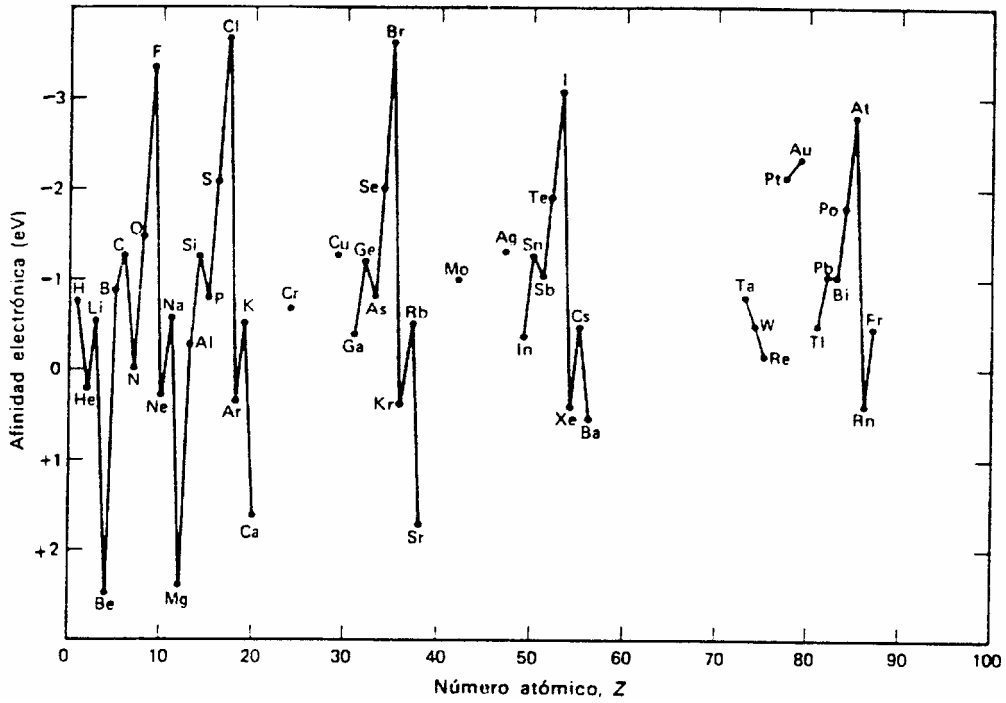
$Ca^{2+}(g) + I_3 = Ca^{3+}(g) + e;$ $I_3 = +4912$ kJ/mol

