

Los símbolos químicos

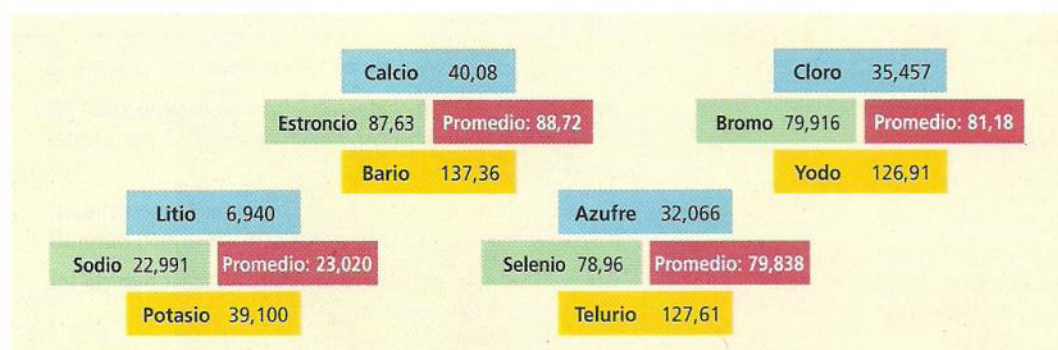
Algunos elementos, como el oro, el hierro y el mercurio, son conocidos por el hombre desde la Antigüedad; los primeros alquimistas utilizaron diversos símbolos para representarlos. A principios del siglo XIX, John Dalton (1766-1844) ideó, una serie de símbolos circulares para representar los átomos de los elementos conocidos o supuestos de su época; mediante la combinación de estos símbolos podían representarse compuestos.

Poco a poco la Química, como disciplina científica, tomaba distancia de la magia y de la alquimia. En 1830, el químico sueco John Jacob Berzelius (1779-1848) propuso un método para representar los elementos: utilizar la inicial del nombre en latín o, en todo caso, la inicial seguida de otra letra presente en el nombre latino, si dos o más elementos tenían la misma inicial; por ejemplo: N para el nitrógeno, Na para el sodio (*Natrium* en latín), Ni para el níquel. Actualmente se sigue empleando esta simbología.

A principios del siglo XIX se conocían cerca de cuarenta elementos. Las preguntas que se planteaban en ese momento eran: ¿tienen los elementos características comunes? ¿Existe alguna manera de agruparlos y poder predecir su comportamiento químico?

Los numerosos estudios realizados a principios de ese siglo establecieron que los elementos podían agruparse en **familias**, con propiedades químicas similares como las del sodio-potasio (*Na-K*), las del cloro-bromo-yodo (*Cl-Br-I*), las del calcio-bario-estroncio (*Ca-Ba-Sr*). Las dos propiedades más investigadas por los científicos de la época para caracterizar un nuevo elemento eran: el **peso atómico** (una propiedad física hoy conocida como **masa atómica relativa** (A_r)) y la **valencia** (una propiedad química, que expresaba numéricamente la capacidad de combinación de los átomos, hoy conocida como **número de oxidación**).

En 1817, Johann Döbereiner (1780-1849) observó que el peso atómico del estroncio estaba muy cerca de la media aritmética entre los pesos atómicos del calcio y del bario, y que los tres elementos, por ser químicamente análogos, estaban agrupados en una misma familia. En 1829 estableció esta misma regularidad de los pesos atómicos para varios grupos de tres elementos, a los que llamó **triadas**, donde el peso atómico del elemento central de la triada era casi igual al promedio de los otros dos. Por ejemplo:



ELEMENTS

	Hydrogen	1		Strontian	46
	Azote	5		Barytes	68
	Carbon	5		Iron	50
	Oxygen	7		Zinc	56
	Phosphorus	9		Copper	56
	Sulphur	13		Lead	90
	Magnesia	20		Silver	190
	Lime	24		Gold	190
	Soda	28		Platina	190
	Potash	42		Mercury	167

Símbolos circulares de Dalton.



