3

EL ENLACE QUÍMICO

EN ESTA UNIDAD VAS A APRENDER A...

- Justificar los distintos tipos de enlace químico a partir de la configuración electrónica de los elementos implicados y su posición en la tabla periódica.
- Explicar las propiedades de las sustancias covalentes, metálicas e iónicas en función de las fuerzas entre sus átomos o moléculas.
- Relacionar la intensidad y el tipo de fuerzas intermoleculares con el estado físico y los puntos de fusión y ebullición de las sustancias covalentes moleculares, interpretando gráficos o tablas.
- Analizar los distintos alótropos del carbono, relacionando la estructura con las propiedades.
- Realizar cálculos que relacionen la cantidad de sustancia, la masa atómica o molecular, el volumen molar y la constante de Avogadro.

CONTENIDOS DE LA UNIDAD

1. La naturaleza del enlace químico

Excepto los gases nobles, el resto de los elementos no se presentan en forma de átomos aislados, sino como moléculas y cristales, igual que los compuestos. El enlace químico es la fuerza que mantiene unidos a los átomos para formar elementos y compuestos.

- *¿Puedes nombrar dos elementos que se presenten en la naturaleza en forma de moléculas y otros dos en forma de cristales?*
- *¿Sabes por qué la fórmula del agua es H_2O y no HO_2?*

2. El enlace covalente

Cuando dos átomos de elementos no metálicos se unen para formar la molécula de un elemento como el hidrógeno, H_2, la de un compuesto como el agua, H_2O, o un cristal como el del grafito o el del diamante, lo hacen mediante un enlace covalente, es decir, compartiendo electrones.

- *¿Sabes cuál es el elemento que se presenta en la naturaleza en forma de diamante o de grafito?*
- *¿Podrías dar el nombre de tres elementos, además del hidrógeno, que se presenten en la naturaleza en forma de moléculas diatómicas?*

3. Fuerzas o enlaces intermoleculares

Las moléculas de los elementos o de los compuestos no están aisladas, sino que entre ellas se manifiestan fuerzas de atracción llamadas intermoleculares. Así, las moléculas de agua solo se encuentran aisladas en la fase de vapor, pero aparecen unidas en estado líquido y forman cristales de hielo en estado sólido.

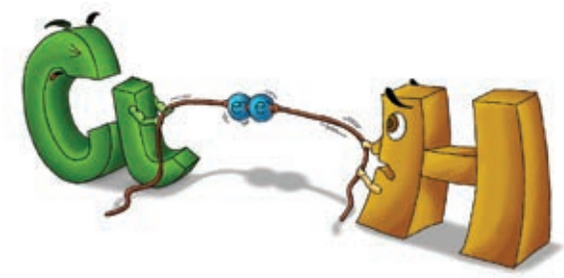
- *¿Podrías explicar por qué el hielo flota sobre el agua líquida?*
- *¿Es esto importante para la existencia de la vida en la Tierra?*

4. Los compuestos iónicos

Cuando un elemento no metálico, como el cloro, se combina con uno metálico, como el sodio, se obtiene el cloruro de sodio, un compuesto cristalino. Este cristal está formado por cationes sodio y aniones cloro que se atraen electrostáticamente.

- *¿Crees que las propiedades del cloro y del sodio son parecidas a las del cloruro de sodio?*
- *Un cristal de cloruro de sodio es soluble en agua. ¿Lo son también uno de grafito o de diamante?*

5. Transición entre el enlace covalente y el iónico



El cloruro de hidrógeno es un ejemplo de molécula covalente polar, porque el cloro de su molécula tiene cierta carga negativa y el hidrógeno cierta carga positiva. Podemos decir que el enlace covalente entre el hidrógeno y el cloro es parcialmente iónico.

- *En moléculas como el hidrógeno, formadas por dos átomos iguales, ¿crees que el enlace covalente puede ser parcialmente iónico?*

6. El enlace metálico

En un metal, los átomos no están unidos por enlaces covalentes ni iónicos. Sus núcleos forman una red cristalina y los electrones se mueven entre ellos como si se tratara de un gas electrónico.

- *Los metales son muy buenos conductores de la electricidad. ¿Piensas que este hecho puede estar relacionado con que sus electrones están libres?*

7. Cantidad de sustancia: masa molar y volumen molar

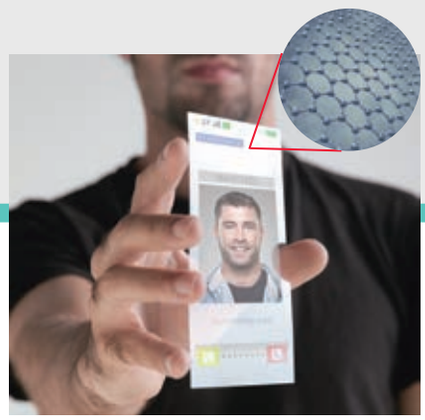
La cantidad de sustancia es una de las magnitudes fundamentales del SI. Esta magnitud relaciona el número de partículas de cierta sustancia con su masa y con el volumen que ocupa, si se trata de un gas.

- *¿Recuerdas cómo se llama la unidad de la cantidad de sustancia?*

Tarea de investigación

Las formas alotrópicas del carbono

Algunos elementos, como el carbono, se presentan en diferentes formas o alótropos dependiendo de las condiciones en las que se han formado. Se conocen muchos alótropos del carbono, pero los más estudiados son el carbono amorfo, el diamante, el grafito, el grafeno, los fullerenos y los nanotubos.



- *¿Cómo son las estructuras de los alótropos del carbono mencionados?*
- *¿Qué propiedades y aplicaciones tienen estos alótropos?*

- Los átomos de los elementos se unen entre sí para formar diferentes tipos de sustancias.

  Todos los elementos que pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica tienen el mismo número de electrones de valencia y, por tanto, presentan propiedades químicas similares.

1. LA NATURALEZA DEL ENLACE QUÍMICO

¿Por qué el sodio y el cloro se combinan formando NaCl y no $NaCl_2$?

¿Por qué el oxígeno se encuentra en la naturaleza como O_2 y no como O?

Por lo general, los átomos que constituyen la materia, ya sean iguales o diferentes, se encuentran unidos entre sí. Solo los elementos del **grupo 18** (gases nobles) se encuentran en la naturaleza como **átomos aislados.**

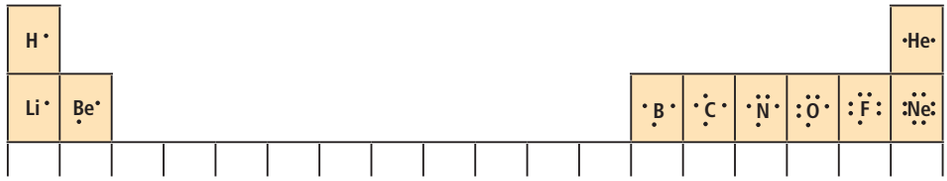
Una de las características de los elementos del grupo 18 es que todos tienen ocho electrones en su capa más externa, ns^2np^6, a excepción del helio, que tiene solo dos, $1s^2$.

La configuración electrónica de los gases nobles es la más estable posible. La forma en que el resto de los elementos intenta tener ocho electrones en su última capa (o dos, como es el caso del hidrógeno) explica su comportamiento químico.

1.1. Diagramas de Lewis y regla del octeto

Los **electrones de valencia** son los que tiene un átomo en su último nivel electrónico. Todos los elementos que pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica tienen el mismo número de electrones de valencia.

El **diagrama de Lewis** de un átomo es una forma de representar sus electrones de valencia. Consiste en escribir el símbolo del elemento e indicar los electrones de valencia mediante puntos o aspas. Observa a continuación los diagramas de Lewis de los elementos del primer y segundo períodos:



Observa en estos diagramas que para tener los mismos electrones de valencia que su gas noble más próximo en la tabla periódica (el neón), el átomo de oxígeno debe adquirir dos electrones. Análogamente, el átomo de litio deberá perder un electrón para tener los mismos electrones de valencia que el helio, su gas noble más próximo en la tabla periódica.

La **regla del octeto** establece que la capa más externa de los átomos tiende a contener ocho electrones. Esta regla se basa en el hecho de que todos los gases nobles, excepto el helio, presentan esta estructura, a la que se atribuye la estabilidad química de dichos gases. La regla del octeto se suele aplicar, principalmente, en los elementos representativos.

1. Busca información sobre el físico-químico estadounidense G. Lewis (1875-1946) e indica sus principales contribuciones a la física y la química.
2. Dibuja los diagramas de Lewis de los elementos del tercer período de la tabla periódica.
3. Dibuja los diagramas de Lewis de los siguientes elementos: Na (Z = 11), Si (Z =14), P (Z = 15), S (Z = 16), Cl (Z = 17) y Ar (Z = 18).
4. De acuerdo con la regla del octeto, indica el número de electrones que:
   a) Tiende a captar un átomo de fósforo.
   b) Tiende a captar un átomo de un elemento situado en el grupo 16 de la tabla periódica.
   c) Tiende a ceder un átomo de magnesio.
   d) Tiende a ceder un átomo de un elemento situado en el grupo 13 de la tabla periódica.

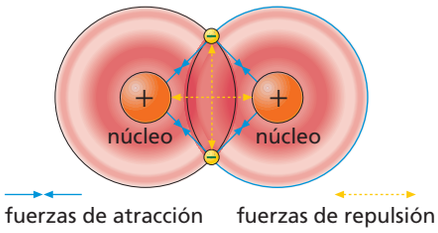
1.2. ¿Qué es un enlace químico?

¿De qué tipo son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en los elementos y en los compuestos?

Los átomos se unen para formar elementos y compuestos con el fin de adquirir conjuntamente configuraciones electrónicas estables. Este tipo de unión se denomina *enlace químico.*

Un **enlace químico** es la fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos en las distintas agrupaciones atómicas.

Observa en el dibujo qué ocurre cuando dos átomos de hidrógeno se aproximan para formar un enlace. La estabilidad de ambos aumenta si se acercan lo suficiente como para unir sus niveles electrónicos. Dicha unión es posible porque la mayor parte de la zona exterior del átomo es espacio vacío.



