

Química 3

Cuaderno de Trabajo
para los alumnos de 3º de Secundaria
en el curso durante el ciclo escolar
2022-2023

POR

J. C. Melchor Pinto
Profesor de asignatura en



Contenido

1. Unidad 1	3
S1. Los materiales, las sustancias y sus propiedades	5
L1. ¿Cómo sabemos que un material es distinto de otro?	5
L2. ¿Cómo podemos medir las propiedades de los materiales?	5
S2. Relación entre propiedades de las sustancias e intercambios de energía	6
L1. ¿Cómo utilizamos energía para analizar sustancias?	6
S3. Mezclas: propiedades y métodos de separación	7
L1. Propiedades y clasificación de las mezclas	7
S4. Mezclas y sustancias contaminantes	8
L1. ¿Cómo detectamos y prevenimos la presencia de sustancias nocivas en el medio ambiente?	8
L2. Métodos de separación de mezclas	8
S5. Sustancias elementales y sus propiedades	9
L1. ¿Hay sustancias más simples que otras?	9
L2. Regularidades en las propiedades de las sustancias elementales	9
2. Unidad 2	11
S6. La estructura de la materia y sus modelos	13
L1. ¿Cómo los átomos y las moléculas hacen distintas a las sustancias	13
Átomos y moléculas	13
Sustancias elementales y compuestos químicos a nivel nanoscópico	14
Tipos de átomos	15
Simbología química	17
L2. ¿Qué hace a un átomo diferente de otro?	20
Componentes atómicos	20
Identidad atómica	22
Ejercicios	23
L3. ¿Cómo estudiamos a los átomos de manera experimental?	26
Descubriendo sin ver	26
Modelo de capas	27
Ejercicios	30
S7. Composición y estructura de distintos tipos de sustancias	33
L1. ¿Qué tipos de partículas se forman al combinar los átomos?	33
Los tipos de sustancias y sus diferencias	33
Sustancias moleculares	35
Ejercicios	37
Sustancias metálicas	38
Ejercicios	43
S8. Moléculas de importancia para la vida	45
L1. ¿Qué moléculas nos constituyen?	45
S9. Relaciones entre la estructura y las propiedades de las sustancias	46
L1. ¿Cómo interactúan las moléculas?	46
L2. ¿Cómo se explican y predicen las propiedades de las sustancias?	46
S10. Reacciones químicas en nuestro mundo	47
L1. ¿Cuál es la evidencia de que las sustancias reaccionan unas con otras?	47
S11. Recombinaciones atómicas	48
L1. ¿Cómo representamos las reacciones químicas?	48
L2. ¿Qué cambia y qué se conserva durante las reacciones químicas?	48
S12. Cantidad de las sustancias	49
L1. ¿Cómo determinamos la cantidad de las sustancias?	49

L2. Cantidad de las sustancias en reacciones químicas	49
3. Unidad 3	51
S13. Relaciones entre la estructura y las propiedades de las sustancias	53
L1. Cómo interaccionan las moléculas	53
L2. ¿Cómo se explican y predicen las propiedades de las sustancias?	53
S14. Energía y reacción química	54
L1. ¿Cómo se transfiere energía durante las reacciones químicas?	54
L2. ¿Por qué se transfiere energía durante las reacciones químicas?	54
S15. La energía química en nuestras vidas	55
L1. ¿Cuáles son los beneficios, costos y riesgos de usar energía química?	55
S16. Aporte calórico de los alimentos	56
L1. ¿De dónde proviene la energía que necesitamos para vivir?	56
S17. Rapidez de reacción	57
L1. ¿Qué factores afectan la rapidez de las reacciones químicas?	57
S18. La rapidez de reacción y el modelo cinético de partículas	58
L1. ¿Cómo explicamos diferencias en la velocidad de reacción?	58
S19. Utilidad de controlar la rapidez de las reacciones	59
L1. ¿Cómo controlamos y aprovechamos la velocidad de reacción?	59

EN ESTA UNIDAD ESTUDIAREMOS . . .

S6. La estructura de la materia y sus modelos

- L1. ¿Cómo los átomos y las moléculas hacen distintas a las sustancias
 - Átomos y moléculas
 - Sustancias elementales y compuestos químicos a nivel nanoscópico
 - Tipos de átomos
 - Simbología química
- L2. ¿Qué hace a un átomo diferente de otro?
 - Componentes atómicos
 - Identidad atómica
 - Ejercicios
 - Iones: partículas con carga eléctrica
- L3. ¿Cómo estudiamos a los átomos de manera experimental?
 - Descubriendo sin ver
 - Modelo de capas
 - Ejercicios

S7. Composición y estructura de distintos tipos de sustancias

- L1. Qué tipos de partículas se forman al combinar los átomos?
 - Los tipos de sustancias y sus diferencias
 - Sustancias moleculares
 - Ejercicios
 - Sustancias metálicas
 - Ejercicios

S8. Moléculas de importancia para la vida

- L1. ¿Qué moléculas nos constituyen?

S9. Relaciones entre la estructura y las propiedades de las sustancias

- L1. ¿Cómo interaccionan las moléculas?
- L2. ¿Cómo se explican y predicen las propiedades de las sustancias?

S10. Reacciones químicas en nuestro mundo

- L1. ¿Cuál es la evidencia de que las sustancias reaccionan unas con otras?

S11. Recombinaciones atómicas

- L1. ¿Cómo representamos las reacciones químicas?
- L2. ¿Qué cambia y qué se conserva durante las reacciones químicas?

S12. Cantidad de las sustancias

- L1. ¿Cómo determinamos la cantidad de las sustancias?
- L2. Cantidad de las sustancias en reacciones químicas

This is a sample of a section

L1

¿Cómo sabemos que un material es distinto de otro?

L2

¿Cómo podemos medir las propiedades de los materiales?

S2 Relación entre propiedades de las sustancias e intercambios de energía

L1

¿Cómo utilizamos energía para analizar sustancias?

L1

Propiedades y clasificación de las mezclas

L1

¿Cómo detectamos y prevenimos la presencia de sustancias nocivas en el medio ambiente?

L2

Métodos de separación de mezclas

S5 Sustancias elementales y sus propiedades

L1

¿Hay sustancias más simples que otras?

L2

Regularidades en las propiedades de las sustancias elementales

Unidad 2

EN ESTA UNIDAD ESTUDIAREMOS ...