En el capítulo 13 y en el capítulo 18 se analiza cómo se utilizaba el concepto de valencia referido a las uniones y a las reacciones químicas y qué consideraciones se hacen al respecto en la actualidad.



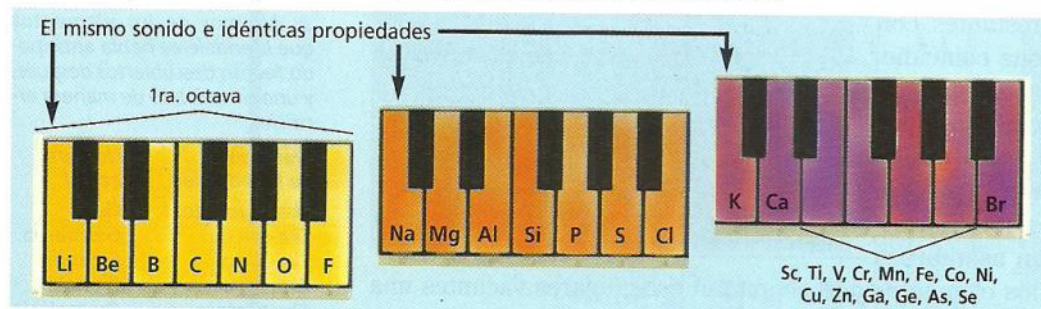
▲ Según los símbolos de Dalton, ¿cómo representarían el hidróxido de sodio? ¿Y el agua?

▲ A partir del elemento de número atómico (Z) igual a 104, la IUPAC recomienda usar los símbolos de tres letras, relacionadas con el nombre derivado del latín del número atómico de ese elemento; por ejemplo, el elemento con $Z=104$ se simboliza **Unq** (unnilquadio); el de $Z=105$, **Unp** (unnilpentio), etc. A partir de 1997, la IUPAC también acepta otra nomenclatura para estos elementos. Averigüen cómo pueden llamarse y en honor a quién.

El camino hacia la ley periódica

En 1864, John R. Newlands (1837-1898) dispuso los elementos conocidos hasta entonces en orden creciente según los pesos atómicos y observó que las propiedades se repetían en períodos de siete, de manera similar a como lo hacen las notas musicales en las octavas de un teclado de piano: las propiedades del octavo elemento en una serie eran análogas a las del primero, por lo que estos períodos de siete elementos recibieron el nombre de **octavas de Newlands**.

Hasta ese momento el helio (He) no había sido descubierto; Newlands dejaba de lado el hidrógeno (H), y su primera octava incluía el litio, el berilio, el boro, el carbono, el nitrógeno, el oxígeno y el flúor (Li, Be, B, C, N, O, F). La segunda octava incluía el sodio (con propiedades análogas a las del litio), el magnesio (análogo del berilio), el aluminio, el silicio, el fósforo, el azufre y el cloro (Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl). La tercera octava comenzaba con el potasio (K), análogo del sodio y del litio, y seguía con el calcio (Ca), análogo del magnesio y del berilio; pero para llegar al bromo (Br), análogo del cloro y del flúor, había más de siete elementos en la octava.



Aunque el sistema de octavas de Newlands era de aplicación limitada porque no admitía todos los elementos conocidos, constituye uno de los primeros antecedentes importantes de los sistemas de clasificación por **períodos** y **grupos** (tal como el que se usa en la actualidad).

Entre 1868 y 1870, los trabajos de Lothar Meyer (1830-1895) en Alemania y de Dmitri Mendeleiev (1834-1907) en Rusia condujeron al descubrimiento de la **ley de periodicidad de los elementos químicos** o **ley periódica**. Meyer ordenó los elementos hasta entonces conocidos por orden creciente de pesos atómicos y relacionó esta magnitud con otra: el **volumen atómico**. Al representar los volúmenes atómicos de los elementos en función de los pesos atómicos, Meyer encontró que en el gráfico se formaba una serie de picos máximos, que correspondían a aquellos **grupos** de elementos con propiedades similares: litio, sodio, potasio, rubidio y cesio. También determinó que cada pico, con sus correspondientes subidas y bajadas, constituía un **período** de la tabla de elementos.

