

Identidad atómica

La identidad de cada átomo la determina su número de protones. Este dato se conoce como **número atómico** y se representa con la letra Z . Por ejemplo, el átomo de hidrógeno (H) tiene en su núcleo un solo protón; por tanto, su número atómico es $Z = 1$; el átomo de carbono (C) tiene seis protones y su número atómico $Z = 6$. Como cada átomo es neutro, posee el mismo número de protones que de electrones; entonces, el número atómico también indica cuántos electrones hay en cada átomo; así, el oxígeno (O) con $Z = 8$ está constituido por 8 protones en el núcleo y 8 electrones que se mueven a su alrededor. El número atómico, Z , es la propiedad que permite ordenar a los átomos de manera secuencial en la tabla periódica, y su valor se coloca sobre el símbolo de cada elemento, como se ve en la figura 2.7.

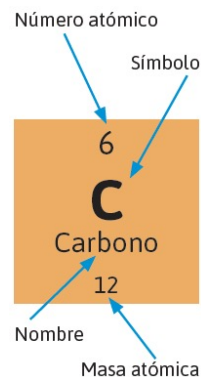


Figura 2.7: Es importante reconocer cómo se presenta en la tabla periódica la información de cada átomo.

La tabla periódica también contiene información sobre la **masa atómica relativa** de los distintos átomos y se simboliza por las letras A_r (figura 2.7). Medir la masa de un solo átomo es muy difícil, pero es posible determinar cuántas veces la masa de un átomo es más grande en relación con otro. Por ejemplo, de acuerdo con la tabla periódica, $A_r = 12.0$ para los átomos de carbono y $A_r = 1.01$ para los de hidrógeno. Esto indica que un solo átomo de carbono es casi doce veces más pesado que uno de hidrógeno. Por su parte, la masa atómica relativa del magnesio (Mg) es $A_r = 24.3$, lo cual implica que un átomo de este elemento es alrededor de 24 veces más pesado que uno de hidrógeno, pero sólo dos veces más pesado que uno de carbono ($24.3/12 \sim 2$).

Analiza e infiere:

1. Lee y organiza con tus compañeros un juego con base en preguntas y respuestas sobre cómo un átomo se compara con otros de la tabla periódica. Utiliza los ejemplos que se presentan más abajo como guía para proponer tus preguntas.

Es importante que te familiarices con las propiedades de los átomos que forman las sustancias de tu alrededor, como el agua (H_2O), el azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) y el cloruro de sodio (sal común, $NaCl$). Estos átomos suelen tener números atómicos menores a 30 ($Z < 30$) y se localizan en las cuatro primeras hileras de la tabla periódica.

2. ¿Cuántas veces es más pesado un átomo de calcio (Ca) que un átomo de oxígeno (O)?
3. ¿Cuántos electrones hay en un átomo de hierro (Fe)?
4. ¿Cuántos protones más tiene un átomo de cloro que uno de carbono (C)?

Ejercicios

Elige la(s) respuesta(s) correcta(s).

- ¿Qué propiedad periódica de los elementos se representa con la letra Z ?
☐ Densidad atómica ☐ Tamaño atómico ☐ Masa atómica ☐ Número atómico
- ¿A qué cantidad de partículas equivale Z ?
☐ Al número de neutrones. ☐ Al número de fotones.
☐ Al número de electrones. ☐ Al número de protones.
- ¿Qué propiedad periódica de los elementos se representa como A_r ?
☐ Densidad atómica relativa. ☐ Tamaño atómico relativo.
☐ Masa atómica relativa. ☐ Número atómico relativo.
- El valor $A_r = 5$ para los átomos de boro significa que:
☐ un sólo átomo de boro es casi 5 veces más pesado que uno de hidrógeno.
☐ un sólo átomo de hidrógeno es casi 5 veces más pesado que uno de boro.
☐ un sólo átomo de boro es casi 5 veces menos pesado que uno de hidrógeno.
☐ un sólo átomo de hidrógeno es casi 5 veces menos pesado que uno de boro.
- ¿Qué valor de Z tiene un átomo con 20 neutrones y un valor de $A_r = 39$?
☐ $Z = 20$ ☐ $Z = 19$ ☐ $Z = 49$ ☐ $Z = 39$

Iones: partículas con carga eléctrica

Partícula	Número de protones	Número de electrones	Carga neta
Li	3	3	$3 - 3 = 0$
Li^+	3	2	$3 - 2 = +1$
S	16	16	$16 - 16 = 0$
S^{2-}	16	18	$16 - 18 = -2$

Tabla 2.2: Carga neta de algunos átomos.

Los electrones de un átomo están en constante movimiento alrededor del núcleo atraídos por la carga positiva de los protones. Como los electrones tienen carga negativa se repelen entre sí, lo que causa que algunos se muevan cerca del núcleo atómico, mientras otros se desplazan a distancias más lejanas. Los electrones que están más alejados del núcleo en ocasiones escapan del átomo o son atraídos por otros átomos o moléculas. Cuando esto sucede, el átomo deja de tener el mismo número de protones y electrones y adquiere una carga eléctrica neta. Se dice que se convierte en un **ion**.



Figura 2.8: El sodio metálico tiene propiedades muy diferentes al sodio de la sal común. a) Sodio metálico. b) Sal común contiene cationes de sodio (Na^+) y aniones de cloro (Cl^-).

Imagina, por ejemplo, que un átomo de litio (Li) con tres protones ($Z = 3$) perdiera uno de sus electrones. Esta partícula tendría tres cargas positivas (+3), pero sólo dos cargas negativas (-2). Su carga neta sería $+3 - 2 = +1$. Cuando esto sucede se dice que se forma un **ion positivo o catión**, y en el caso del litio este ion se representa con el símbolo Li^+ . Un átomo también puede ganar electrones atrayéndolos de otros átomos y así se transforma en un **ion negativo o anión**. Por ejemplo, si un átomo de azufre ($Z = 16$) gana dos electrones, tendrá 16 protones y 18 electrones y su carga neta será $+16 - 18 = -2$. Este anión se representa con el símbolo S^{2-} . La pérdida o ganancia de electrones no cambia la identidad de un átomo, pero le da propiedades distintas. Los átomos de sodio (Na) en un pedazo de este metal interaccionan de manera muy distinta con otras partículas a como lo hacen los iones Na^+ presentes en compuestos químicos como la sal común (figura ??).

Muchos de los elementos químicos necesarios para la vida están presentes en todo nuestro cuerpo en forma de iones, ya sea en los huesos, en la sangre y en el citoplasma de nuestras células.

