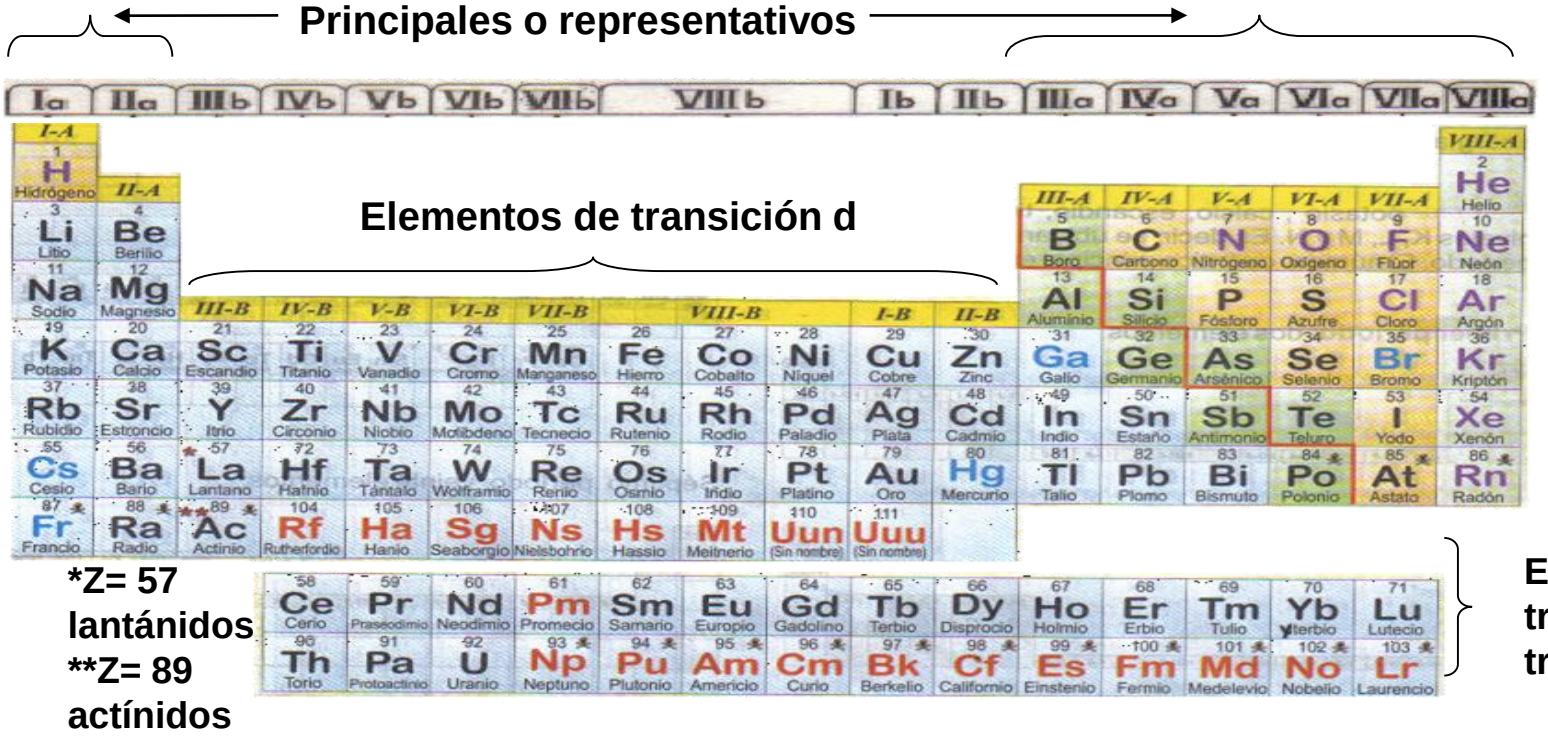
Propiedades Periódicas

TABLA PERIÓDICA

La tabla periódica es el conjunto de todos los elementos químicos ordenados según su numero atómico creciente. Contiene 132 elementos ubicados en 7 períodos y 18 grupos o familias.



PROPIEDADES PERIÓDICAS

- CARGA EFECTIVA NUCLEAR
- RADIO ATÓMICO
- RADIO IÓNICO
- ENERGÍA DE IONIZACIÓN
- AFINIDAD ELECTRÓNICA
- CARÁCTER METÁLICO
- ELECTRONEGATIVIDAD

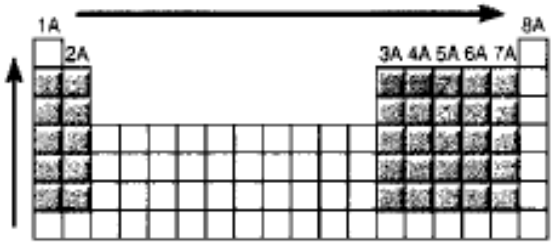
* El término *periódico* significa con repetición a intervalos regulares.