Aprendizajes esperados:

- Deduce información acerca de la estructura atómica a partir de datos experimentales sobre propiedades atómicas periódicas.
- 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

¿Cómo los átomos y las moléculas hacen distintas a las sustancias

1. Anota en la tabla dos propiedades que distinguen a las sustancias que se indican y con las que de seguro estás en contacto frecuentemente.
2. Dibuja qué verías si observaras cada sustancia con un microscopio muy potente.
3. Compara tus ideas y dibujos con los de un compañero y comenten:
¿cómo explican sus dibujos las propiedades macroscópicas de las sustancias que representaron?

Sustancia	Propiedades o características	Tu dibujo
Agua		
Dióxido de carbono (uno de los componentes del aire)		
Alcohol etílico o etanol (se obtiene de la fermentación del azúcar)		

Átomos y moléculas

¿Por qué el carbón es una sustancia sólida negra y quebradiza que se quema con facilidad? ¿Por qué el azúcar es dulce y se disuelve en el agua? A lo largo de la historia, los químicos han realizado diversos experimentos para comprender por qué cada sustancia tiene propiedades distintas.

Los resultados experimentales se pueden explicar mediante el modelo cinético de partículas que estudiaste en tu curso de Ciencia y tecnología, Física, el cual supone que:

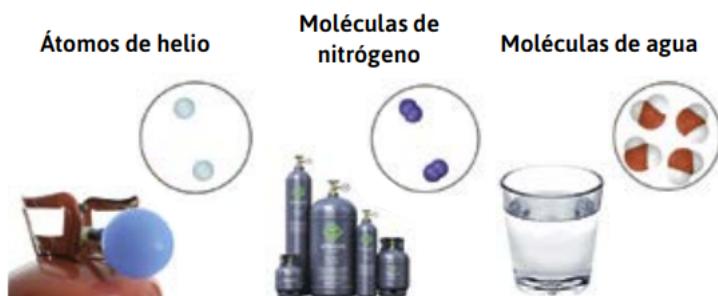


Figura 2.1: Representación de las partículas que constituyen diversas sustancias. Los átomos de distintos tipos se representan comúnmente como esferas de diferente color.

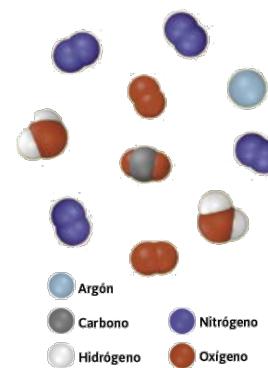
- ✓ Las sustancias están constituidas por miles de millones de partículas pequeñísimas en constante movimiento e interacción;
- ✓ Las partículas de una sustancia son idénticas entre sí y tienen una composición y estructura determinadas, que son diferentes a las de otras sustancias;
- ✓ Las partículas de cada sustancia por lo general están constituidas por unidades más pequeñas llamadas **átomos**, unidos unos a otros por fuerzas de atracción llamadas **enlaces químicos**.

Algunas sustancias elementales, como el helio y el argón, están constituidas por partículas de un solo átomo; sin embargo, las partículas de muchas otras sustancias se forman por la unión, mediante enlaces químicos, de dos o más átomos; a estas partículas se les llama **moléculas** (figura 2.1).

Por ejemplo, el gas nitrógeno del aire está constituido por moléculas de dos átomos idénticos, mientras que las moléculas de agua están formadas por dos átomos de hidrógeno unidos a un átomo de oxígeno (átomos de diferente tipo). Las diferencias en las propiedades de las sustancias se deben a los distintos tipos y números de átomos de las partículas que las constituyen y a la forma en que los átomos se enlazan unos a otros.

Analiza y reflexiona:

1. Observa la representación de las partículas que forman algunas sustancias del aire que respiras. El código de color que por lo común se utiliza para representar átomos de distintos tipos es el que se muestra.
2. Determina cuántas sustancias distintas se representan.
3. Determina qué sustancias están constituidas por átomos independientes y cuáles por moléculas.
4. Describe las semejanzas y diferencias de las moléculas que identifiques: considera tipo y cantidad de átomos.
5. Compara tus respuestas con las de tus compañeros y valídenlas.



Sustancias elementales y compuestos químicos a nivel nanoscópico

Como estudiaste en la unidad anterior, existen sustancias elementales que no se pueden descomponer en otras más simples mediante procesos químicos. El nitrógeno y el oxígeno del aire son ejemplos de sustancias elementales. Por otro lado, los compuestos químicos sí se descomponen en sustancias elementales a partir

de métodos químicos. Algunos ejemplos son el agua, que puede descomponerse en hidrógeno y oxígeno, y el dióxido de carbono que exhalamos, que se descompone en oxígeno y carbono.

La idea de que las sustancias están constituidas por diferentes tipos de átomos permite explicar la diferencia entre sustancias elementales y compuestos químicos. Las elementales no pueden descomponerse en sustancias más simples porque están constituidas por partículas con el mismo tipo de átomo.

Por ejemplo, el cobre con el que se fabrican cables, está conformado por átomos idénticos ordenados uno junto a otro, mientras que el oxígeno que respiramos tiene moléculas con dos átomos de oxígeno cada una (figura 2.2). Por su parte, los compuestos químicos se pueden descomponer en sustancias elementales porque están constituidos por partículas con átomos de distintos tipos. Los átomos que conforman las moléculas de agua, por ejemplo, se pueden separar y reorganizarse para formar las sustancias elementales hidrógeno y oxígeno (figura 2.3).



Figura 2.2: El cobre y el oxígeno son sustancias elementales constituidas por átomos del mismo tipo.

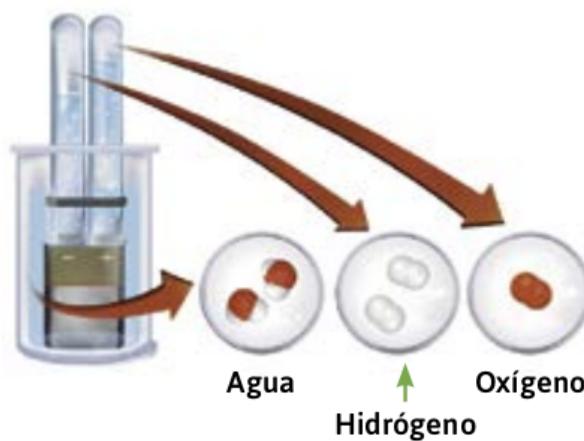


Figura 2.3: El agua se logra descomponer en hidrógeno y oxígeno mediante el paso de corriente eléctrica.

