

# CAPÍTULO 3

## Tabla periódica

*Carlos Alberto Manassero*

Toda la materia que nos rodea está formada por alguna combinación de tan sólo un centenar de elementos. Los elementos que existen hasta el momento están organizados en una tabla denominada “tabla periódica de los elementos”. Seguramente, al verla por primera vez, te preguntaste por qué tiene esa estructura tan particular ¿No hubiera sido más prolijo ubicarlos en una cuadrícula de filas y columnas? En este capítulo daremos respuesta a dichos interrogantes. Intentaremos comprender el ordenamiento de los elementos en grupos de familias con características similares y exploraremos la variación de algunas propiedades en función de su ubicación en la tabla periódica.

### **Un poco de historia: los primeros intentos por ordenar los elementos**

El primer intento de sistematizar y ordenar los elementos químicos fue propuesto por Antoine-Laurent de Lavoisier en 1789. El reconocido químico, biólogo y economista francés – considerado el “padre de la química moderna” – publicó una lista de 33 elementos químicos organizados en cuatro grupos a los que llamó gases, metales, no metales y tierras. Sin embargo, dicho ordenamiento rápidamente fue rechazado ya que dentro de cada grupo existían muchas diferencias entre los elementos. Con el auge de la experimentación química a partir de la segunda mitad del siglo XIX, apoyada en numerosas teorías atómicas anteriores, se realizaron importantes avances en el estudio del comportamiento químico de los elementos. A medida que aumentaban los elementos conocidos se buscaba la forma de agruparlos de acuerdo a su utilidad. Hacia 1862, Alexandre-Emile Béguyer de Chancourtois fue el primero en ordenar los elementos químicos según su masa atómica, evidenciando de esta manera una cierta periodicidad entre los elementos. Sin embargo, no fue hasta 1869 que su trabajo fuera reconocido. En 1869, Dmitri Ivánovich Mendeléyev en Rusia y Julius Lothar Meyer en Alemania publicaron esquemas de clasificación similares en función de la masa atómica de cada elemento. Pero... ¿por qué la tabla periódica tiene esa forma, a primera vista tan caprichosa? ¿No habría sido más simple hacer un ordenamiento de elementos químicos del estilo “lista del supermercado”? Sucede que Mendeléyev y Meyer observaron que las propiedades químicas y físicas de los elementos se repetían o se asemejaban

periódicamente (de ahí su nombre de tabla **periódica**) en función de su **masa atómica**. Ambos esquemas, aún con falencias, fueron los precursores de la tabla periódica moderna (aunque los mayores créditos se los otorgaron a Mendeléyev por expresar ideas más audaces y publicar mayor número de investigaciones relacionadas). A su vez, Mendeléyev predijo la existencia de elementos desconocidos en su época pero que debían presentar propiedades similares a los miembros de su familia. Los mayores problemas que presentaba la tabla de Mendeléyev eran que algunos elementos parecían no estar ubicados correctamente. Esto condujo a que los científicos de la época empezaran a cuestionar el uso de la masa atómica como base para organizar los elementos en la tabla. Fue así como a principios del siglo XX, con ayuda de la espectrometría de rayos X, Henry Moseley pudo inferir el **número atómico** de los elementos. Pronto se descubrió que las propiedades químicas y físicas de los elementos siguen un patrón repetitivo uniforme en la tabla periódica si están organizados de acuerdo con el número atómico, lo que actualmente se conoce como **ley periódica**.

## La tabla periódica

En la tabla periódica moderna (Figura 3.1) los elementos se acomodan en filas horizontales (llamadas **períodos**) y en columnas verticales (llamadas **grupos**) de acuerdo a su número atómico. Básicamente, se puede dividir en las siguientes zonas, a saber:

- **Elementos representativos:** componen los llamados grupos "A", desde el IA (conocidos como metales alcalinos) hasta el grupo VIIIA (conocidos como gases nobles o inertes). Actualmente, algunas tablas han cambiado la forma de indicar dichos grupos y en lugar de usar números romanos y letras utilizan números enteros. En este caso, los elementos ocuparían los grupos 1 y 2 y del 13 al 18. A excepción del grupo 18, los elementos representativos se caracterizan por tener el nivel electrónico externo incompleto, pero todos los niveles y subniveles internos completos.

- **Gases nobles o inertes:** así llamados dada su casi nula reactividad química. Se encuentran al final de cada período, grupo VIIIA (o 18). Presentan lo que se conoce como estructura de capa completa (es decir el máximo de electrones permitidos en el nivel electrónico más externo) lo que les confiere su gran estabilidad química. Son también considerados elementos representativos, por lo cual los gases nobles no constituyen una región en sí misma, sino una subregión.