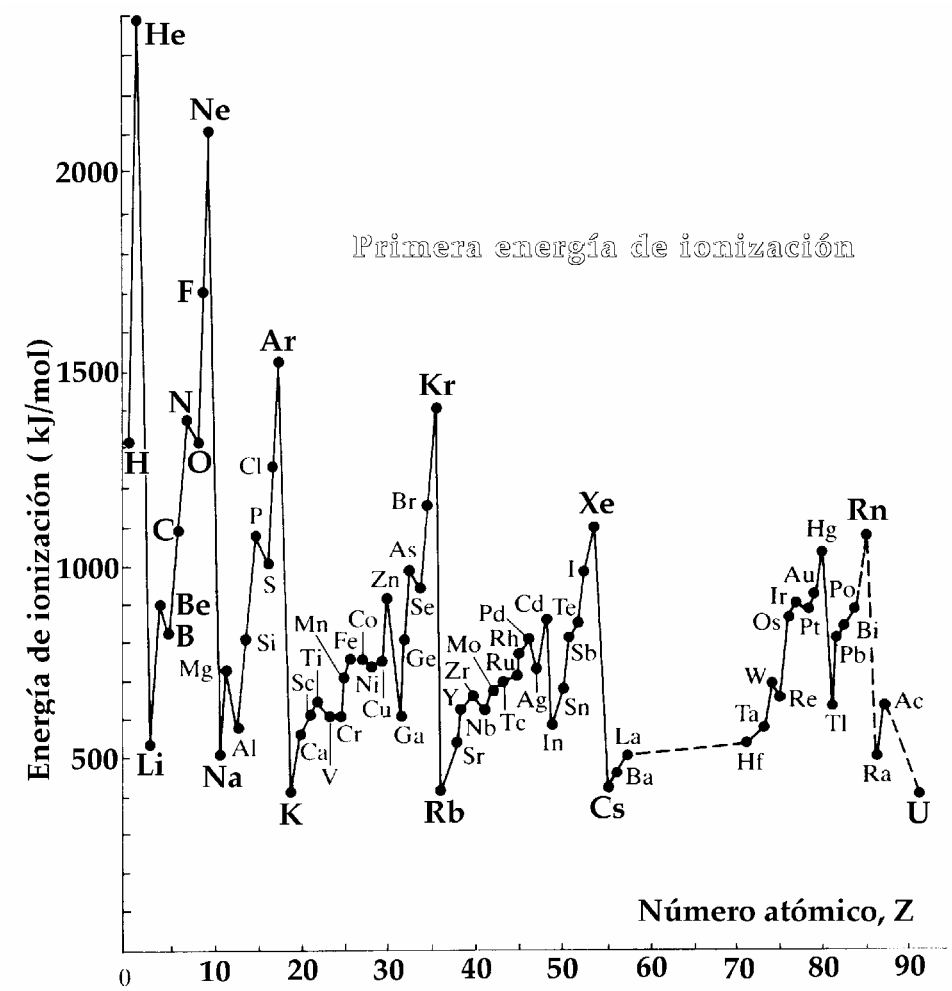
Para el proceso global, en la formación del catión divalente, se suman las dos primeras ecuaciones:

$Ca(g) + (I_1+I_2) = Ca^{2+}(g) + 2e;$ $I_1+I_2 = +1730$ kJ/mol

Para un elemento dado tenemos $I_1 < I_2 < I_3$ ... Esto es debido a la dificultad añadida que supone arrancar electrones de cationes ya formados. En este caso del calcio, arrancar un tercer electrón supone el ataque a una capa llena y a una configuración de gas noble (Ar).

Esta energía mide por lo tanto la fuerza con la que están retenidos los electrones en la última capa o capa de valencia. En general, para obtener un catión se quitan electrones del nivel de valencia en la secuencia *np*, *ns* y por último los *(n-1)d*. Representando la primera energía de ionización frente a Z se observa una repetición o periodicidad.





En cada periodo los gases nobles alcanzan los máximos valores, en consonancia con la baja o nula reactividad de estos elementos. En especial, se requiere más energía para quitar un electrón al He que para cualquier otro elemento.

$$He + 2372kJ/mol = He^{+} + e$$

Los elementos alcalinos (G1), tienen energías muy bajas. Son átomos de gran tamaño y con configuración ns^1 en la última capa. Esto explica la facilidad con la que se le puede quitar ese electrón, produciendo un catión monovalente dotado de la configuración del gas noble precedente. Son elementos muy reactivos que tienden a estabilizarse como cationes. Al descender en el grupo, la I_1 se va haciendo progresivamente menor debido a la mayor facilidad para quitar el electrón situado en una capa cada vez más alejada del núcleo; sin que, por otra parte, haya un especial, incremento de Z*.

Para los alcalinotérreos (G2), esta I_1 es mayor debido al aumento de la carga nuclear efectiva y a la disminución del radio, por lo que los electrones de valencia ns^2, están más retenidos. Siguen siendo metales reactivos encontrándose en la Naturaleza como cationes.

Con respecto a los potenciales de ionización del G13 cabe hacer algunas matizaciones. Son algo menores que los correspondientes potenciales de los alcalinotérreos, debido principalmente a que el electrón que se quita es un electrón np^1, más externo y menos atraído que el conjunto de orbital completo ns^2. En el grupo 15 o familia del nitrógeno, se observa otro máximo relativo, seguramente debido a la dificultad de quitar un electrón de una capa semillena ($ns^2\ np_x^1\ p_y^1\ p_z^1$), o por la facilidad relativa de quitar un electrón a los elementos de la familia del oxígeno (G16, $ns^2\ np_x^2\ p_y^1\ p_z^1$) para lograr una configuración de semiocupación *p* de supuesta estabilidad.