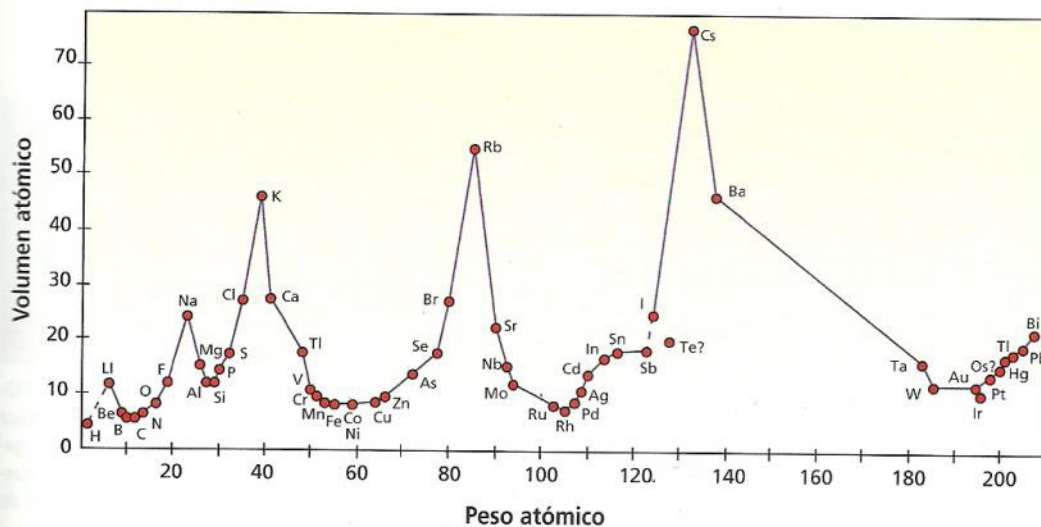


Gráfico de Meyer. El litio, el sodio, el potasio, el rubidio y el cesio están en los picos y pertenecen al mismo grupo. El litio, el berilio, el boro, el carbono, el nitrógeno, el oxígeno y el flúor están entre pico y pico del gráfico y pertenecen al mismo período.



▲ Si tuvieran que construir una tabla periódica a partir del gráfico de Meyer, ¿qué elementos estarían en el mismo grupo? ¿Y en el mismo período?

Tabla periódica de los elementos

[illegible]

Elementos en letras celestes: gaseosos
Elementos en letras rojas: líquidos
Elementos en letras huecas: producidos

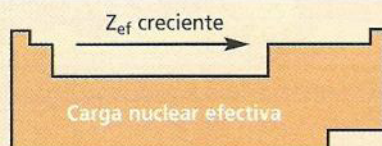
[illegible]

Nota: La IUPAC propone numerar los grupos del 1 al 18, notación que adoptaremos de aquí en adelante.

Otras propiedades periódicas

Así como la configuración electrónica puede deducirse de la posición que ocupa un elemento en la tabla periódica, existen otras propiedades que también varían de manera sistemática, denominadas **propiedades periódicas**. Entre ellas podemos mencionar:

- **Carga nuclear efectiva.** Los electrones que se encuentran más cercanos al núcleo (electrones internos) ejercen un **efecto de apantallamiento** de la carga positiva del núcleo (Z); por esta causa, los electrones más externos (que ocupan orbitales de mayor energía y que corresponden a la CEE) son atraídos por el núcleo con una fuerza menor; la carga neta que afecta a un electrón se denomina **carga nuclear efectiva** o Z_{ef} .