- **Elementos de transición:** se encuentran en la parte central de la tabla periódica ocupando los grupos B (o del 3 al 12). Se caracterizan por utilizar electrones de niveles electrónicos internos en las uniones químicas.

- **Elementos de transición interna:** se indican en forma separada en la tabla periódica, sin embargo, siguen en orden previo al grupo IIIB (o 3). A la primera fila de este bloque, que comienza con el elemento lantano (número atómico 57), se la conoce como lantanoides o



el nivel cuántico principal 3) y grupo IA (o 1) (un solo electrón en su nivel energético más externo). Con esta información se puede deducir la distribución electrónica del *Na* en los niveles y orbitales:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ .

Si volvemos a observar, ahora con más atención, la tabla de la Figura 3.1 vemos que se puede dividir en dos grandes partes o zonas: a la izquierda o a la derecha de la línea diagonal escalonada. Todos los elementos (a excepción del hidrógeno que es considerado un no metal dado su comportamiento químico) ubicados en la parte izquierda de la línea diagonal son **elementos metálicos** (en general presentan elevada conductividad térmica y eléctrica, brillo metálico, son maleables y dúctiles). A la derecha de la línea diagonal encontramos a los **elementos no metálicos**, cuyas propiedades son opuestas a la de los metales. Es importante destacar que la transición de las propiedades características de un metal a las de un no metal es gradual. Por este motivo, a los elementos que flanquean la línea diagonal se los denomina **metaloides** (posee la apariencia y algunas de las propiedades características de un metal, pero su comportamiento químico es similar al de los no metales). Son ejemplos de metaloides el boro (*B*), silicio (*Si*), germanio (*Ge*), arsénico (*As*), antimonio (*Sb*), telurio (*Te*) y polonio (*Po*).

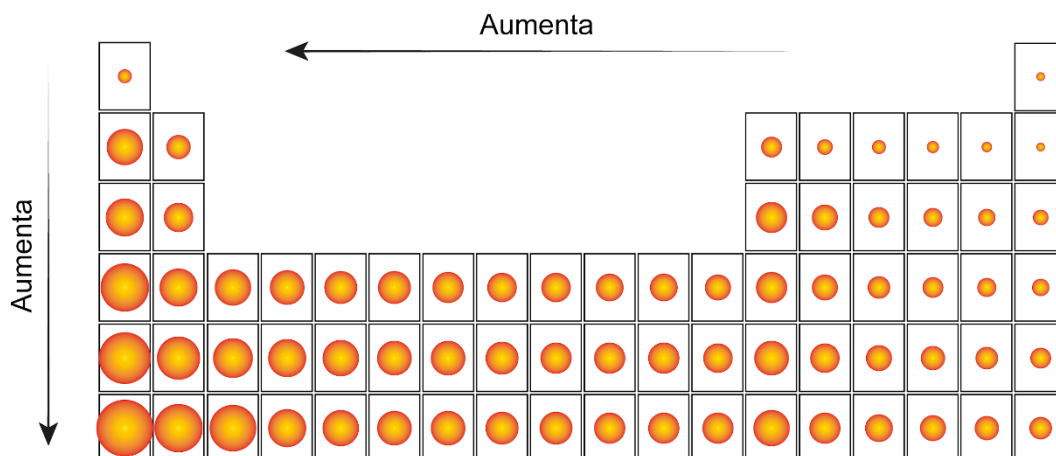
## Propiedades periódicas

Saber utilizar la tabla periódica para predecir las propiedades que exhibirá un determinado elemento es un aspecto crucial a la hora de pronosticar el comportamiento de un átomo en una reacción química. Hasta el momento hablamos en términos generales de que la disposición de los elementos en la tabla muestra cierta periodicidad en cuanto a sus propiedades. Veamos con un poco de detenimiento a qué estamos haciendo referencia...

Una de las características fundamentales que define las propiedades de un átomo es su tamaño. En este sentido, en forma simple, llamamos **radio atómico** a la distancia que separa al núcleo de la capa electrónica más externa. Analizando la variación del radio atómico a medida que nos movemos sobre la tabla periódica se observa una disminución de éste con el aumento del número atómico a lo largo de un período (Figura 3.2). En este caso, a medida que aumenta el número atómico iremos agregando la misma cantidad de electrones en los niveles más externos que de protones dentro del núcleo. Como consecuencia de esto último, la fuerza de atracción que ejerce el núcleo sobre los electrones supera a la fuerza de repulsión que opera entre ellos, provocando así una contracción en el átomo con la consecuente disminución de su tamaño. Por otra parte, si nos movemos a lo largo de un grupo en forma descendente se observa un aumento en el radio atómico. Esto es una consecuencia directa del agregado de capas o niveles electrónicos a medida que aumenta el período en el cual se encuentra el átomo (Figura 3.2).