Infiere y compara

1. Lee y completa la tabla con la información que se presenta.

Muchos compuestos químicos a nuestro alrededor están constituidos por átomos o moléculas con carga, es decir, por aniones y cationes. Un ejemplo típico es el cloruro de sodio, simbolizado como NaCl, que está conformado por cationes Na^+ y aniones Cl^- . En la siguiente tabla se listan otros compuestos *iónicos* importantes.

Sustancia	Catión	Anión
KF Fluoruro de potasio	Símbolo: K^+ Número de protones: Número de electrones:	Símbolo: F^- Número de protones: Número de electrones:
CaO Óxido de calcio	Símbolo: Ca^{2+} Número de protones: Número de electrones:	Símbolo: O^{2-} Número de protones: Número de electrones:
AlBr₃ Bromuro de aluminio	Símbolo: Al^{3+} Número de protones: Número de electrones:	Símbolo: Br^- Número de protones: Número de electrones:

Compara tus resultados con los de algunos compañeros de clase y válídenlos en grupo y con ayuda de su maestro. El modelo atómico de la materia es muy útil para explicar los fenómenos que observamos cada día; en particular, permite entender las interacciones entre diversas sustancias.

1. Recuerda los experimentos que hiciste con el globo al principio de esta lección. Discute con tus compañeros qué sucede a nivel atómico cuando el globo se frota contra distintos materiales. Apliquen los conocimientos que adquirieron en esta lección sobre estructura atómica y formación de iones.
2. Representen a nivel nanoscópico lo que le pasa a los electrones de los átomos en la superficie del globo y del cabello cuando se frotran el uno contra el otro. A partir de su representación expliquen lo siguiente.
 - a) Por qué el globo y el cabello se atraen después de frotarlos.
 - b) Por qué el globo puede atraer otros materiales después de frotarlo.
3. Compartan en equipos sus resultados, corrijánlos en caso de ser necesario y válídenlos con su maestro.

El modelo atómico de la materia es muy útil para explicar los fenómenos que observamos cada día; en particular, permite entender las interacciones entre diversas sustancias.

L3. ¿Cómo estudiamos a los átomos de manera experimental?

1. Consigan en equipos cajas de cartón e introduzcan en ellas uno o varios objetos: lápices, gomas, llaves, etcétera; cada caja puede tener diferentes objetos. Cuiden que los otros equipos no vean lo que colocaron en las cajas.
2. Séllelas con cinta adhesiva de manera que no puedan ver su contenido.
3. Intercambien su caja con otro equipo y sin abrirlas traten de descubrir qué objetos contienen.
4. Después hagan lo que se indica.
 - a) Reflexionen en grupo sobre las pruebas o los experimentos que pueden realizar para determinar el contenido de las cajas.
 - b) Pongan a prueba sus ideas y traten de inferir el contenido de la caja.
5. Comprueben sus respuestas abriendo las cajas. ¿Acertaron? ¿Se equivocaron? Expliquen.

Descubriendo sin ver

El problema al que te enfrentaste en la actividad anterior de tratar de saber qué hay en la caja sin verlo es análogo al que se han enfrentado los científicos para descubrir la estructura de los átomos. Para entender y explicar cómo los átomos se unen entre sí para formar las moléculas de los diferentes tipos de sustancias se requiere explorar su estructura interna. Pero ¿cómo hacerlo si los átomos no se pueden ver ni con el microscopio más potente? Es probable que al investigar el contenido de la caja en la actividad inicial usaras diferentes formas de energía para determinar su contenido. Por ejemplo, aplicaste energía mecánica para agitarla; aprovechaste la energía sonora para identificar los sonidos de los objetos al chocar. De manera similar, los científicos se han valido de diversos desarrollos tecnológicos que les permiten utilizar diferentes tipos de energía para explorar las propiedades de los átomos.



Figura 2.9: Diferentes elementos químicos emiten luz de colores distintos.

Por ejemplo, en tu curso de Ciencia y tecnología, Física estudiaste que los científicos utilizaron energía térmica para calentar muestras de diferentes elementos y analizar la luz que emitan (figura 2.9). Este tipo de luz dio pistas sobre cómo se distribuyen y mueven los electrones alrededor del núcleo.

Los científicos también utilizan rayos X para medir el tamaño de los átomos. La gráfica 2.10 muestra cómo el radio de los átomos cambia con el número atómico Z para los primeros veinte elementos químicos de la tabla periódica.

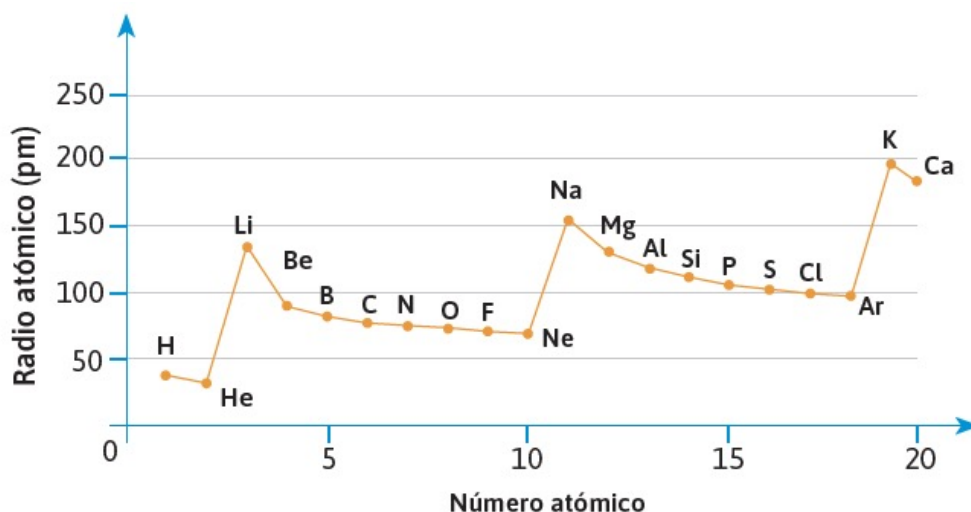


Figura 2.10: Variación del radio atómico (en picómetros) en función del número atómico

Analiza e interpreta

1. Revisen en equipos los resultados experimentales que se presentan en la gráfica 2.10 sobre la variación del radio atómico en función del número atómico, Z , y respondan.
 - a) ¿Cómo cambia el radio de los átomos a medida que el número atómico se incrementa para elementos dentro de un mismo periodo (hilera) en la tabla periódica?
 - b) ¿Y cómo varía a medida que el número atómico se incrementa para elementos dentro de un mismo grupo o familia (columna)?
 - c) Utilicen los datos para justificar esta afirmación: el radio atómico es una propiedad *periódica* de los elementos químicos.
 - d) Propongan una hipótesis que explique las variaciones observadas en el radio de los átomos a medida que el número atómico de los elementos se incrementa en un mismo periodo y en una misma familia de la tabla periódica.
 - e) Expongan ante el grupo sus hipótesis y validen sus argumentos.