La Z_{ef} varía de un modo regular en la tabla periódica: aumenta de izquierda a derecha en un período; sin embargo, a lo largo de un grupo permanece casi invariable, ya que el aumento de la carga nuclear se compensa con el efecto de apantallamiento producido por los electrones internos.



El concepto de vida media de un elemento se explica en el capítulo 11.

- **Radio atómico.** De acuerdo con el modelo mecánico-cuántico, la distribución de la densidad electrónica de un átomo no tiene un límite definido con claridad. Sin embargo, si el átomo se considera una esfera, se puede determinar, en forma experimental, la distancia que separa al electrón más externo del núcleo. Esta distancia se denomina **radio atómico** o \AA .



El radio atómico de los átomos de los elementos disminuye de izquierda a derecha, ya que, al aumentar en este sentido la Z_{ef} , los electrones externos son más atraídos hacia el núcleo, y el radio es menor. En un grupo, el radio atómico aumenta de arriba abajo, ya que en este sentido aumenta el número cuántico principal y, por lo tanto, el tamaño de los orbitales.

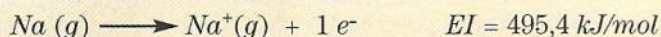
- **Radios iónicos.** Cuando los átomos neutros pierden o ganan electrones, se transforman en iones: son **cationes** si pierden electrones y quedan con carga neta positiva, o **aniones**, si ganan electrones y quedan con carga negativa. El tamaño de un catión es menor que el del correspondiente átomo neutro; sin embargo, el tamaño de un anión es mayor que el del átomo neutro de procedencia.

En la tabla periódica, los radios iónicos aumentan de arriba abajo en un grupo; la variación en un período es difícil de analizar, ya que depende de la cantidad de cargas de los iones.

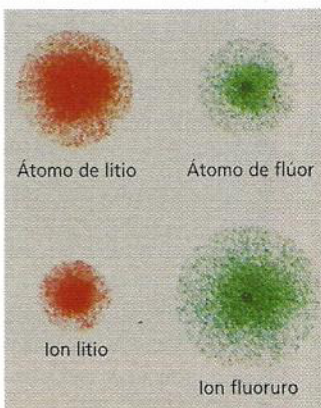
- **Energía de ionización.** Cuando se transfiere energía a un átomo, los electrones de la CEE pueden promoverse desde su estado fundamental a niveles de energía mayores; si la energía es suficiente, uno o varios electrones pueden desligarse del átomo que constituye un ion positivo o catión, lo que se conoce con el nombre de **ionización**.

La energía de ionización (EI) es la energía necesaria para "arrancar" un electrón de un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental. El átomo se convierte en un ion monopositivo (es decir, con una sola carga positiva).

Por ejemplo, para ionizar un átomo de sodio en estado gaseoso se necesitan 5,13 eV, lo que equivale a 495,4 kJ por cada mol de átomos de sodio (g):



En la tabla periódica, la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha en un período, como consecuencia del aumento de la Z_{ef} , y de abajo hacia arriba en un grupo, ya que cuanto menor es n más pequeño es el átomo, y al hallarse los electrones más cerca del núcleo son atraídos con mayor fuerza.



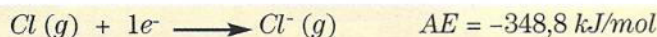
Radios atómicos e iónicos.



Electrón-voltio (eV). Unidad de energía utilizada con frecuencia en Química. Se define como la energía que adquiere un electrón cuando se acelera, cuando se aplica una diferencia de potencial de un voltio. Equivale a $1,602 \cdot 10^{-19}$ joules.

Afinidad electrónica y electronegatividad

Contrariamente a lo que sucede con la energía de ionización, la **afinidad electrónica** o **AE** es la energía intercambiada cuando un átomo neutro, gaseoso, y en su estado fundamental, capta un electrón y se convierte en un ion mononegativo (es decir, con una sola carga negativa). Por ejemplo, en la formación de un mol de iones cloruro (g) a partir de átomos de cloro (g) se desprenden 348,8 kJ/mol:



Para la mayor parte de los átomos neutros, este proceso de ionización es exotérmico; en estos casos la AE es negativa.