En estas circunstancias, se manifiestan una serie de fuerzas electrostáticas que podemos clasificar así:

- Los dos núcleos tienen la misma carga eléctrica (positiva) y se repelen entre sí.
- Los dos electrones tienen la misma carga eléctrica (negativa), por lo que se repelen entre sí.
- Existen fuerzas de atracción mutua entre los dos núcleos y los dos electrones.

Las cuatro partículas se disponen de forma que las fuerzas de atracción contrarrestan exactamente a las de repulsión. Cuando esto ocurre, entre los dos átomos se ha formado un **enlace químico.** Por tanto:

Un enlace se forma cuando **las fuerzas de atracción contrarrestan a las de repulsión.**

La naturaleza del enlace es de tipo **electrostático.**

Existen diferentes tipos de enlaces:

- Covalente.
- Intermolecular.
- Iónico.
- Metálico.

5 Indica cuáles de los siguientes enunciados son falsos y redáctalos de manera que sean verdaderos.

a) La naturaleza del enlace químico es de tipo electrostático.

b) El enlace químico se forma cuando las fuerzas de repulsión son superiores a las de atracción.

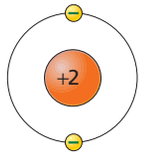
c) Los electrones de valencia son los electrones que tiene un átomo en su último nivel electrónico.

d) El átomo de oxígeno alcanzará la estabilidad cuando adquiera tres electrones y obtenga la configuración electrónica del gas noble más próximo en el sistema periódico.

e) La regla del octeto establece que la capa más externa de los átomos tiende a tener el mínimo número de electrones posible.

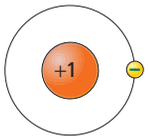
f) El diagrama de Lewis de un átomo de un elemento es una forma de representar sus electrones de valencia.

He



El átomo de He tiene completa su última y única capa ($1s^2$). Esta configuración electrónica le confiere gran estabilidad.

H



El átomo de H tiene un solo electrón en su última y única capa ($1s^1$) y es mucho menos estable que el átomo de He, pero lo será más si consigue tener dos electrones en su última capa.

Ideas claras

- En un **diagrama de Lewis,** se escribe el símbolo del elemento rodeado de sus electrones de valencia, representados por puntos o aspas.

  Según la **regla del octeto,** la capa más externa de los átomos tiende a tener ocho electrones.

  Un **enlace químico** es la fuerza de atracción de tipo electrostático que mantiene unidos a los átomos en los elementos y los compuestos.

La naturaleza del enlace es de tipo electrostático.

Un enlace se forma cuando las fuerzas de atracción contrarrestan a las de repulsión.

2. EL ENLACE COVALENTE

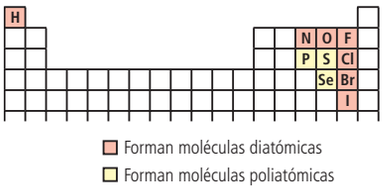
¿Qué tipo de enlace mantiene unidos a los átomos en moléculas como H_2 y H_2O?

Algunos átomos, como los de hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, consiguen su estabilidad compartiendo electrones con otros átomos.

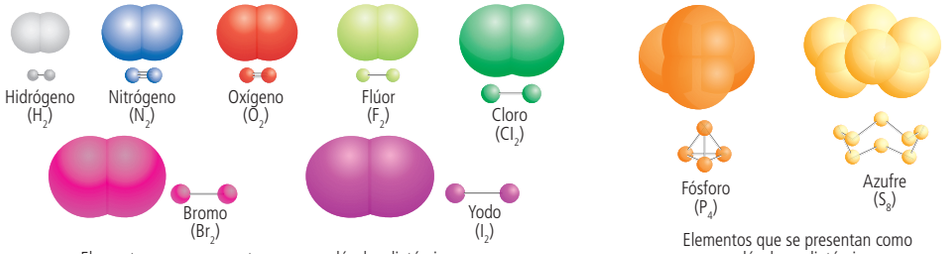
Los átomos que consiguen su estabilidad compartiendo electrones con otros átomos están unidos por un **enlace covalente.**

2.1. Elementos en forma de moléculas

¿Recuerdas qué elementos se presentan en forma de moléculas?



Elementos que se presentan como moléculas.



Elementos que se presentan como moléculas diatómicas

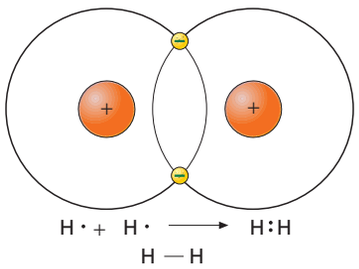
Elementos que se presentan como moléculas poliatómicas

La molécula de hidrógeno, H_2

La pareja de átomos de hidrógeno, H_2, es la forma más estable del hidrógeno a temperatura normal. Las partículas que contienen dos o más átomos unidos mediante enlaces covalentes se denominan **moléculas.** Las moléculas que, como la del hidrógeno, tienen solo dos átomos se llaman moléculas **diatómicas.** Si presentan más de dos, se denominan **poliatómicas.**

Observa que los dos átomos de hidrógeno comparten dos electrones. Así, se puede considerar que cada átomo de hidrógeno está rodeado de dos electrones.

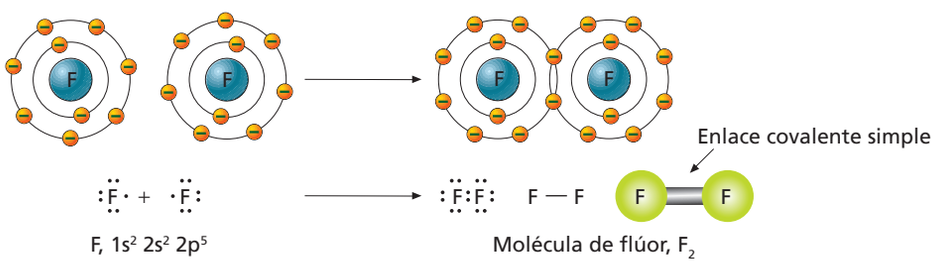
En el diagrama de Lewis de la molécula de hidrógeno, el par de electrones que constituye el enlace se representa por una línea. Decimos que en la molécula de hidrógeno los dos átomos están unidos por un **enlace covalente simple.**



La molécula de flúor, F_2

La configuración electrónica del átomo de flúor es $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$. Es decir, tiene siete electrones en su último nivel electrónico y necesita un electrón para tener la estructura del neón, su gas noble más próximo en la tabla periódica. Si utilizamos el diagrama de Lewis, podemos representarlo así: $:\ddot{F}\cdot$

El flúor adquiere la estructura de gas noble compartiendo un par de electrones con otro átomo de flúor. Observa que cada átomo de flúor ha quedado rodeado de ocho electrones (regla del octeto).



En la molécula de flúor, los dos átomos están unidos por un **enlace covalente simple.**

6 El cloro tiene número atómico $Z = 17$.

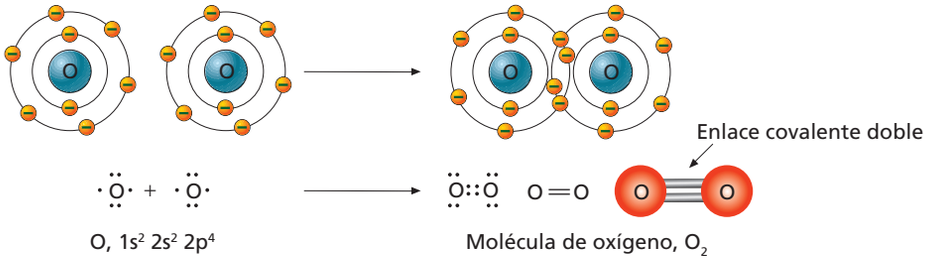
a) Escribe su configuración electrónica. ¿Cuántos electrones tiene en su última capa?

b) ¿Qué tipo de molécula forma? ¿Por qué?

c) Describe mediante dibujos cómo se forma la molécula de cloro.

La molécula de oxígeno

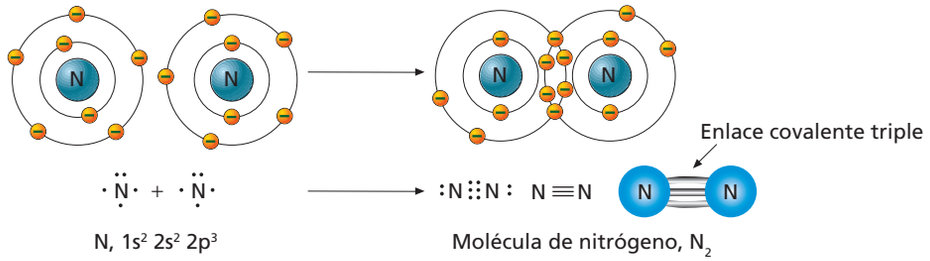
La configuración electrónica del átomo de oxígeno es: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. Como tiene seis electrones de valencia, cada átomo de oxígeno debe compartir dos electrones para tener la estructura del neón. Así, dos átomos de este elemento se unen para formar una molécula compartiendo dos pares de electrones.



En la molécula de oxígeno, los dos átomos están unidos mediante un **doble enlace covalente.** Observa en el diagrama de Lewis que, de este modo, cada uno ha quedado rodeado de ocho electrones.

La molécula de nitrógeno

El átomo de nitrógeno tiene como configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$. Al presentar solo cinco electrones de valencia, cada átomo de nitrógeno necesita compartir tres electrones con el otro átomo de nitrógeno. Así, los dos átomos de este elemento se unen para formar una molécula de nitrógeno compartiendo tres pares de electrones.



En la molécula de nitrógeno, los dos átomos de nitrógeno están unidos mediante un **triple enlace covalente.** Así, cada uno ha quedado rodeado de ocho electrones.