**Figura 3.2**

*Tendencia general de los radios atómicos en función de la clasificación periódica*

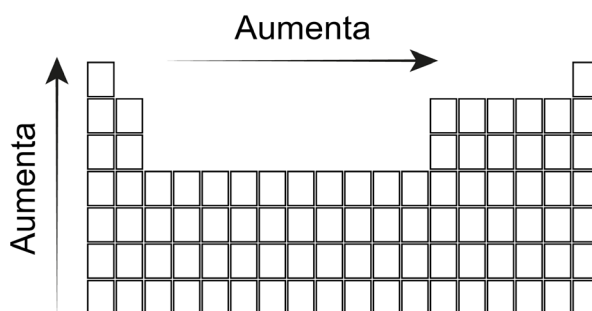


Cuando un átomo se transforma en un catión (por pérdida de uno o más electrones) su radio disminuye (en este caso hacemos referencia al **radio iónico**). Esto se debe a la pérdida de un nivel electrónico completo y/o a una mayor contracción de éste debido a la fuerza que ejerce el núcleo sobre los electrones restantes. Por lo tanto, cuanto mayor sea la carga del catión menor será su radio. Por otra parte, si el átomo se transforma en un anión (por ganancia de uno o más electrones) tendrá mayor tamaño que el átomo del cual proviene. La ganancia de electrones aumenta la repulsión entre ellos, lo que se traduce en una expansión de la capa electrónica donde se alojaron el o los electrones adicionales.

Otra propiedad importante, que está íntimamente relacionada con el radio atómico es la **energía de ionización**. La misma puede definirse como la energía mínima necesaria para quitar un electrón de la capa externa de un átomo aislado en estado gaseoso. Cuanto mayor sea el radio atómico más fácilmente puede ser removido un electrón, dado que se encuentra más alejado y menos atraído por el núcleo. Por consiguiente, cuanto mayor sea el radio atómico menor será su energía de ionización. En consecuencia, la variación que muestra la energía de ionización es la inversa de la mostrada por el radio atómico (Figura 3.3).

**Figura 3.3**

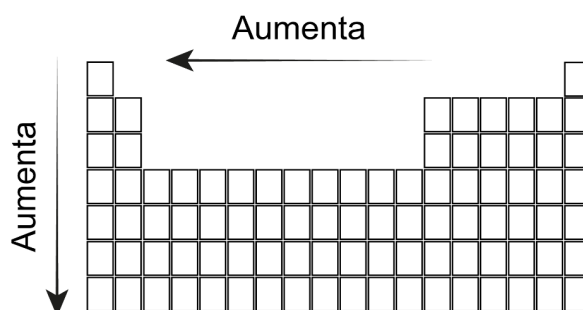
*Tendencia general de la energía de ionización en función de la clasificación periódica*



Como mencionamos al final de la sección anterior los elementos pueden ser agrupados a groso modo en metales, no metales y metaloides (elementos con propiedades intermedias o comunes a ambos). Otra propiedad periódica es el **carácter metálico** que nos indica la tendencia a perder electrones y formar cationes. Esta propiedad puede ser relacionada fácilmente con el radio atómico, con la energía de ionización e incluso la electroafinidad (que será explicada posteriormente). Como se puede observar en la Figura 3.4, el carácter metálico aumenta al descender en un grupo y al movernos de derecha a izquierda (sentido decreciente de número atómico) en un período. Pueden notar que el carácter metálico se incrementa en el mismo sentido que el radio atómico, pero en sentido inverso al aumento de la energía de ionización. Es decir, cuanto mayor sea el tamaño del átomo menor será la energía de ionización, y como consecuencia de ello, mayor será su carácter metálico.

**Figura 3.4**

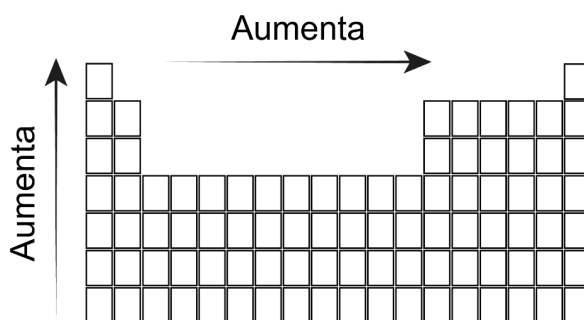
*Tendencia general del carácter metálico en función de la clasificación periódica*



Otra propiedad periódica muy importante es la **electronegatividad**. Se refiere a la tendencia o capacidad relativa que posee un átomo para atraer hacia sí los electrones intervinientes en una unión química con otro átomo. Los elementos con valores elevados de electronegatividad (no metales) suelen “ganar” electrones para formar aniones. Cuando más electronegativo sea el átomo de partida más estable será el anión formado. En contrapartida, los elementos con valores bajos de electronegatividad (metales) suelen “perder” electrones al transformarse en cationes. Si pensamos en las premisas anteriores podemos predecir un aumento de la electronegatividad al movernos de izquierda a derecha en un período (sentido creciente del número atómico) y al ascender en un grupo. Esto destaca al flúor (*F*) como el elemento más electronegativo de la tabla periódica (Figura 3.5).

