INSTITUCION EDUCATIVA YERMO Y PARRES

# ÁTOMOS Y ELEMENTOS QUÍMICOS
## CIENCIAS NATURALES GRADO SÉPTIMO

## INDICADORES

- ✓ Explica y utiliza la tabla periódica como herramienta para predecir procesos químicos
- ✓ Identifica el desarrollo de modelos atómicos y la organización de los elementos químicos.
- ✓ Interpreta fenómenos físicos, químicos y biológicos a partir de las leyes que explican las ciencias naturales.

## LAS PRIMERAS IDEAS SOBRE EL ÁTOMO

El nivel más pequeño de organización de la materia es el átomo. Se tienen incontables pruebas de su existencia y en la actualidad se comprende bastante su comportamiento, pero no siempre fue así. En la Antigüedad, 500 años antes de Cristo, aparecieron las primeras ideas sobre lo que es el átomo, que difieren bastante de lo que se considera en la actualidad; fueron de gran importancia para alcanzar las concepciones modernas. En aquel tiempo, las personas no contaban con la misma tecnología de los últimos siglos, por lo cual, creer en algo muy pequeño y prácticamente invisible era algo muy difícil; solo se contaba con la imaginación para explicar algo que no se podía probar con hechos.

El filósofo griego Leucipo (480-420 a. C.), en el siglo V a. C, imaginó que al dividir una piedra en pequeños trozos esta se partiría casi infinitamente hasta encontrar algo tan pequeño que ya no se podría romper; a esto último lo llamó Átomo (en latín A significa sin y Tomo significa división). Posteriormente, el filósofo griego Demócrito (460-370 a. C), estudiante de Leucipo, continuó con las enseñanzas de su maestro; creyó en la existencia de átomos que se movían en un espacio vacío, lo que podía explicar la porosidad de algunos materiales. Lastimosamente, sus ideas no podían ser comprobadas y a falta de pruebas fueron olvidadas y reemplazadas por otras posturas como la de los elementos del filósofo griego Aristóteles (384322 a. C), quien planteó que todos los cuerpos estaban compuestos por cuatro constituyentes esenciales: fuego, agua, tierra y aire. Las distintas propiedades de las sustancias eran el resultado de la combinación en diferentes proporciones de los cuatro elementos. El oro, considerado el metal perfecto, debería contener combinados los cuatro elementos en proporciones ideales y los demás metales deberían transmutarse en él al variar dichas proporciones mediante la aplicación de un procedimiento adecuado. Aristóteles también postuló que estos cuatro elementos solo se encontraban en el dominio terrestre o sublunar y que más allá existía una clase de elemento completamente distinto, el éter, con el cual estaban constituidos los cielos; mientras los cuatro elementos terrestres estaban siempre sometidos a procesos de cambio, el éter era, por definición, puro e inmutable. Con el paso del tiempo, estas ideas de los átomos fueron olvidadas hasta ser retomadas cientos de años después.

# MODELOS ATÓMICOS

Los modelos atómicos son como historias que los científicos han contado para explicar qué es un átomo, esa partícula súper pequeña que forma toda la materia del mundo, desde tu juguete favorito hasta las estrellas. Imagina que cada modelo es una versión mejorada de un dibujo, porque con el tiempo, haciendo experimentos, descubrieron más detalles. Todo empezó hace miles de años con ideas simples y llegó hasta una imagen moderna y un poco mágica. En la Antigua Grecia, un filósofo llamado Demócrito (alrededor del 400 a.C.) fue el primero en decir que la materia está hecha de "átomos", que significa "indivisibles". Pensaba que eran como bolitas sólidas, duras e indivisibles, flotando en el vacío y uniéndose para formar todo. No tenía microscopios ni experimentos, solo observaba la naturaleza, pero fue una gran idea. Siglos después, en 1808, John Dalton, un químico inglés, revivió esa idea con pruebas reales: midió cómo los elementos se combinan en proporciones fijas. Para él, los átomos eran esferas macizas e indestructibles, cada una única para su elemento, como canicas de colores que no se rompen ni se dividen, y solo se juntan o separan en reacciones químicas.

Dalton propuso que para entender los átomos se deben tener claras ciertas ideas, las cuales se conocen como su teoría atómica, la cual indica que:

- La materia está constituida por átomos
- Los átomos son indivisibles y no se modifican en las reacciones químicas.
- Los átomos de un mismo elemento químico son iguales en su masa y en sus propiedades.
- Los átomos de elementos químicos diferentes tienen masa y propiedades distintas.
- Los compuestos están formados por la unión de átomos de distintos elementos.