Propiedades de los elementos covalentes moleculares

- Los elementos covalentes que se presentan en la naturaleza en forma de moléculas (H_2, O_2, N_2, F_2, Cl_2, etc.) suelen ser gaseosos y, con menor frecuencia, líquidos (Br_2), puesto que sus moléculas están muy separadas unas de otras. Sus **puntos de fusión y ebullición** son **bajos.**
- Como no hay electrones libres, sino que están localizados en el enlace covalente, estos elementos **no conducen la corriente eléctrica.**
- Estos elementos son **insolubles o muy poco solubles en agua.** Algunos, como el bromo, son solubles en disolventes como el tetracloruro de carbono.

7 Muchos elementos químicos gaseosos se presentan, a temperatura normal, en forma de moléculas diatómicas; por ejemplo, el oxígeno, O_2, el nitrógeno, N_2, el flúor, F_2... Observa las configuraciones electrónicas de los átomos de estos elementos y cómo se forman sus respectivas moléculas.

a) ¿Cuántos electrones comparten los dos átomos de flúor, los dos de oxígeno y los dos de nitrógeno?

b) ¿Por cuántos electrones puede considerarse que está rodeado cada uno de estos átomos?

c) ¿A qué gas noble se asemejan de esta forma?

Ideas claras

- En los elementos que se presentan en forma de **moléculas,** como H_2, O_2, N_2, Cl_2 y F_2, los átomos están unidos mediante **enlaces covalentes** en los que ambos átomos comparten uno, dos o tres pares de electrones según estén unidos, respectivamente, por enlaces simples, dobles o triples.

  Estos elementos suelen ser gaseosos o sólidos y líquidos con bajos puntos de fusión o ebullición. No conducen la corriente eléctrica y son insolubles en agua.

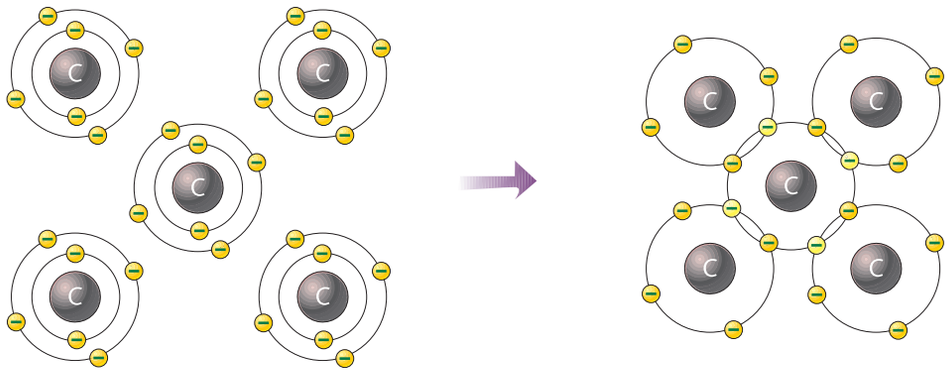
Un cristal es un sólido homogéneo cuyas partículas constituyentes (átomos, moléculas o iones) están ordenadas conforme a un patrón que se repite en las tres dimensiones del espacio.

2.2. Elementos en forma de cristales atómicos covalentes

El punto de fusión del carbono (diamante) es 3 550 °C, y su punto de ebullición, 4 200 °C. ¿Crees que el diamante está formado por moléculas covalentes?

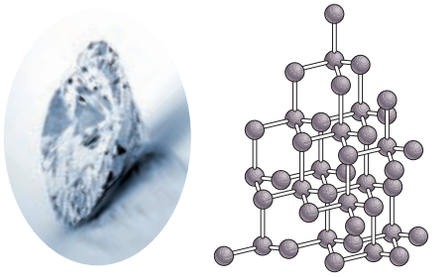
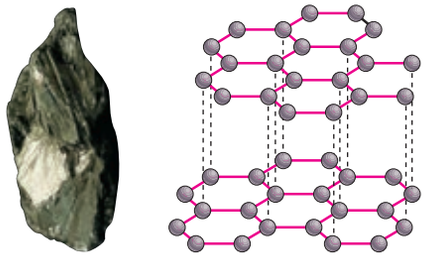
En los cristales atómicos covalentes, los átomos de los elementos se mantienen unidos por enlaces covalentes que forman **redes tridimensionales.**

El átomo de carbono ($Z = 6$) tiene cuatro electrones en su última capa ($1s^2\ 2s^2\ 2p^2$); le faltan, pues, otros cuatro para tener la estructura de un gas noble. Puede conseguirlos compartiendo cada uno de esos electrones con otros cuatro átomos de carbono.



De esta forma, el carbono adquiere una estructura electrónica estable, similar a la del neón, con ocho electrones en su nivel electrónico externo. Observa que únicamente el átomo de carbono central ha completado la última capa. Por esto, cada uno de los otros cuatro átomos puede formar, a su vez, enlaces covalentes con otros cuatro átomos y completar de esta forma sus capas electrónicas, y así sucesivamente. Cuando cada átomo hace esto, se forma una red de grandes dimensiones.

Dos de las **formas alotrópicas** o variedades en las que el carbono se presenta en la naturaleza son el **diamante** y el **grafito.** Las propiedades de ambos son muy diferentes, lo que indica que su estructura también debe de serlo.

Cristal de diamante	Cristal de gráfito
	
En el diamante, los átomos de carbono se sitúan en forma de red tridimensional tetraédrica, extraordinariamente resistente, que se extiende en todas las direcciones. Se trata de una de las sustancias más duras que se conocen, y permanece en estado sólido incluso a temperaturas muy altas. Como todos los electrones están fuertemente enlazados, no existen electrones libres y el diamante no conduce la corriente eléctrica.	En el grafito, los átomos de carbono se distribuyen en anillos de seis miembros. Cada átomo de carbono está unido, mediante enlace covalente, a otros tres átomos en su mismo plano, y mediante un enlace más débil a un cuarto átomo de carbono en el plano adyacente. Este enlace más débil permite que el grafito conduzca la electricidad. El grafito es una sustancia negra, brillante y blanda que se presenta en láminas levemente adheridas entre sí y que se deslizan unas sobre otras.

9 Describe las analogías y diferencias que hay entre un cristal de diamante y uno de grafito.

8 Asocia cada una de estas propiedades con el diamante o con el grafito. Ten en cuenta que una misma propiedad puede estar asociada a ambas formas alotrópicas del carbono:

a) Cristal covalente.
b) No es conductor de la electricidad.
c) Presenta elevada dureza.
d) Conduce la corriente eléctrica.
e) Es insoluble en agua.
f) Es blando.

Ideas claras

- En el **diamante,** cada átomo está unido a otros cuatro mediante enlaces covalentes formando una red tridimensional. Es un sólido muy duro, no conduce la corriente eléctrica y tiene un alto punto de ebullición.
- En el **grafito,** cada átomo de carbono está unido a otros tres átomos mediante enlaces covalentes y a un cuarto átomo, en otro plano, mediante un enlace más débil. Conduce la corriente eléctrica.

2.3. El enlace covalente en los compuestos

¿Cómo se mantienen unidos los átomos en los compuestos formados por dos elementos no metálicos?

Los átomos de elementos diferentes se unen para formar compuestos. Cuando esta unión se realiza compartiendo electrones, hablamos de **compuestos covalentes.**

> Los átomos que consiguen su estabilidad compartiendo electrones con otros átomos están unidos por un enlace covalente.

2.3.1. Compuestos covalentes moleculares

Un elevado número de compuestos químicos se encuentran en la naturaleza en forma de moléculas. En estos compuestos, los que comparten pares de electrones son **átomos de elementos no metálicos diferentes** unidos por enlaces covalentes. El agua, el amoniaco, el cloruro de hidrógeno, el sulfuro de hidrógeno, el dióxido de carbono, los hidrocarburos (metano, butano…), el benceno, el tolueno, el tetracloruro de carbono, el alcohol etílico, etcétera, son ejemplos de compuestos covalentes moleculares.

Cloruro de hidrógeno

La fórmula del cloruro de hidrógeno es HCl. Un átomo de Cl tiene siete electrones en la última capa; le falta, pues, un electrón para completarla. El átomo de H, por su parte, tiene un único electrón en su capa, así que también necesita un electrón para completarla y adquirir la estructura electrónica del He. Por tanto, el átomo de H y el de Cl comparten un par de electrones, y ambos completan así sus capas electrónicas.

La molécula de HCl es mucho más estable que los dos átomos que la integran considerados por separado.

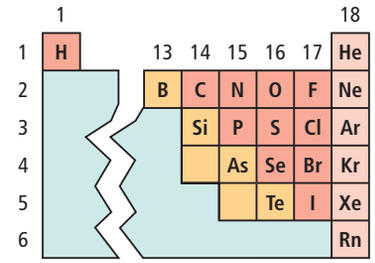


Diagrama de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno. El hidrógeno y el cloro comparten un par de electrones. Están unidos mediante un enlace covalente.

Amoniaco

La fórmula del amoniaco es NH_3. Un átomo de nitrógeno tiene cinco electrones en su última capa y necesita, por tanto, tres más para completarla. La formación de tres enlaces covalentes con tres átomos de hidrógeno (cada hidrógeno tiene un electrón en su capa) le proporciona estos tres electrones. Se forma, así, la molécula de NH_3, mucho más estable que los cuatro átomos que la integran por separado.

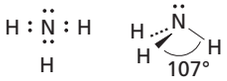


Diagrama de Lewis de la molécula de amoniaco.

Propiedades de los compuestos covalentes moleculares

Podemos resumir las propiedades generales de estos compuestos así:

- **Estado físico.** Pueden ser gaseosos, líquidos y sólidos, si bien estos últimos son frágiles y quebradizos, o blandos y de aspecto céreo.
- **Solubilidad.** Generalmente no son solubles en agua, pero sí en disolventes como el tolueno, la acetona o la gasolina.
- **Puntos de fusión y ebullición.** Tienen valores muy bajos.
- **Conductividad.** Son malos conductores del calor y la electricidad.

> **10** Los plásticos son compuestos típicamente covalentes. ¿Por qué crees que se utilizan como aislantes eléctricos?

