

La tabla periódica de los elementos

La imagen muestra la tabla periódica de los elementos con los grupos numerados del 1 al 18 y los períodos numerados del 1 al 7. Los elementos están coloreados según su clasificación: Metales alcalinos (amarillo), Metales alcalinotérreos (naranja), Metales de transición (verde), Lantánidos (rojo oscuro), Actínidos (rojo claro), Otros metales (verde claro), No metales (naranja claro) y Gases nobles (gris). Una leyenda a la derecha resume estas categorías.

1 IA	2 IIA											13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 0	
H	He											B	C	N	O	F	Ne	
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
Na	Mg	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII B	9 VIII B	10 VIII B	11 IB	12 IIB	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Cs	Ba																	
Fr	Ra																	
		Lantánidos																
		Actínidos																

Leyenda de clasificación:

- Metales alcalinos
- Metales alcalinotérreos
- Metales de transición
- Lantánidos
- Actínidos
- Otros metales
- No metales
- Gases nobles

La tabla periódica es un esquema que incluye a los elementos químicos dispuestos por orden de número atómico creciente y en una forma que refleja la estructura de los elementos.

Los elementos están ordenados en siete hileras horizontales, llamadas periodos, y en 18 columnas verticales, llamadas grupos.

El primer periodo (la primera hilera), que contiene dos elementos, el hidrógeno y el helio, y los dos periodos siguientes, cada uno con ocho elementos, se llaman periodos cortos.

Los periodos restantes, llamados periodos largos, contienen 18 elementos en el caso de los periodos 4 y 5, o 32 elementos en el del periodo 6.

El periodo largo 7 incluye el grupo de los actínidos, que ha sido completado sintetizando núcleos radiactivos más allá del elemento 92, el uranio.

Los grupos o columnas verticales de la tabla periódica se clasifican tradicionalmente de izquierda a derecha utilizando números romanos seguidos de las letras 'A' o 'B', en donde la 'B' se refiere a los elementos de transición.

Todos los elementos de un grupo presentan una gran semejanza y, por lo general, difieren de los elementos de los demás grupos. Por ejemplo, los elementos del grupo IA, a excepción del hidrógeno, son metales con valencia química +1; mientras que los del grupo VIIA, exceptuando el astato, son no metales, que normalmente forman compuestos con valencia -1.

Según su afinidad, y para efectos de sus estudio, los elementos de la tabla se han agrupado en:

Metales alcalinos

Metales alcalinotérreos

Metales de transición

Lantánidos

Actínidos

Otros metales

No metales

Gases nobles

Es propiedad: www.profesorenlinea.cl. Registro N° 188.540

<http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/TablaPeriodica.htm>

Tabla periódica y su historia

Los químicos se dieron cuenta desde los comienzos del desarrollo de la Química, que ciertos elementos tienen propiedades semejantes.

En **1829** el químico alemán **Döbereiner** realizó el primer intento de establecer una ordenación en los elementos químicos, haciendo notar en sus trabajos las similitudes entre los elementos cloro, iodo y bromo por un lado y la variación regular de sus propiedades por otro.

Una de las propiedades que parecía variar regularmente entre estos era el **peso atómico**. Pronto estas similitudes fueron también observadas en otros casos, como entre el calcio, estroncio y bario. Una de las propiedades que variaba con regularidad era de nuevo el peso atómico. Ahora bien, como el concepto de peso atómico aún no tenía un significado preciso y Döbereiner no había conseguido tampoco aclararlo y como había un gran número de elementos por descubrir, que impedían establecer nuevas conexiones, sus trabajos fueron desestimados.

Desde 1850 hasta 1865 se descubrieron muchos elementos nuevos y se hicieron notables progresos en la determinación de las masas atómicas, además, se conocieron mejor otras propiedades de los mismos.

Fue en **1864** cuando estos intentos dieron su primer fruto importante, cuando **Newlands** estableció la ley de las octavas. Habiendo ordenado los elementos conocidos por su peso atómico y después de disponerlos en columnas verticales de siete elementos cada una, observó que en muchos casos coincidían en las filas

horizontales elementos con propiedades similares y que presentaban una variación regular.