Luego vino el cambio grande en 1897, cuando J.J. Thomson descubrió los electrones, partículas chiquitas con carga negativa, disparando rayos en tubos de vidrio. Propuso el "modelo del pudín de pasas": el átomo es una masa esponjosa y positiva, como un pastel o pudín, con electrones negativos clavados dentro, como pasas. Era la primera vez que el átomo no era sólido, sino que tenía partes. Parecía lógico porque los electrones negativos y la masa positiva se equilibraban, como un imán que se mantiene quieto. Pero en 1911, Ernest Rutherford, un físico neozelandés, hizo un experimento famoso: disparó partículas alfa (positivas) a una lámina de oro finita. La mayoría pasó directo, pero algunas rebotaron. ¡Eso no cuadraba con el pudín! Entonces dijo que el átomo tiene un núcleo central pequeñísimo y denso con carga positiva (donde está casi toda la masa), y los electrones giran alrededor a mucha distancia, como planetas orbitando el Sol en un sistema solar miniatura. Era genial para explicar por qué las partículas rebotaban del núcleo, pero tenía un problema: los electrones deberían caer al núcleo por atracción, como una mosca al dulce. Niels Bohr, en 1913, arregló eso. Era danés y tomó ideas de la luz y la energía. Dijo que los electrones viajan en órbitas fijas, como pelotas en carriles de una pista de carreras alrededor del núcleo. No caen porque solo pueden estar en niveles específicos de energía, y cuando un electrón salta de un nivel alto a bajo, suelta luz de colores (¡como en las luces de neón!). Cada elemento tiene un número fijo de electrones en esas órbitas, lo que explica las propiedades químicas, como por qué el hidrógeno brilla rosa. Hoy, desde los años 1920, el modelo cuántico o moderno (de Schrödinger, Heisenberg y otros) es el rey. Ya no hay órbitas exactas: los electrones están en "nubes de probabilidad", como una niebla o enjambre de abejas alrededor del núcleo, donde es más probable encontrarlos. El núcleo tiene protones (carga positiva, definen el elemento) y neutrones (sin carga, dan peso extra). Los electrones negativos forman capas u orbitales con formas raras (esferas, mancuernas), y todo vibra con reglas cuánticas locas, como que una partícula puede estar en dos sitios a la vez. Este modelo predice todo, desde láseres hasta computadoras, y se usa en la ciencia actual.

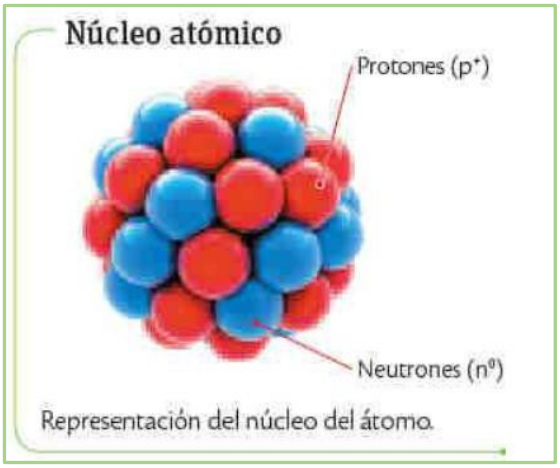
| Científico y Año | Descripción del átomo (¿cómo lo imaginaba?) | Experimento o idea clave | Dibujo |
|---|---|---|---|
| Demócrito (400 a.C.) | Bolitas sólidas e indivisibles, como canicas en el vacío. | | |
| Dalton (1808) | Esferas macizas e indestructibles, únicas por elemento. | | |
| Thomson (1897-1904) | Masa positiva como pudín, con electrones como pasas dentro. | | |
| Rutherford (1911) | Núcleo positivo pequeñito en el centro, electrones orbitando como planetas. | | |
| Bohr (1913) | Núcleo con órbitas fijas para electrones, como pistas de carreras; saltan soltando luz. | | |
| Cuántico moderno (1920s, Schrödinger) | Núcleo con protones y neutrones; electrones en "nubes" de probabilidad como niebla. | | |

# LA ESTRUCTURA DE LOS ÁTOMOS

Durante las primeras décadas del siglo XX, en los experimentos realizados por Rutherford y sus colaboradores se encontraron datos que revelaban la existencia de algo nuevo en el núcleo atómico. El problema para descubrir la existencia de una nueva partícula era su falta de carga eléctrica, lo que evitaba su detección por los métodos prácticos que se utilizaban en los casos del electrón y del protón. Apoyándose en nuevos experimentos basados en radiación, el físico inglés J. Chadwick (1891 -1974) logró separar la extraña partícula, a la que llamaron neutrón debido precisamente a su falta de carga que la hace neutra. Una vez identificado el neutrón, el núcleo del átomo pasó de ser una agrupación de cargas positivas para convertirse en una reunión de partículas subatómicas (más pequeñas que el átomo), los protones cargados positivamente, y neutrones sin carga.

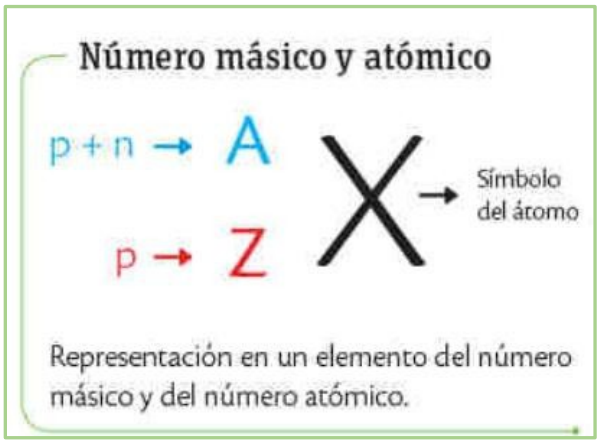
**La electricidad, la radiación y la materia**

Con la ayuda de los diferentes modelos atómicos se ha podido explicar varios fenómenos naturales, entre ellos, las propiedades eléctricas y los fenómenos radiactivos. La electricidad, en resumen, es el resultado del flujo de electrones que pueden moverse entre átomos, y puede transmitirse de un punto a otro conduciéndola a través de distintos objetos y materiales; y la radiación es la pérdida o ganancia de partículas (protones y neutrones) dentro del núcleo del átomo; estas partículas subatómicas se mueven a gran velocidad y pueden emitirse por un núcleo atómico inestable.



