



TABLA PERIÓDICA MODERNA

La tabla periódica moderna deriva de los trabajos de **Mendeleev, Meyer, Werner y Moseley**. Adopta como criterio de ordenación el número atómico creciente de los elementos y se rige por la ley periódica de Moseley.

La tabla periódica está estructurada por columnas. Las filas horizontales se llaman **periodos** y las columnas verticales reciben el nombre de **grupos**.

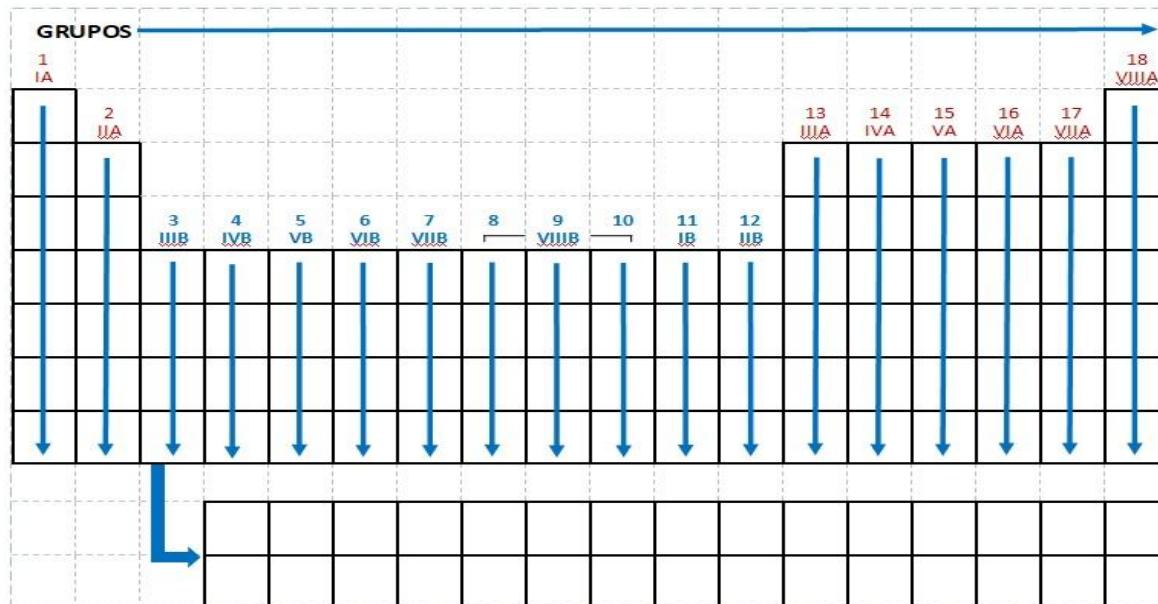
Los períodos indican el número de niveles de energía que tiene un átomo. A los períodos se indican con números arábigos que van del uno al siete. Los períodos, se organizan de manera vertical.

- Periodo 1: Contiene 2 elementos
- Periodo 2: Presenta 8 elementos
- Periodo 3: Incluye 8 elementos
- Periodo 4: Tiene 18 elementos
- Periodo 5: Agrupa 18 elementos
- Periodo 6: Consta de 32 elementos
- Periodo 7: Tiene 32 elementos



Los grupos son las columnas verticales y se organizan de manera horizontal, se dividen en grupos **A** y **B**, los elementos pertenecientes a los grupos **A** se denominan elementos representativos, todos los cuales tienen completos todos los niveles de energía, excepto el último. Los elementos pertenecientes a los grupos **B** se les denomina **elementos de transición**, porque tienen incompletos niveles de energía intermedios en su configuración electrónica.