Modelo de capas

Las investigaciones sobre la estructura de distintos tipos de átomos muestran que ciertas propiedades de estas partículas, como el radio atómico, varían de manera periódica con el número atómico. ¿Cómo podemos explicar este comportamiento? A lo largo de la historia se han propuesto diferentes modelos sobre la estructura de los átomos para explicar este fenómeno. Uno de ellos se conoce como modelo de capas electrónicas, que es útil para entender la periodicidad atómica.

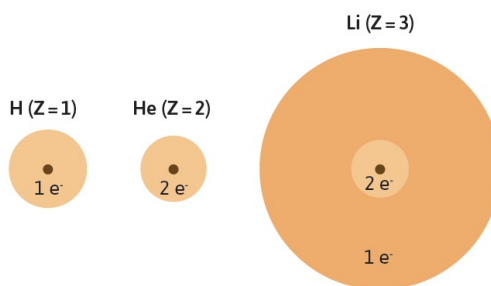


Figura 2.11: Distribución en capas de los electrones en los átomos de H, He y Li.

Los electrones de un átomo están en constante movimiento y no es posible determinar con precisión, en un instante dado, su trayectoria y ubicación; sin embargo, sí se logra predecir la probabilidad de encontrar electrones en diferentes regiones alrededor del núcleo. Para explicar los resultados experimentales se ha propuesto que en un átomo los electrones tienden a localizarse en capas más o menos esféricas alrededor del núcleo; sin embargo, como los electrones se repelen unos a otros, no todos ellos están en la misma capa. Para ilustrar esta idea consideremos los tres primeros elementos en la tabla periódica: hidrógeno (H, $Z = 1$), helio (He, $Z = 2$) y litio (Li, $Z = 3$). La figura 2.11 ilustra cómo se distribuyen los electrones de esos átomos de acuerdo con el modelo de capas electrónicas.

El electrón en el átomo de hidrógeno se mueve en la primera capa. En el átomo de helio, los dos electrones también se desplazan dentro de la primera capa, pero como el átomo de helio tiene un protón más que el átomo de hidrógeno, el núcleo atrae los dos electrones con más fuerza y por eso es un poco más pequeño que el átomo de hidrógeno.

El átomo de litio sólo tiene un electrón más que el átomo de helio, pero su tamaño es mucho mayor (figura 2.11). Para explicarlo suponemos que en el átomo de litio la repulsión entre electrones causa que el tercer electrón ocupe una capa distinta, más alejada del núcleo. Varios electrones pueden moverse dentro de la misma capa atómica, pero hay un punto en el que las repulsiones electrónicas obligan a los electrones adicionales a moverse en una capa más externa. La figura 2.12 ilustra este fenómeno para los átomos del segundo periodo en la tabla periódica y para el primer elemento del tercer periodo. En los átomos del segundo periodo, los dos primeros electrones se localizan en la primera capa, y el resto se mueve en la segunda, la cual tiene la capacidad de alojar un máximo de ocho electrones. Las interacciones entre éstos hacen que el electrón adicional en el átomo de sodio (Na, $Z = 11$) se localice en una tercera capa, incrementando el tamaño de este átomo.

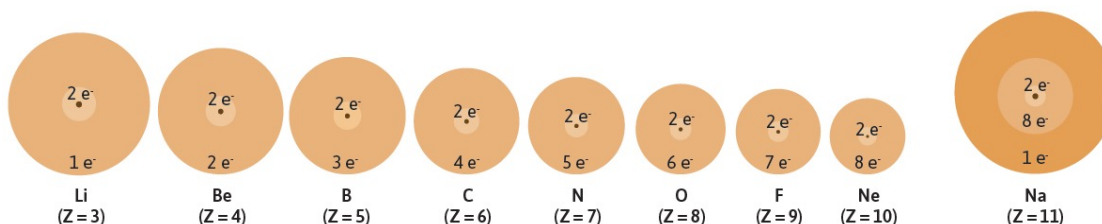


Figura 2.12: Distribución en capas de los electrones en átomos con $Z = 3$ hasta $Z = 11$.

Analiza y explica

1. Lean y analicen en equipo cómo la energía de ionización cambia con el número atómico para elementos de un mismo periodo (hilera) de la tabla periódica y para elementos de un mismo grupo o familia (columna).

La gráfica 2.10 muestra la energía necesaria para arrancar un electrón de la capa más externa de átomos con un número atómico entre $Z=1$ y $Z=55$. Esta energía se conoce como energía de ionización de los elementos, la cual entre más grande resulta más difícil para el átomo perder un electrón y convertirse en un catión.

2. Determina si la energía de ionización es una propiedad periódica. Justifiquen su respuesta.
3. Expliquen, con base en el modelo atómico de capas, cómo varía la energía de ionización de los átomos a lo largo de un periodo y de una familia.
4. Presenten sus respuestas y explicaciones al grupo y entre todos determinen si son lógicas y coherentes.

Ejercicios

Relaciona la especie química con la cantidad de **protones** y **electrones de valencia**.

- | | |
|------------------------------|-----------------------------------|
| 1. Magnesio (Mg) | _____ 20 protones y 8 electrones. |
| 2. Ión Potasio (K^+) | _____ 9 protones y 8 electrones. |
| 3. Ión azufre (S^{2-}) | _____ 16 protones y 8 electrones. |
| 4. Ión flúor (F^-) | _____ 6 protones y 4 electrones. |
| 5. Ión calcio (Ca^{2+}) | _____ 13 protones y 8 electrones. |
| 6. Carbono (C) | _____ 19 protones y 8 electrones. |
| 7. Ión aluminio (Al_3^+) | _____ 12 protones y 2 electrones. |

Relaciona la especie química con la cantidad de **protones** y **electrones de valencia**.

- | | |
|----------------------------|-----------------------------------|
| 1. Ión oxígeno (O_2^-) | _____ 20 protones y 2 electrones. |
| 2. Nitrógeno (N) | _____ 15 protones y 5 electrones. |
| 3. Silicio (Si) | _____ 8 protones y 8 electrones. |
| 4. Calcio (Ca) | _____ 14 protones y 4 electrones. |
| 5. Neón (Ne) | _____ 7 protones y 5 electrones. |
| 6. Ión Litio (Li^+) | _____ 3 protones y 2 electrones. |
| 7. Fósforo (P) | _____ 34 protones y 6 electrones. |
| 8. Selenio (Se) | _____ 10 protones y 8 electrones. |

Aunque los átomos no se pueden observar ni con el microscopio más potente, a lo largo de la historia los científicos han propuesto distintos modelos de la estructura de estas partículas. Estos modelos se han construido y modificado con base en resultados de experimentos que, de manera indirecta, como cuando agitaste la caja cerrada en la actividad inicial, proporcionan información sobre su estructura atómica. Estos experimentos han sido posibles gracias al desarrollo de tecnologías que han permitido explorar de manera más precisa la estructura atómica.