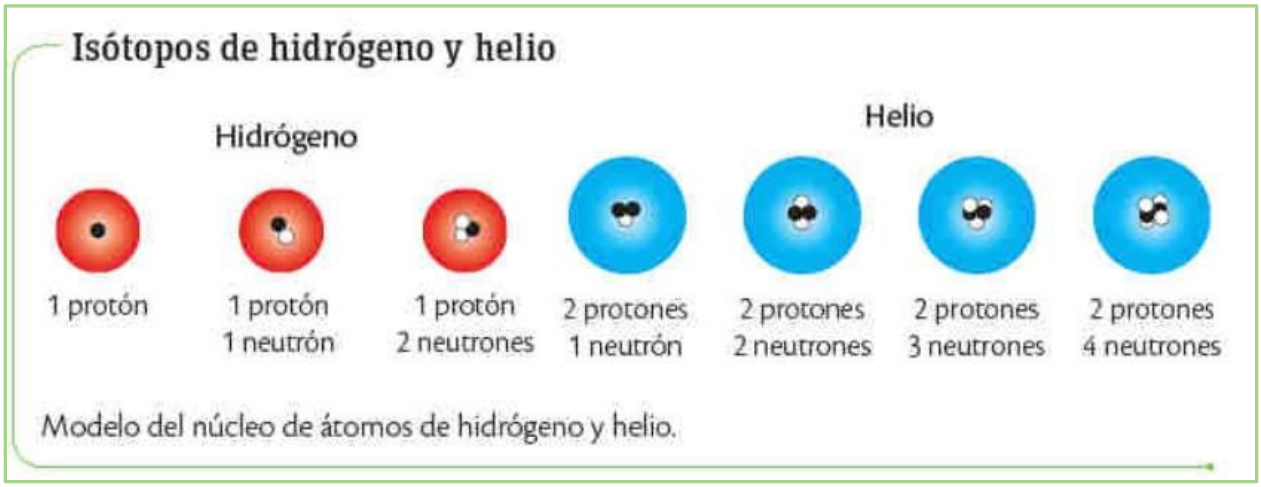
Representación del núcleo del átomo.

Los átomos están formados por un núcleo y una periferia. En el núcleo se encuentran los protones y los neutrones y en la periferia los electrones. Los electrones pueden encontrarse en reglones del espacio determinadas por la ecuación de Schrödinger llamadas orbitales, en los cuales, dependiendo de su energía y de su forma tridimensional, se clasifican en cuatro tipos diferentes: s, p, d y f. En un átomo neutro, la cantidad de electrones con carga negativa es igual a la cantidad de protones con carga positiva. Tanto protones como neutrones se conocen como nucleones debido a que se encuentran en el núcleo atómico. Cuando se cuenta el total de partículas que conforman a un átomo, se puede calcular la masa del átomo que los contiene. El electrón posee una masa muy pequeña en comparación con la de los nucleones y no aumenta considerablemente la masa total del átomo, por lo que no se tiene en cuenta. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno posee solamente 1 protón en su núcleo y 1 electrón en su periferia. La masa de este átomo es igual a la masa de su único protón, pues no posee neutrones. En el Sistema Internacional, esta medida se conoce como urna. Unidad de Masa Atómica. Aunque el átomo de hidrógeno más abundante tiene un solo protón sin neutrones, se han encontrado átomos de este elemento que tienen un solo protón pero con neutrones: el deuterio (átomo formado por 1 protón, 1 electrón y 1 neutrón) y el tritio (átomo formado de 1 protón, 1 electrón y 2 neutrones).




Los átomos que poseen la misma cantidad de protones pero diferente cantidad de neutrones se llaman isótopos. En la representación de los elementos se designa a los electrones con la letra e, a los protones con la letra p y a los neutrones con la letra n.