Los grupos indican el número de electrones de valencia de un átomo, es decir, los del último nivel energético. Esto significa que el número del grupo es igual al número de electrones de valencia. Por ejemplo, los elementos del grupo **IA** tienen un electrón de valencia ($1e^-$), los del grupo **IIA** tienen dos electrones ($2e^-$), los del grupo **IIIA** tienen tres electrones ($3e^-$), y así sucesivamente. Como el comportamiento químico de los átomos depende de los electrones de valencia, resulta que los elementos pertenecientes al mismo grupo tienen las mismas propiedades similares. Por ejemplo: todos los elementos del grupo **VIIA** (**F**, **Cl**, **Br**, **I**, **At**), tienen siete electrones de valencia; son no metales y forman ácidos con el hidrógeno. Los grupos **B** se intercalan en la parte central de la tabla periódica, exactamente entre los grupos **IIA** y **IIIA**, a partir del periodo 4. La serie de elementos llamados **lantánidos** y **actínidos** reciben el nombre de **tierras raras** por tanto el grupo **IIIB** incluye los elementos de ésta series, lo que lo convierte en el grupo más grande de todos en la tabla periódica.



La tabla periódica nos proporciona información sobre el símbolo del elemento, nombre, número atómico y masa atómica, entre muchas otras.

Las tablas periódicas en sus diferentes versiones y presentaciones incluyen una amplia gama de información. Por esta razón cada una con tiene una sección llamada simbología en la cual se especifica puntualmente el significado de los datos incluidos.

SIMBOLOGÍA	
	METALES
	NO METALES
	METALOIDES
	GASES NOBLES
	METALES DE TRANSICIÓN
	SÓLIDO
	LÍQUIDO
	GAS
	PREPARADO SINTÉTICAMENTE

La tabla periódica contiene entre otras cosas, el estado de agregación de los elementos, su carácter metálico, densidad, números de oxidación, los elementos presentes en sistemas vivos, la configuración electrónica y los ya mencionados en el primer párrafo de esta página.

Número atómico (Z).

Se representa por la letra **Z**, se define como el total de cargas positivas que tiene un átomo en el núcleo, es decir el número total de protones. Como un átomo es eléctricamente neutro, resulta que el total de electrones es igual al de protones. Se representa de la siguiente manera: **zX**.

NÚMERO ATÓMICO	23	6.11	DENSIDAD (g/cm ³)
SÍMBOLO	V	2,3,4,5	NÚMERO DE OXIDACIÓN
NOMBRE	Vanadio		ELEMENTOS QUE SE ENCUENTRAN EN SISTEMAS VIVOS
MASA ATÓMICA	50.942		

Ejemplos:

Hidrógeno

1H

Sub índice **1**, **Z = 1** esto significa que el hidrógeno tiene un protón.

Calcio

20Ca Sub índice **20**, **Z = 20** esto significa que el calcio tiene veinte protones.

Masa atómica (A).

Es la cantidad de material que contiene un átomo. Se representó por la letra **A** por tratarse de cantidades infinitamente pequeñas, este parámetro se estima en unidades relativas denominadas unidades de masa atómica (uma). Se toma como patrón de referencia a la masa del carbono 12. Una uma (1uma), es la 1/12 de la masa del carbono-12. (¹²C)

La masa atómica (MA) siempre resulta ser un valor fraccionario. Se representa de la siguiente manera:

Ejemplos:

N Nitrógeno A = 14.0067

Cl Cloro A = 35.453

K Potasio A = 39.0983

Ca Calcio A = 40.078

ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

Metales alcalinos (Grupo IA).

Todos estos elementos tienen una baja energía de ionización y, por tanto, gran tendencia a perder el único electrón de valencia. De hecho, en la mayoría de sus compuestos forman iones monopositivos. Dichos metales son tan reactivos que nunca se encuentran libres en la naturaleza. Reacciona con agua para producir hidrógeno gaseoso y el hidróxido metálico correspondiente.

Metales alcalinotérreos (Grupo IIA).