**Figura 3.5**

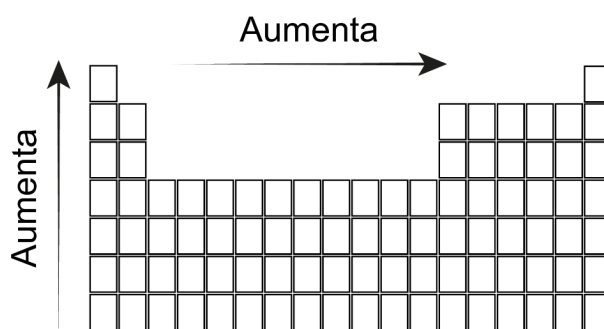
*Tendencia general de la electronegatividad en función de la clasificación periódica*



La última propiedad periódica de la que haremos una breve mención es la **afinidad electrónica** o **electroafinidad**. Así como la energía de ionización nos indicaba la energía involucrada en la formación de un catión, la afinidad electrónica mide la energía puesta en juego en la formación de un anión. La podemos definir como el cambio de energía que ocurre cuando se agrega un electrón a un átomo neutro en estado gaseoso. Cuanto más positivo sea el valor de la afinidad electrónica más favorecido estará la formación del anión. Es por ello que las mayores afinidades electrónicas se encuentran en el extremo superior derecho de la tabla periódica, coincidente con el mayor carácter no metálico de los elementos (Figura 3.6).

**Figura 3.6**

*Tendencia general de la afinidad electrónica en función de la clasificación periódica*



## Regla del octeto y reacciones químicas

Ya estamos en condiciones de entender por qué se producen las reacciones químicas. Todo átomo “quiere” lograr estabilidad; la observación de que todos los gases nobles tienen 8 electrones (excepto el *He* que tiene 2) en su capa de valencia (capa electrónica externa) y que esto es lo que produce su elevada estabilidad dio origen a la regla del octeto. En otras palabras, los gases nobles están “satisfechos” con sus 8 electrones en el último nivel.

La regla del octeto establece que los átomos ganan, pierden o comparten electrones intentando alcanzar la configuración electrónica de los gases nobles más cercanos a ellos en la tabla periódica, es decir, los átomos reaccionan con otros para completar 8 electrones en su última capa.

Si un átomo le quita uno o más electrones a otro átomo con el fin de completar su octeto, va a formar un ion negativo (anión). El átomo que sufrió la pérdida de electrones forma un ion positivo (catión). ¿Cómo pasa esto? Si recordamos, el átomo es eléctricamente neutro porque posee el mismo número de protones positivos que de electrones negativos. Si un átomo gana un electrón se produce un desbalance de cargas entre protones y electrones, por lo que ahora tenemos una carga neta negativa y el átomo pasa a llamarse ion. Acerca de este tema profundizaremos más en el capítulo de uniones químicas.

## Referencias

Goldschmidt Javier (25 de julio de 2019). Tabla Periódica de los Elementos.

<https://elgatoylacaja.com/tabla-periodica-de-los-elementos>

Éste es un libro donde hay un artículo para cada elemento. Si en el buscador de la página se introduce la palabra “átomo” aparecen cada uno de los elementos y podés leerlos en forma gratuita.

Marchini Timoteo (14 de octubre de 2019). Sinfonía. <https://elgatoylacaja.com/sinfonia-periodica>.

En este artículo podrás ver la evolución de la tabla periódica en el tiempo y repasar las propiedades periódicas.

Rosado Eric. Solving the puzzle of the periodic table.

Serico, Lou. The genius of Mendeleev’s periodic table.

<https://ed.ted.com/lessons/the-genius-of-mendeleev-s-periodic-table-lou-serico>

En este video (en inglés pero subtulado) se muestra más en detalle cuál fue el verdadero aporte de Mendeléyev a la tabla periódica que sus colegas ya habían esbozado con anterioridad.

Tablas periódicas interactivas:

- Dayah Michael. <https://ptable.com/#Propiedades>
- Royal Society of Chemistry. <https://www.rsc.org/periodic-table/>
- American Chemical Society  
<https://www.acs.org/content/acs/en/education/whatischemistry/periodictable/periodic-table-gallery.html>