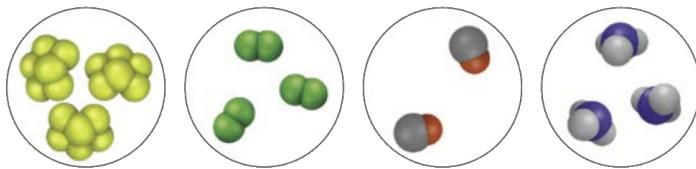
Tipos de átomos

La separación e identificación de las diferentes sustancias elementales que hay en la naturaleza ha permitido determinar los distintos tipos de átomos que existen. En la actualidad se han identificado más de 100 átomos distintos, y las partículas de todas las sustancias conocidas, naturales o sintéticas, son resultado de la combinación de esos átomos (figura 2.4). Cada tipo de átomo corresponde con un elemento químico y se le asigna un símbolo particular.

Por ejemplo, los átomos de oxígeno se representan con el símbolo *O*, mientras que los átomos de hidrógeno, con el símbolo *H*. Los símbolos que representan cada tipo de átomo no siempre corresponden con las primeras letras de su nombre en español, porque algunos se derivan del nombre de las sustancias en otros idiomas, como el latín.

Observa y representa:

- Distingue similitudes y diferencias en las representaciones de las siguientes moléculas de distintas sustancias.



- Identifica cuáles representan sustancias elementales y cuáles compuestos químicos. Justifica tus decisiones.
- Usa las representaciones anteriores para representar una mezcla constituida por partículas de una sustancia elemental y partículas de un compuesto químico.
- Compara y contrasta tus dibujos con los de tus compañeros.

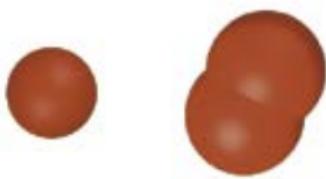


Figura 2.4: Las propiedades y estructura de estas sustancias son diferentes aunque tengan el mismo tipo de átomo.

Para el sodio, por ejemplo, el símbolo es Na porque proviene de su nombre en latín, natrium, que significa raro. Los diferentes átomos o elementos químicos conocidos se listan en la tabla periódica de los elementos (figura 2.1, p. 18). Los que se localizan en la misma hilera pertenecen al mismo periodo. Los átomos o elementos incluidos en la tabla periódica tienen el mismo nombre que la sustancia elemental en la que están presentes, pero las propiedades de esos átomos no son las mismas que las de las sustancias elementales.

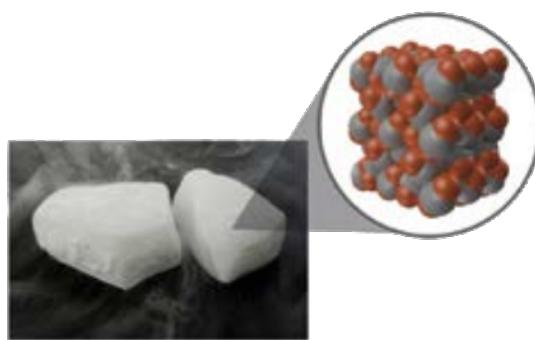


Figura 2.5: El hielo seco (dióxido de carbono sólido) es un compuesto químico constituido por los elementos carbono y oxígeno.

Por ejemplo, el oxígeno gaseoso presente en el aire que respiramos está constituido por moléculas de dos átomos de oxígeno cada una. Los seres humanos inhalamos sin problema las moléculas de oxígeno contenidas en el aire, pero si en lugar de moléculas respiráramos átomos de oxígeno separados, podríamos morir (figura 2.5).

Las propiedades de las sustancias elementales no sólo dependen del tipo de átomos que las componen, sino también de cómo estos se enlazan en las partículas que los constituyen. Por ejemplo, el grafito que contiene la punta de los lápices es una sustancia elemental suave y quebradiza hecha de átomos de carbono (C), mientras que el diamante, que es duro y resistente, también es una sustancia elemental formada por átomos de carbono (figura 2.4).

Analiza y genera hipótesis

1. Discute con tus compañeros sobre cómo es posible que dos sustancias con propiedades tan distintas como el diamante y el grafito estén constituidas por el mismo tipo de átomos (carbono, C).

Simbología química

Los químicos han desarrollado distintas maneras de representar la composición y estructura de las sustancias elementales y de los compuestos químicos de nuestro entorno (nivel macroscópico) mediante dibujos que representan los átomos y moléculas presentes en el material. Cuando describimos el comportamiento de las sustancias y los materiales representando los átomos y moléculas que los forman se dice que hacemos una descripción a nivel nanoscópico. En estas representaciones usamos fórmulas químicas que se hacen a partir de los símbolos de los átomos o elementos químicos. Si las moléculas poseen átomos iguales, se usan subíndices para indicar el número de átomos de cada tipo. Por ejemplo, la fórmula química de las moléculas del oxígeno que respiramos es O_2 , lo cual indica que cada una está constituida por dos átomos de oxígeno. La fórmula química de las moléculas de dióxido de carbono es CO_2 ; esto indica que están formadas por un átomo de carbono y dos de oxígeno. Si se necesita representar una sustancia con gran cantidad de partículas en estado sólido, líquido o gaseoso, los símbolos (s), (l) y (g) se colocan a la derecha de la fórmula: CO_2 (s) representa una muestra de dióxido de carbono sólido (hielo seco) y O_2 (g) representa una muestra de oxígeno gaseoso.

En esta lección has aprendido que las diferencias en las propiedades de las sustancias se deben a la composición de las partículas que las constituyen, la cual se representa mediante esquemas que muestran la composición atómica de las partículas o el uso de fórmulas químicas. Para evaluar lo que has aprendido, haz la siguiente actividad.

Tabla 2.1: Tabla Periódica de los Elementos.

- Completa la información de la tabla.
- Compara y contrasta la composición de las partículas que constituyen las distintas sustancias.
- Compara estas representaciones con las que hiciste al inicio de esta lección (p. 100): ¿cómo cambiaron? ¿Qué ventajas y desventajas tiene una representación respecto a la otra?

