#### 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

	EL	E	VIE	INTS	
0	Hydrogen.	Y	0	Strontian	46°
0	Azote	5	<b>(3)</b>	Barytes	68
	Carbon	54	Ū	Iron	50
Ŏ	Oxygen	7	2	Zinc	56
To be a second of the second o			100000000000000000000000000000000000000	Copper	56
0	Sulphur	13	E	Lead	90
0	Magnesia	20	(3)	Silver	190
0	Lime	24	0	Gold	190
0	Soda	28	P	Platina	190
0	Potash	42	0	Mercury	167

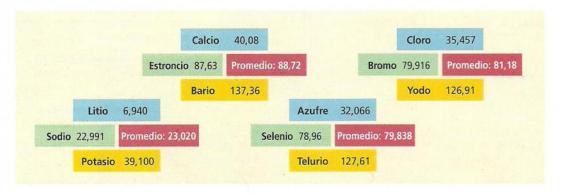
Símbolos circulares de Dalton.

(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-barioestroncio (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, ) 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 tríadas, donde el peso atómico del elemento central de la tríada era casi igual al promedio de los otros dos. Por ejemplo:





En el capítulo 13 y en el capi tulo 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.



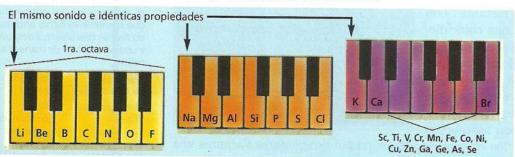
▲ Según los símbolos de Da ton, ¿cómo representarían el hi dróxido de sodio? ¿Y el agua?

▲ A partir del elemento de n mero atómico (Z) igual a 104 la IUPAC recomienda usar 🕾 símbolos de tres letras, relacionadas con el nombre derivado del latín del número atómi co de ese elemento; por ejemplo, el elemento con Z=104 ≤ simboliza Ung (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 quien.

## El camino hacia la ley periódica

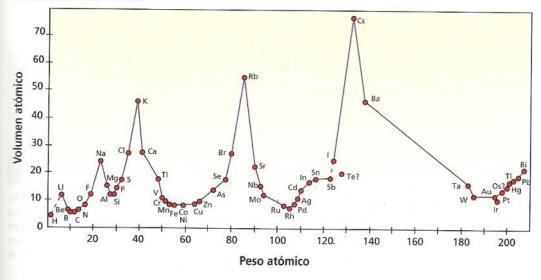
En 1864, John R. Newlands (1837-1898) dispuso los elementos conocidos hasta entonces en orden creciente según los pesos atómicos y observó que las propiedades se repetían en períodos de siete, de manera similar a como lo hacen las notas musicales en las octavas de un teclado de piano: las propiedades 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, F, 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.





▲ 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?

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.

#### La tabla de Mendeleiev

Meyer publicó sus resultados en 1870, pero había llegado tarde: un año antes, Dmitri Mendeleiev (1834-1907) había publicado la primera edición de la tabla periódica, que ordenaba los sesenta y tres elementos conocidos hasta entonces. Una vez ordenados los elementos por peso atómico, Mendeleiev estudió sus propiedades químicas, en especial en cuanto a sus valencias. Observó que los primeros elementos de la lista mostraban un cambio progresivo en sus valencias, con valores crecientes y decrecientes. Estableció así períodos: el primero sólo para el hidrógeno, los dos siguientes con siete elementos cada uno y los restantes con más de siete elementos. Para que coincidieran las propiedades, Mendeleiev no dudó en cambiar de lugar algunos elementos: por ejemplo, colocó el telurio-128 antes que el vodo-127. Además, dejó espacios vacíos para formar grupos de elementos con las mismas propiedades y predijo, con asombrosa

Tabla periódica original de Mendeleiev.



▲ Algunos de los elementos que Mendeleiev había anticipado fueron descubiertos después, y uno sintetizado de manera artificial.

Predicción Nombre de Mendeleiev actual Eka-aluminio Eka-silicio Eka-boro Eka-cesio Eka-tántalo Dwi-telurio Eka-manganeso Dwi-manganeso

Galio Germanio Escandio Francio Protactinio Polonio Tecnecio Renio

¿Cuál es el elemento que se obtiene artificialmente?

exactitud, las propiedades de los elementos que ocuparían esos lugares vacantes una vez descubiertos. Les dio un nombre provisorio, compuesto por el nombre del elemento inmediato superior en la tabla y un prefijo que indicaba el número de espacios hacia abajo de donde se encontraba ese elemento: eka para un espacio y dwi para dos. A partir de los trabajos de Mendeleiev, se pudo establecer la ley periódica de los elementos:

Las propiedades químicas de los elementos no son arbitrarias, sino que varían de acuerdo con la masa atómica de una manera periódica. En la actualidad, se considera que varían de acuerdo con el número atómico.