La fuerza de atracción entre un electrón y el núcleo depende de la magnitud de la carga nuclear neta que actúa sobre el electrón y de la distancia media entre el núcleo y el electrón

En un átomo con muchos electrones, cada electrón es simultáneamente atraído hacia el núcleo y repelido por los otros electrones.

CARGA EFECTIVA NUCLEAR

Al bajar por una familia, la carga nuclear efectiva que los electrones de capa exterior experimentan cambian mucho menos que a lo ancho de un periodo



La fuerza de atracción se incrementa a al aumentar la carga nuclear, y disminuye a medida que el electrón se aleja del núcleo.

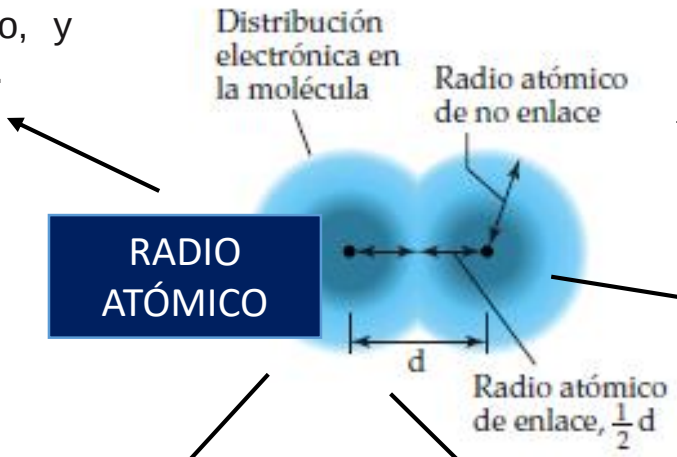
La carga nuclear efectiva experimentada por los electrones exteriores aumenta a medida que pasamos de un elemento al siguiente a lo largo de cualquier fila (periodo) de la tabla periódica.

La carga nuclear efectiva, *Z*ef , que actúa sobre un electrón es igual al número de protones del núcleo, *Z*, menos el promedio de electrones, *S*, que hay entre el núcleo y el electrón en cuestión

Dentro de cada fila (periodo), el radio atómico tiende a disminuir conforme nos movemos de izquierda a derecha. El principal factor que influye en esta tendencia es el aumento en la carga nuclear efectiva (*Z*ef) al avanzar por una fila. Al aumentar, la carga nuclear efectiva atrae a los electrones, incluidos los exteriores,más cerca del núcleo, y esto hace que disminuya el radio.

El radio atómico define el tamaño del átomo

En metales es la mitad de la distancia entre dos núcleos de dos átomos metálicos adyacentes

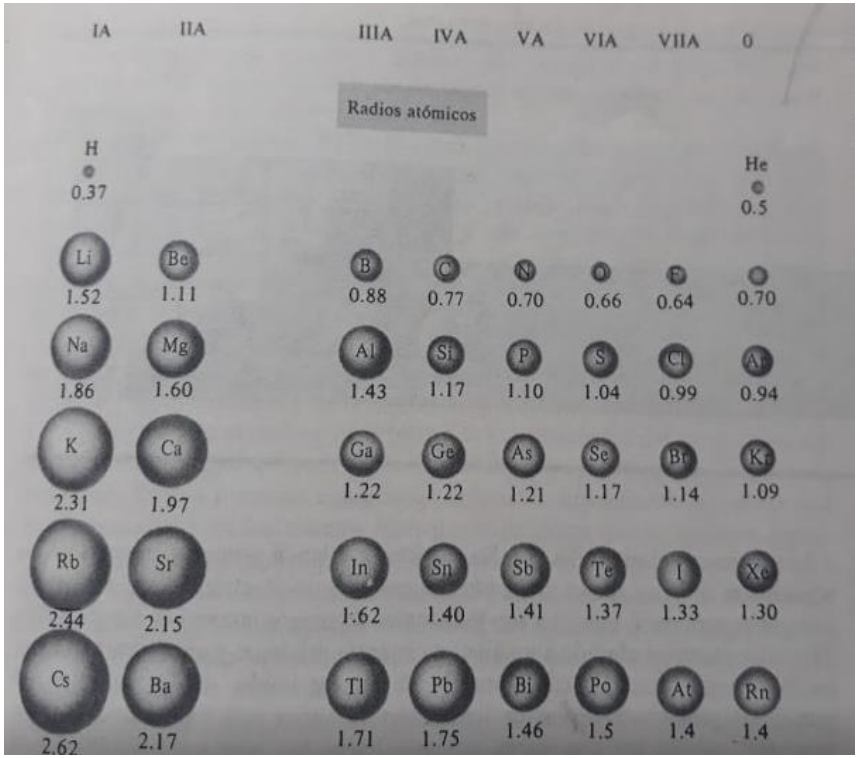


RADIO ATÓMICO

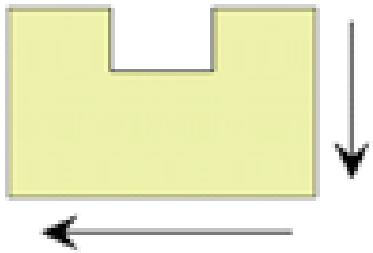
Las distancias más pequeñas que separan a los núcleos durante los choques entre átomos determinan los *radios aparentes (Brown, 2009)*