En la siguiente tabla puedes observar las propiedades de algunos de estos compuestos:

	Amoniaco, NH_3	Metano, CH_4	Benceno, C_6H_6	Tetracloruro de carbono, CCl_4	Naftaleno, $C_{10}H_8$
Aspecto	Gas incoloro	Gas incoloro	Líquido incoloro	Líquido incoloro	Cristaliza en láminas brillantes.
T_f (°C)	−78	−182	5,5	−23	80
T_e (°C)	−33	−161	80	76,8	218
Conductor eléctrico	No	No	No	No	No
Solubilidad en agua	Se disuelve dando una disolución de NH_4OH.	No se disuelve en agua.	No se disuelve en agua.	No se disuelve en agua.	No se disuelve en agua.

> **11** El disulfuro de carbono, CS_2, está formado por dos elementos no metálicos:
> **a)** ¿De qué tipo crees que es el enlace entre el carbono y el azufre?
> **b)** ¿Qué propiedades crees que tendrá este compuesto?

2.3.2. Compuestos covalentes reticulares

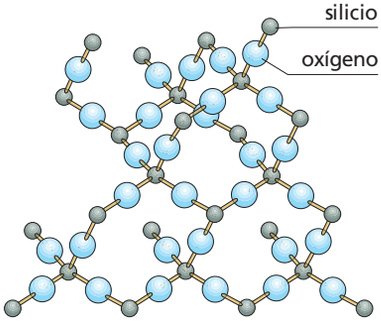
¿Todos los compuestos covalentes están formados por moléculas?

Un pequeño número de compuestos, como el carburo de silicio, SiC, o el dióxido de silicio (cuarzo), SiO_2, comparten muchas de las características de las sustancias covalentes, a excepción de su gran dureza y de sus elevados puntos de fusión y ebullición.

	Cuarzo, SiO_2	Carburo de silicio, SiC
Dureza (escala Mohs)	7	9,3
T_f (°C)	1 713	2 730
Densidad (g/cm^3)	2,65	3,21
Conductor eléctrico	No	No
Solubilidad	No se disuelve	No se disuelve

En estos compuestos no existen moléculas individuales; se trata, por el contrario, de estructuras cristalinas tridimensionales formadas por átomos unidos mediante enlaces covalentes.

En el cuarzo, SiO_2, cada átomo de silicio está unido a cuatro átomos de oxígeno y cada átomo de oxígeno a dos de silicio, formando una gran red tridimensional.



Propiedades de los compuestos covalentes reticulares

La estructura covalente reticular confiere a estos compuestos las siguientes propiedades:

- **Son muy duros.** Para romper la red cristalina, es preciso destruir numerosos enlaces covalentes, lo que determina la dureza de estas sustancias.
- **Sus puntos de fusión y ebullición son elevados,** debido a que el enlace entre sus átomos es muy fuerte y se necesita mucha energía para romperlo.
- Son **prácticamente insolubles en cualquier tipo de disolvente.**
- **No son conductores de la electricidad,** ya que carecen de electrones libres.

12 El cuarzo es el mineral más abundante en la corteza terrestre. Algunas de sus variedades se utilizan en joyería. Busca información acerca de las variedades del cuarzo y de sus aplicaciones.

13 Relaciona en tu cuaderno las siguientes propiedades con el tipo de compuesto covalente: molecular o reticular. Una misma propiedad puede corresponder a dos tipos de compuestos.

1. Gases, líquidos o sólidos frágiles o blandos.
2. Sólidos muy duros.
3. No conducen la electricidad.
4. Elevados puntos de fusión y ebullición.
5. No son solubles en agua, pero sí en disolventes como el tolueno o la acetona.
6. Son insolubles en cualquier tipo de disolvente.
7. Bajos puntos de fusión y de ebullición.

14 ¿Por qué los compuestos covalentes reticulares tienen una dureza tan alta?

15 Indica las diferencias entre un cristal covalente atómico y un compuesto covalente reticular.

16 Observa el dibujo de la estructura del cuarzo y explica cómo están unidos los átomos de silicio y de oxígeno. ¿Qué propiedades le confiere dicha estructura a este compuesto?

17 El vidrio es una sustancia amorfa (no cristalina) transparente o translúcida, dura, frágil y resistente a la acción química de la mayoría de las sustancias químicas. Se obtiene por la fusión de una mezcla de SiO_2 con otras sustancias, que vienen determinadas por las características deseadas.

a) Busca información y realiza un informe acerca de la fabricación y las características de los diferentes tipos de vidrio.

b) Justifica la necesidad de reciclar el vidrio.

c) ¿Por qué resulta apropiado para conservar la mayoría de las sustancias?

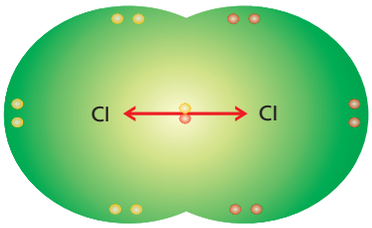
d) ¿Qué propiedad eléctrica tiene el vidrio: es conductor o aislante?

Ideas claras

- En los **compuestos covalentes moleculares,** los átomos se mantienen unidos mediante enlaces covalentes. Estos compuestos no conducen la corriente eléctrica, no son solubles en agua y tienen bajos puntos de fusión y ebullición.
- En los **compuestos covalentes reticulares** no existen moléculas, sino redes cristalinas de átomos unidos por enlaces covalentes. Estos compuestos no conducen la corriente eléctrica, son muy duros y con elevados puntos de fusión y ebullición.

2.4. Polaridad del enlace covalente

Cuando un enlace covalente se forma entre dos átomos iguales o dos diferentes con la misma tendencia a captar electrones, los electrones compartidos son igualmente atraídos por los dos núcleos, y el centro geométrico de las cargas positivas coincide con el centro geométrico de las cargas negativas. Se trata de un **enlace covalente apolar.**



Enlace covalente apolar.

En las moléculas diatómicas de los elementos, los dos núcleos atraen con igual intensidad a los electrones del enlace.

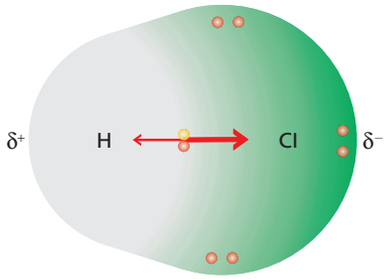
En las moléculas diatómicas de los compuestos, puede que uno de los núcleos atraiga más intensamente a los electrones que el otro.

¿Qué sucede si los centros de gravedad de las cargas positivas y negativas no coinciden?

2.4.1. Formación de dipolos permanentes

Si los átomos son distintos y uno de ellos tiene más tendencia a captar electrones, como es el caso del cloro en el cloruro de hidrógeno, HCl, los electrones del enlace serán más atraídos por el núcleo de este átomo, el cloro, y quedarán más cerca de él. El otro átomo, el hidrógeno, tendrá una deficiencia electrónica, al quedar los electrones más lejos de su núcleo.

El cloro adquiere así una carga parcial negativa (δ^-) y el hidrógeno una carga parcial positiva (δ^+). Decimos que el enlace covalente y la molécula son **polares** porque existe un **dipolo permanente.** El cloro es el polo negativo de la molécula y el hidrógeno el polo positivo. Estas cargas parciales, δ, no alcanzan el valor de la carga neta de un electrón.

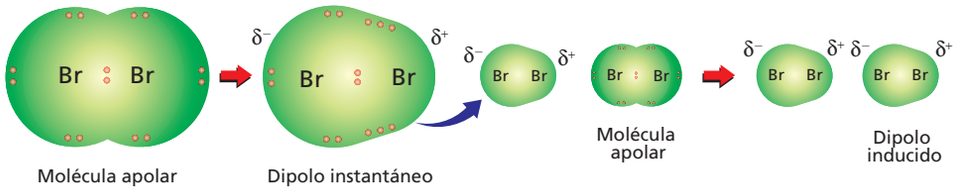


Enlace covalente polar.

¿Todos los dipolos son permanentes?

2.4.2. Dipolos instantáneos e inducidos

Las moléculas grandes no polares, como el bromo, Br_2, o el yodo, I_2, poseen muchos electrones, algunos de los cuales están poco ligados al núcleo por encontrarse lejos de él. Puede suceder que, en un instante, haya más electrones sobre uno de los núcleos que sobre el otro, es decir, que los centros geométricos de las cargas positivas y negativas no coincidan. Se ha creado un **dipolo instantáneo.** A su vez, este dipolo instantáneo puede inducir la creación de nuevos dipolos en las moléculas que están cerca de él, creando **dipolos inducidos.**



Observa en el dibujo cómo se forma un dipolo instantáneo y cómo crea un dipolo inducido en una molécula vecina. Los dipolos inducidos también se pueden crear por la acción de un dipolo permanente.

18 De los enunciados siguientes, redacta correctamente los que sean falsos:

a) Un enlace covalente es apolar cuando el centro de gravedad de las cargas positivas no coincide con el centro de gravedad de las cargas negativas.

b) Un enlace covalente es polar cuando los electrones compartidos son igualmente atraídos por los dos núcleos.

c) Un enlace covalente es polar cuando una parte de la molécula soporta una carga parcial positiva y la otra una carga parcial negativa.

d) Un enlace covalente es apolar si uno de los átomos del enlace tiene más tendencia a captar electrones que el otro.

Ideas claras

- Un **dipolo permanente** es una molécula en la que uno o más átomos tienen carga parcial positiva y otro o más átomos carga parcial negativa.
- Un **dipolo instantáneo** se forma cuando, en un instante determinado, los centros geométricos de las cargas positivas y negativas de una molécula no coinciden. Si este dipolo induce la formación de otros dipolos, estos últimos serán **dipolos inducidos.**

- En un dipolo permanente, una parte de la molécula tiene una carga parcial positiva y la otra una carga parcial negativa.
- Un dipolo instantáneo se forma cuando, en un instante determinado, hay más electrones sobre un núcleo que sobre el otro. Un dipolo instantáneo puede inducir otros dipolos en moléculas que estén próximas a él.

3. FUERZAS O ENLACES INTERMOLECULARES

¿Pueden atraerse los dipolos permanentes o inducidos?