Afinidad electrónica

Se define como la energía que se absorbe (signo positivo), o que se libera (signo negativo), cuando un átomo gaseoso captura a un electrón y forma un anión monovalente. El electrón ingresa en la capa de valencia. Así el N $1s^2\ 2s^2\ p^3$, forma el ion nitruro al capturar tres electrones e incorporarlos a los orbitales p de valencia (N^{3-}, $1s^2\ 2s^2\ p^6 \approx$ Ar). En la mayoría de los elementos este proceso es exotérmico; es decir, se desprende energía, que tendrá signo negativo (criterio termodinámico). En los halógenos, se desprende energía y este proceso es exotérmico. Los elementos con A negativa ganan electrones con facilidad para dar aniones. Ejemplos:

$Be(g) + e + 241kJ = Be^-(g)$; A = +241 kJ/mol, (proceso endotérmico)

$Cl(g) + e = Cl^- + 348kJ$; A = -348 kJ/mol, (proceso exotérmico)

A lo largo de un periodo A se hace más negativa, de izquierda a derecha, es decir cuando aumenta Z. Los halógenos con configuración $ns^2\ np^5$, tienden a captar un electrón fácilmente con objeto de alcanzar la configuración estable de gas noble.

En los alcalinotérreos el electrón se añade a un subnivel *p* vacío, lo que es un proceso desfavorable que precisa aporte de energía (+A). En el grupo 15, el electrón se añade a un subnivel semilleno, lo que implica un proceso en cierto grado desfavorable.

La adición de un segundo electrón supone utilizar la segunda afinidad electrónica. Siempre es un proceso endotérmico o desfavorable, ya que este segundo electrón será repelido por el anión monovalente. Así. Para el oxígeno:

$O + e = O^- + 1{,}46eV$; $A_1 = -1{,}46$ eV

$O^- + e + 7{,}29\ eV = O^{2-}$; $A_2 = +7{,}29$ eV

$O + 2e + 5{,}89\ eV = O^{2-}$; $A_1+A_2 = +5{,}89$ eV

Por lo tanto la formación del ion oxo, tan frecuente en compuestos con el oxígeno, sería un proceso desfavorable, si no se tienen en cuenta otras energías implicadas. Lo mismo sería para el azufre y ion sulfuro. Tanto óxidos como sulfuros son muy frecuentes en la Naturaleza.

Electronegatividad

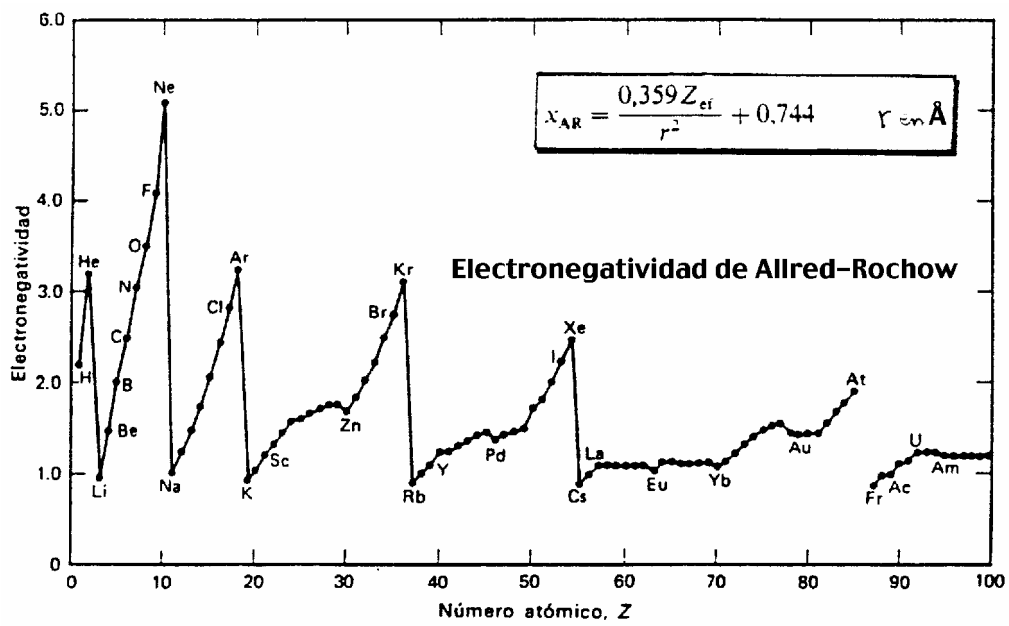
Es la tendencia de un átomo perteneciente a una molécula para atraer hacia sí a los electrones de la misma.