Esta **ordenación, en columnas** de siete da su nombre a la **ley de las octavas**, recordando los periodos musicales. En algunas de las filas horizontales coincidían los elementos cuyas similitudes ya había señalado Döbereiner. El fallo principal que tuvo Newlands fue el considerar que sus columnas verticales (que serían equivalentes a períodos en la tabla actual) debían tener siempre la misma longitud. Esto provocaba la coincidencia en algunas filas horizontales de elementos totalmente dispares y tuvo como consecuencia el que sus trabajos fueran desestimados.

En 1869 el químico alemán **Julius Lothar Meyer** y el químico ruso **Dimitri Ivanovich Mendelyev** propusieron la primera “Ley Periódica”.

Meyer al estudiar los volúmenes atómicos de los elementos y representarlos frente al peso atómico observó la aparición en el gráfico de una serie de ondas. Cada bajada desde un máximo (que se correspondía con un metal alcalino) y subido hasta el siguiente, representaba para Meyer un periodo. En los primeros periodos, se cumplía la ley de las octavas, pero después se encontraban periodos mucho más largos. Aunque el trabajo de Meyer era notablemente meritorio, su publicación no llegó a tener nunca el reconocimiento que se merecía, debido a la publicación un año antes de otra ordenación de los elementos que tuvo una importancia definitiva.

Utilizando como criterio la **valencia** de los distintos elementos, además de su peso atómico, **Mendelyev** presentó su trabajo en forma de tabla en la que los periodos se rellenaban de acuerdo con las valencias (que aumentaban o disminuían de forma armónica dentro de los distintos periodos) de los elementos.

Esta ordenación daba de nuevo lugar a otros grupos de elementos en los que coincidían elementos de propiedades químicas similares y con una variación regular en sus **propiedades físicas**.

La tabla explicaba las observaciones de Döbereiner, cumplía la ley de las octavas en sus primeros periodos y coincidía con lo predicho en el gráfico de Meyer. Además, observando la existencia de huecos en su tabla, Mendelyev dedujo que debían existir elementos que aún no se habían descubierto y además adelantó las propiedades que debían tener estos elementos de acuerdo con la posición que debían ocupar en la tabla.

Años más tarde, con el descubrimiento del **espectrógrafo**, el descubrimiento de nuevos elementos se aceleró y aparecieron los que había predicho Mendelyev. Los sucesivos elementos encajaban en esta tabla. Incluso la aparición de los **gases nobles** encontró un sitio en esta nueva ordenación.

La tabla de Mendelyev fue aceptada universalmente y hoy, excepto por los nuevos descubrimientos relativos a las propiedades nucleares y cuánticas, se usa una tabla muy similar a la que él elaboró más de un siglo atrás.

Los últimos cambios importantes en la tabla periódica son el resultado de los trabajos de Glenn Seaborg a mediados del siglo XX, empezando con su descubrimiento del plutonio en 1940 y, posteriormente, el de los elementos transuránicos del 94 al 102 (Plutonio, Pu; Americio, Am; Curio, Cm; Berkelio, Bk; Californio, Cf; Einstenio, Es; Fermio, Fm; Mendelevio, Md; y Nobelio, No).

Seaborg, premio Nobel de Química en 1951, reconfiguró la tabla periódica poniendo la serie de los actínidos debajo de la serie de los lantánidos.

En la siguiente tabla, puedes ver cómo se ha ido completando con los nuevos elementos que se han descubierto a través del tiempo.

¿Crees que aún se pueden encontrar nuevos elementos para agregar a esta tabla?