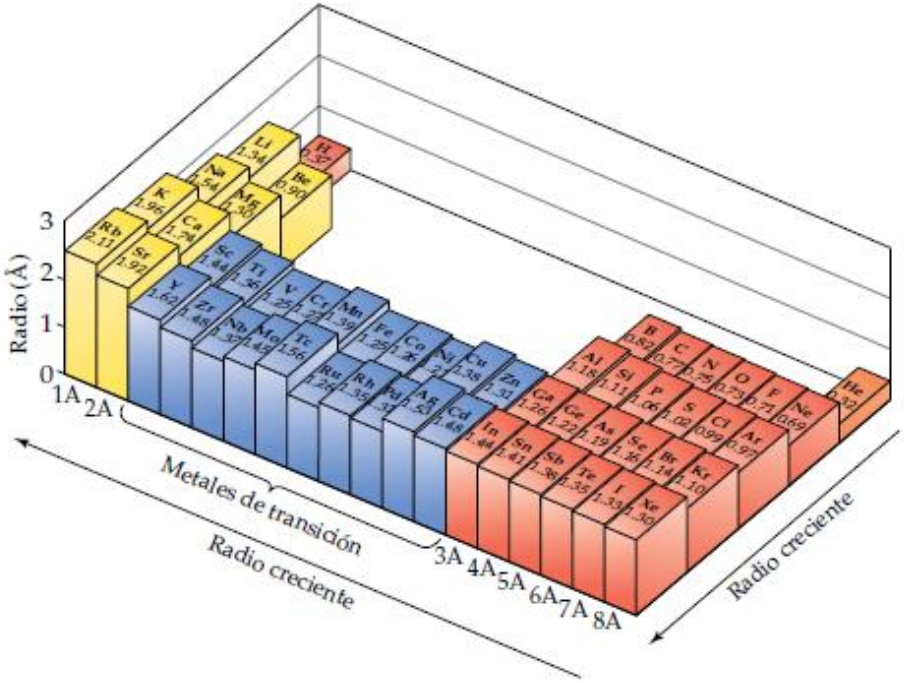
Dentro de cada columna (grupo), el radio atómico tiende a aumentar conforme bajamos por la columna. Esta tendencia es resultado primordialmente del aumento en el número cuántico principal (*n*) de los electrones externos. Al bajar por un grupo, los electrones externos pasan

A mayor carga nuclear efectiva, los electrones son atraídos con mayor fuerza por el núcleo cuando el radio atómico es menor



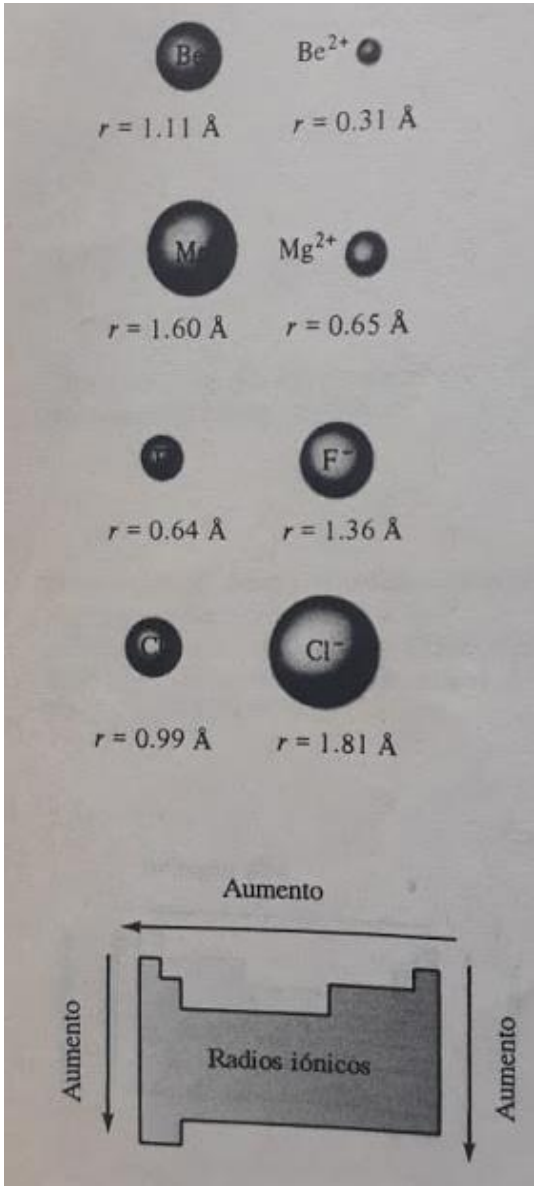
Variación del radio atómico.
(Whitten,1992)





Variación del radio atómico.
(Brown, 2009)

Los tamaños de los iones se basan en las distancias entre iones en los compuestos iónicos.