1. Analicen en equipos las principales características y limitaciones de los modelos atómicos propuestos por Dalton, Thomson, Rutherford y Bohr. Para ello revisen la infografía, y también consulten otros libros o sitios de internet confiables.
2. Determinen qué desarrollos científicos y tecnológicos permitieron realizar los experimentos para obtener la información utilizada por Dalton, Thomson, Rutherford y Bohr en la elaboración de sus modelos atómicos.
3. Elaboren con los resultados de su investigación una línea del tiempo que muestre la evolución histórica de los modelos atómicos y de los desarrollos científicos y tecnológicos que influyeron en su elaboración.

IMPLICACIONES DEL DESARROLLO DEL MODELO ATÓMICO

El desarrollo del modelo atómico permitió explicar las propiedades de los elementos, su combinación para la formación de compuestos y las regularidades que éstos presentan por grupo y que se expresan en la tabla periódica.

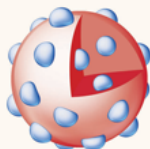
El modelo atómico de Dalton (1803)

Estableció que los átomos eran esferas sólidas (como bolas de billar) que no podían dividirse en partes más pequeñas y que eran eléctricamente neutros.



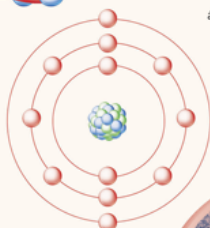
El modelo atómico de Thomson (1904)

Proponía que los átomos eran esferas sólidas con carga positiva que contenían corpúsculos con carga negativa (como pasas en un budín).



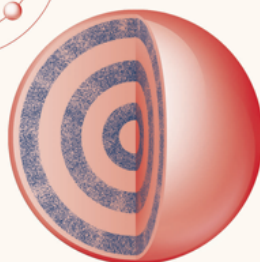
El modelo atómico de Rutherford – Bohr (1911-1913)

Rutherford y Bohr desecharon la idea de que los átomos eran esferas sólidas; propusieron que están constituidos por partículas con carga positiva (protones) concentradas en un espacio muy pequeño (el núcleo) el cual está rodeado de electrones con carga negativa.



El modelo atómico de Schrödinger (1926)

Afirma que es imposible determinar la ubicación exacta de los electrones en el átomo; sólo podemos conocer las regiones en las cuales es más probable que los encontremos. En su modelo las órbitas muestran las zonas donde es más probable hallar a los electrones.



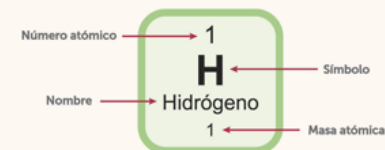
ELEMENTOS			
Hidrógeno 1	Helio 2	Litio 3	Berilio 4
Carbono 6	Nitrógeno 7	Oxígeno 8	Flúor 9
Neón 10	Sodio 11	Magnesio 12	Aluminio 13
Silicio 14	Fósforo 15	Azufre 16	Cloro 17
Argón 18	Potasio 19	Calcio 20	Escandio 21
Tiempo 22	Vanadio 23	Cromo 24	Manganeso 25
Hierro 26	Cobalto 27	Níquel 28	Cobre 29
Zinc 30	Galio 31	Germanio 32	As 33
Selenio 34	Bromo 35	Kriptón 36	Rubidio 37
Stroncio 38	Yttrio 39	Zirconio 40	Niobio 41
Mo 42	Rutenio 44	Rodamio 45	Paladio 46
Ag 47	Cadmio 48	Indio 49	Estadío 50
Telurio 52	Yodo 53	Xenón 54	Cesio 55
Bario 56	Lantano 57	Hafnio 72	Tungsteno 74
Ta 75	W 76	Renio 75	Plomo 82
Bismuto 83	Polonio 84	Astato 85	Radón 86
Francio 87	Ra 88	Actino 89	Uranio 92
Néptunio 93	Plutonio 94	Americio 95	Curio 96
Berquerio 97	Einsteinio 98	Fermio 99	Mendelevio 101
Nébulio 102	Lawrencio 103	Rutherfordio 104	Dubnio 105
Seaborgio 106	Bohrio 107	Hassio 108	Moscovia 115
Livermorio 116	Tenésio 117	Oganesón 118	

En 1808, Dalton publicó una tabla con los 20 elementos conocidos en su época; ésta incluía las masas de los átomos que él mismo había calculado.

Átomos y tabla periódica

El número atómico

En 1914, el físico Henry Moseley propuso ordenar los elementos con base en la cantidad de protones que contienen sus átomos, con lo cual se obtiene la tabla periódica. Las propiedades de los elementos son función periódica de sus números atómicos.

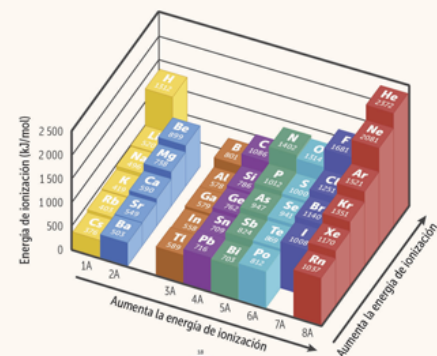


Experimentos, modelos y la ley periódica

Los distintos modelos atómicos se han desarrollado con base en los datos experimentales disponibles en cada época. El desarrollo de nuevas tecnologías permite obtener más información sobre la estructura de la materia y los modelos científicos se modifican para explicar lo que se observa.

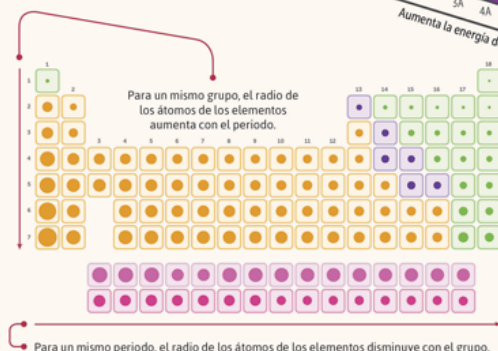
Energía de ionización

Es la mínima energía que se necesita para arrancarle uno de sus electrones externos al átomo (neutro y en estado gaseoso). Ésta disminuye con el periodo y, por tanto, con el tamaño de los átomos.



El tamaño del átomo

Con base en los modelos de Rutherford y Bohr, se podría pensar que entre mayor sea la cantidad de protones y electrones que contiene un átomo, mayor será su tamaño; pero no sucede así.