Los metales alcalinotérreos son algo menos reactivos que los metales alcalinos. Tanto la primera como la segunda energía de ionización disminuyen desde el berilio hacia el bario. Es decir, tienden a formar iones M^{2+} (donde M representa un átomo de un metal alcalinotérreo), y el carácter metálico aumenta de arriba abajo. La mayoría de los compuestos del berilio (BeH_2 y los halogenuros de berilio, como el $BeCl_2$), así como algunos compuestos del magnesio (MgH_2 , por ejemplo) son moleculares, más que iónicos, por naturaleza.

La reactividad de los metales alcalinotérreos con el agua varía en forma considerable. El berilio no reacciona con el agua; el magnesio lo hace lentamente con el vapor de agua; el calcio, el estroncio y el bario son lo suficientemente reactivos para reaccionar con agua fría.

La reactividad de los metales alcalinotérreos con el oxígeno también aumenta desde el Be hasta el Ba. El berilio y el magnesio forman óxidos (BeO y MgO) sólo a temperaturas elevadas, en tanto que CaO , SrO y BaO se forman a temperatura ambiente. El magnesio reacciona con los ácidos en disolución acuosa liberando hidrógeno gaseoso.

El calcio, el estroncio y el bario también reaccionan con disoluciones acuosas de ácidos para producir hidrógeno gaseoso. Sin embargo, como estos metales también atacan al agua, tienen lugar dos reacciones diferentes de manera simultánea. Las propiedades químicas del calcio y del estroncio proporcionan un ejemplo interesante de semejanza periódica de grupo. El estroncio-90, un isótopo radiactivo, es uno de los productos principales de la explosión de una bomba atómica. Si una bomba atómica estalla en la atmósfera, el estroncio-90 formado se deposita lentamente en la tierra y en el agua, y llega a los humanos a través de una cadena alimentaria más o menos corta. Por ejemplo, si las vacas comen hierba y toman agua contaminada, el estroncio-90 se encontrará en su leche. Debido a que el calcio y el estroncio son químicamente semejantes, los iones Sr^{2+} pueden reemplazar a los iones Ca^{2+} en los huesos de los humanos. La exposición constante del cuerpo a la radiación de alta energía que emiten los isótopos de estroncio-90 puede producir anemia, leucemia y otras enfermedades crónicas.

Elementos terreos (Grupo IIIA).

El primer miembro del grupo 3A, el boro, es un metaloide; el resto son metales. El boro no forma compuestos iónicos binarios y no reacciona con el oxígeno gaseoso ni con el agua. El siguiente elemento, el aluminio, forma fácilmente óxido de aluminio cuando se expone al aire. El aluminio que tiene una capa protectora de óxido de aluminio es menos reactivo que el aluminio elemental. El aluminio sólo forma iones tripositivos. Reacciona con ácido clorhídrico liberando hidrógeno.

Los demás elementos metálicos del grupo 3A forman tanto iones monopositivos como iones tripositivos. Al moverse hacia abajo del grupo se encuentra que los iones monopositivos son más estables que los iones tripositivos. Los elementos metálicos del grupo 3A también forman muchos compuestos moleculares. Por ejemplo, el aluminio reacciona con el hidrógeno para formar AlH_3 , que se parece al BeH_2 en sus propiedades. (Esto constituye un ejemplo de las relaciones diagonales.) Así,

al desplazarnos de izquierda a derecha a lo largo de la tabla periódica, observamos un cambio gradual de carácter metálico a no metálico en los elementos representativos.

Elementos carbonoides (Grupo IVA).

El primer miembro del grupo 4A, el carbono, es un no metal y los dos miembros siguientes, silicio y germanio, son metaloides. Estos elementos no forman compuestos iónicos. Los elementos metálicos de este grupo, estaño y plomo, no reaccionan con agua pero sí con ácidos (ácido clorhídrico, por ejemplo) para liberar hidrógeno gaseoso.