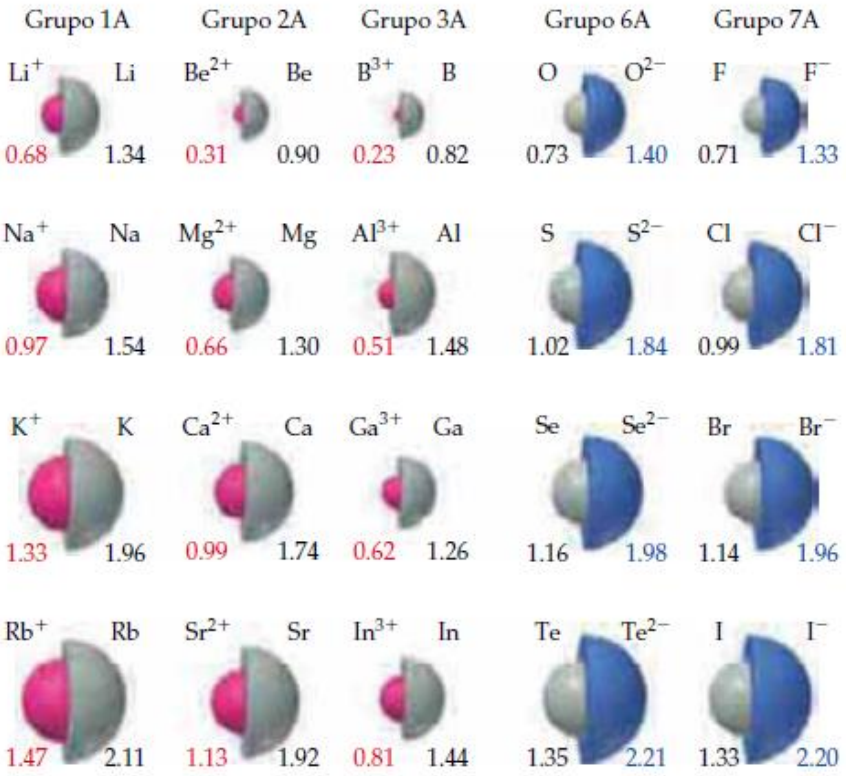


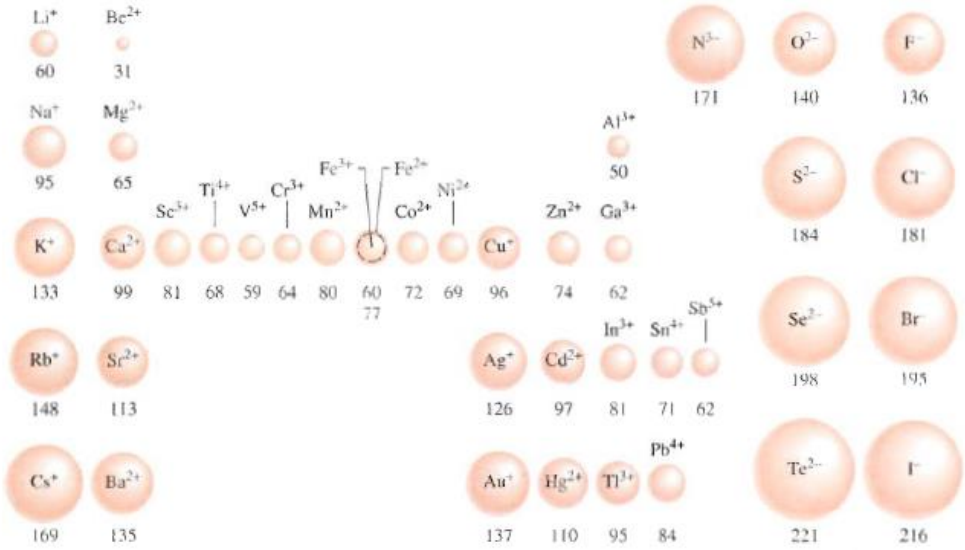
RADIO IÓNICO

Al igual que el tamaño de un átomo, el tamaño de un ión depende de su carga nuclear, del número de electrones que posee y de los orbitales en los que residen los electrones de capa externa.

La formación de un catión desocupa los orbitales más extendidos en el espacio y también reduce las repulsiones electrón-electrón totales. El resultado es que *los cationes son más pequeños que sus átomos progenitores*,

Cuando se añaden electrones a un átomo neutro para formar un anión, el aumento en las repulsiones electrón-electrón hace que los electrones se extiendan más en el espacio. Por tanto, *los aniones son más grandes que sus átomos progenitores*.