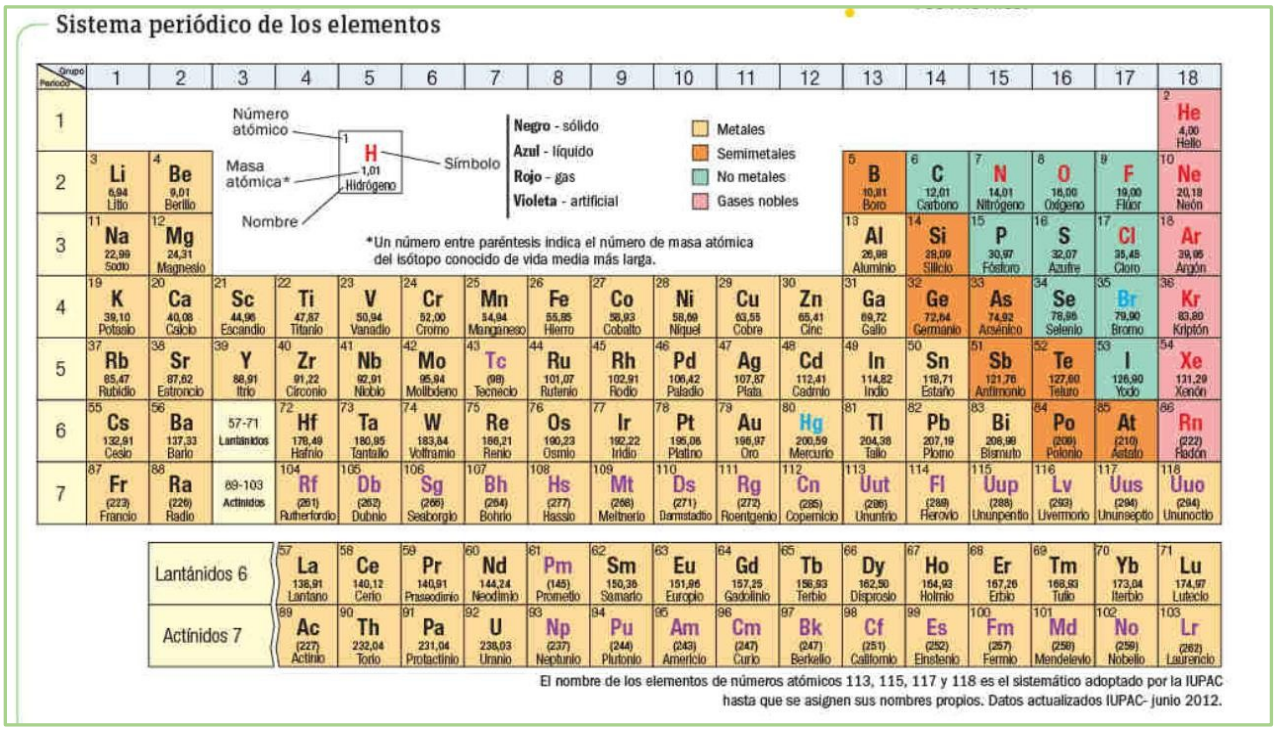
La cantidad de protones de un átomo se representa como Z, que se conoce como número atómico y permite caracterizar a cada elemento químico. La suma de protones y neutrones recibe el nombre de número másico y se representa con la letra A.




1. ¿Qué es un átomo y por qué se llama "indivisible" en las ideas antiguas?
2. Explica con tus palabras cómo es la estructura del átomo según el modelo moderno: ¿qué partes tiene el núcleo y dónde están los electrones?
3. ¿Por qué Rutherford pensó que el átomo tiene un núcleo? Describe su experimento simple.
4. Describe el modelo de Thomson como si se lo explicaras a un amigo.
5. ¿Qué son los protones y neutrones? ¿Cómo ayudan a identificar un elemento químico?
6. En el modelo de Bohr, ¿por qué los electrones no caen al núcleo? Da un ejemplo con luz.
7. ¿Cuál es la diferencia entre el modelo de Dalton y el de Rutherford? Usa una comparación como "pelota vs. sistema solar".
8. Si un átomo tiene 8 protones, ¿qué elemento es? ¿Dónde están sus electrones?
9. ¿Qué son las "nubes de electrones" en el modelo cuántico? ¿Por qué no son órbitas exactas?
10. Inventa un experimento casero que muestre que los átomos tienen partes (piensa en imanes o globos). Explica por qué funciona.

# LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

El concepto de elemento químico ha experimentado transformaciones en el tiempo gracias a la confrontación de las ideas e investigaciones de los científicos. En el siglo IV a. C, Aristóteles, desde una postura filosófica que partía del razonamiento y no de la experimentación, estableció que eran cuatro elementos los fundamentales para la construcción de cualquier cosa en el universo: tierra, agua, aire y fuego. Apoyado en el comportamiento químico que se lograba al experimentar con la materia, el químico y físico irlandés Robert Boyle (1627-1691) indicó en 1661 que "elemento químico es una sustancia pura que no se puede transformar en otras más elementales por ningún procedimiento". Más adelante, en el siglo XVI, el químico francés Antoine Lavoisier (1743-1794) sostuvo que "los elementos químicos son ciertas sustancias que se comportan para nosotros como sustancias simples porque todavía no hemos descubierto el modo de separarlas".
Una vez enunciada la teoría atómica por el químico inglés John Dalton (1766-1844) a principios del siglo XIX, se estableció el concepto de elemento como "una sustancia pura en la que sus partículas están formadas por átomos iguales", que para Dalton eran indivisibles.




El sistema periódico (SP) actual se fundamenta en la organización de los elementos químicos en siete filas o periodos y 18 columnas o grupos que siguen un patrón creciente respecto al número de protones o número atómico Z. En la imagen siguiente, los elementos de un mismo grupo, es decir, las columnas verticales (por ejemplo, grupo 5: V, Nb, Ta, Db) tienen propiedades químicas similares; y los elementos que se encuentran en igual periodo, o sea aquellos ubicados en las filas horizontales (por ejemplo, periodo 3: Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl y Ar) tienen sus electrones más externos con idéntico nivel energético.

