

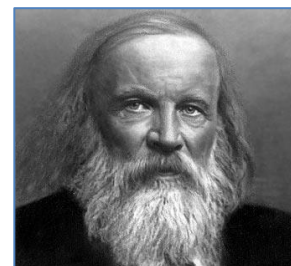
Orígenes de la tabla periódica:

En los inicios del estudio de nuevos elementos químicos que se iban descubriendo, se observaron ciertas semejanzas en sus propiedades físicas y químicas. Primeramente llamó la atención la propiedad que tenían algunos elementos de poder conducir la corriente eléctrica, y se agruparon todos ellos en un grupo que recibió el nombre de “metales”. Los elementos que no tenían esta propiedad pasaron a llamarse “no metales”.

	
METALES	NO METALES

Más tarde se observó que algunos elementos que se comportaban de la misma forma en relación a su capacidad para conducir la corriente eléctrica, tenían sin embargo muchas otras propiedades diferentes, por lo que se llegó a la conclusión de que esta clasificación era demasiado sencilla y que se debería buscar una ordenación más específica de los elementos químicos.

El gran paso en la ordenación de los elementos lo dio Dimitri Mendeleiev, cuando en base a las diferentes aportaciones realizadas por otros científicos, se le ocurrió la idea de elaborar una tabla que recogiera a todos los elementos químicos conocidos hasta la fecha, y que los agrupara en función de sus masas atómicas crecientes. Mendeleiev estaba tan convencido de que esa ordenación era la correcta, que no dudó en dejar “huecos vacíos” en su tabla periódica, alegando que se trataba de elementos químicos que aún no habían sido descubiertos.



Mendeleiev tuvo que cambiar algún elemento químico de sitio, porque en algunos casos no coincidían las propiedades químicas con la ordenación por masas atómicas, pero aparte de eso y de la incorporación de los nuevos elementos que se iban descubriendo, la tabla periódica apenas sufrió modificaciones.

Finalmente, tras descubrirse la estructura atómica de los átomos, Moseley estableció la actual tabla periódica, donde los elementos químicos se ordenaban por su número atómico creciente (en vez de por su masa atómica creciente), así coincidían las propiedades químicas y no hacía falta cambiar ningún elemento químico de sitio, como en el caso de la tabla periódica de Mendeleiev.

El hidrógeno:


Es el elemento químico más abundante del universo, el más simple de todos (está formado únicamente por un protón y un electrón) y el que forma más compuestos distintos.


Debido a sus distintas propiedades, el hidrógeno no se puede encuadrar claramente en ningún grupo de la tabla periódica. Muchas veces se le sitúa en el grupo 1, el de los metales alcalinos, pero sus propiedades son muy distintas de los metales de este grupo, ya que su comportamiento es el de un “no metal”.


← COLUMNAS O GRUPOS →


FILAS O PERIODOS

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be										B	C	N	O	F		Ne
3	Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl		Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

 METALES

 SEMIMETALES

 NO METALES

 GASES NOBLES

Los elementos químicos que se encuentran en un mismo grupo tienen propiedades similares, siendo los más importantes:

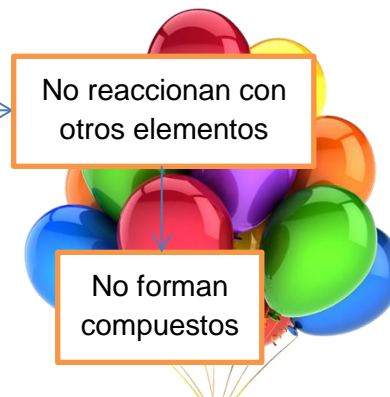
- Grupo 1 (excepto el hidrógeno) = Metales alcalinos.
- Grupo 2 = Metales alcalinotérreos.
- Grupos del 3 al 12 = Metales de transición.
- Grupo 17 = Halógenos.
- Grupo 18 = Gases nobles.

Los gases nobles son inertes

No reaccionan con otros elementos

Son gases monoatómicos

No forman compuestos



Los "metales" tienen tendencia a perder electrones, por eso son capaces de conducir la electricidad, porque permiten que los electrones de su alrededor tengan cierta "movilidad" y puedan saltar de un átomo metálico a otro. La cantidad de electrones que pueden perder varía en función del grupo al que pertenezcan, así por ejemplo los metales alcalinos pueden perder un solo electrón (valencia +1) mientras que los alcalinotérreos pueden llegar a perder hasta dos electrones (valencia +2).

En el caso de los "no metales", los electrones están mucho más atraídos por su núcleo y no pueden moverse de ahí. De hecho, es tal el poder de atracción del núcleo, que en ocasiones puede captar uno o varios electrones de sus inmediaciones. Así por ejemplo el flúor puede ganar un solo electrón (valencia -1) mientras que el oxígeno puede llegar a ganar hasta dos electrones (valencia -2).