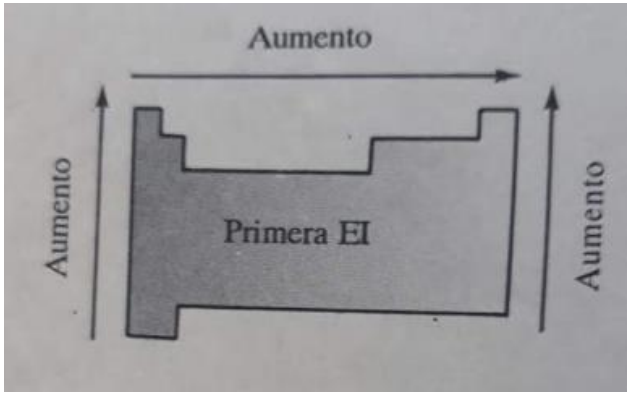




Variación de radios iónicos. Chang, 2002)

Comparaciones de los radios, en Å, de átomos neutros y iones de varios grupos de elementos representativos. Los átomos neutros aparecen en gris, los cationes en rojo y los aniones en azul. (Brown, 2004)

La **energía de ionización** de un átomo o un ión es la energía (KJ/mol) mínima necesaria para eliminar un electrón desde el estado basal del átomo o ión gaseoso aislado.



ENERGÍA DE IONIZACIÓN

La energía de ionización mide los cambios de energía asociados a la eliminación de electrones de un átomo para formar iones con carga positiva.

Cuanto mayor es la energía de ionización, más difícil es quitar un electrón.

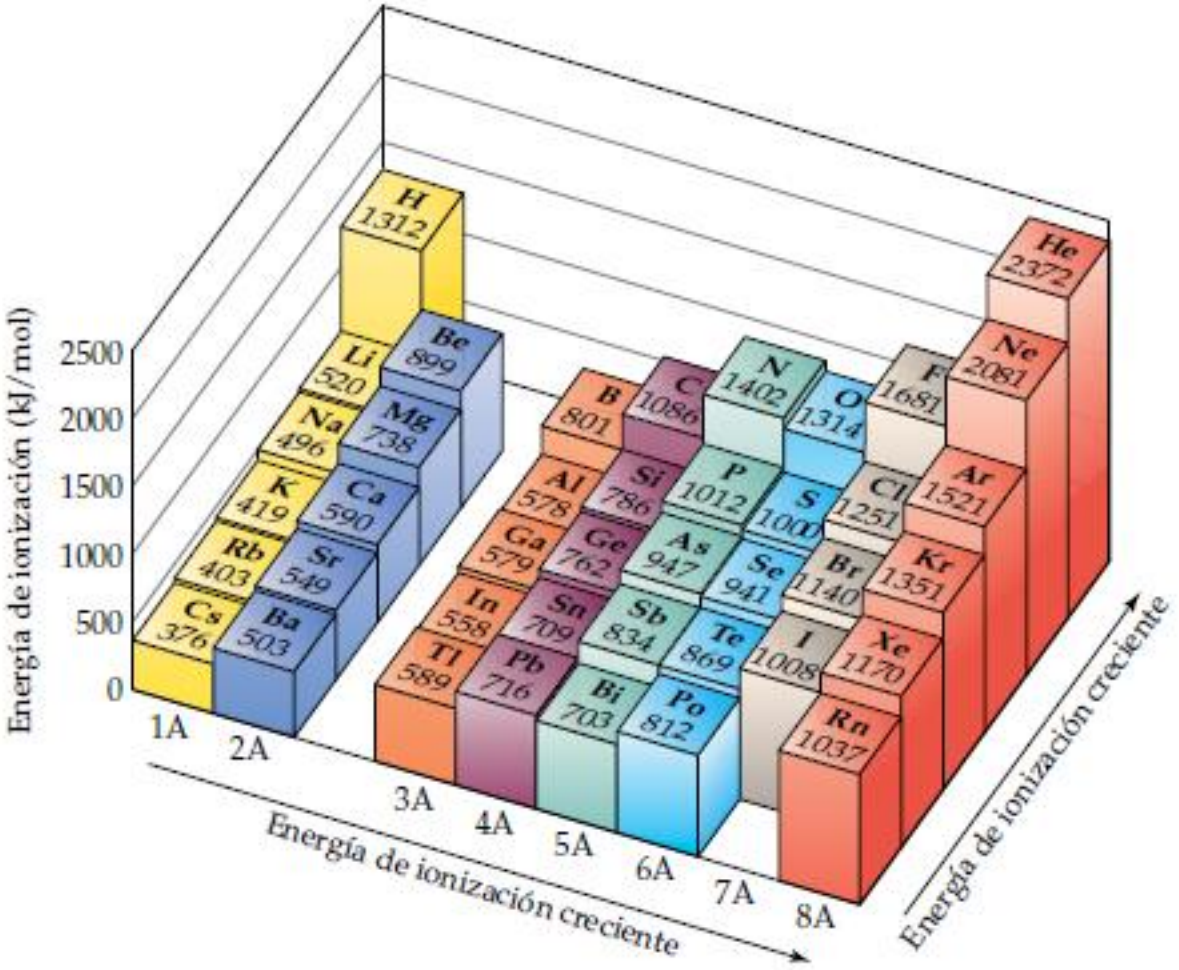
La *primera energía de ionización*, *I*1, es la energía requerida para quitar el primer electrón de un átomo neutro.