Además de los enlaces entre los átomos de una molécula, pueden existir también enlaces entre una molécula y sus vecinas. Estas uniones son debidas a las fuerzas de atracción electrostática entre los dipolos de las moléculas y se llaman **fuerzas o enlaces intermoleculares.** Podemos distinguir:

- Enlaces de hidrógeno.
- Enlaces o fuerzas de Van der Waals.

Los **enlaces intermoleculares son más débiles que los covalentes,** por lo que, para distinguirlos de estos, se suelen representar mediante líneas de puntos.

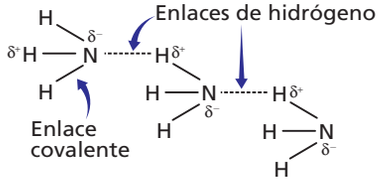
¿Qué sucede cuando los dipolos permanentes se atraen?

3.1. Enlaces de hidrógeno

Se denomina **enlace de hidrógeno** a la fuerza de atracción electrostática entre dipolos permanentes en los que el hidrógeno está unido a átomos de pequeño tamaño y alta tendencia a captar electrones, como el F, el O y el N. El hidrógeno es el átomo que soporta la carga parcial positiva y el otro átomo, el que soporta la negativa.

Este enlace intermolecular justifica los valores elevados de los puntos de fusión y ebullición del H_2O, NH_3 y HF comparados con los hidruros de sus respectivos grupos de la tabla periódica.

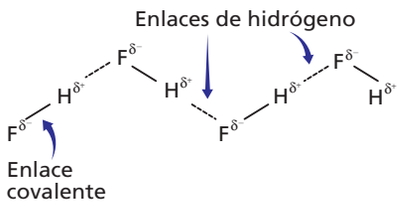
Formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de NH_3



Hidruro	T_f (°C)	T_e (°C)
NH_3	−78	−33
PH_3	−134	−88
AsH_3	−116	−63
SbH_3	−89	−17

Observa cómo se establece un enlace de hidrógeno entre el nitrógeno, con carga parcial negativa, de una molécula y el hidrógeno, con carga parcial positiva, de otra molécula vecina.
Este enlace permite explicar que los puntos de fusión y ebullición del NH_3 son mucho más elevados que los de los otros hidruros de los elementos del grupo 15.

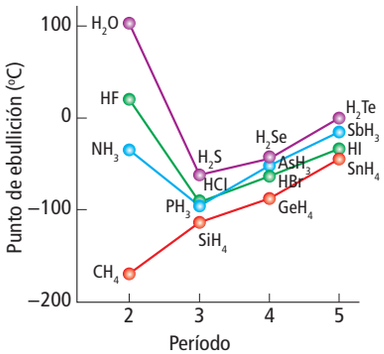
Formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de HF



Hidruro	T_f (°C)	T_e (°C)
HF	−83,6	19,5
HCl	−114,2	−85
HBr	−89	−67
HI	−51	−35

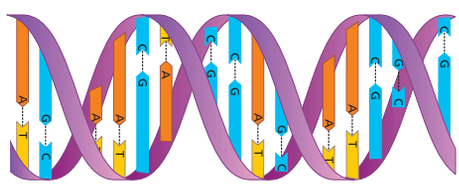
En el fluoruro de hidrógeno, los enlaces de hidrógeno son tan fuertes que, a temperatura ambiente, se encuentra como $(HF)_n$, formando un polímero.
Los puntos de fusión y ebullición del fluoruro de hidrógeno son anormalmente elevados respecto a los de los otros hidruros de los elementos químicos del grupo 17.

Igualmente, existen enlaces de hidrógeno en compuestos como los alcoholes, aldehídos, aminas, que veremos en la próxima unidad, y entre **moléculas de interés biológico** como las proteínas, el ADN, etcétera.



19 La gráfica del margen muestra los puntos de ebullición de diferentes hidruros de elementos no metálicos. Analízala e indica tres hidruros que presenten enlaces intermoleculares entre sus moléculas y otros tres que no los presenten o en los que sean extremadamente débiles.

20 Las proteínas y los ácidos nucleicos son macromoléculas formadas fundamentalmente por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. Realiza un informe sobre la formación de enlaces de hidrógeno en estas macromoléculas.

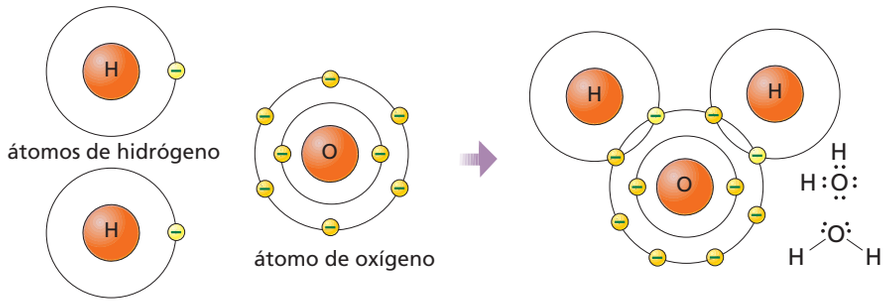


3.1.1. Enlaces de hidrógeno entre las moléculas de agua

¿Qué enlaces existen en la molécula de agua?

La fórmula del agua es H_2O. Un átomo de oxígeno tiene seis electrones en su última capa, $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. Le faltan, por tanto, dos para completarla, por lo que se une con dos átomos de hidrógeno, cada uno de los cuales posee un electrón.

El resultado es la formación de una molécula de agua, en la que existen dos enlaces covalentes oxígeno-hidrógeno.



A pesar de que las moléculas covalentes de agua son parecidas a las de los compuestos del hidrógeno con los otros elementos del grupo 16, el agua tiene propiedades muy diferentes, como se puede observar en la tabla adjunta. Por ejemplo:

- Permanece líquida a temperaturas a las que otras sustancias parecidas se transforman en gases.
- Su densidad aumenta de forma anormal al elevar la temperatura de 0 a 4 °C. Por eso el hielo flota sobre el agua líquida, al contrario de lo que sucede con el resto de las sustancias.

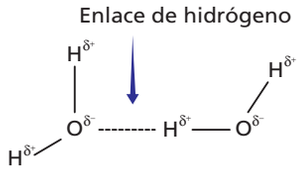
Hidruros del grupo 16	T_f (°C)	T_e (°C)
H_2O	0	100
H_2S	−82	−60
H_2Se	−66	−41
H_2Te	−49	−1

La molécula de agua es más pequeña que las de los otros compuestos y, sin embargo, los puntos de fusión y ebullición del agua son mucho más elevados.

¿Por qué las propiedades del agua son diferentes de las de los otros compuestos covalentes moleculares similares?

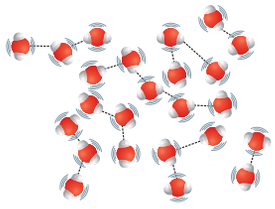
¿Se justifican estas propiedades por la formación de enlaces de hidrógeno?

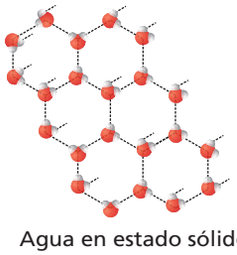
Los pares de electrones que comparten el oxígeno y los hidrógenos no están situados simétricamente, sino que son atraídos con más fuerza por el núcleo de oxígeno que por el de hidrógeno. Como consecuencia, el agua es una **molécula polar o dipolo.**

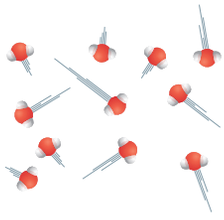


Así, entre las moléculas de agua se establecen **enlaces de hidrógeno** entre un átomo de hidrógeno de una molécula y el átomo de oxígeno de otra próxima. A causa de estos enlaces:

- En **estado líquido,** algunas moléculas están unidas entre sí y forman agrupaciones. Los «huecos» son ocupados por moléculas sueltas.
- En **estado sólido,** las moléculas están fuertemente unidas entre sí y adoptan las formas hexagonales características de los cristales de hielo. En este caso, no hay moléculas sueltas en los huecos, de manera que, con una misma masa, el hielo ocupa más volumen que el agua líquida.
- Las moléculas de agua solo están sueltas en **estado gaseoso.**


Agua en estado líquido


Agua en estado sólido


Agua en estado gaseoso

21 Observa este cristal de hielo:

a) Describe todos los enlaces presentes en el cristal.

b) ¿Qué sucede con las moléculas cuando el cristal se funde?

c) Describe los enlaces presentes en el agua líquida.

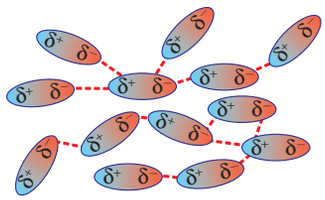
d) ¿Qué sucede cuando, finalmente, el agua hierve?

3.2. Enlaces o fuerzas de Van der Waals

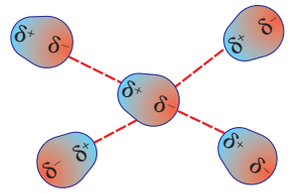
¿Qué sucede si los que se atraen son dipolos inducidos?

Los enlaces o fuerzas de Van der Waals son fuerzas de atracción electrostática, menos intensas que los enlaces de hidrógeno, que tienen lugar entre dipolos permanentes o inducidos:

- Las fuerzas entre **dipolos permanentes** se producen entre moléculas polares como el SO_2, el HCl, etc. Las atracciones electrostáticas tienen lugar entre la zona con carga parcial positiva de un dipolo y la zona con carga parcial negativa de un dipolo vecino.
- Las fuerzas entre **dipolos inducidos** se producen entre moléculas no polares, como el O_2, el I_2, el CH_4 o incluso entre átomos aislados, como He, Ne, etcétera. Estas fuerzas son mucho más débiles que las que tienen lugar entre dipolos permanentes.