Datos históricos

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H 1766																	He 1868
Li 1817	Be 1828											B 1808	C •	N 1772	O 1774	F 1886	Ne 1898
Na 1807	Mg 1808											Al 1827	Si 1823	P 1669	S •	Cl 1774	Ar 1894
K 1807	Ca 1808	Sc 1879	Ti 1791	V 1830	Cr 1797	Mn 1774	Fe •	Co 1735	Ni 1751	Cu •	Zn 1746	Ga 1875	Ge 1886	As 1250	Se 1817	Br 1826	Kr 1898
Rb 1860	Sr 1808	Y 1843	Zr 1789	Nb 1801	Mo 1782	Tc 1937	Ru 1844	Rh 1803	Pd 1803	Ag •	Cd 1817	In 1863	Sn •	Sb •	Te 1782	I 1811	Xe 1898
Cs 1860	Ba 1808	Lu 1907	Hf 1923	Ta 1802	W 1783	Re 1925	Os 1803	Ir 1803	Pt 1735	Au •	Hg •	Tl 1861	Pb •	Bi 1753	Po 1898	At 1940	Rn 1900
Fr 1939	Ra 1898	Lr 1961	Rf 1964	Db 1967	Sg 1974	Bh 1976	Hs 1984	Mt 1982									
		La 1839	Ce 1803	Pr 1885	Nd 1885	Pm 1926	Sm 1879	Eu 1901	Gd 1880	Tb 1843	Dy 1886	Ho 1879	Er 1843	Tm 1879	Yb 1878		
		Ac 1899	Th 1828	Pa 1917	U 1789	Np 1940	Pu 1940	Am 1944	Cm 1944	Bk 1949	Cf 1950	Es 1952	Fm 1952	Md 1955	No 1958		
		conocido desde la antigüedad •	conocido por Mendeleiev (1869)				aislados entre 1869 y 1945				desde 1945						

En las tablas escolares suele representarse el símbolo, el nombre, el número atómico y la masa atómica de los elementos como datos básicos y, según su complejidad, algunos otros datos sobre los elementos.

Utilidad de la tabla

Otra clasificación que resulta importante conocer y es de gran utilidad en la **nomenclatura** es la que nos brinda información sobre la capacidad de combinación de los elementos o sea su **valencia** así como su **estado** o **número de oxidación**.

Existe una clasificación que ubica a los elementos representativos en ocho grupos identificados como A y a los de transición en B. Los elementos representativos son conocidos así porque el número de grupos representa la cantidad de electrones en su **capa de valencia** o sea el **último nivel**, y la cantidad de electrones en esa capa nos indica la valencia máxima que el elemento puede presentar.

La **valencia** de un elemento se refiere a la capacidad de combinación que presenta; en el caso de los **no metales** se relaciona con el número de átomos de hidrógeno con que se puede enlazar y en los **metales** con cuántos átomos de cloro se une.

Ejemplos:

El Calcio se puede unir a dos átomos de Cloro por lo que su valencia es dos. CaCl_2

El Oxígeno forma agua uniéndose a dos hidrógenos, su valencia también será dos. H_2O

El Nitrógeno se une a tres Hidrógenos en la formación de Amoníaco, su valencia es tres. NH_3

En la **nomenclatura de las sustancias inorgánicas** resulta de mayor importancia aún conocer el **estado de oxidación**, este

regularmente es la valencia con un signo que expresa la carga adquirida por el elemento al enlazarse con otros diferentes a él; es decir, átomos de distinta electronegatividad. El **estado o número de oxidación** generalmente expresa la cantidad de electrones que un átomo aporta en la formación de enlaces con otros átomos de elementos diferentes. (Ver: PSU: Química, [Pregunta 02 2005](#))

Ejemplos:

El calcio se une al cloro formando el compuesto CaCl_2 ; en este caso el Calcio tiene estado de oxidación +2 ya que emplea dos electrones al unirse con el Cloro quien presenta -1, al emplear sólo un electrón.

El oxígeno forma agua al unirse con un estado de oxidación de -2 con el hidrógeno que presenta +1.

Existen compuestos que nos permiten establecer diferencias entre valencia y número de oxidación.

Ejemplos:

El oxígeno al formarse el [peróxido de hidrógeno \(agua oxigenada\)](#) presenta valencia dos mientras que su número de oxidación es -1; su fórmula es H_2O_2 y puede representarse con una estructura en donde se aprecia que cada oxígeno solo emplea un electrón para unirse al Hidrógeno quien sería el átomo diferente; sin embargo, son dos los enlaces que forma.

Para más datos sobre la tabla y sus elementos, ir a:

http://www.educaplus.org/sp2002/index_sp.php

Es propiedad: www.profesorenlinea.cl. Registro N° 188.540

<http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/tablaperiodicatexto.htm>