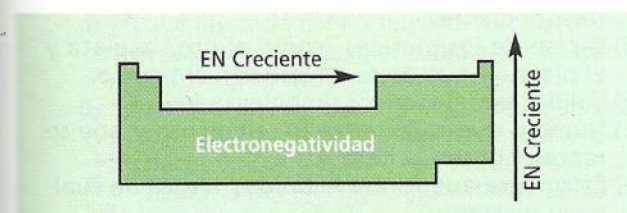


En general la AE, en valor absoluto, se incrementa de izquierda a derecha en un período, debido al aumento de la carga nuclear efectiva; y en cambio, disminuye al descender en un grupo por el aumento del tamaño de los átomos, que determina que el nuevo electrón sea atraído con menor fuerza.

Finalmente, la **electronegatividad (EN)** de un átomo de un elemento se define como la capacidad relativa de ese átomo de atraer hacia sí los electrones de un enlace químico con otro átomo.

Linus Pauling (1901-1994) usó medidas comparativas de energías de enlace y asignó al hidrógeno un valor arbitrario de electronegatividad ($EN_H = 2,1$); de esta manera, pudo calcular los valores de electronegatividad para los demás elementos. Por ejemplo:

Valores de electronegatividad de Pauling para los elementos representativos						
1	2	13	14	15	16	17
H: 2,1						
Li: 1,0	Be: 1,5	B: 2,0	C: 2,5	N: 3,0	O: 3,5	F: 4,0
Na: 0,9	Mg: 1,2	Al: 1,5	Si: 1,8	P: 2,1	S: 2,5	Cl: 3,0
K: 0,8	Ca: 1,0	Ga: 1,6	Ge: 1,8	As: 2,0	Se: 2,4	Br: 2,8
Rb: 0,8	Sr: 1,0	In: 1,7	Sn: 1,8	Sb: 1,9	Te: 2,1	I: 2,5
Cs: 0,7	Ba: 0,9	Tl: 1,7	Pb: 1,8	Bi: 1,9	Po: 2,0	At: 2,2



En la tabla periódica, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en un período y de abajo hacia arriba en un grupo. Los elementos más electronegativos son el flúor y el oxígeno, mientras que el menos electronegativo es el cesio.



▲ La electronegatividad es una propiedad muy importante que permite, por ejemplo, comparar el carácter metálico de un elemento con el de otro: todos los metales tienen valores de electronegatividad inferiores a 2, mientras que los elementos no metálicos tienen valores superiores a 2. ¿Cómo justifican que, en la actualidad, se proponga ubicar al hidrógeno, considerado tradicionalmente del grupo 1, en el medio de la tabla periódica y en ningún grupo en particular?

NOTICIAS SOBRE LA CIENCIA

Escurridizos nuevos elementos

Sucedió en Alemania, en 1994...

Un equipo de científicos de la Sociedad de Investigación de Iones Pesados de Darmstadt, Alemania, anuncia el descubrimiento de dos nuevos elementos químicos, que serán agregados a la tabla periódica: son los elementos de número atómico $Z = 110$ y $Z = 111$. Sin embargo existe una dificultad: su identificación resulta muy difícil, debido a que sus vidas medias son de 0,17 y 1,5 milisegundos, respectivamente. Éstos son los primeros elementos descubiertos desde

1984, cuando se obtuvo el elemento de número atómico $Z = 109$, denominado, según la IUPAC, unnilenio; sin embargo, en agosto de 1997, este organismo aceptó llamarlo **meitnerio**, en honor a la física austriaca Lisa Meitner (1878-1968). Estudios teóricos sugieren que recién el elemento 114 podría llegar a tener una disposición nuclear más estable, y por lo tanto, una vida media más larga.