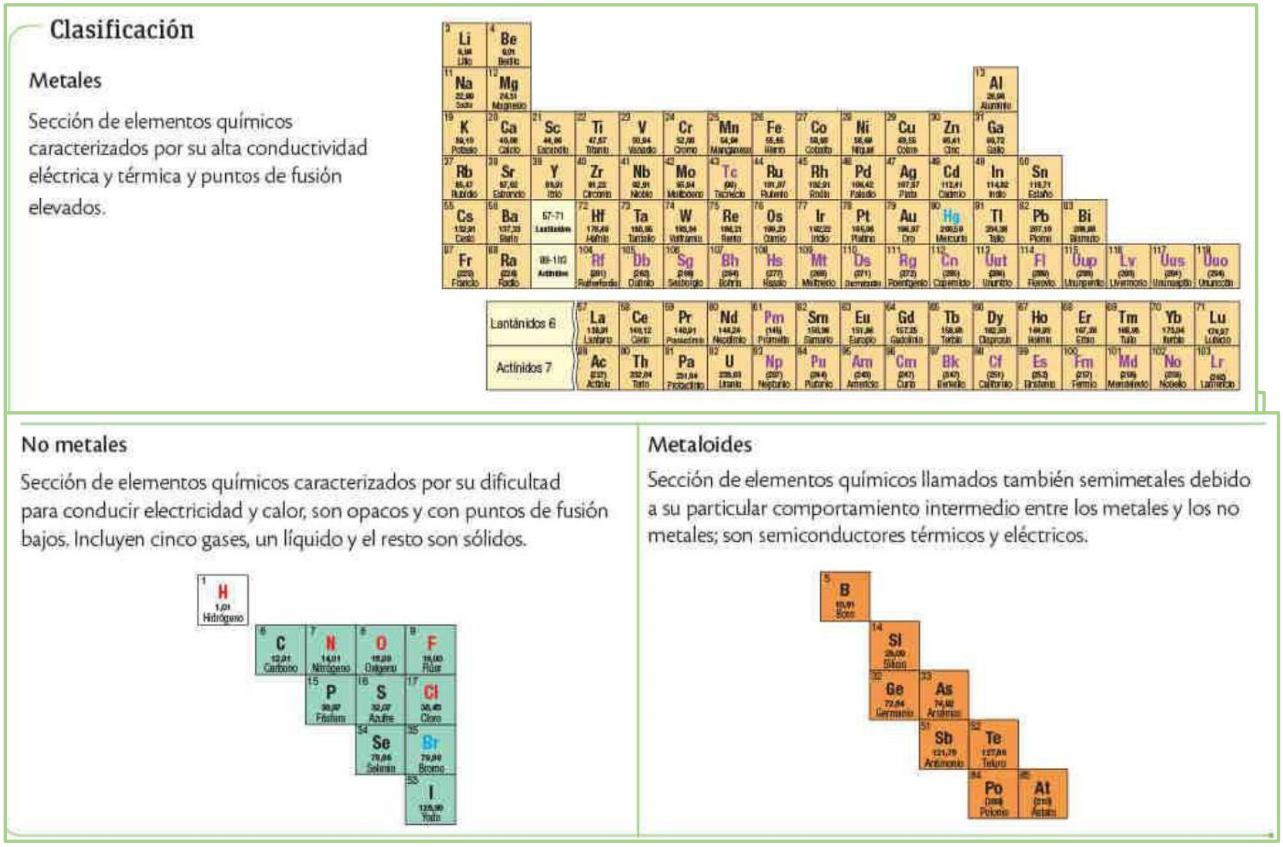
## LOS GRUPOS Y PERIODOS DE LA TABLA PERIÓDICA

Los grupos de la tabla periódica son 18 y corresponden a los elementos que se agrupan en un idéntico bloque vertical; los periodos son siete y corresponden al conjunto de elementos de una misma fila o bloque horizontal. En ese sentido, elementos de un mismo grupo se comportan de forma similar a pesar de su diferencia en masa atómica; por el contrario, elementos próximos entre sí que pertenecen a un periodo específico tienen masas atómicas similares, pero propiedades distintas. En la siguiente tabla se encuentran los grupos de elementos reconocidos en la tabla periódica, su nominación y sus características más destacadas.