Se utilizan varias escalas, cada una de las cuales atribuye valores similares y se representa por X. Las escalas más importantes son la de *Pauling*, *Mulliken* y *Allred-Rochow*. Por ejemplo, en la escala de *Pauling* se atribuye el valor más alto al F (4), que es el elemento más electronegativo. Después están el oxígeno (3,5) y nitrógeno (3).

La escala de *Allred-Rochow*, X_{AR}, mide la atracción de los electrones hacia el átomo considerado, como atracción de *Coulomb* de los electrones de valencia por la carga nuclear efectiva, mediante el uso de la expresión:

$$X_{AR} = 0{,}359(Z^*)/r^2 + 0{,}744; \quad r \text{ en Å}$$

En esta expresión, los coeficientes tienen por misión producir valores concordantes con las otras escalas mencionadas.



En los bloques *s* y *p* la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en cada periodo. En este misma dirección aumenta Z* y disminuye r. En un grupo aumenta desde abajo hasta arriba, de la misma manera que disminuye r. Así, el elemento más electronegativo es el F y el menos electronegativo (o más electropositivo), el Fr.

La principal aplicación de las electronegatividades es poder *predecir la naturaleza del enlace* entre dos átomos en una molécula.

Si la diferencia de electronegatividad entre los dos átomos es alta, el enlace será principalmente de naturaleza iónica; es decir, enlace entre iones. El elemento menos electronegativo (más electropositivo), cede sus electrones al más electronegativo a la vez que se producen iones. Ejemplo

$$Na + Cl = NaCl\,; \quad (Na^+, Cl^-)$$

Si la diferencia de electronegatividad es pequeña o nula entre elementos electronegativos, el enlace será por compartición de electrones o covalente. Ejemplos:

$Cl + Cl = Cl_2$, (Cl : Cl). La misma X, idéntica compartición de electrones.

Cl + Br = BrCl, (Br : Cl). Distinta X, X(Br) < X(Cl); los electrones se sitúan más cerca del elemento más electronegativo, el cloro en este caso.

Si la diferencia de electronegatividad es pequeña o nula entre elementos electropositivos o metálicos, el enlace es principalmente metálico. Así para el metal Na, $\Delta X = 0$.

Metales, no metales y metaloides

El bloque *p* se puede dividir por una línea imaginaria en zigzag, que comprende a los elementos B-Si-As-Te-At. Esta línea divide a los elementos del SP en dos grupos. Los situados por encima son los elementos más electronegativos y son los no metales típicos. Tienen altos valores de energías de ionización, valores muy negativos de la afinidad electrónica y electronegatividad alta. Forman preferentemente aniones, compuestos iónicos con los metales y covalentes con otros no metales.

Los elementos situados debajo de esa línea son principalmente metales, es decir la mayoría de los elementos del Sistema Periódico. Forman fácilmente cationes y tienen valores de I relativamente pequeños y bajos valores de electronegatividad. Forman compuestos iónicos con los no metales.

