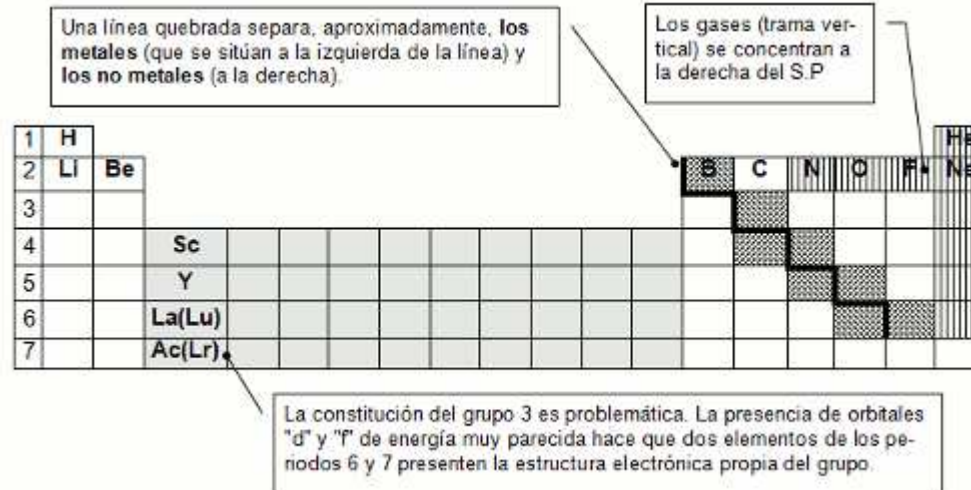


D. I. Mendeléiev (1834-1907) presentó la primera versión de su **tabla periódica** en marzo de 1869. En ella los elementos químicos conocidos hasta entonces (63) se ordenaban en columnas verticales **según su peso atómico creciente** (aunque también concedía mucha importancia la **valencia**, o capacidad de combinación). La ordenación propuesta permitía observar que los elementos con propiedades químicas análogas quedaban dispuestos en filas horizontales (las tablas periódicas actuales están invertidas respecto a la original: los elementos químicamente similares se sitúan en columnas verticales). Observando la tabla de es fácil darse cuenta de que las propiedades químicas de los elementos se repiten, hecho que llevó a Mendeleiev a enunciar lo que él llamó Ley Periódica de los Elementos Químicos:

"Las propiedades de los elementos son función periódica de sus pesos atómicos"

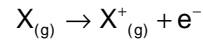
La tabla periódica actual data de 1944 e incorpora elementos desconocidos en la época de Mendeléiev (gases nobles, lantánidos y actínidos) y es atribuida a **Seaborg** (1912-1999).

- **Ordena los elementos de acuerdo con su número atómico.** El número atómico coincide con el número de protones del núcleo y, para átomos neutros, con el de electrones de la corteza. **Como es la disposición de los electrones en la capa más externa (capa de valencia) la responsable del comportamiento químico, todos los elementos de un grupo tienen propiedades químicas comunes al tener una configuración electrónica similar en su capa de valencia.**
- **La periodicidad en las propiedades químicas se debe a la repetición de las estructuras electrónicas en los átomos.**
- Tanto los lantánidos como los actínidos se consideran incluidos en las casillas 57 y 89, respectivamente.
- El primer elemento, el hidrógeno, aunque tiene una estructura en su capa de valencia similar a la de los alcalinos, su comportamiento químico no se parece en nada a la de estos metales. Su ubicación en la tabla es problemática.
- Los elementos del primer grupo de transición (grupo 3) tienen la configuración $(n-1)d^1 ns^2$, pero debido a que la energía de los orbitales "d" y "f" es muy parecida, tienen esa configuración tanto La y Ac como Lu y Lr, razón por la que este grupo está integrado en unas tablas por **Sc, Y, La y Ac** y, en otras, por **Sc, Y, Lu y Lr**.