Fuerzas entre dipolos permanentes



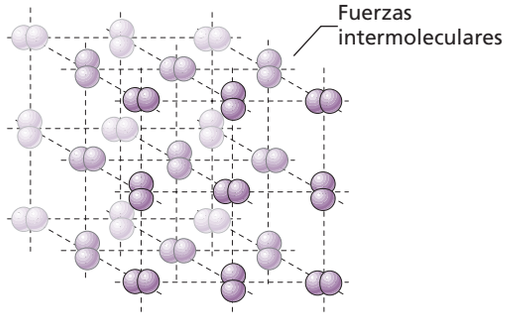
Fuerzas entre dipolos inducidos

3.2.1. El yodo, un cristal covalente molecular

El yodo se presenta en la naturaleza en forma de moléculas de I_2 unidas entre sí por **fuerzas intermoleculares** de Van der Waals, formando un cristal o red tridimensional.

Observa en la tabla los elevados puntos de fusión y ebullición del yodo en comparación con el resto de los halógenos. Ello hace pensar que este elemento no está formado por moléculas diatómicas aisladas, como el flúor o el cloro.

	T_f (°C)	T_e (°C)
F_2	–219,6	–188,2
Cl_2	–101,0	–34,7
Br_2	–7,2	58,0
I_2	113,7	183,0

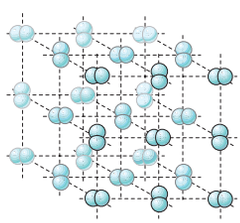


El yodo se presenta en forma de cristales de color negro violáceo y es una sustancia que sublima. Observa en el dibujo que sus moléculas están formadas por dos átomos de yodo unidos por un enlace covalente sencillo y, a su vez, se encuentran unidas entre sí por fuerzas intermoleculares de Van der Waals.

Como dichas fuerzas de atracción entre moléculas son débiles, estos cristales se pueden romper fácilmente. Por eso, entre otros motivos, el yodo sublima a temperatura ambiente. Al no existir electrones libres, este elemento no conduce la corriente eléctrica.

22 ¿Por qué el yodo y el carbono (diamante) no conducen la corriente eléctrica y el carbono (grafito) sí?

23 El dibujo siguiente representa la estructura de un elemento del grupo 17. Contesta razonadamente:



a) ¿Puede tratarse del flúor, el cloro o el bromo?

b) Por tanto, ¿de qué elemento se trata?

c) ¿En qué estado se halla este elemento a temperatura ambiente? ¿Conduce la corriente eléctrica?

Ideas claras

- Un **enlace de hidrógeno** es una fuerza electrostática entre dipolos permanentes en los que el hidrógeno soporta una carga parcial positiva y el otro átomo una carga parcial negativa. Este enlace justifica las propiedades de sustancias como el H_2O, el HF y el NH_3.
- Los **enlaces de Van der Waals** son fuerzas de atracción electrostática más débiles que los enlaces de hidrógeno y justifican las propiedades de sustancias como el I_2.

4. LOS COMPUESTOS IÓNICOS

¿Todos los compuestos se forman por compartición de electrones de los átomos que los forman?

¿Cómo es la unión de los átomos en los compuestos formados por átomos metálicos unidos a átomos no metálicos?

Los átomos de ciertos elementos consiguen completar su capa externa no compartiendo, sino perdiendo o ganando electrones al unirse con otros átomos.

- Un catión es un átomo que ha perdido electrones.
- Un anión es un átomo que ha ganado electrones.
- Al perder o ganar electrones, muchos átomos consiguen tener su última capa completa.

El **enlace iónico** se basa en la transferencia de electrones y consiste en la atracción electrostática entre los iones positivos y negativos.

¿Cómo se forma un compuesto iónico?

4.1. Formación de un compuesto iónico: cloruro de sodio

Cuando un átomo de un elemento metálico, como el sodio, se encuentra con otro de un elemento no metálico, como el cloro, el primero cede un electrón al segundo. De este modo, ambos átomos adquieren cargas eléctricas de signos opuestos y se atraen mediante fuerzas electrostáticas.

Estructura de Lewis para el enlace iónico. Los átomos por separado no cumplen la regla del octeto, pero sí lo hacen el catión y el anion.

Formación del ion sodio

El átomo de sodio tiene un único electrón en su capa exterior, $3s^1$ y, si lo pierde, completará su última capa. El resultado será un ion sodio, con once protones pero solo diez electrones; de ahí que posea una carga neta de +1. Se representa como Na^+, donde el signo + significa que tiene carga positiva. Un ion con carga positiva se llama **catión.**

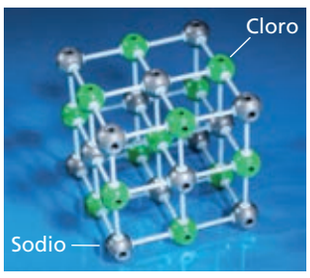
Formación del ion cloro

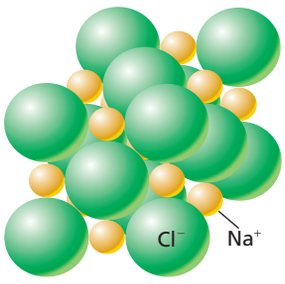
El átomo de cloro tiene siete electrones en su capa exterior, $3s^2\,3p^5$. Puede completar dicha capa aceptando un electrón y convirtiéndose, así, en un ion cloro. El ion cloro tiene 17 protones y 18 electrones; es decir, es un ion negativo ya que su carga neta es −1. Se representa como Cl^-, donde el signo − significa que posee carga negativa. Un ion con carga negativa recibe el nombre de **anión.**

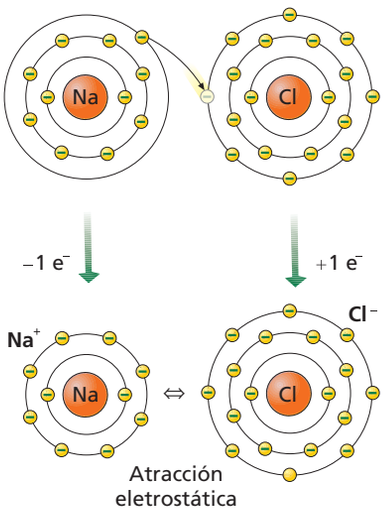
Atracción electrostática de iones: cristal iónico

El catión sodio y el anión cloro se atraen mediante fuerzas de atracción electrostática.

Esta atracción no se limita a un solo ion, sino que cada uno se rodea del máximo número posible de iones de carga opuesta formando una **red cristalina iónica.** Los compuestos iónicos no constituyen moléculas.







24 En un compuesto iónico, la fórmula química solo indica la proporción de los diferentes átomos que lo forman. Hablamos de *fórmula empírica.*

a) A la vista del modelo de bolas y varillas del cloruro de sodio, ¿cuántos iones Cl^- rodean a cada ion Na^+? ¿Cuántos iones Na^+ rodean a cada ion Cl^-?

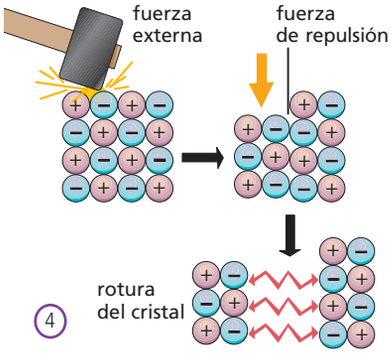
b) ¿En qué proporción se combinan los átomos de Cl y Na en esta red cristalina iónica? ¿Cuál es, por tanto, la fórmula empírica del cloruro de sodio?

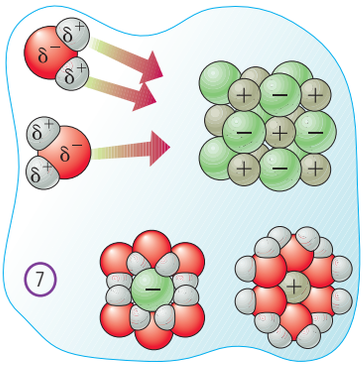
4.2. Propiedades de los compuestos iónicos

		Cloruro de sodio, NaCl	Nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$
Aspecto		Cristales incoloros	Cristales blancos
T_f (°C)		808	561
T_e (°C)		1 465	Se descompone antes de fundirse
Conductividad eléctrica	**Sólido**	Muy baja	Muy baja
	Líquido	Alta	Alta
Solubilidad en agua		Muy alta	Alta

El enlace iónico se establece entre elementos metálicos y no metálicos. Además del cloruro de sodio, NaCl, también presentan este tipo de enlace sustancias como el fluoruro de litio, LiF, el bromuro de potasio, KBr, el nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$, el sulfato de bario, $BaSO_4$, y el yoduro de potasio, KI, entre otras.

Podemos justificar las propiedades generales de los compuestos iónicos de la siguiente manera:





Los hechos	La justificación teórica
1. Son sólidos cristalinos a temperatura ambiente.	La intensa fuerza de atracción electrostática que se produce en los compuestos iónicos se extiende en todas las direcciones. Los sólidos iónicos son sustancias cristalinas en las que cada ion está rodeado por otros iones de carga opuesta que forman una red cristalina.
2. Tienen elevados puntos de fusión y ebullición.	Todos los cambios necesarios para romper la distribución de los iones en un compuesto iónico requieren gran cantidad de energía; por ello, los iones siguen ocupando sus posiciones en la red cristalina, incluso a centenares de grados.
3. Presentan gran dureza o resistencia a ser rayados.	Para rayarlos hay que romper los fuertes enlaces entre los iones.
4. Son frágiles y quebradizos.	Cuando se golpean con suficiente fuerza, los iones del mismo signo quedan enfrentados y los sólidos se rompen a lo largo de los planos que pasan entre las filas de iones.
5. Son buenos conductores de la electricidad cuando están fundidos o en disolución.	Cuando el sólido se funde o se disuelve, deja iones en libertad que pueden transportar la corriente eléctrica.
6. Son malos conductores de la electricidad en estado sólido.	No conducen la electricidad en estado sólido debido a que los electrones que intervienen en el enlace están situados en los iones, sin poder moverse dentro del cristal.
7. La mayoría son muy solubles en agua.	Las moléculas de agua envuelven los iones y consiguen liberarlos de la red cristalina. Los dipolos del agua se orientan de modo distinto según envuelvan un anión o un catión. Los compuestos iónicos en agua se disocian en cationes y aniones. Estas disoluciones conducen la corriente eléctrica.

Ideas claras

- El **enlace iónico** se basa en la transferencia de electrones y la atracción electrostática entre los iones de signo opuesto.