Los elementos del grupo 4A forman compuestos con estados de oxidación +2 y +4. Para el carbono y el silicio, el estado de oxidación +4 es el más estable. Por ejemplo, CO_2 es más estable que CO y SiO_2 es un compuesto estable, en tanto que SiO no existe en condiciones normales; sin embargo, a medida que se desciende en el grupo se invierte la tendencia en estabilidad. En los compuestos del estaño, el estado de oxidación +4 es sólo ligeramente más estable que el estado de oxidación +2. En los compuestos del plomo, el estado de oxidación +2 es, sin duda, el más estable.

Elementos nitrogenoides (Grupo VA).

En el grupo 5A, el nitrógeno y el fósforo son no metales; el arsénico y el antimonio son metaloides, y el bismuto es un metal (figura 8.18). Así, es de esperar una mayor variación en las propiedades dentro del grupo.

El nitrógeno elemental es un gas diatómico (N_2). Forma numerosos óxidos (NO , N_2O , NO_2 , N_2O_4 y N_2O_5) de los cuales sólo el N_2O_5 es un sólido; los otros son gases. El nitrógeno tiende a aceptar tres electrones para formar el ion nitrilo, N_3^- . La mayor parte de los nitrilos metálicos (Li_3N y Mg_3N_2 , por ejemplo) son compuestos iónicos. El fósforo existe como moléculas de P_4 . Forma dos óxidos sólidos de fórmulas P_4O_6 y P_4O_{10} . Los oxiácidos importantes, HNO_3 y H_3PO_4 , se forman cuando los siguientes óxidos reaccionan con agua. El arsénico, el antimonio y el bismuto tienen estructuras tridimensionales extensas. El bismuto es un metal mucho menos reactivo que los metales de los grupos anteriores.

Elementos Anfígenos o calcógenos (Grupo VIA).

Los tres primeros miembros del grupo 6A (oxígeno, azufre y selenio) son no metales y los dos últimos (telurio y polonio) son metaloides. El oxígeno es un gas diatómico; el azufre y el selenio elementales tienen la fórmula molecular S_8 y Se_8 , respectivamente; el telurio y el polonio poseen estructuras tridimensionales más **extensas**. (El polonio es un elemento radiactivo difícil de estudiar en el laboratorio.) El oxígeno tiende a aceptar dos electrones para formar el ion óxido (O^{2-}) en muchos compuestos iónicos. El azufre, el selenio y el telurio también forman aniones dinegativos (S^{2-} , Se^{2-} y Te^{2-}). Los elementos de este grupo (en especial el oxígeno) forman una gran cantidad de compuestos moleculares con los no metales. Los compuestos importantes del azufre son SO_2 , SO_3 y H_2S . El compuesto comercial del azufre más importante es el ácido sulfúrico, que se forma cuando el trióxido de azufre reacciona con agua.

Elementos halógenos (Grupo VIIA).

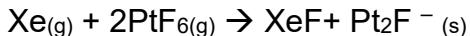
Todos los halógenos son no metales con la fórmula general X_2 , donde X representa un elemento halógeno. Debido a su gran reactividad, los halógenos nunca se encuentran en estado elemental en la naturaleza. (El último miembro del grupo 7A, el ástatino, es un elemento radiactivo. Poco se sabe acerca de sus propiedades.) El flúor es tan reactivo que reacciona con agua para generar oxígeno. En realidad, la reacción entre el flúor molecular y el agua es muy compleja.

Los aniones derivados de los halógenos (F^- , Cl^- , Br^- e I^-) se denominan **halogenuros**. Son isoelectrónicos con los gases nobles que se localizan a su derecha en la tabla periódica. Por ejemplo, el F^- es isoelectrónico con el Ne ; el Cl^- con el Ar , y así sucesivamente. La mayoría de los halogenuros de los metales alcalinos y alcalinotérreos son compuestos iónicos. Los halógenos también forman muchos compuestos moleculares, entre ellos mismos (como ICl y BrF_3) y con elementos no metálicos de otros grupos (como NF_3 , PCl_5 y SF_6). Los halógenos reaccionan con hidrógeno para formar halogenuros de hidrógeno.