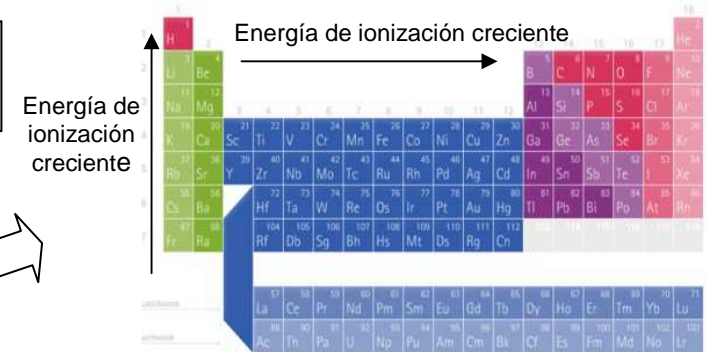
- Los gases nobles tienen una estructura electrónica especialmente estable en su última capa: $ns^2 p^6$ (excepto el He: $1s^2$).
- Todos los elementos tiende a adquirir la estructura de gas noble. Para eso tratan de captar o perder electrones.
- Los elementos, como los halógenos o anfígenos, a los que les faltan solamente uno o dos electrones para adquirir la configuración de gas noble, tienen mucha tendencia a captar electrones transformándose en iones con carga negativa. **Se dice que son muy electronegativos. En general los no metales son elementos electronegativos y tienden a captar electrones para dar iones negativos.**
- Los elementos, como los alcalinos o alcalinotérreos, que están muy alejados de la configuración del gas noble siguiente, les resulta mucho más sencillo perder uno o dos electrones y adquirir la configuración electrónica del gas noble anterior. Por tanto, mostrarán mucha tendencia a formar en iones con carga positiva. **Se dice que son muy poco electronegativos. En general los metales son poco electronegativos y tienden a perder electrones para dar iones positivos.**
- Los metales tienen **energías de ionización bajas** (cuesta muy poco arrancarles un electrón) ya que si tienden a ceder electrones bastará con comunicarle muy poca energía para que los cedan.
- Los no metales muestran **energías de ionización elevadas** ya que si lo que quieren es captar electrones mostrarán muy poca tendencia a cederlos. Habrá que comunicarle mucha energía para arrancárselos.

Se define la (primera)energía de ionización (potencial de ionización) como la energía que hay que comunicar a un átomo neutro, y en estado gaseoso, para arrancar el electrón más débilmente retenido:

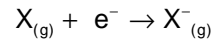


Considerando la variación en conjunto diremos que **los elementos con una energía de ionización elevada se situarán en la parte superior derecha de la tabla y los que tienen una energía de ionización más baja lo harán en la parte inferior izquierda de la tabla.**

De manera general los no metales tienen energías de ionización elevadas mientras que los metales muestran energías de ionización bajas.

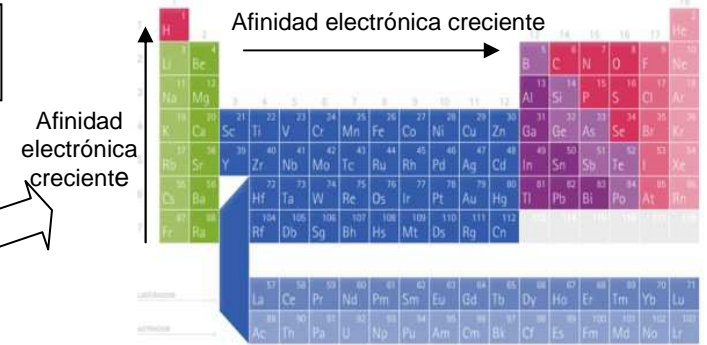


Se define la afinidad electrónica (AE) como la variación de energía (generalmente despendida) que tiene lugar cuando un elemento, en estado gaseoso, capta un electrón:



La variación de la afinidad electrónica en el sistema periódico será idéntica a la de la energía de ionización:

- Si un elemento tiende a captar electrones (**afinidad electrónica alta**) no tenderá a cederlos, debiendo de comunicar una gran energía para lograrlo (**energía de ionización alta**).
- Si un elemento tiende a ceder electrones habrá que comunicarle poca energía (**energía de ionización baja**) y no tenderá a captarlos (**afinidad electrónica baja**).



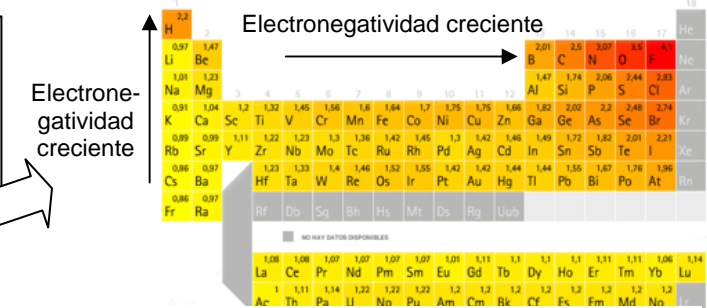
La electronegatividad mide la tendencia de los elementos a captar electrones.

Podríamos dar una definición operativa de la electronegatividad como **suma conceptual (no algebraica) de la energía de ionización y la afinidad electrónica**. Por "suma conceptual" se quiere dar a atender lo siguiente:

- Energía de ionización **alta** y afinidad electrónica **alta** = Electronegatividad **alta**.
- Energía de ionización **baja** y afinidad electrónica **baja** = Electronegatividad **baja**.

En conjunto la electronegatividad aumenta hacia arriba y hacia la derecha.

Los elementos más electronegativos son los situados en el ángulo superior derecho de la tabla.



En los periodos cortos, y a medida que vamos hacia la derecha, se produce una disminución del tamaño de los átomos.

En los periodos largos, el tamaño decrece desde la izquierda hacia el centro y aumenta desde este a la derecha. Los átomos más pequeños se encuentran situados hacia la mitad periodo.