Sustancia	Nanoscópico	Simbólico	Tipo de sustancia
Monóxido de carbono gaseoso (gas tóxico que resulta de la combustión incompleta de combustibles).		CO(g)	Compuesto químico
Dióxido de carbono sólido (gas de invernadero producido en la quema de combustibles; en forma sólida se conoce como hielo seco).			
Bromo líquido (sustancia utilizada para producir materiales resistentes al fuego).		Br ₂ (l)	
Etanol líquido (sustancia presente en bebidas alcohólicas, que también se usa como desinfectante).			
Neón (gas que se utiliza en anuncios luminosos).		Ne(g)	

L2

¿Qué hace a un átomo diferente de otro?

- Explora las propiedades eléctricas de distintos materiales; por ejemplo, infla un globo (también puedes utilizar un vaso de plástico) y frótalo sobre tu cabello. Enseguida, acerca el globo a distintos materiales, como pequeños trozos de papel, una bolsa de plástico, un vaso de unicel, una lata de aluminio o un chorro fino de agua y de otras sustancias.
- Observa qué pasa en cada caso.
- Discute con tus compañeros por qué piensas que el material del que está hecho el globo interacciona de diferentes maneras con los otros materiales. Recuerda lo que aprendiste en tu curso de Ciencia y tecnología, Física sobre interacciones eléctricas.
- Discutan qué sucede a nivel nanoscópico con los átomos y las moléculas de las que están hechos estos materiales cuando los frotan.

Componentes atómicos

Un gran número de experimentos, como el propuesto en la actividad de inicio, sugieren que la materia tiene propiedades eléctricas. En tu curso de Física aprendiste que científicos como Thomson y Rutherford, a partir de distintos experimentos, detectaron partículas (llamadas subatómicas) con cargas positivas y negativas en los átomos y moléculas que constituyen las sustancias químicas. Con esta información propusieron modelos para describir la estructura de los átomos, como el que se representa en la figura 2.6.

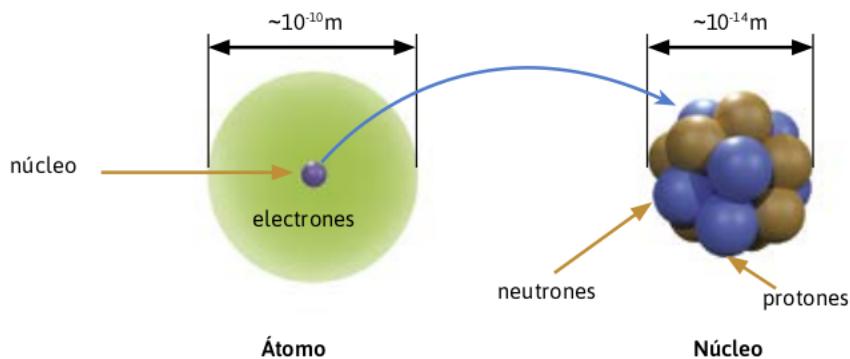


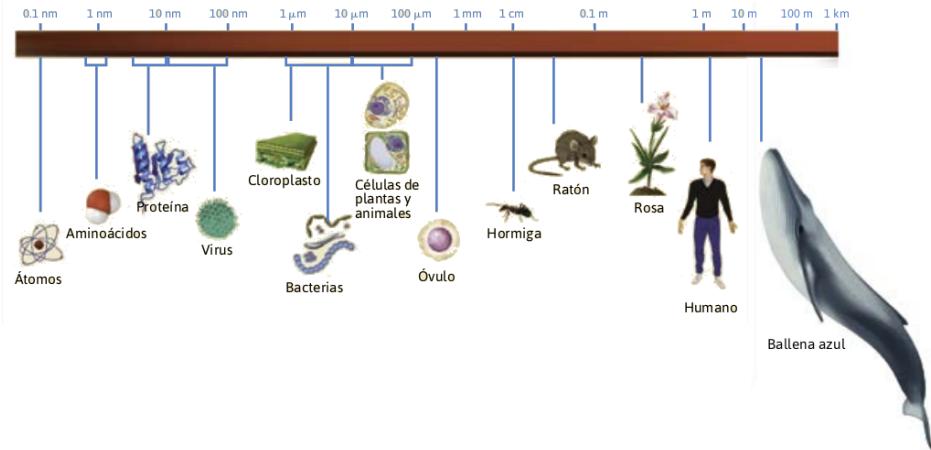
Figura 2.6: Representación de la estructura de un átomo.

De acuerdo con este modelo atómico, cada átomo está constituido por partículas con carga positiva, llamadas **protones**, concentradas en un núcleo muy pequeño, y por partículas con carga negativa, denominadas **electrones**, que se mueven a su alrededor. El núcleo de los átomos contiene otro tipo de partículas sin carga eléctrica (partículas neutras) conocidas como **neutrones**. Los electrones son partículas muy pequeñas y ligeras (poca masa), mientras que los protones y neutrones son de mayor tamaño y poseen una masa 2 000 veces mayor que la del electrón. Cada átomo tiene el mismo número de protones que de electrones y, por tanto, es eléctricamente neutro. Los electrones se mantienen en movimiento alrededor del núcleo por la atracción entre cargas eléctricas negativas y positivas.

Compara y analiza:

1. Lee y usa la información que se muestra en la imagen para determinar cuántas veces es más pequeño un átomo comparado con los objetos y organismos. Si es necesario, investiga el valor de las unidades de medida representadas.

Los átomos son partículas muy pequeñas. En el diámetro de uno de tus cabellos se podrían acomodar en hilera unos 500 000 átomos de carbono. Si un cabello se pudiera agrandar hasta alcanzar el diámetro de nuestro planeta, un átomo del cabello tendría el tamaño de una cancha de basquetbol.



2. Compara tus respuestas y métodos con los de otros compañeros y valídenlos.

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.

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 ~ 2).

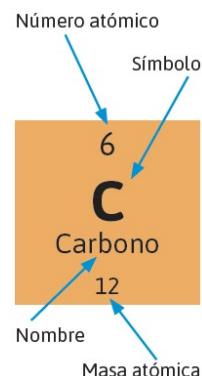


Figura 2.7: Es importante reconocer cómo se presenta en la tabla periódica la información de cada átomo.