Los compuestos iónicos presentan estas propiedades:

1. Son sólidos cristalinos a temperatura ambiente.
2. Tienen elevados puntos de fusión y ebullición.
3. Presentan gran dureza o resistencia a ser rayados.
4. Son frágiles y quebradizos.
5. Conducen bien la electricidad cuando están fundidos.

25 Imagina que tienes dos frascos, con sendas sustancias sólidas cristalinas muy semejantes, que han perdido su etiqueta. Sabes que una es un compuesto iónico y otra un compuesto covalente reticular. ¿Qué prueba realizarías para averiguar qué sustancia contiene cada frasco, si solo dispones de agua?

26 Observa las propiedades del bromuro de potasio, KBr:

a) A la vista de estas propiedades, justifica el tipo de enlace existente en el bromuro de potasio.

b) ¿Es correcto hablar de moléculas de bromuro de potasio?

Propiedad		KBr
Aspecto		Cristalino
T_f (°C)		730
T_e (°C)		1 435
Conductividad eléctrica	**Líquido**	Alta
	Sólido	Muy baja
Solubilidad en agua		Muy alta

5. TRANSICIÓN ENTRE EL ENLACE COVALENTE Y EL IÓNICO

Los enlaces de los átomos en los compuestos, ¿son covalentes puros o iónicos puros?

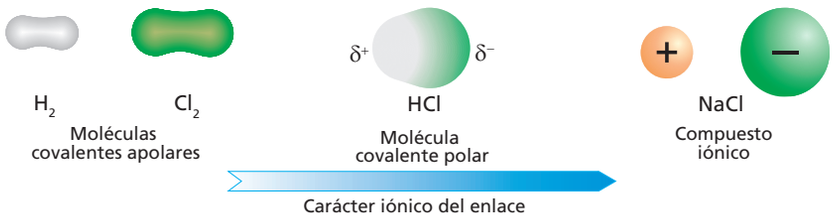
El enlace covalente y el enlace iónico son los dos modelos extremos de enlace, pero, realmente, la mayoría de los enlaces no se ajustan a uno de estos modelos por separado y se describen mejor considerando una mezcla de enlace covalente e iónico.

Los enlaces de las moléculas homodiatómicas, es decir, formadas por dos átomos iguales, como Cl_2, F_2, H_2, son **covalentes puros.**

Sin embargo, la molécula del cloruro de hidrógeno es polar, debido a que el núcleo del átomo de cloro tiene más tendencia que el del hidrógeno a atraer el par de electrones del enlace covalente. Por eso, aparece una carga parcial negativa en el átomo de cloro y una carga parcial positiva en el de hidrógeno. Estas cargas parciales se atraen electrostáticamente entre sí, porque son de distinto signo. Decimos que este enlace es **covalente con carácter iónico.**

¿Podríamos considerar al enlace iónico como el caso extremo de un enlace covalente polar?

Todos los enlaces polares son parcialmente iónicos. El carácter iónico del enlace covalente será mayor cuanto mayor sea la tendencia de uno de los átomos a atraer los electrones del enlace. Si esta tendencia es muy grande, se formarán iones y tendremos el enlace **iónico puro.**



27 Dibuja un modelo de:

a) Una molécula covalente al 100 % y otra que sea parcialmente iónica.

b) Dos iones unidos por un enlace 100 % iónico.

c) ¿Crees que es correcto decir que el enlace iónico y el covalente son dos grados extremos del enlace?

28 Lee este texto y responde a las cuestiones:

Los límites entre el enlace covalente y el iónico no están tan definidos, como pudiera parecer. Muchos enlaces químicos son parcialmente iónicos o parcialmente covalentes. Para un compuesto determinado, el grado en que un enlace es iónico o covalente depende de las posiciones que ocupan en la tabla periódica los átomos constituyentes. Cuanto mayor sea la separación, más iónico será el enlace.

M. Moro Vallina: *Tecnología Industrial I*
Madrid, Paraninfo, 2013

a) Clasifica los enlaces entre estas parejas de elementos de mayor a menor porcentaje iónico:

I. Sodio y cloro, cloro y aluminio, cloro y oxígeno.

II. Flúor y magnesio, flúor y carbono, flúor y oxígeno.

III. Carbono y calcio, carbono y oxígeno, carbono y carbono.

b) Cita tres ejemplos de enlaces covalentes entre dos elementos que sean parcialmente iónicos.

c) Indica cuál de estos enlaces iónicos crees que puede ser parcialmente covalente: yodo y sodio, yodo y antimonio.

- En las moléculas diatómicas de los compuestos covalentes polares, uno de los núcleos atrae más intensamente a los electrones que el otro.
- En un compuesto iónico, un átomo tiene carga positiva y el otro, carga negativa.

Ideas claras

- Todos los enlaces covalentes polares son parcialmente iónicos.

El carácter metálico de los elementos en la tabla periódica se incrementa a medida que se avanza hacia la izquierda y hacia abajo.

6. EL ENLACE METÁLICO

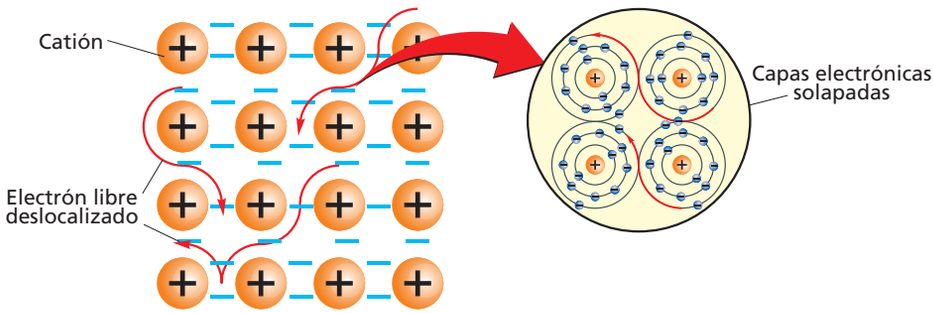
¿Cómo se mantienen unidos entre sí los átomos de los elementos metálicos?

Los metales presentan propiedades muy diferentes a las de los demás elementos, debido a que tienen un tipo de enlace específico y característico.

Los elementos metálicos presentan, por lo general, átomos que contienen uno, dos o tres electrones en su capa más externa. Estos electrones están débilmente unidos al núcleo atómico, por lo que pueden ser cedidos con facilidad.

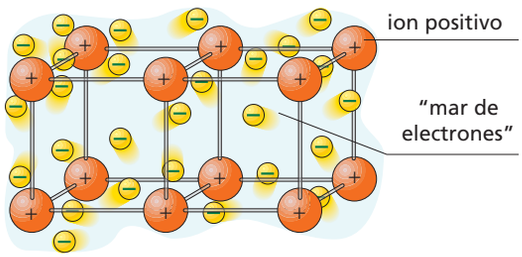
En 1900, el físico alemán P. Drude propuso la **teoría de los electrones libres** para explicar las propiedades de los metales.

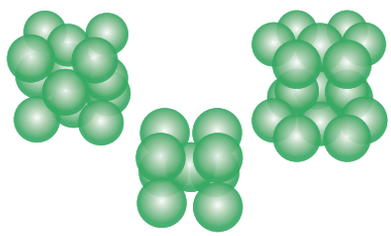
Según esta teoría, cuando los átomos de un elemento metálico se aproximan hasta situarse lo más cerca posible unos de otros, sus capas electrónicas exteriores se solapan por completo y cualquier electrón que inicialmente procediera de una capa electrónica determinada no se encuentra asociado a ningún átomo en particular, sino que es un **electrón libre deslocalizado.**



El **enlace metálico** se forma cuando las capas electrónicas exteriores de los átomos metálicos se solapan y los electrones quedan deslocalizados, sin pertenecer a ningún átomo en concreto.

Un **cristal metálico** está formado por átomos fijos cargados positivamente (**cationes**), perfectamente ordenados en el espacio y sumergidos en una especie de «mar» o «gas» de **electrones libres y deslocalizados** que, por tanto, no pertenecen a ningún átomo en concreto.




Modelos de bolas de cristales metálicos

¿Puede justificar la teoría de los electrones libres las propiedades de los elementos metálicos?

29 Dadas las siguientes especies químicas:

K^+ Cl^- H Fe O_2 H_2O $CaCl_2$

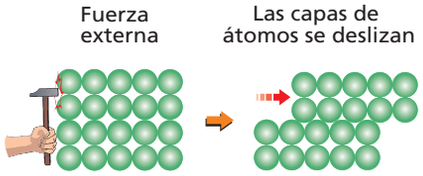
Selecciona, entre ellas:

a) Dos átomos.
b) Dos iones.
c) Dos elementos.
d) Dos moléculas.
e) Dos compuestos.
f) Un metal y un no metal.

6.1. Propiedades de los elementos metálicos

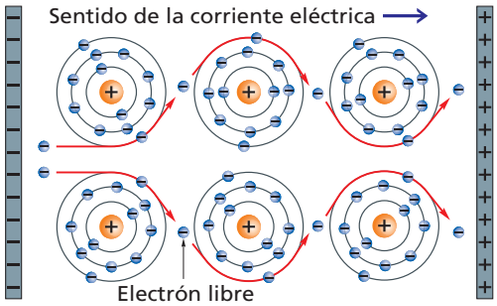
Los metales son duros, dúctiles y maleables

En la estructura cristalina de estos elementos los átomos están unidos de modo muy compacto. Por este motivo, los metales son bastante duros, es decir, no se rayan fácilmente, aunque sí pueden ser estirados en forma de alambres y láminas, ya que es posible mover una capa de átomos sobre otra.



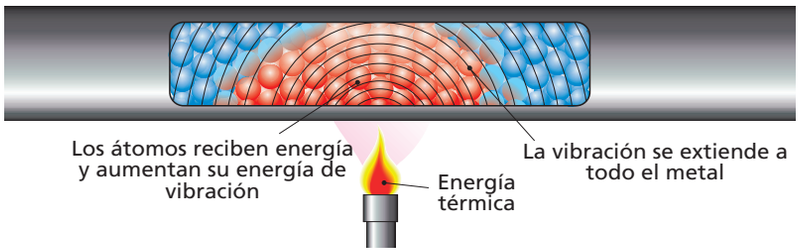
Son buenos conductores eléctricos

El hecho de que los electrones que participan en el enlace metálico estén libres y deslocalizados permite que se muevan con gran facilidad y que los metales sean excelentes conductores eléctricos.