Esta reacción es explosiva cuando se utiliza flúor, pero se vuelve cada vez menos violenta según se sustituye por cloro, bromo y yodo. Los halogenuros de hidrógeno se disuelven en agua para formar los ácidos halogenhídricos. El ácido fluorhídrico (HF) es un ácido débil (es decir, es un electrólito débil) pero los otros ácidos halogenhídricos (HCl, HBr y HI) son ácidos fuertes (electrólitos fuertes).

Gases nobles, grupo cero, gases inertes (Grupo VIIA).

Todos los gases nobles existen como especies monoatómicas. Sus átomos tienen llenos por completo los subniveles externos lo que les confiere una gran estabilidad. Las energías de ionización de los elementos del grupo 8A se encuentran entre las más altas de todos los elementos y no tienden a aceptar más electrones. Durante años, a estos elementos se les llamó gases inertes por su falta de reactividad. Hasta 1963 nadie había logrado preparar un compuesto que contuviera alguno de estos **elementos**. El químico británico Neil Bartlett cambió la visión de los químicos respecto de estos elementos cuando expuso el xenón frente al hexafluoruro de platino, un reactivo oxidante fuerte, y tuvo lugar la siguiente reacción:



Desde entonces se han preparado numerosos compuestos de xenón (XeF_4 , XeO_3 , XeO_4 , XeOF_4) y unos cuantos compuestos del kriptón (KrF_2 , por ejemplo) (figura 8.23). Sin embargo, a pesar del gran interés por la química de los gases nobles, sus compuestos no tienen aplicación industrial y no están implicados en procesos biológicos naturales. No se conocen compuestos con helio ni con neón.

Comparación de los elementos del grupo 1A con los del grupo 1B

Cuando comparamos los elementos del grupo 1A (metales alcalinos) con los elementos del grupo 1B (cobre, plata y oro), llegamos a una conclusión interesante. A pesar de que los metales de estos dos grupos tienen configuraciones electrónicas externas semejantes, con un electrón en el orbital s externo, sus propiedades químicas son muy diferentes.

Los valores de la primera energía de ionización para Cu, Ag y Au son 745 kJ/mol, 731 kJ/mol y 890 kJ/mol, respectivamente. Debido a que estos valores son considerablemente mayores que los de los metales alcalinos, los elementos del grupo 1B son mucho menos reactivos. Los altos valores de la energía de ionización de los elementos del grupo 1B se deben al apantallamiento incompleto del núcleo por los electrones d internos (en comparación con el apantallamiento más eficaz de las capas llenas con configuración de gas noble). Como consecuencia, los electrones externos de estos elementos son atraídos con más fuerza por el núcleo. De hecho, el cobre, la plata y el oro son tan poco reactivos que por lo general se encuentran sin combinar en estado natural. La poca reactividad y lo raro que resultan estos metales han hecho que tengan gran valor en la manufactura de monedas y joyería. Por esta razón estos metales también reciben el nombre de "metales de acuñar". La diferencia en las propiedades químicas entre los elementos del grupo 2A (los metales alcalinotérreos) y los metales del grupo 2B (zinc, cadmio y mercurio) se explica de manera semejante.



PROPIEDADES

PROPIEDADES

PROPIEDADES

PROPIEDADES

Nitrogenoides

Calcógenos

Halógenos

Gases nobles

MAPA 1.
Fecha:
/ / /

Elementos representativos

TABLA PERIÓDICA

Elementos representativos

Grado: 3° Grupo: _____
NOMBRE: _____

Alcalinos

Alcalinotérreos

Térreos

Carbonoides

PROPIEDADES

PROPIEDADES

PROPIEDADES

PROPIEDADES