S8 Composición y estructura de distintos tipos de sustancias

Aprendizajes esperados:

- Representa y diferencia mediante esquemas, modelos y simbología química, elementos y compuestos, así como átomos y moléculas.
- Explica y predice propiedades físicas de los materiales con base en modelos submicroscópicos sobre la estructura de átomos, moléculas o iones, y sus interacciones electrostáticas.

L1. ¿Qué tipos de partículas se forman al combinar los átomos?

1. La tabla 2.3 presenta ejemplos de sustancias comunes. En la unidad 1 realizaste experimentos con algunas de ellas y estudiaste sus propiedades.

Grupo 1	Grupo 2	Grupo 3
Agua (H_2O)	Cobre (Cu)	Óxido de calcio (cal, CaO)
Alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$)	Aluminio (Al)	Hidróxido de sodio (sosa, NaOH)
Nitrógeno (N_2)	Oro (Au)	Bicarbonato de sodio (NaHCO_3)
Metano (CH_4)	Titanio (Ti)	Cloruro de sodio (NaCl)

Tabla 2.3: Grupos de sustancias

2. Describe propiedades comunes a las sustancias de cada grupo. Considera su apariencia física, estado de agregación, solubilidad en agua y conductividad eléctrica.
3. Considera la composición y estructura de las partículas que componen las sustancias de cada grupo, y plantea hipótesis sobre qué genera esas propiedades.
4. Comparte tus ideas con tus compañeros de grupo y reflexiona ¿coinciden las propiedades que observaste con las que ellos identificaron? Complementen sus descripciones.

Los tipos de sustancias y sus diferencias

Cada sustancia tiene propiedades diferentes, por ejemplo, algunas son solubles en agua y otras no, o algunas conducen la electricidad mientras otras son aislantes eléctricos. Existen diversas maneras de clasificar las sustancias con base en sus propiedades, y una de ellas se muestra en la tabla 2.4.




Sustancias moleculares	Compuestos iónicos	Sustancias metálicas
Existen en estado sólido, líquido o gaseoso a temperatura ambiente (su estado de agregación cambia a temperaturas moderadas). No son buenas conductoras de electricidad o calor.	Compuestos sólidos cristalinos a temperatura ambiente con altos puntos de fusión. No conducen la electricidad en forma sólida, pero pueden conducirla si se funden o se disuelven en agua.	Sustancias por lo general sólidas a temperatura ambiente. Presentan brillo metálico y son maleables (se pueden moldear con la aplicación de fuerzas). Son buenas conductoras de electricidad y calor.
		
Ejemplo: agua (H_2O)	Ejemplo: cloruro de sodio ($NaCl$)	Ejemplo: aluminio (Al)

Tabla 2.4: Tipos de sustancias y sus propiedades

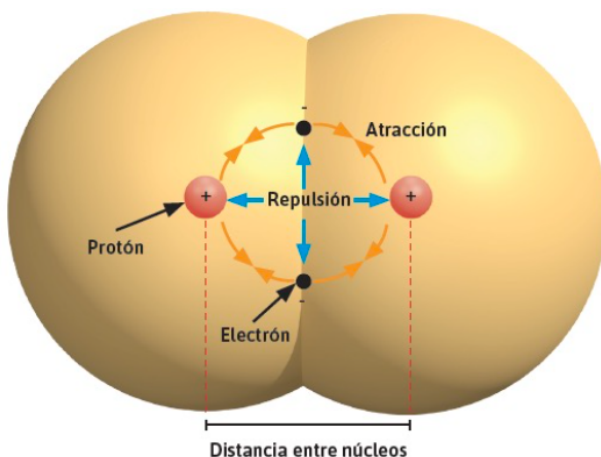
Analiza y predice

- Predice, con base en tus observaciones, experiencias y conocimientos adquiridos en este curso, a qué grupo (sustancias moleculares, compuestos iónicos o sustancias metálicas) pertenece cada uno de los siguientes materiales. Justifica tus predicciones de acuerdo con sus propiedades físicas.
 - Plata (Ag)
 - Azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
 - Carbonato de calcio ($CaCO_3$)
 - Acetona (C_3H_6O)
 - Nitrato de sodio (salitre, $NaNO_3$)
 - Hierro (Fe)
- Argumenta tus predicciones con tus compañeros.

Para explicar las propiedades de las sustancias moleculares, iónicas y metálicas, los científicos han propuesto que las partículas que las constituyen tienen composición y estructura características. La estructura se refiere a la manera en que los átomos o iones se agrupan. A continuación se describirán y analizarán las diferencias a nivel nanoscópico entre estos tres grandes grupos de sustancias.

Sustancias moleculares

Figura 2.13: Atracción y repulsión entre protones y electrones durante la formación de una molécula.



Para explicar que este tipo de sustancias no conduce la electricidad y tiene puntos de ebullición y fusión relativamente bajos, se propuso que están constituidas por moléculas neutras (su carga eléctrica neta es cero) que se forman cuando átomos del mismo o diferente tipo se unen entre sí. Cada molécula se forma cuando dos o más átomos se acercan, y los protones de uno atraen a los electrones de valencia del otro (figura 2.3). Esta fuerza de atracción mantiene a los átomos juntos en la molécula.

Las **sustancias moleculares** son resultado de la combinación de elementos químicos conocidos como **no metales**. Entre ellos se encuentran el hidrógeno y los elementos localizados en la esquina superior derecha de la tabla periódica (figura 2.4). La unión entre dos átomos que forman una molécula por lo general se representa mediante una línea, como se ilustra a continuación para la molécula de hidrógeno (H_2).



La línea entre los símbolos de los átomos representa la fuerza que los mantiene unidos. A esta representación se le conoce como fórmula estructural, en este caso de la molécula de hidrógeno, mientras que el símbolo H_2 se conoce como fórmula condensada.

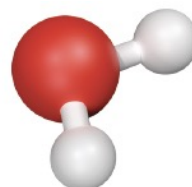
Fórmula
estructuralDiagrama
de esferasDiagrama de
esferas y barras

Figura 2.14: Diferentes representaciones de la misma molécula. ¿Qué diferencias y semejanzas encuentras?

Algunos átomos de elementos no metálicos pueden unirse al mismo tiempo a más de un átomo.

Representa e infiere

1. Considera la valencia o capacidad de combinación de los diferentes átomos no metálicos y representa la fórmula estructural de las moléculas que se forman cuando:
 - a) un átomo de carbono se combina con átomos de hidrógeno;
 - b) un átomo de nitrógeno se combina con átomos de hidrógeno;
 - c) un átomo de cloro se combina con átomos de hidrógeno.
2. Escribe la fórmula condensada de las moléculas que se crean en cada caso. En esta fórmula primero se escribe el átomo que forma más enlaces.
3. Compara y contrasta tus representaciones con las de algunos compañeros. Corríjanlas en caso de ser necesario.