| Grupo | Nominación | Elementos | Propiedades similares |
|---|---|---|---|
| 1 | Metales alcalinos | Li, Na, K, Rb, Cs y Fr | Son metales blandos y de alta reactividad, especialmente con el grupo de los halógenos. Sus átomos poseen un solo electrón en la parte más externa. |
| 2 | Metales alcalinotérreos | Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra | Son metales blandos y de buena reactividad con el grupo de los halógenos y los calcógenos. Sus átomos poseen dos electrones en la parte más externa. |
| 3 | Lantánidos y actínidos (tierras raras) | Incluyen los elementos considerados tierras raras, bloque f de la tabla periódica | La mayoría de lantánidos y actínidos son metales típicos, con gran brillo y conductividad. Son químicamente reactivos, se oxidan al aire libre y reaccionan con el agua. Para los elementos químicos con un Z mayor a 99, los llamados transuránidos, decrece rápidamente su estabilidad nuclear a medida que aumenta su Z, por lo que sus vidas medias son muy cortas y se conoce poco de ellos. |
| 4 | Metales de transición | Ti, Zr, Hf | Casi todos los metales de transición son duros, dúctiles y maleables, y tienen conductividades eléctricas y térmicas elevadas. Además, pueden formar aleaciones (mezclas homogéneas en las que los componentes son metales, generalmente); son particularmente importantes las aleaciones ferrosas que constituyen una amplia gamma de aceros (aleación de hierro con bajas proporciones de carbono y que puede contener además cromo y níquel) usados comúnmente en construcción. Los metales de transición son, en general, moderadamente reactivos y se combinan con oxígeno, azufre y halógenos cuando se calientan con estos elementos. Al interactuar con los ácidos, algunos desprendan hidrógeno y su reacción es muy violenta. Una gran cantidad de los compuestos de estos metales poseen colores fuertes y llamativos que dependen de su estado de oxidación. |
| | | V, Nb, Ta | |
| | | Cr, Mo, W | |
| | | Mn, Tc, Re | |
| | | Fe, Ru, Os | |
| | | Co, Rh, Ir | |
| | | Ni, Pd, Pt | |
| | | Cu, Ag, Au | |
| | | Zn, Cd, Hg | |
| 5 | Térreos | B, Al, Ga, In, Tl | A excepción del boro (B), los demás elementos de este grupo son metales con puntos de fusión bajos, maleables y blandos. Sus átomos posee tres electrones en la parte más externa. |
| 6 | Carbonoides | C, Si, Ge, Sn, Pb | Son sólidos a temperatura ambiente (20 °C) y se encuentran de forma natural. Sus átomos poseen cuatro electrones en la parte más externa. |
| 7 | Nitrogenoides | N, P, As, Sb, Bi | Son elementos muy reactivos a altas temperaturas. Sus átomos poseen cinco electrones en la parte más externa. |
| 8 | Calcógenos | O, S, Se, Te, Po | El oxígeno (O), y el azufre (S) son no metales, el selenio (Se) y el telurio (Te) tienden a exhibir comportamiento metálico, y el polonio (Po) es radiactivo. Sus átomos poseen seis electrones en la parte más externa. |
| 9 | Halógenos | F, Cl, Br, I, At | Son capaces de formar sales con los elementos de los grupos 1 y 2, principalmente. Sus átomos poseen siete electrones en la parte más externa. |
| 10 | Gases nobles | He, Ar, Kr, Xe, Rn | Son muy poco reactivos y altamente estables. A temperatura ambiente (20 °C) son gases. Sus átomos poseen ocho electrones en la parte más externa, a excepción del helio (He), que tiene solo dos. |

## LA CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS

Los elementos químicos también pueden clasificarse en secciones específicas de la tabla periódica a partir de sus propiedades observables como metales, no metales y metaloides, independientemente del grupo o periodo al que pertenezcan.




Según sean sus propiedades químicas, los átomos de elementos diferentes son capaces de formar estructuras más complejas llamadas moléculas. A su vez, moléculas con idénticas propiedades se conocen como compuestos químicos. En ese sentido, el agua, $H_2O$, es un compuesto químico formado por los elementos hidrógeno y oxígeno en una proporción de 2 a 1 (2 átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno).

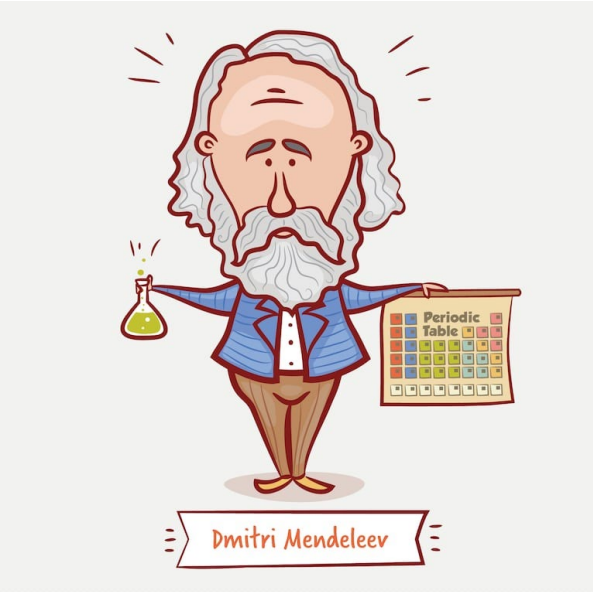
**Actividad: "¡Encuentra el lugar de cada átomo!**

Lee cada caso. Escribe el símbolo del elemento, su período (fila horizontal), grupo (columna vertical), bloque (s, p, d o f) y una propiedad esperada (metálico, gas noble, reactivo, etc.). Usa pistas de los modelos atómicos: el número atómico = protones = electrones; grupos tienen electrones similares en la capa externa.

| Número atómico | Descripción o pista | Símbolo | Período | Grupo | Bloque | Propiedad esperada |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 | El más simple, un gas explosivo solo. | H | 1 | 1 | s | |
| 6 | Forma diamantes y lápices (grafito). | | | | | |
| 8 | Lo necesitas para respirar, gas sin color. | | | | | |
| 11 | Metal blando que reacciona con agua (grupo alcalino). | | | | | |
| 17 | Gas tóxico verdoso, muy reactivo (halógenos). | | | | | |
| 18 | Gas noble, no reacciona con nada, luz de neón. | | | | | |
| 26 | Metal usado en imanes y sangre (transición). | | | | | |

Elige 25 elementos químicos diferentes a los anteriores y escribe:

- ✓ Nombre y símbolo
- ✓ Su número atómico
- ✓ Su peso atómico
- ✓ La ubicación
- ✓ Clasificación



## Los elementos químicos en la vida cotidiana

Los elementos químicos de la tabla periódica son como superhéroes invisibles que forman todo lo que tocas, comes, respiras y usas cada día, desde el momento en que abres los ojos por la mañana hasta que te acuestas. Imagina que el mundo es un gran Lego hecho de átomos, y cada elemento tiene un poder especial gracias a su estructura atómica: protones en el núcleo que definen qué es (como su número atómico), neutrones para el peso y electrones en capas externas que deciden si reacciona o no. Vamos a recorrerlos en un día típico tuyo, conectando con lo que aprendimos de los modelos atómicos.