¿Cómo continuó la historia? ¿Sufrió modificaciones la tabla de Mendeleiev?

En 1894, con el descubrimiento del argón, se presentó el primer reto a la tabla periódica: hasta entonces no se conocía ningún otro elemento inerte, es decir, no reactivo. No había lugar donde colocarlo en la tabla; entonces, Mendeleiev propuso la creación de un nuevo grupo, el **grupo cero**, y sugirió así la existencia de una nueva familia de elementos con valencia cero. Con la tabla periódica como guía, los otros miembros de la familia de los gases inertes fueron encontrados entre 1895 y 1899.

A principios del siglo XIX, fue preciso ubicar otros catorce elementos: las tierras raras, llamadas así porque no era frecuente aislarlas de los minerales. Todas tenían pesos atómicos próximos y valencia igual a tres. Como era imposible ubicarlas a todas en una única columna o en una sola fila, se dispuso colocarlas separadas del cuerpo principal de la tabla.

Por otro lado, en 1913, al bombardear diferentes metales con electrones, Henry Moseley (1887-1915) observó que la frecuencia de los rayos X emitidos variaba periódicamente entre elementos, y que este cambio podía expresarse como un número, al que designó número atómico. El orden de estos números atómicos coincidía con el orden de los elementos en la tabla periódica y, mejor aun, al ordenarlos por número atómico creciente quedaban salvadas las inversiones que debían hacerse al ordenarlos por peso atómico: argón antes de potasio, cobalto antes de níquel y telurio antes de yodo.

La versión moderna de la tabla periódica de los elementos consiste en el ordenamiento de los 112 elementos conocidos por número atómico creciente, en siete filas (períodos) y dieciocho columnas (familias o grupos), de tal forma que los elementos con propiedades análogas quedan encolumnados.



En 1888, sir William Crookes (1832-1919) ideó su propia tabla periódica tridimensional, que no incluía los gases nobles. Con posterioridad, el nuevo grupo fue ubicado en el centro de la espiral.

# Tabla periódica de los elementos

	0	-	6	T <sub>®</sub>	1000	m				1	
	VIII A 4.	Neón	18 39,9 Araôn	36	Criptón	54 131,3 Xe	Xenón	86 (222) Rn	Radón		ente
	71. VII.A	9 19,0 Flúor	17 35,5 Clore	35 79,9 Br	Bromo	53 126,9	Yodo	At At	Astato		s artificialn
ntos tativos	16 VIA	8 16,0	16 32,0 Azufre	6,8	Selenio	Te 127,6	Telurio	P0	Polonio	es: gaseosos liquidos	s: producido.
Elementos representativos	15 VA	Nitrôgeno	15 31,0 P	6.	Arsénico	Sb 121,7	Antimonio	Bi 208,9	Bismuto	letras celest Ietras rojas:	letras hueca
	14 VA	Carbono	Silicio	5,6	Germanio	Sn 118,7	Estaño	Pb	Plomo	Elementos en letras celestes: gaseosos Elementos en letras rojas: liquidos	Elementos en letras huecas: producidos artificialmente
	13 ⊢ A	5 10,8 <b>B</b>	Aluminio	31 69.7 Ga	Galio	49 114,8 In	Indio	81 204,3	Talio	E B	F
			22 8	55,4	Cinc	Cd Cd	Cadmio	80 200,5 Hq	Mercurio	Umb Umb	Onunbio
		iles	==	Cu 63,5	Cobre	Aq	Plata	Au	Oro	Umu Umu	Ounnumo
		Metales No metales Metaloides	5	Z8 58.7	Niquel	Pd Pd	Paladio	78 195,1 Pt	Platino	(269) UWIN	OURRUNIO
			6	27 58,9 Co	Cobalto	45 102,9 Rh	Rodio	77 192,2   <b>  </b>	Iridio	109 (266)	Metanerio
ntos sición	A <sub>r</sub> (masa atómica	(page)	Simbolo 8	26 55,8 Fe	Hierro	Ru 101,1	Rutenio	76 190,2 OS	Osmio	108 (265)	nassio
Elementos de transición	A. T. A.	/	/ Sir	2,0	Manganeso	43 (99)	Tecnecio	75 186,2 Re	Renio	107 (262) BM	DOMENO
		Au Oro	9	24 52,0 Cr	Cromo	M0	Molibdeno	× 183,8	Wolframio	Sagarentin	Scannigin
	ero		bre 5 VB	23 50,9	Vanadio	41 92,9 Nb	Niobio	Ta 180,9	Tantalio	105 (262)	Duromo
	Número atómico		Nombre 4 IV B	22 47,9	Titanio	40 91,2 Zr	Circonio	72 178,5 Hf	Hafnio	104 (261)	nameronano
			B <sub>B</sub> 3	Sc.	Escandio	₹ 88,9	Itrio	o,	Lantano	ACC ACTINIO	
ntos tativos	24   A	Berilio	Magnesio	Ca 40,0 21	Calcio	38 ST.6	Estroncio	7,3	Bario	<b>Ra</b> (226) 8	nann
Elementos representativos	1 1,0 1,0 Hidrógeno	3 6,9	Na Sodio	F 39,1	Potasio	ιή	Rubidio	12,9	Cesio	Francio	O CONTRACTOR OF THE PARTY OF TH
	b	Grupo		Maria de la compansión de			ŀ				