En algunos casos, un átomo llega a formar más de un enlace con otro debido a que varios electrones de valencia de cada átomo son atraídos por los protones del otro. Por ejemplo, un átomo de carbono y uno de oxígeno pueden unirse con dos enlaces (enlace doble). En la molécula de dióxido de carbono, esto sucede como se ilustra a continuación.

Ejercicios

Relaciona la especie química con la cantidad de **protones** y **electrones de valencia**.

- | | |
|--|------------------------------------|
| 1. Las sustancias se representan con símbolos atómicos y líneas que simbolizan a los enlaces químicos. | _____ Diagrama de esferas |
| 2. Esquema tridimensional en el que no es posible identificar a los enlaces químicos. | _____ Fórmula estructural |
| 3. Las sustancias se representan sólo con símbolos atómicos. | _____ Fórmula condensada |
| 4. Esquema tridimensional en el que es posible identificar a los enlaces químicos. | _____ Diagrama de esferas y barras |

Fórmula estructural	Fórmula condensada	Nombre químico
O=C=O	CO ₂	Dióxido de carbono

Observa que en la fórmula estructural del dióxido de carbono el enlace doble se representa con dos líneas paralelas entre los átomos. La fuerza de atracción entre los átomos unidos por un doble enlace es mayor que la que existe entre aquellos unidos por un solo enlace.

Fórmula estructural	Fórmula condensada	Nombre químico
$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	HCN	Cianuro de hidrógeno

Algunos átomos pueden formar entre ellos hasta tres enlaces (enlace triple), como en la unión entre átomos de carbono y nitrógeno en el cianuro de hidrógeno, un compuesto molecular muy tóxico. El enlace triple se representa con tres líneas paralelas entre los átomos que se unen.

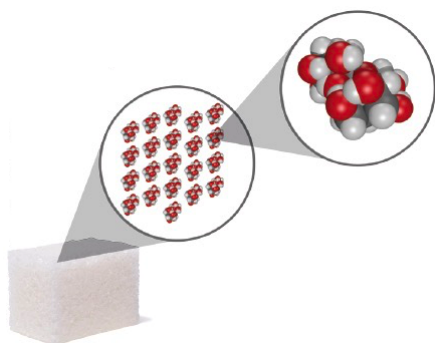


Figura 2.17: Un cubo de azúcar está constituido por miles de millones de moléculas de sacarosa, cada una de ellas con 45 átomos ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

Los átomos de elementos no metálicos se pueden unir para formar moléculas pequeñas, como las de agua (H_2O) y dióxido de carbono (CO_2), pero también pueden formar moléculas con decenas o centenas de átomos cada una. Considera, por ejemplo, los casos del octano (C_8H_{18}), el componente principal de la gasolina, en el que cada molécula está compuesta por 26 átomos, o el azúcar (también llamada sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), con 45 átomos por molécula (figura 2.17).

En nuestro mundo, una gran proporción de las sustancias naturales y sintéticas resulta de la combinación de los siguientes elementos no metálicos: carbono (C), hidrógeno (H), oxígeno (O), nitrógeno (N) y azufre (S). Veamos algunos ejemplos en la siguiente actividad.

Investiga y comunica

- Investiga la fórmula condensada y estructural de las moléculas que constituyen las siguientes sustancias.
 - Cafeína: sustancia estimulante en bebidas como el café y los refrescos.
 - Capsaicina: sustancia que causa la sensación picante de los chiles.
 - Alicina: sustancia responsable del olor del ajo.
- Determina de qué tipos y de cuántos átomos en total se conforma cada molécula, y qué tipos de enlaces (sencillos, dobles, o triples) establecen.
- Comparte los resultados de tu investigación con tus compañeros y verifíquenlos.

Sustancias metálicas

Tabla periódica de elementos químicos. Los elementos metálicos están resaltados en colores cálidos (naranja, rojo, amarillo). Los no metálicos están en verdes y azules. Los gases nobles están en gris. Los elementos de transición están en naranja claro. Los elementos de la serie de los actínidos y los lanthanoides están en la parte inferior.

Figura 2.18: Elementos metálicos.

La mayoría de los elementos químicos en la tabla periódica son metálicos (figura 2.18), cuyos átomos pierden sus electrones con relativa facilidad cuando interactúan entre sí o con otro tipo de átomos. Imagina que varios átomos de sodio (Na), un elemento metálico, interactúan unos con otros. Durante la interacción cada átomo pierde un electrón de valencia y forma un ion Na^+ ; sin embargo, los electrones de valencia no se transfieren de forma directa a otros átomos, sino que permanecen moviéndose alrededor de todos los iones de sodio formados. Por ello se dice que se origina un *mar de electrones*, en el que los electrones de valencia se desplazan entre todos los iones del sistema (figura 2.19). También hay que mencionar que los cationes y electrones permanecen unidos porque unos a otros se atraen debido a su carga eléctrica, creando una *red metálica*.

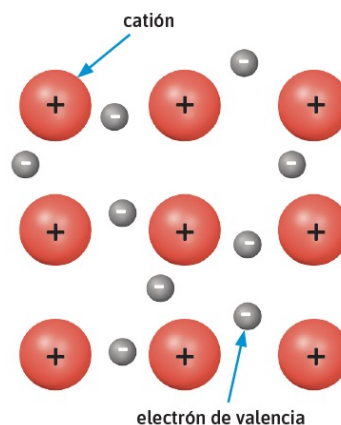
Figura 2.19: Representación del modelo de *mar de electrones* para un metal.



Figura 2.20: Diferentes tipos de sustancias metálicas.

Como los electrones que forman el *mar* se mueven con facilidad de un lado a otro, los metales son buenos conductores de corriente eléctrica (esta corriente eléctrica es tan sólo el movimiento de los electrones de valencia de un lugar a otro en el metal cuando en sus extremos se aplica una diferencia de voltaje). El mar de electrones también permite que los metales sean buenos conductores del calor, reflejen la luz y sean maleables (se puedan moldear sin romperse y hacer láminas). La mayoría de los metales son sólidos a temperatura ambiente, aunque hay sustancias metálicas líquidas, como el mercurio (Hg) (figura 2.20).