Por la mañana, el hidrógeno (H, número atómico 1) y el oxígeno (O, 8) se juntan en tu vaso de agua o jugo: dos átomos de hidrógeno por uno de oxígeno forman $H_2O$, esencial para hidratarte y que tus células funcionen como en el modelo cuántico, donde electrones saltan en "nubes". El oxígeno también entra en tus pulmones al respirar, uniéndose a la hemoglobina (con hierro) para llevar energía a tus músculos; sin él, no podrías correr al colegio. Desayuna pan o cereal: ahí está el carbono (C, 6), base de todo lo orgánico, desde el trigo hasta la leche (con calcio para tus huesos).

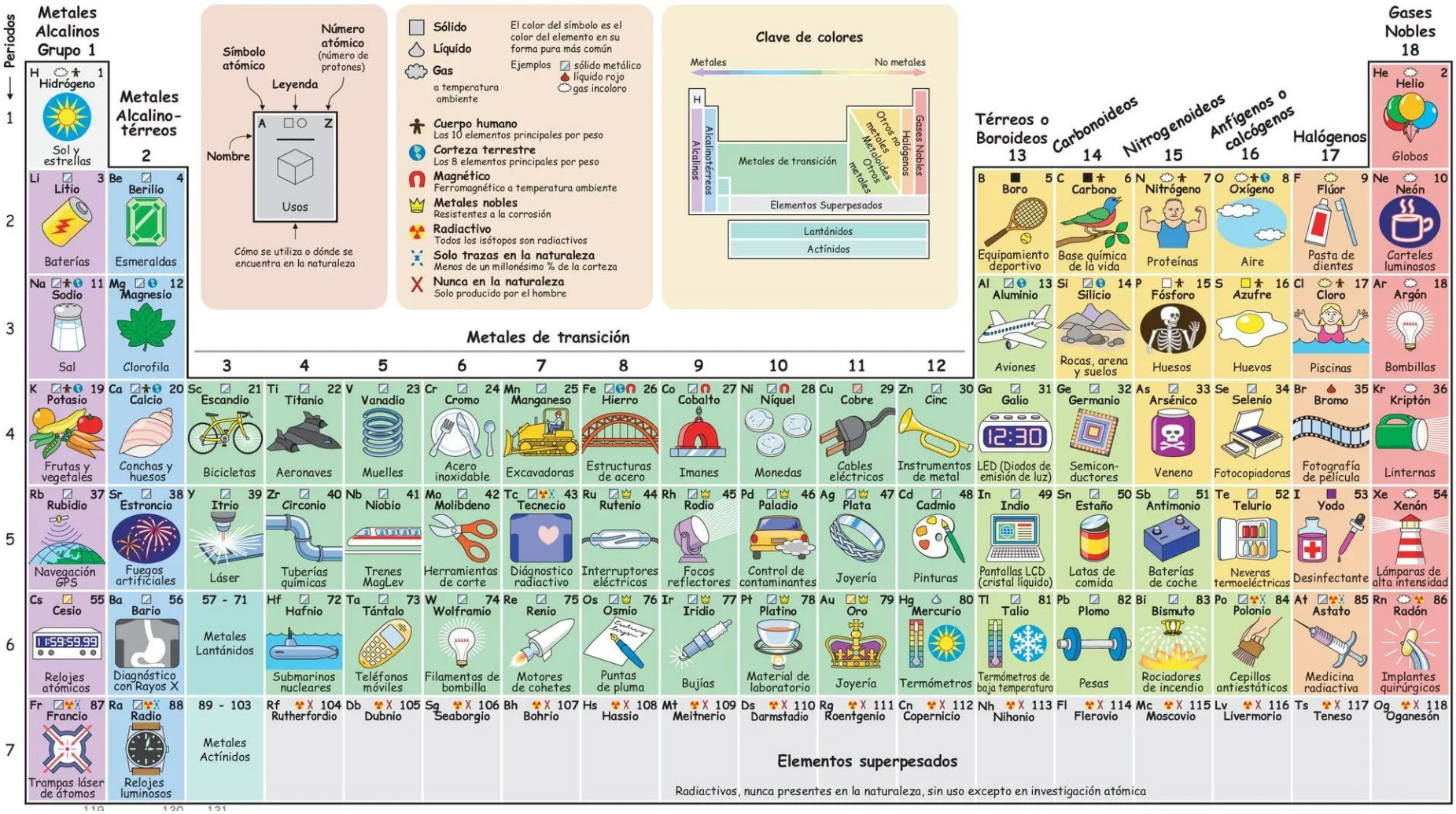
En la cocina, el aluminio (Al, 13) brilla en las ollas o latas de refresco porque es ligero, no se oxida y conduce calor perfecto para cocinar huevos. La sal en tus papas fritas es cloruro de sodio (NaCl): sodio (Na, 11, grupo 1, súper reactivo) da sabor y está en jabones, mientras cloro (Cl, 17, halógeno) desinfecta el agua del grifo o blanquea tu ropa. Cepíllate los dientes con pasta que tiene flúor (F, 9) para fortalecer el esmalte, otro halógeno que previene caries.