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 (H₂O), el azúcar (C₁₂H₂₂O₁₁) 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).

1. ¿Qué propiedad periódica de los elementos se representa con la letra Z ?

Densidad atómica Tamaño atómico Masa atómica Número atómico
2. ¿A qué cantidad de partículas equivale Z ?

Al número de neutrones. Al número de fotones.
 Al número de electrones. Al número de protones.
3. ¿Qué propiedad periódica de los elementos se representa como A_r ?

Densidad atómica relativa. Tamaño atómico relativo.
 Masa atómica relativa. Número atómico relativo.
4. 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.
5. ¿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 **ión**.



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 **ión 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 **ión 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

- 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 valídenlos 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. Aplicuen 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 frotan 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, corrijáñalos en caso de ser necesario y valídenlos 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. Séllennlas 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 emitían (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.

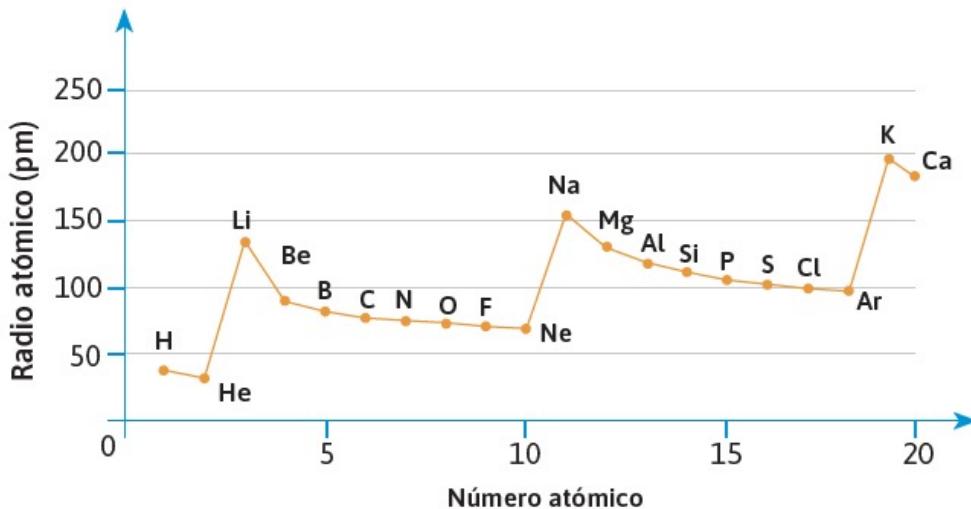


Figura 2.10: Variación del radio atómico (en picómetros) en función del número atómico

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 valíden 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.

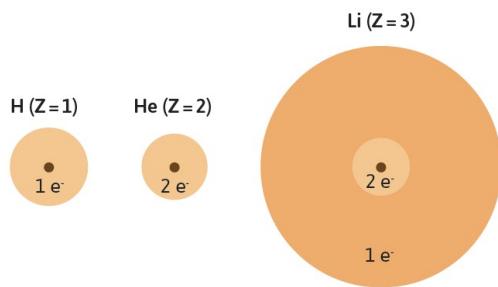


Figura 2.11: Distribución en capas de los electrones en los átomos de H, He y Li.

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.

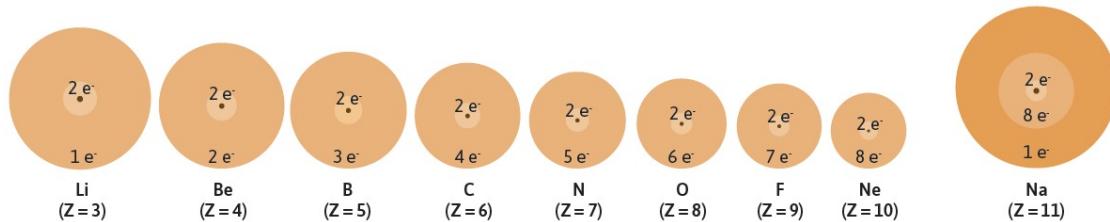


Figura 2.12: Distribución en capas de los electrones en átomos con Z = 3 hasta Z = 11.

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 (S²⁻) _____ 16 protones y 8 electrones.
4. Ión flúor (F⁻) _____ 6 protones y 4 electrones.
5. Ión calcio (Ca₂⁺) _____ 13 protones y 8 electrones.
6. Carbono (C) _____ 19 protones y 8 electrones.
7. Ión aluminio (Al₃⁺) _____ 12 protones y 2 electrones.

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

1. Ión oxígeno (O₂⁻) _____ 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.

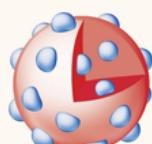
El modelo atómico de Dalton (1803)

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



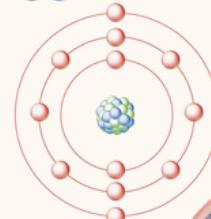
El modelo atómico de Thomson (1904)

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.

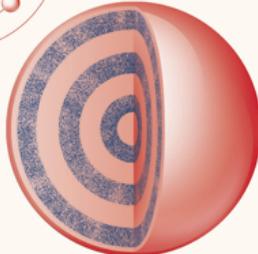


El modelo atómico de Schrödinger (1926)

Afirmó 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 encontramos. En su modelo las órbitas muestran las zonas donde es más probable hayar a los electrones.

ELEMENTOS	
Hidrógeno	1
Azote	5
Carbono	6
Oxígeno	8
Fósforo	15
Anfífora	17
Magnesio	20
Cal	24
Sodio	28
Potasio	42
Estronio	46
Bario	56
Hierro	59
Zinc	56
Cobre	56
Plomo	90
Plata	190
Oro	190
Platino	190
Mercurio	167

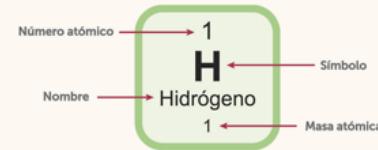
En 1808, Dalton publicó una tabla con los 20 elementos conocidos en su época; ésta incluía las masas de los átomos que él mismo había calculado.



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.

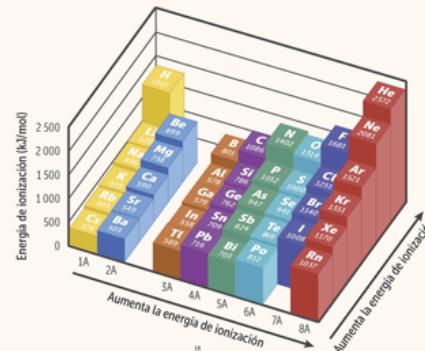


Experimentos, modelos y la ley periódica

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.