Los metales no forman compuestos químicos cuando se combinan con otros metales, tan sólo se mezclan. Estas mezclas se llaman aleaciones, y los químicos e ingenieros en materiales han logrado hacer mezclas metálicas con propiedades extraordinarias. La mayoría de los materiales metálicos que cada día usamos está hecha de aleaciones, como el acero, el bronce, la alpaca, el peltre y las amalgamas. Algunas de ellas tienen propiedades superplásticas, esto es, pueden estirarse hasta alcanzar cien veces su longitud original sin romperse. Un ejemplo es la amalgama de zinalco, una aleación de cinc (Zn) y aluminio (Al). Otras como el nitinol formado por la mezcla de níquel (Ni) y titanio (Ti), originan materiales que recuperan su forma original después de deformarlos (figura 2.21).

¿Imaginas tu vida sin materiales metálicos? Sin cobre (Cu) para fabricar los cables que conducen la electricidad a la que conectas el televisor, sin la lata de aluminio (Al) maleable de tu bebida favorita, sin el hierro (Fe) resistente pero con la elasticidad necesaria para construir casas y edificios, sin el litio (Li) y el cadmio (Cd) de las pilas con las que funcionan los aparatos que utilizas a diario, como en los teléfonos celulares. Sin duda es difícil concebir un mundo sin metales porque no tendríamos materiales suficientes para sustituirlos.

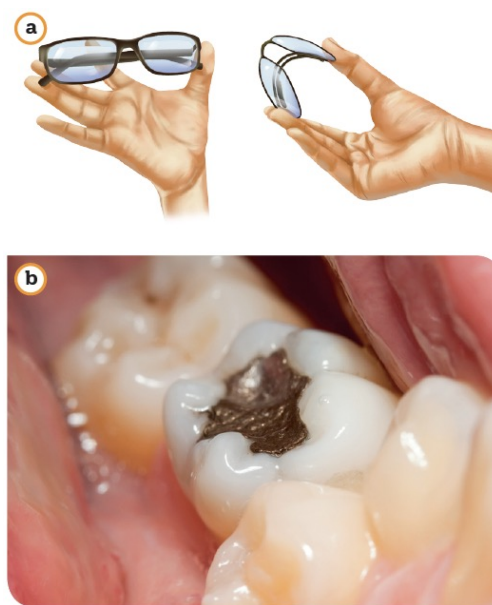


Figura 2.21: Diferentes tipos de sustancias metálicas.



Figura 2.22: Contaminación causada durante la extracción de hierro. El color rojizo se debe a especies oxidadas de hierro.

En la actualidad, cada año se consumen miles de toneladas de diferentes tipos de metales, dado que las aplicaciones tecnológicas los requieren; sin embargo, se trata de recursos no renovables, y su extracción y consumo tiene un gran impacto ambiental (figura 2.22). Por ello, si no modificamos nuestros hábitos y disminuimos el uso excesivo de los materiales metálicos, llegaremos sin duda a una emergencia metálica.

Investiga, argumenta y comunica

1. Seleccionen en equipo un material metálico de uso común y averigüen:
 - a) sus propiedades físicas y químicas más importantes;
 - b) la cantidad de ese metal que anualmente se consume en México y en el mundo;
 - c) los tipos de impacto ambiental asociados con su extracción, consumo y desecho.
2. Propongan estrategias para sustituir, reusar o reciclar el material metálico seleccionado, con el fin de reducir su impacto ambiental. Justifiquen sus propuestas.
3. Compartan en una exposición en grupo los resultados de su investigación.

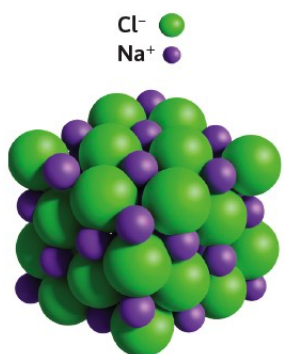


Figura 2.23: Representación nanoscópica del cloruro de sodio (NaCl).

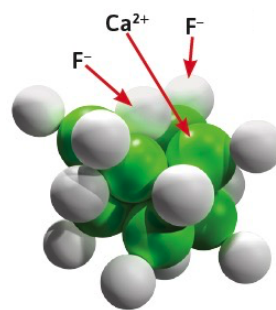


Figura 2.24: Representación nanoscópica del fluoruro de calcio (CaF_2).

Los compuestos iónicos, como la sal común (cloruro de sodio, NaCl), resultan de la combinación de átomos de elementos no metálicos y átomos de elementos metálicos. En general, los átomos de los elementos metálicos son más grandes que los de elementos no metálicos. Esto causa que los electrones de valencia de los átomos metálicos estén más alejados del núcleo y se muevan con más facilidad que los de los no metales. De hecho, cuando átomos de elementos metálicos interactúan con los de no metales, los electrones de valencia de los metales se transfieren a los no metales. En este proceso, los átomos de los metales se transforman en cationes mientras los de los no metales forman aniones.

Considera, por ejemplo, la interacción entre átomos de sodio (Na, $Z = 11$, metálico) y de cloro (Cl, $Z = 17$, no metálico). En este proceso los átomos de sodio pierden un electrón de valencia y forman cationes Na^+ , mientras que los de cloro ganan un electrón de valencia adicional y forman aniones Cl^- . Cuando un trozo de sodio metálico se pone en contacto con una muestra de cloro se producen millones de iones Na^+ y Cl^- . Dado que cargas de signos opuestos se atraen, los iones Na^+ y Cl^- forman un conglomerado de iones (red iónica) en el que cada ion está rodeado por iones de signo opuesto (figura 2.25). Esta red es muy estable y el compuesto químico que se forma es el famoso cloruro de sodio, cuya fórmula se representa como NaCl . Es importante destacar que esta fórmula no indica que esta sustancia está constituida por moléculas con un ion de sodio y uno de cloro, sino que en la red tiene miles de iones, y por cada ion de Na^+ hay un ion de Cl^- .

El mismo modelo se puede utilizar para explicar y predecir la formación de otros compuestos iónicos. Considera la interacción entre átomos de calcio (Ca, $Z = 20$, metálico) y de flúor (F, $Z = 9$, no metálico). Los átomos de calcio tienden a perder sus dos electrones de valencia cuando interaccionan con átomos de elementos no metálico como el flúor y, por tanto, se forman cationes Ca^{2+} . Sin embargo, cada átomo no metálico de flúor sólo es capaz de aceptar un electrón para formar aniones F^- . Como cada átomo de calcio transfiere dos electrones, uno solo de estos átomos transforma dos de flúor en dos iones fluoruro, F^- . Cuando los millones de iones que se generan interaccionan entre sí, se forma una red iónica en la que hay dos aniones F^- por cada catión Ca^{2+} . El compuesto iónico que se produce se llama fluoruro de calcio, y su fórmula condensada es, entonces, CaF_2 (en la fórmula el elemento metálico siempre se representa primero) (figura 2.24).