$$Na(g) \longrightarrow Na^{+}(g) + e^{-}$$

La *segunda energía de ionización*, *I*2, es la energía requerida para quitar el segundo electrón,y así para la eliminación sucesiva de electrones adicionales. Por tanto, *I*2 para el átomo de sodio es la energía asociada al proceso:

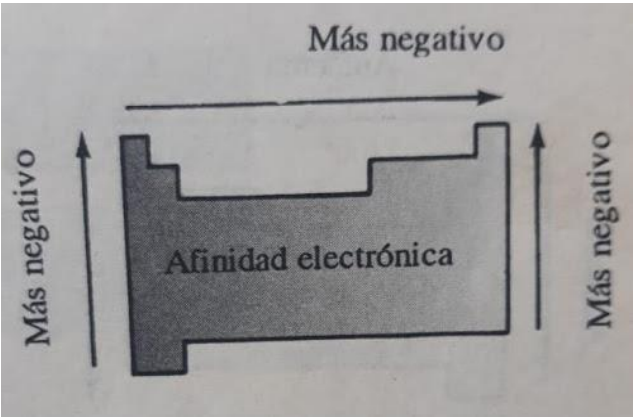
$$Be^{+}(g) \longrightarrow Be^{2+}(g) + e^{-}$$

Al movernos hacia la derecha en un periodo, hay tanto un aumento en la carga nuclear efectiva como una disminución en el radio atómico, lo que hace que la energía de ionización aumente. En cambio, cuando bajamos por una columna, el radio atómico aumenta, mientras que la carga nuclear efectiva casi no cambia. Así, la atracción entre el núcleo y el electrón disminuye, y la energía de ionización disminuye también.



Primera energía de ionización para los elementos representativos de los primeros seis periodos. La energía de ionización por lo regular aumenta de izquierda a derecha y disminuye de arriba hacia abajo. La energía de ionización del astato aún no se ha determinado.

El cambio de energía que ocurre cuando se agrega un electrón a un átomo gaseoso se denomina **afinidad electrónica** porque mide la atracción, o *afinidad*, del átomo por el electrón añadido.



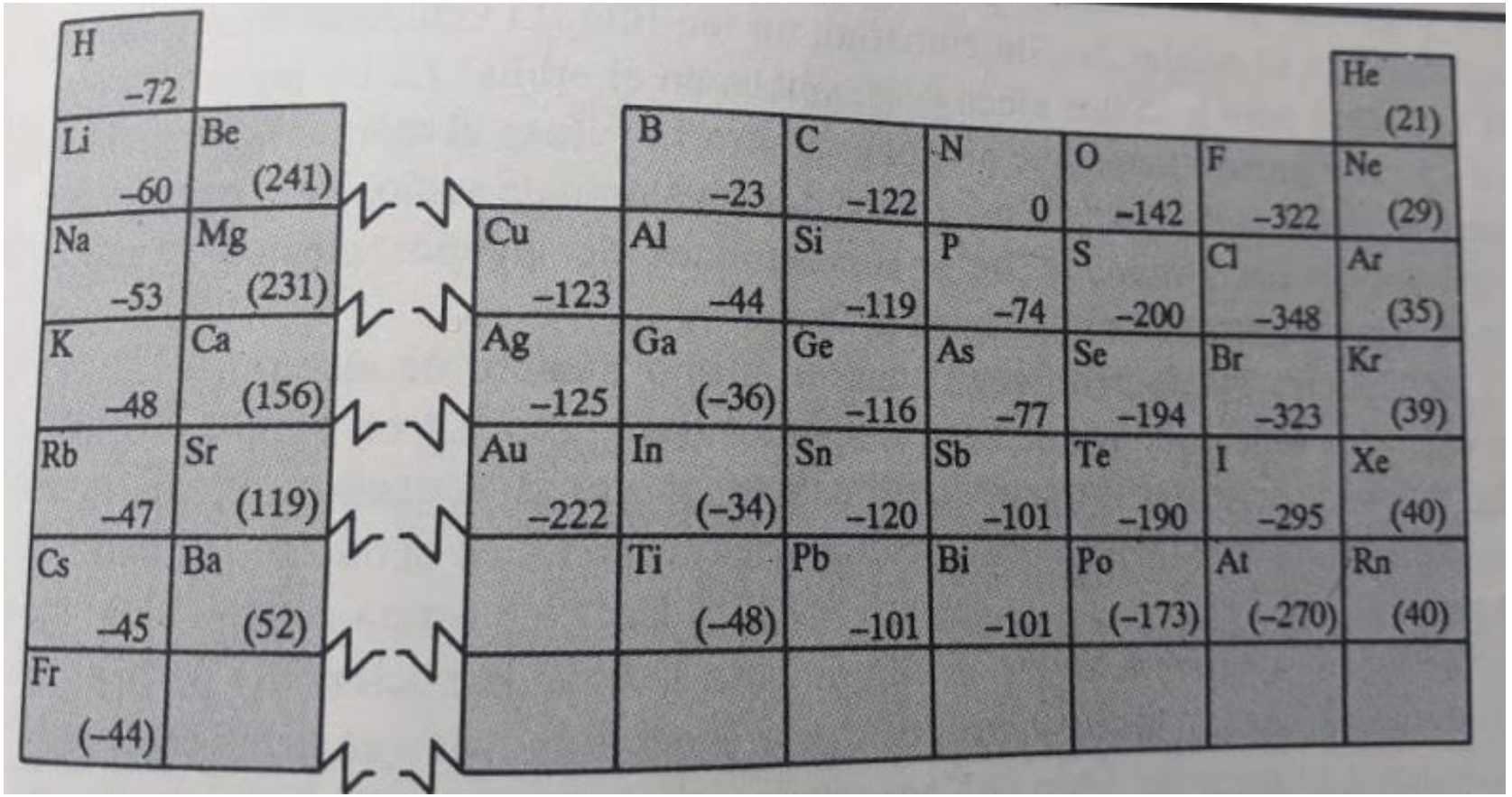
En casi todos los casos, se libera energía cuando se agrega un electrón.