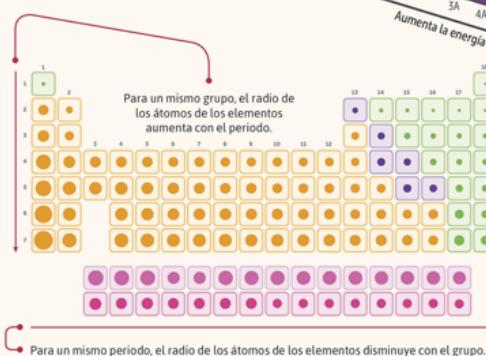
Energía de ionización

Es la mínima energía que se necesita para arrancarle uno de sus electrones externos al átomo (neutro y en estado gaseoso). Esta 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.



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 (C_2H_5O)	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
<p>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.</p>  <p>Ejemplo: agua (H_2O)</p>	<p>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.</p>  <p>Ejemplo: cloruro de sodio ($NaCl$)</p>	<p>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.</p>  <p>Ejemplo: aluminio (Al)</p>

Tabla 2.4: Tipos de sustancias y sus propiedades

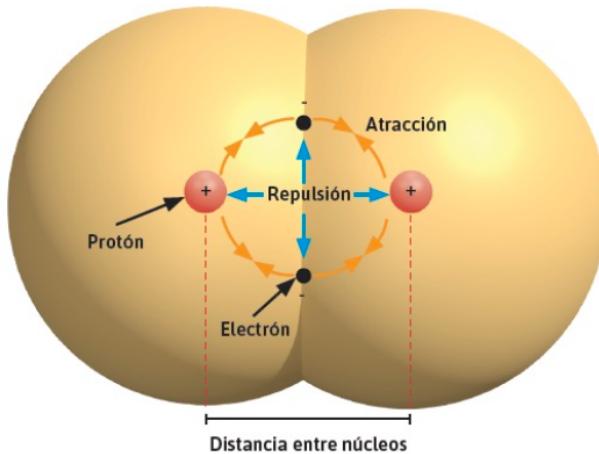
Analiza y predice

1. 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.
 - a) Plata (Ag)
 - b) Azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
 - c) Carbonato de calcio ($CaCO_3$)
 - d) Acetona (C_3H_6O)
 - e) Nitrato de sodio (salitre, $NaNO_3$)
 - f) Hierro (Fe)
2. 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.



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. Considera, por ejemplo, el caso de la molécula de agua: cada una tiene un átomo de oxígeno unido a dos átomos de hidrógeno como se muestra en esta fórmula estructural:



Existen diversas formas de representar la unión de los átomos de las moléculas, y hoy en día, con la ayuda de las computadoras, es posible generar imágenes tridimensionales de cualquier molécula.

En la figura 2.14, por ejemplo, se ilustran algunas maneras de representar una molécula de agua (H_2O).

En los diagramas tridimensionales los átomos se representan como esferas. Los enlaces a veces se muestran como barras que las conectan (diagramas de esferas y barras) o no se muestran de manera visible (diagramas de esferas).

Mediante el análisis de la composición química de múltiples sustancias moleculares, se ha descubierto que cada tipo de átomo en general forma un número determinado de enlaces. Por ejemplo, cada átomo de hidrógeno forma sólo un enlace con otros, mientras que cada átomo de oxígeno forma dos enlaces.

El número de enlaces que cada tipo de átomo puede formar se denomina capacidad de combinación del elemento o valencia. La figura 2.16 muestra la valencia de los elementos no metálicos: la del hidrógeno es 1, lo cual indica que este tipo de átomos sólo forma un enlace con otros; la del carbono es 4, lo cual señala que este tipo de átomo típicamente forma cuatro enlaces con otros.

1 H Hidrógeno			2 He Helio	
6 C Carbono	7 N Nitrógeno	8 O Oxígeno	9 F Fluor	10 Ne Neón
15 P Fósforo	16 S Azufre	17 Cl Cloro	18 Ar Argón	
34 Se Selenio	35 Br Bromo	36 Kr Kriptón		
53 I Iodo	54 Xe Xenio	55 Rn Ranio		

Figura 2.15: Elementos no metálicos.

4	3	2	1	0
6 C Carbono	7 N Nitrógeno	8 O Oxígeno	9 F Fluor	10 Ne Neón
15 P Fósforo	16 S Azufre	17 Cl Cloro	18 Ar Argón	
34 Se Selenio	35 Br Bromo	36 Kr Kriptón		
53 I Iodo	54 Xe Xenio	55 Rn Ranio		

Figura 2.16: Valencia (capacidad de combinación) de diferentes tipos de átomos no metálicos.

La valencia de los elementos es una propiedad periódica; esto significa que los átomos de elementos de un mismo grupo o familia (columna) de la tabla periódica en general forman el mismo número de enlaces cuando se combinan con otros. Este comportamiento facilita la predicción de la composición química y estructura de las moléculas que resultan al combinar distintos tipos de átomos de elementos no metálicos.

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. | <input type="checkbox"/> Diagrama de esferas |
| 2. Esquema tridimensional en el que no es posible identificar a los enlaces químicos. | <input type="checkbox"/> Fórmula estructural |
| 3. Las sustancias se representan sólo con símbolos atómicos. | <input type="checkbox"/> Fórmula condensada |
| 4. Esquema tridimensional en el que es posible identificar a los enlaces químicos. | <input type="checkbox"/> 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
H – C ≡ 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.

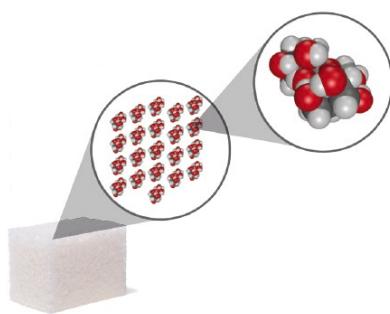


Figura 2.17: Un cubo de azúcar está constituido por miles de millones de moléculas de sacarosa, cada una de ellas con 45 átomos ($C_{12}H_{22}O_{11}$) .