Infiere, representa e investiga

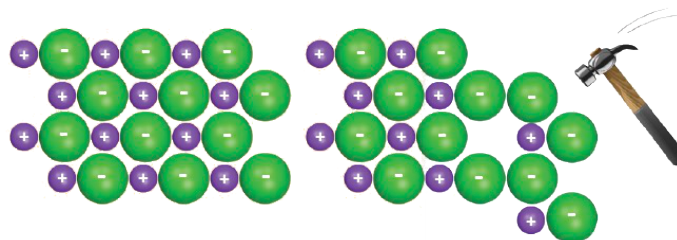
1. Identifica la fórmula condensada del compuesto iónico que se forma al combinar cada par de elementos listados en esta tabla.

Elementos que se combinan	Catión que se forma	Anión que se forma	Fórmula condensada	Modelo nanoscópico
Litio + cloro	Li^+	Cl^-		
Magnesio + oxígeno	Mg^{2+}	O^{2-}		
Sodio + azufre	Na^+	S^{2-}		

2. Construyan en equipos un modelo de cada compuesto iónico a nivel nanoscópico. Representen la proporción de cada ion en la red iónica.
3. Investiguen los usos comunes de los compuestos iónicos que se forman.

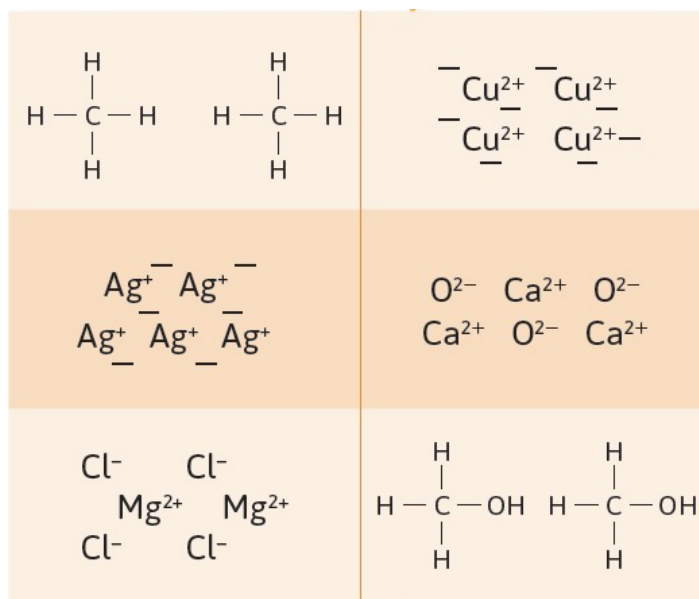
En general, la fuerza de atracción que mantiene unidos a los iones en compuestos iónicos es grande, lo cual hace que no se separen con facilidad. Es por ello que estos compuestos tienden a ser sólidos con altos puntos de fusión, pues es necesario proporcionar gran cantidad de energía para que los iones se separen y adquieran movilidad.

1. Analiza el modelo y úsalo para explicar que los compuestos iónicos son sólidos y que se fragmentan con facilidad al golpearlos.



2. Comenta tus ideas con tus compañeros y corríjanlas en caso de ser necesario.

1. Analiza cada representación de distintas sustancias y determina qué tipo de sustancia (molecular, metálica o iónica) se busca representar.



2. Escribe la fórmula condensada de cada una.
3. Predice las propiedades físicas de esas sustancias, luego investigalas en libros e internet y contrástalas con tus predicciones.
4. Haz una representación similar a las anteriores de tres sustancias de la actividad del inicio de esta lección y menciona a qué tipo de sustancia corresponde cada grupo que se incluyó en la tabla.
5. Comparte tus predicciones con tus compañeros de clase y justifícalas con base en la composición y estructura de las distintas sustancias.

Ejercicios

Relaciona el catión y anión que forman el compuesto:

- | | |
|---|--------------------------------------|
| 1. Cloruro de potasio (KCl) | _____ $\text{Ca}^{2+}\text{O}^{2-}$ |
| 2. Óxido de magnesio (MgO) | _____ K^+Br^- |
| 3. Sulfuro de sodio (Na_2S) | _____ $\text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}$ |
| 4. Yoduro de potasio (KI) | _____ $\text{Fe}^{2+}\text{O}^{2-}$ |
| 5. Bromuro de potasio (KBr) | _____ K^+I^- |
| 6. Óxido de hierro (FeO) | _____ K^+Cl^- |
| 7. Cloruro de potasio (KCl) | _____ K^+Cl^- |
| 8. Óxido de calcio (CaO) | _____ Na^+S^{2-} |
| 9. Fluoruro de litio (LiF) | _____ $\text{Ba}^{2+}+\text{O}^{2-}$ |
| 10. Cloruro de berilio (BeCl_2) | _____ $\text{Al}^{3+}\text{S}^{2-}$ |
| 11. Fluoruro de sodio (NaF) | _____ $\text{Be}^{2+}+\text{Cl}^-$ |
| 12. Óxido de bario (BaO) | _____ Na^+Br^- |
| 13. Yoduro de rubidio (RbI) | _____ Rb^+I^- |
| 14. Sulfuro de aluminio (Al_2S_3) | _____ Li^+F^- |
| 15. Bromuro de sodio (NaBr) | _____ Na^+F^- |

Relaciona cada elemento con las características que le corresponden.

- | | |
|--|-----------------|
| 1. Elemento del grupo VII, con siete electrones en la última capa de valencia, ubicado en el tercer periodo de la tabla periódica. | _____ Selenio |
| 2. Elemento metaloide, ubicado en el tercer periodo de la tabla periódica. | _____ Neón |
| 3. Elemento conocido como gas noble. | _____ Magnesio |
| 4. Elemento metálico con $Z = 11$. | _____ Xenón |
| 5. Elemento que se ubica en el grupo 15 y en el periodo 2 de la tabla periódica. | _____ Sodio |
| 6. Elemento con 12 protones y 12 electrones. | _____ Cloro |
| 7. Elemento no metálico con $Z = 34$ | _____ Nitrógeno |
| 8. Ejemplo de gas inerte. | _____ Silicio |

Relaciona cada elemento con las características que le corresponden.

- | | |
|--|-----------------|
| 1. Elemento con cuatro electrones en su última capa de valencia. | _____ Neón |
| 2. Ejemplo de gas noble. | _____ Bromo |
| 3. Elemento de la familia de metales alcalinos. | _____ Calcio |
| 4. Metal brillante utilizado en joyería. | _____ Oro |
| 5. Líquido rojo oscuro. | _____ Rubidio |
| 6. Gas incoloro que arde en presencia de oxígeno. | _____ Hidrógeno |
| 7. Metal reactivo que reacciona fácilmente con agua. | _____ Carbono |