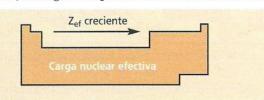
140,1 59	59 140,9 60	60 144,2 61	61 145	62	63 151,9	64 158,9	65 162,5	66 162,5	67 164,9	68 167,3	69 168,9	70 173,0	71 174,9
11	Pr	No	Phil	Sm	Eu	99	Tp	DA	H	山	Tm	Xp	3
Cerio	Praseodimio	Neodimio	Prometio	Samario	Europio	Gadolinio	Terbio	Disprosio	Holmio	Erbio	Tulio	Iterbio	Lutecio
232,0 91	91 (231) 92	238,0	93 (237)	94 (242)	95 (243)	96 (247)	97 (247)	98 (251)	99 (254)	100 (253)	101 (256)	102 [254]	103 [957]
_	Pa	<b></b>		F	Am	Cim	BK	5	N.	Fin	\$	02	2
Torio	Protactinio	Uranio	Neptunio	Plutonio	Americio	Curio	Berquelio	Californio	Einstenio	Fermio	Mendelevio	Nobelio	Laurencio

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

#### Otras propiedades periódicas

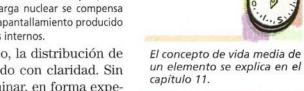
Así como la configuración electrónica puede deducirse de la posición que ocupa un elemento en la tabla periódica, existen otras propiedades que también varían de manera sistemática, denominadas **propiedades periódicas**. Entre ellas podemos mencionar:

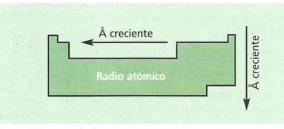
Carga nuclear efectiva. Los electrones que se encuentran más cercanos al núcleo (electrones internos) ejercen un efecto de apantallamiento de la carga positiva del núcleo (Z); por esta causa, los electrones más externos (que ocupan orbitales de mayor energía y que corresponden a la CEE) son atraídos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



La Z<sub>ef</sub> 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.

• 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 Å.



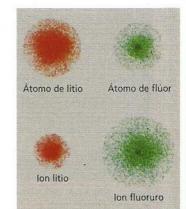


El radio atómico de los átomos de los elementos disminuye de izquierda a derecha, ya que, al aumentar en este sentido la  $Z_{\rm ef}$ , los electrones externos son más atraídos hacia el núcleo, y el radio es menor. En un grupo, el radio atómico aumenta de arriba abajo, ya que en este sentido aumenta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

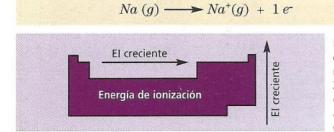
- Radios iónicos. Cuando los átomos neutros pierden o ganan electrones, se transforman en iones: son cationes si pierden electrones y quedan con carga neta positiva, o aniones, si ganan electrones y quedan con carga negativa. El tamaño de un catión es menor que el del correspondiente átomo neutro; sin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



Radios atómicos e iónicos.



 $EI = 495,4 \ kJ/mol$ 

En la tabla periódica, la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha en un período, como consecuencia del aumento de la Z<sub>ef</sub>, 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.



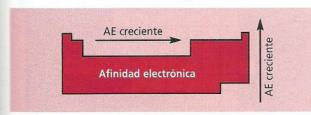
Electrón-voltio (eV). Unidad de energía utilizada con frecuencia en Química. Se define como la energía que adquiere un electrón cuando se acelera, cuando se aplica una diferencia de potencial de un voltio. Equivale a 1,602 . 10<sup>-19</sup> joules.

### 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:

$$Cl(g) + 1e^{-} \longrightarrow Cl^{-}(g)$$
  $AE = -348.8 \, kJ/mol$ 

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 ( $\mathrm{EN_H} = 2.1$ ); de esta manera, pudo calcular los valores de electronegatividad para los demás elementos. Por ejemplo:

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	1: 2,5



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 austríaca 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.