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, $C_{12}H_{22}O_{11}$), 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

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

Sustancias metálicas

1
2
3
4
5
6
7
13
14
15
16
17
18
19
20
21
22
23
24
25
26
27
28
29
30
31
32
33
34
35
36
37
38
39
40
41
42
43
44
45
46
47
48
49
50
51
52
53
54
55
56
57
58
59
60
61
62
63
64
65
66
67
68
69
70
71
72
73
74
75
76
77
78
79
80
81
82
83
84
85
86
87
88
89
90
91
92
93
94
95
96
97
98
99
100
101
102
103
104
105
106
107
108
109
110
111
112
113
114
115
116
117
118
119
120
121
122
123
124
125
126
127
128
129
130
131
132
133
134
135
136
137
138
139
140
141
142
143
144
145
146
147
148
149
150
151
152
153
154
155
156
157
158
159
160
161
162
163
164
165
166
167
168
169
170
171
172
173
174
175
176
177
178
179
180
181
182
183
184
185
186
187
188
189
190
191
192
193
194
195
196
197
198
199
200
201
202
203
204
205
206
207
208
209
210
211
212
213
214
215
216
217
218
219
220
221
222
223
224
225
226
227
228
229
230
231
232
233
234
235
236
237
238
239
240
241
242
243
244
245
246
247
248
249
250
251
252
253
254
255
256
257
258
259
260
261
262
263
264
265
266
267
268
269
270
271
272
273
274
275
276
277
278
279
280
281
282
283
284
285
286
287
288
289
290
291
292
293
294
295
296
297
298
299
300
301
302
303
304
305
306
307
308
309
310
311
312
313
314
315
316
317
318
319
320
321
322
323
324
325
326
327
328
329
330
331
332
333
334
335
336
337
338
339
340
341
342
343
344
345
346
347
348
349
350
351
352
353
354
355
356
357
358
359
360
361
362
363
364
365
366
367
368
369
370
371
372
373
374
375
376
377
378
379
380
381
382
383
384
385
386
387
388
389
390
391
392
393
394
395
396
397
398
399
400
401
402
403
404
405
406
407
408
409
410
411
412
413
414
415
416
417
418
419
420
421
422
423
424
425
426
427
428
429
430
431
432
433
434
435
436
437
438
439
440
441
442
443
444
445
446
447
448
449
450
451
452
453
454
455
456
457
458
459
460
461
462
463
464
465
466
467
468
469
470
471
472
473
474
475
476
477
478
479
480
481
482
483
484
485
486
487
488
489
490
491
492
493
494
495
496
497
498
499
500
501
502
503
504
505
506
507
508
509
510
511
512
513
514
515
516
517
518
519
520
521
522
523
524
525
526
527
528
529
530
531
532
533
534
535
536
537
538
539
540
541
542
543
544
545
546
547
548
549
550
551
552
553
554
555
556
557
558
559
560
561
562
563
564
565
566
567
568
569
570
571
572
573
574
575
576
577
578
579
580
581
582
583
584
585
586
587
588
589
590
591
592
593
594
595
596
597
598
599
600
601
602
603
604
605
606
607
608
609
610
611
612
613
614
615
616
617
618
619
620
621
622
623
624
625
626
627
628
629
630
631
632
633
634
635
636
637
638
639
640
641
642
643
644
645
646
647
648
649
650
651
652
653
654
655
656
657
658
659
660
661
662
663
664
665
666
667
668
669
670
671
672
673
674
675
676
677
678
679
680
681
682
683
684
685
686
687
688
689
690
691
692
693
694
695
696
697
698
699
700
701
702
703
704
705
706
707
708
709
710
711
712
713
714
715
716
717
718
719
720
721
722
723
724
725
726
727
728
729
730
731
732
733
734
735
736
737
738
739
740
741
742
743
744
745
746
747
748
749
750
751
752
753
754
755
756
757
758
759
760
761
762
763
764
765
766
767
768
769
770
771
772
773
774
775
776
777
778
779
780
781
782
783
784
785
786
787
788
789
790
791
792
793
794
795
796
797
798
799
800
801
802
803
804
805
806
807
808
809
810
811
812
813
814
815
816
817
818
819
820
821
822
823
824
825
826
827
828
829
830
831
832
833
834
835
836
837
838
839
840
841
842
843
844
845
846
847
848
849
850
851
852
853
854
855
856
857
858
859
860
861
862
863
864
865
866
867
868
869
870
871
872
873
874
875
876
877
878
879
880
881
882
883
884
885
886
887
888
889
890
891
892
893
894
895
896
897
898
899
900
901
902
903
904
905
906
907
908
909
910
911</

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 2.20: 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 zinc (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.

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.

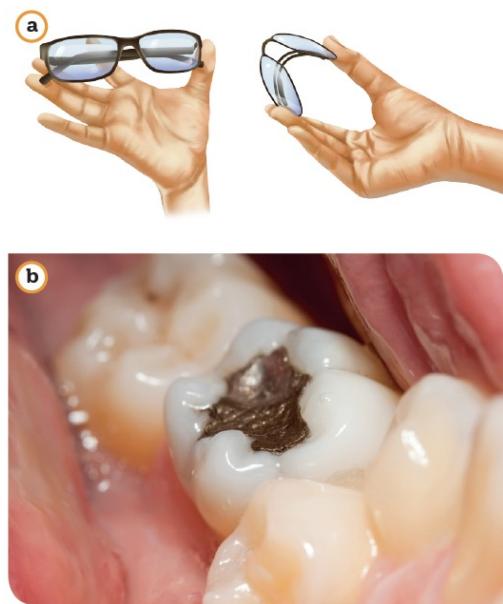


Figura 2.21: Diferentes tipos de sustancias metálicas.



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

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).

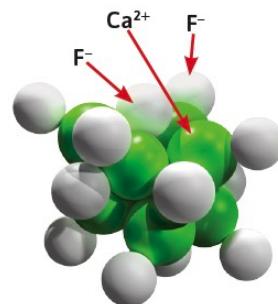


Figura 2.24: Representación nanoscópica del fluoruro de calcio (CaF_2).