AFINIDAD ELECTRÓNICA

$$Cl(g) + e^- \longrightarrow Cl^-(g) \qquad \Delta E = -349\ kJ/mol$$

Los elementos con afinidades muy negativas, ganan electrones con facilidad. Cuanto más negativa es la afinidad electrónica, mayor es la atracción entre un átomo y un electrón. Una afinidad electrónica mayor a 0 indica que el ión negativo tiene mayor energía que el átomo y el electrón separados.

Es importante diferenciar que la energía de ionización mide la facilidad con que un átomo *pierde* un electrón (forma cationes), mientras que la afinidad electrónica mide la facilidad con que un átomo *gana* un electrón (forman aniones)

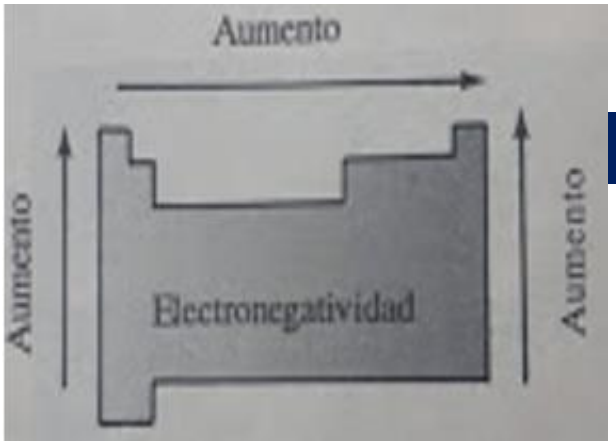


En general, la afinidad electrónica se vuelve más negativa conforme avanzamos por cada fila hacia los halógenos.

Los halógenos, a los que sólo les falta un electrón para tener una subcapa *p* llena, tienen las afinidades electrónicas más negativas.

Definimos la **electronegatividad** como la capacidad de un átomo *en una molécula* para atraer electrones hacia sí.

Es la energía que requiere un átomo neutro para atraer electrones cuando químicamente esta combinado con otros.