Los metales tienen puntos de fusión y ebullición altos, tienen lustre metálico y se organizan en empaquetamiento compacto de 'cationes' en un 'mar' de electrones. Sus óxidos tienen naturaleza básica.

Los no metales generalmente tienen bajos puntos de fusión o ebullición, sus átomos se organizan en cadenas anillos o en moléculas diatómicas y tienen óxidos ácidos.

Los elementos situados en las vecindades de esta línea participan de ambos caracteres y se denominan semimetales o metaloides. Presentan formas alotrópicas o distintas formas cristalinas que tienen estructuras de metales unas y de no metales otras. Así como los metales son conductores de la electricidad y los no metales no, se comprende que estos elementos frontera sean semiconductores.
Hay un α-Sn amorfo de estructura de diamante, es el estaño gris (cada Sn unido tetraédricamente a otros cuatro en todas direcciones, como el carbono en el diamante), no metálico (d = 5,75 g/cm^3). La forma metálica, β-Sn o estaño blanco, tiene empaquetamiento compacto de sus átomos y mayor densidad (d = 7, 31g/cm^3). Se transforma la forma metálica en la no metálica por debajo de la temperatura de transición, 13°C.

$$\alpha\text{-Sn} \xrightarrow{13°C} \beta\text{-Sn} \xrightarrow{232°C} Sn(l)$$

Sin embargo, el proceso cinético es lento y se requiere mucho tiempo y baja temperatura para que el estaño metálico se convierta en un polvo gris de estaño no metálico (*peste del estaño*), como efectivamente ocurre en países de clima extremadamente frío, donde los objetos de estaño pueden destruirse por este efecto, quedando reducidos a un montón de polvo grisáceo. Una vez que se transforma una pequeña cantidad de estaño a la variedad gris, se extiende el efecto progresivamente a toda la masa del metal.

Relaciones diagonales

Los elementos del mismo grupo tienen propiedades similares. Sin embargo, los elementos de cabeza de cada grupo y que forman el segundo periodo (Li, Be, B, C, N, O y F), tienen propiedades que difieren del resto de los compañeros del grupo.
Las razones para este comportamiento singular están, por un lado, en su pequeño tamaño; y, ausencia de orbitales *d* de baja energía en los elementos del segundo periodo, por otro lado.
En relación con esto, ocurre que los elementos del segundo periodo se parecen más al elemento siguiente del tercer periodo mediante una relación diagonal; especialmente esto ocurre entre los siguientes pares:

Li **Be** **B** C
Na **Mg** **Al** **Si**

Los principales factores causantes de las propiedades químicas comunes, que estos pares tienen, son tres: la similitud de radios de los iones más representativos, electronegatividad parecida y semejante densidad iónica. La densidad iónica es la relación existente entre la carga y radio del ion.
Para el par Be-Al se puede observar que estos parámetros son similares y diferentes de los correspondientes al magnesio o boro, elementos de sus respectivos grupos:

Ion	Li^+	Be^{2+}	B^{3+}	
Radio(Å)	0,73	0,41	0,25	
Carga/radio	1,4	4,9	12,0	
Electronegatividad	1,0	1,5	2,0	
Ion		Mg^{2+}	Al^{3+}	Si^{4+}
Radio(Å)		0,71	0,53	0,40
Carga/radio		2,8	5,7	10,0
Electronegatividad		1,2	1,5	1,8

Una ilustración de las relaciones diagonales la tenemos para ciertas propiedades del litio y del berilio. El Li^+ parece ser que interfiere en el metabolismo del Mg^{2+} en las células de los seres vivos, principalmente en el transporte de Mg^{2+} y Ca^{2+} a través de la bomba magnesio-calcio. En esto se basa, posiblemente, la utilización del carbonato de litio como medicamento psicoterapéutico.
Para tratar la intoxicación con berilio se emplea el 'aluminón' o ácido aurintricarboxílico, que es un reactivo para análisis del Al^{3+}. Forma un complejo muy estable, soluble y fácilmente excretable y, de este modo, fácil de eliminar del organismo.