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

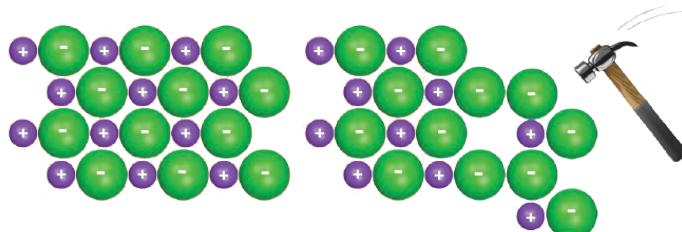
- Identifica la fórmula condensada del compuesto iónico que se forma al combinar cada par de elementos listados en esta tabla.

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-}		

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

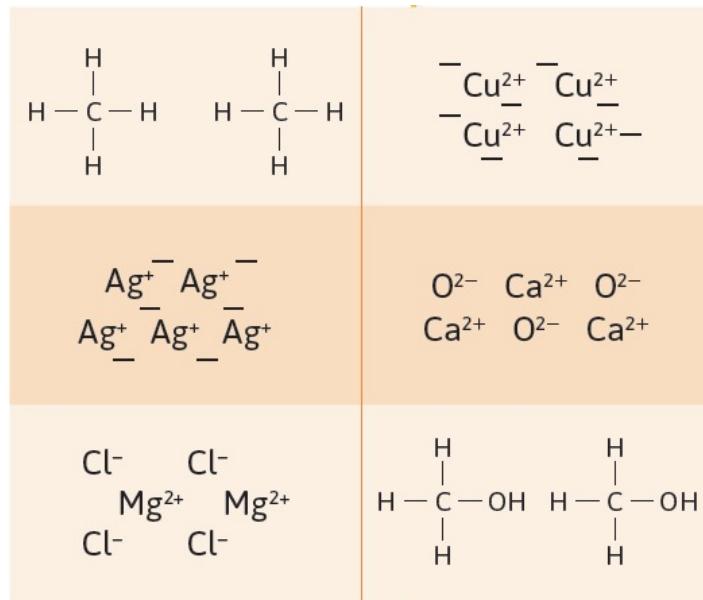
En general, la fuerza de atracción que mantiene unidos a los iones en compuestos iónicos es grande, lo cual hace que no se separen con facilidad. Es por ello que estos compuestos tienden a ser sólidos con altos puntos de fusión, pues es necesario proporcionar gran cantidad de energía para que los iones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

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



- 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.



- Escribe la fórmula condensada de cada una.
- Predice las propiedades físicas de esas sustancias, luego investigalas en libros e internet y contrástalas con tus predicciones.
- 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.
- Compara tus predicciones con tus compañeros de clase y justificalas 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) | <input type="text"/> Ca ²⁺ O ²⁻ |
| 2. Óxido de magnesio (MgO) | <input type="text"/> K ⁺ Br ⁻ |
| 3. Sulfuro de sodio (Na ₂ S) | <input type="text"/> Mg ²⁺ O ²⁻ |
| 4. Yoduro de potasio (KI) | <input type="text"/> Fe ²⁺ O ²⁻ |
| 5. Bromuro de potasio (KBr) | <input type="text"/> K ⁺ I ⁻ |
| 6. Óxido de hierro (FeO) | <input type="text"/> K ⁺ Cl ⁻ |
| 7. Cloruro de potasio (KCl) | <input type="text"/> K ⁺ Cl ⁻ |
| 8. Óxido de calcio (CaO) | <input type="text"/> Na ⁺ S ²⁻ |
| 9. Fluoruro de litio (LiF) | <input type="text"/> Ba ²⁺ +O ²⁻ |
| 10. Cloruro de berilio (BeCl ₂) | <input type="text"/> Al ³⁺ S ²⁻ |
| 11. Fluoruro de sodio (NaF) | <input type="text"/> Be ²⁺ +Cl ⁻ |
| 12. Óxido de bario (BaO) | <input type="text"/> Na ⁺ Br ⁻ |
| 13. Yoduro de rubidio (RbI) | <input type="text"/> Rb ⁺ I ⁻ |
| 14. Sulfuro de aluminio (Al ₂ S ₃) | <input type="text"/> Li ⁺ F ⁻ |
| 15. Bromuro de sodio (NaBr) | <input type="text"/> 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. | <input type="text"/> Selenio |
| 2. Elemento metaloide, ubicado en el tercer periodo de la tabla periódica. | <input type="text"/> Neón |
| 3. Elemento conocido como gas noble. | <input type="text"/> Magnesio |
| 4. Elemento metálico con Z = 11. | <input type="text"/> Xenón |
| 5. Elemento que se ubica en el grupo 15 y en el periodo 2 de la tabla periódica. | <input type="text"/> Sodio |
| 6. Elemento con 12 protones y 12 electrones. | <input type="text"/> Cloro |
| 7. Elemento no metálico con Z = 34 | <input type="text"/> Nitrógeno |
| 8. Ejemplo de gas inerte. | <input type="text"/> Silicio |

Relaciona cada elemento con las características que le corresponden.

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

Aprendizajes esperados:

- Identifica componentes químicos importantes (carbohidratos, lípidos, proteínas, ADN) que participan en la estructura y funciones del cuerpo humano.
- 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 moléculas nos constituyen?

S9 Relaciones entre la estructura y las propiedades de las 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

¿Cómo interactúan las moléculas?

L2

¿Cómo se explican y predicen las propiedades de las sustancias?

L1

¿Cuál es la evidencia de que las sustancias reaccionan unas con otras?

S11 Recombinaciones atómicas

L1

¿Cómo representamos las reacciones químicas?

L2

¿Qué cambia y qué se conserva durante las reacciones químicas?

S12 Cantidad de las sustancias

L1

¿Cómo determinamos la cantidad de las sustancias?

L2

Cantidad de las sustancias en reacciones químicas

Unidad 3

EN ESTA UNIDAD ESTUDIAREMOS ...

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

Cómo interactúan las moléculas

L2

¿Cómo se explican y predicen las propiedades de las sustancias?

L1

¿Cómo se transfiere energía durante las reacciones químicas?

L2

¿Por qué se transfiere energía durante las reacciones químicas?

L1

¿Cuáles son los beneficios, costos y riesgos de usar energía química?

L1

¿De dónde proviene la energía que necesitamos para vivir?

L1

¿Qué factores afectan la rapidez de las reacciones químicas?

L1

¿Cómo explicamos diferencias en la velocidad de reacción?

L1

¿Cómo controlamos y aprovechamos la velocidad de reacción?