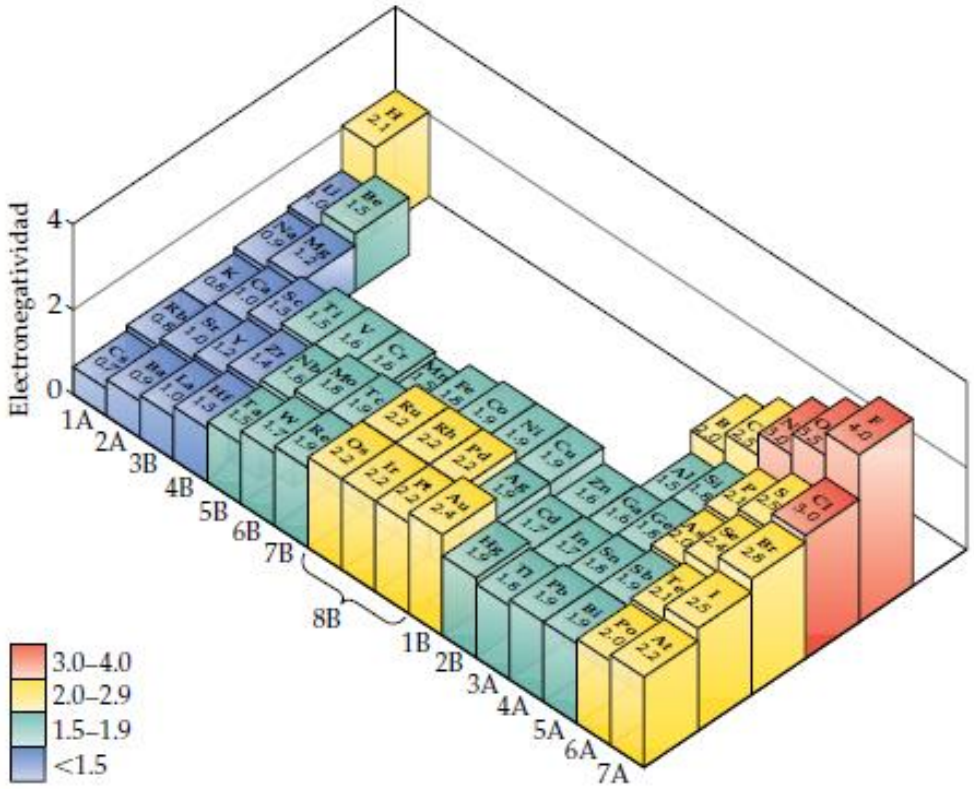


ELECTRONEGATIVIDAD

Cuanto mayor sea la electronegatividad de un átomo, mayor será su capacidad para atraer electrones.

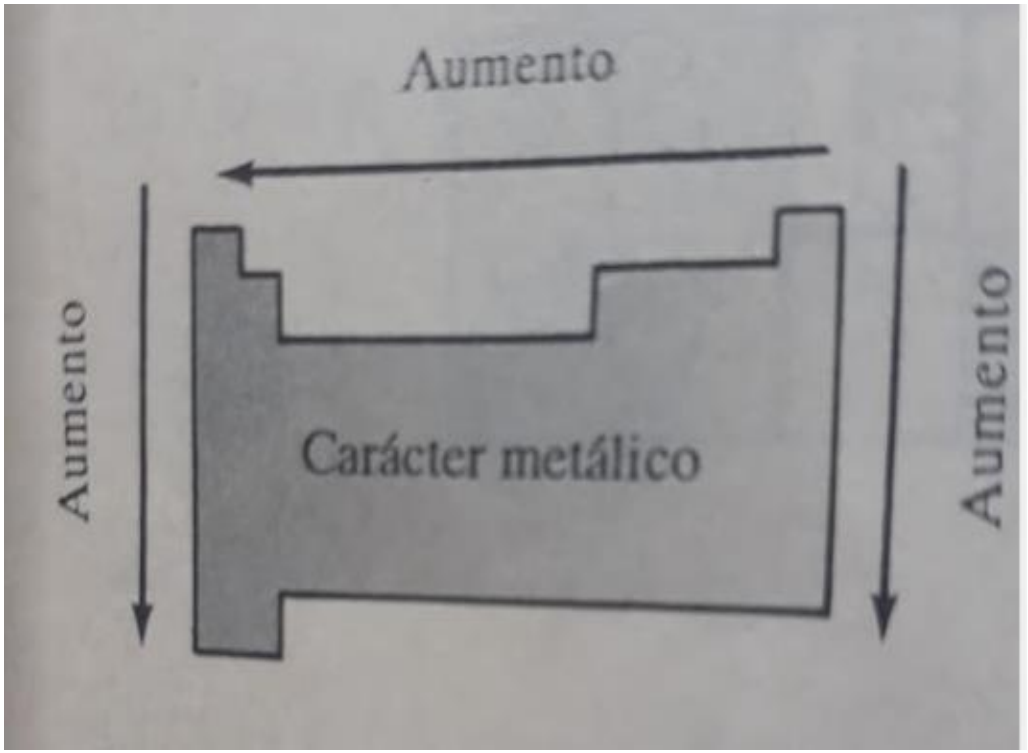
La electronegatividad de un átomo en una molécula está relacionada con su energía de ionización y su afinidad electrónica, que son propiedades de los átomos aislados.

La primera escala de lectronegatividad,fue desarrollada por Linus Pauling (1901-1994), quien basó su escala en datos termoquímicos.



Electronegatividades de los elementos.

Dentro de cada per generalmente hay un aum continuo en la electronegatividad izquierda a derecha; es decir, d elementos más metálicos a los no metálicos. Con alg excepciones (sobre todo dentr los metales de transición), electronegatividad disminuye aumentar el número atómico cualquier grupo. Esto es esperado, ya que sabemos que energías de ionización tiende disminuir al aumentar el núm atómico en un grupo, y afinidades electrónicas no cambian mucho. No es nece memorizar valores numéricos electronegatividad, pero sí aconsejable conocer las tender periódicas para poder predecir de dos elementos es el electronegativo.

CARÁCTER METÁLICO

El **carácter metálico** describe el conjunto de propiedades químicas que se asocian con los elementos clasificados como metales en la tabla periódica. El **carácter metálico** depende de la capacidad de un elemento para perder sus electrones de valencia externa.