Camino al colegio, tu bicicleta o el bus tiene hierro (Fe, 26, bloque d) en el marco por su dureza, y cobre (Cu, 29) en los cables eléctricos para que funcione la luz o el claxon. En clase, escribes con lápiz (grafito de carbono puro) en papel de celulosa (carbono, hidrógeno, oxígeno), y el marcador usa titanio (Ti, 22) para no manchar. Tu mochila tiene zinc (Zn, 30) en cremalleras resistentes, y pilas de litio (Li, 3) para tu calculadora o reloj.

Al mediodía, come frutas con potasio (K, 19) que regula tu corazón, o carne con fósforo (P, 15) para huesos fuertes. En el recreo, globos de helio (He, 2, gas noble) flotan porque sus electrones llenos no reaccionan, como en el modelo de Bohr con órbitas estables. Tu celular, lleno de silicio (Si, 14), hace chips diminutos para juegos y mensajes: arena de playa convertida en tecnología cuántica.

Tarde de tareas: fósforos encienden con fósforo rojo, y plásticos de tu estuche vienen de petróleo (hidrocarburos de carbono e hidrógeno). Ves TV con neón (Ne, 10) o argón (Ar, 18) en pantallas LED para colores brillantes, excitar electrones como Rutherford imaginó. La cena incluye magnesio (Mg, 12) en verduras para nervios sanos, y oro (Au, 79) o plata (Ag, 47) en joyas de mamá por su brillo eterno.

Por la noche, bombillas de tungsteno (W, 74) dan luz cálida, y colchón con espuma de carbono activado regula temperatura. Incluso sueñas con estrellas de hidrógeno fusionándose. Todos estos elementos, ubicados en la tabla periódica por períodos (capas electrónicas) y grupos (electrones de valencia similares), explican por qué el hidrógeno explota, el oro no se oxida o el sodio chispea en agua: propiedades predichas por sus átomos, desde el pudín de Thomson hasta las nubes modernas.




1. Colorea la tabla que ilustra las aplicaciones de los elementos químicos (ten en cuenta los colores según la clasificación de los bloques) y elabora un escrito de una página sobre la importancia de la química en la vida cotidiana.
2. En equipos de 4 estudiantes preparar una exposición del elemento asignado, teniendo en cuenta sus características, propiedades y aplicaciones.

## Científicos que aportaron al desarrollo de la tabla periódica

La tabla periódica, esa "mapa" organizada de todos los elementos químicos, no surgió de la nada, sino que fue el resultado de siglos de trabajo de científicos curiosos que observaban patrones en las propiedades de la materia, conectando ideas de los modelos atómicos que ya vimos. Todo empezó en 1789 con Antoine Lavoisier, el "padre de la química moderna", quien clasificó por primera vez 33 sustancias como elementos (como oxígeno o hidrógeno) y creó una nomenclatura clara, sentando las bases para comparar sus pesos y reacciones. Luego, en 1817, Johann Wolfgang Döbereiner agrupó elementos en "tríadas" con propiedades similares, como litio-sodio-potasio (todos reactivos y ligeros), notando que el del medio tenía un peso atómico promedio de los otros dos, un primer vistazo a la periodicidad.

En 1860, John Newlands propuso la "ley de las octavas": ordenó elementos por peso atómico creciente y vio que cada octavo repetía propiedades, como las notas musicales (do-re-mi), aunque lo criticaron por forzado. Casi al mismo tiempo, en 1862, Alexandre de Chancourtois inventó la "hélice telúrica", una espiral en un cilindro donde elementos similares caían en líneas verticales cada 16 masas atómicas, la primera visualización tridimensional de patrones. Julius Lothar Meyer, en 1864, graficó propiedades físicas (como volumen atómico) contra pesos, mostrando curvas periódicas que repetían cada 8 elementos, publicando una tabla parecida a la moderna en 1870.

El gran héroe fue Dmitri Mendeléyev, químico ruso, quien en 1869 creó la primera tabla periódica ampliamente aceptada: ordenó 63 elementos conocidos por peso atómico creciente y propiedades químicas decrecientes, dejando huecos para elementos "faltantes" como galio y germanio, prediciendo sus masas y reactividades con exactitud (¡los descubrieron después!). Su tabla tenía 8 columnas de grupos con valencias similares, revolucionando la química al predecir el comportamiento futuro. Sin embargo, había problemas: algunos elementos como telurio y yodo estaban invertidos por propiedades químicas vs. peso.

En 1913, Henry Moseley, físico inglés, lo arregló todo: bombardeó elementos con rayos X y midió frecuencias que crecían con el número atómico (protones en el núcleo, del modelo de Rutherford), no el peso. Así reorganizó la tabla por Z (número atómico), resolviendo inconsistencias y confirmando que define las propiedades periódicas por electrones en capas. Glenn T. Seaborg, en 1940, expandió la tabla con lantánidos y actínidos en filas separadas, añadiendo elementos sintéticos como plutonio, y hoy sigue creciendo con superpesados en laboratorios.

Estos científicos, inspirados en experimentos atómicos desde Dalton hasta Bohr, transformaron caos en orden: Lavoisier listó, Döbereiner y Newlands vieron repeticiones, Chancourtois y Meyer visualizaron, Mendeléyev predijo y Moseley-Seaborg perfeccionaron con núcleos reales.

Elabora una línea de tiempo sobre el desarrollo de la tabla periódica.