Son buenos conductores térmicos

En un cristal metálico, los núcleos de los átomos están muy próximos entre sí. De este modo, al transferir energía térmica a una parte del metal, los núcleos vibran con mayor energía cinética y la transfieren a los núcleos vecinos al chocar contra ellos. Esta transferencia de energía se extiende rápidamente por toda la red cristalina.



Presentan brillo metálico

Los metales reflejan toda la luz que incide sobre su superficie libre.

Poseen elevados puntos de fusión y ebullición

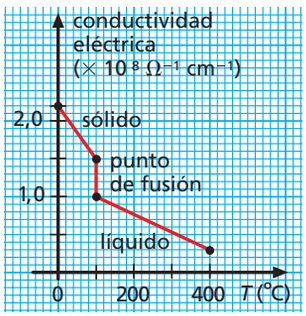
Hace falta gran cantidad de energía para separar los átomos que forman la red cristalina compacta. No obstante, los puntos de fusión varían en un intervalo muy amplio de temperaturas: desde el mercurio, que es líquido a temperatura ambiente, al wolframio, cuyo punto de fusión es 3 380 °C.

31 Compara, con la ayuda de los dibujos de esta página y de la anterior, lo que sucede cuando se golpea un sólido iónico y cuando se golpea un metal. Justifica por qué los sólidos iónicos son frágiles, mientras que un metal es dúctil y maleable.

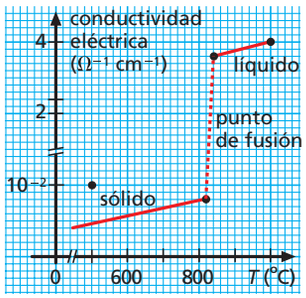
32 Justifica, de acuerdo con la teoría de los electrones libres, el hecho de que los metales son buenos conductores eléctricos.

30 Analiza estas dos gráficas sobre la variación de la conductividad eléctrica y explica cuál de ellas pertenece a un sólido metálico y cuál a un sólido iónico.

a)



b)



Ideas claras

- El **enlace metálico** se forma cuando las capas electrónicas exteriores de los átomos metálicos se solapan y los electrones quedan deslocalizados, sin pertenecer a ningún átomo en concreto.

  Un cristal metálico está formado por cationes sumergidos en un «mar» o «gas» de electrones libres deslocalizados.

  Los metales son dúctiles y maleables, buenos conductores eléctricos y térmicos, presentan brillo metálico y poseen elevados puntos de fusión y ebullición.

- La masa de un átomo medida por comparación con la del átomo de carbono-12 se llama masa atómica relativa o, simplemente, masa atómica. Es un número sin unidades.

  La cantidad de sustancia, *n,* es una de las magnitudes fundamentales del SI; su unidad es el mol y el símbolo de la unidad es mol.

7. CANTIDAD DE SUSTANCIA: MASA MOLAR Y VOLUMEN MOLAR

¿Cómo se mide la masa de los elementos y los compuestos, ya sean moléculas o cristales?

7.1. Masa molecular relativa

La **masa molecular relativa** o, simplemente, masa molecular de un elemento o de un compuesto, es igual a la suma de las masas atómicas relativas de los átomos que aparecen en su fórmula. La masa molecular relativa, al igual que la masa atómica relativa, no tiene unidades.

- Masa molecular relativa de un **elemento molecular**: cloro, Cl_2.
  Masa atómica relativa del átomo de cloro, Cl = 35,5.

  Masa molecular relativa del $Cl_2 = 2 \cdot 35{,}5 = 71$.

- Masa molecular relativa de un **compuesto molecular:** dióxido de carbono, CO_2.
  Masa atómica del C = 12; Masa atómica del oxígeno, O = 16.
  Una molécula de dióxido contiene un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno.

  Masa molecular relativa del $CO_2 = 12 + 2 \cdot 16 = 44$.

- Masa molecular relativa de un **compuesto cristalino**: dicloruro de magnesio, $MgCl_2$.
  Masa atómica del Cl: 35,5; Masa atómica del magnesio: 24,3.
  En un cristal de dicloruro de magnesio, por cada átomo de magnesio presente en forma de ion Mg^{2+} hay dos iones cloro, Cl^-.

  Masa molecular relativa del $MgCl_2 = 24{,}3 + 2 \cdot 35{,}5 = 95{,}3$.

7.1.1. Composición centesimal

¿Se puede calcular la composición de un compuesto si se conoce su fórmula?

Una vez conocida la fórmula de un compuesto químico, se puede encontrar fácilmente su **composición centesimal,** es decir, el porcentaje de masa correspondiente a cada uno de los elementos que lo forman. Por ejemplo, para calcular la composición centesimal del carbonato de sodio, Na_2CO_3, hallamos primero su masa molecular relativa:

Masa molecular relativa del $Na_2CO_3 = 2 \cdot$ masa atómica del sodio + masa atómica del carbono + $3 \cdot$ masa atómica del oxígeno $= 2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16 = 106$

$$\%\ \text{de sodio} = \frac{46}{106} \cdot 100 = 43{,}4\ \%$$

$$\%\ \text{de carbono} = \frac{12}{106} \cdot 100 = 11{,}3\ \%$$

$$\%\ \text{de oxígeno} = \frac{48}{106} \cdot 100 = 45{,}3\ \%$$

Podemos comprobar que la suma de los porcentajes de los distintos elementos que forman un compuesto es siempre 100:

$$43{,}4 + 11{,}3 + 45{,}3 = 100$$

33 Averigua la masa molecular relativa de estos elementos moleculares: hidrógeno, H_2, nitrógeno, N_2, flúor, F_2, bromo, Br_2.

34 Calcula la masa molecular relativa de los compuestos moleculares siguientes: monóxido de carbono, CO, amoniaco, NH_3 y dicloruro de monoxígeno, OCl_2.

35 Halla la masa molecular relativa de estos compuestos cristalinos: cloruro de litio, LiCl, trisulfuro de dialuminio, Al_2S_3 y tricloruro de cobalto, $CoCl_3$.

36 Dados los compuestos monóxido de hierro, FeO, y trióxido de dihierro, Fe_2O_3:

a) Calcula la masa molecular relativa de cada uno.

b) Averigua cuál de ellos tiene mayor porcentaje de hierro.

7.2. Cantidad de sustancia: el mol

¿Qué magnitudes y unidades utilizamos para medir la cantidad de sustancia de un elemento o de un compuesto?

En el lenguaje cotidiano, medimos la cantidad de sustancia con su masa o su volumen, mientras que en el lenguaje científico debemos utilizar unidades como el mol.

Para comparar cantidades de átomos y moléculas, los científicos emplean una magnitud específica, la **cantidad de sustancia,** *n*, cuya unidad es el **mol.**

Un **mol** es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg (12 g) de carbono-12.

Las entidades elementales deben especificarse siempre, y pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas o grupos específicos de partículas.

Diversos experimentos han determinado que en los 12 g de carbono-12 que se toman como referencia en la definición de mol hay $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos de dicha sustancia. Este número se denomina **constante de Avogadro,** $\boldsymbol{N_A}$**,** en honor al científico italiano **A. Avogadro,** y se define como el número de partículas que hay en un mol; por tanto, su unidad es mol^{-1}.

Un **mol** es la cantidad de sustancia que contiene $6{,}022 \cdot 10^{23}$ entidades de dicha sustancia.

¿Cómo podemos calcular el número de partículas que hay en cierta cantidad de sustancia expresada en mol?

Imaginemos que tenemos 0,01 mol de moléculas de cloro, Cl_2. Esto quiere decir que tenemos 0,01 mol $\cdot$ $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas/mol = $6{,}022 \cdot 10^{21}$ moléculas de cloro.

Como cada molécula de cloro está formada por dos átomos, en 0,01 mol de moléculas de cloro hay:

$$2 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{21} = 1{,}204\,4 \cdot 10^{22} \text{ átomos de cloro.}$$

Número de partículas = número de mol $\cdot$ constante de Avogadro

¿Cómo hallamos la cantidad de sustancia expresada en mol que hay en un número determinado de partículas?

Supongamos que tenemos $6{,}022 \cdot 10^{25}$ átomos de cobre. Este número de partículas equivale a:

$$\frac{6{,}022 \cdot 10^{25} \text{ átomos de cobre}}{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol}} = 10^2 \text{ mol de átomos de cobre}$$

$$\textbf{Número de mol} = \frac{\text{número de partículas}}{\text{constante de Avogardo}}$$

Ideas claras

La **masa molecular relativa** de un elemento o de un compuesto es igual a la suma de las masas atómicas relativas de los átomos que aparecen en su fórmula. Es un número que carece de unidades.

Un **mol** es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg (12 g) de carbono-12.

Un **mol** es la cantidad de sustancia que contiene $6{,}022 \cdot 10^{23}$ entidades de dicha sustancia.

37 Indica cuántas partículas hay en:
- **a)** 1 mol de átomos o moléculas.
- **b)** 0,1 mol de átomos o moléculas.
- **c)** 10 mol de moléculas.

38 ¿Cuántas moléculas hay en una bombona que contiene 2,5 mol de trióxido de azufre, SO_3?

39 Señala la cantidad de sustancia, en mol, que hay en:
- **a)** $6{,}022 \cdot 10^{20}$ átomos de cinc.
- **b)** $6{,}022 \cdot 10^{20}$ moléculas de agua.
- **c)** $6{,}022 \cdot 10^{20}$ moléculas de metano.

40 Calcula qué cantidad de sustancia, en mol, contiene 10^{24} moléculas de dióxido de carbono.

- La masa molecular de un elemento o de un compuesto se halla sumando las masas atómicas de los átomos que aparecen en su fórmula.

7.3. La masa molar

¿Realmente hay que contar átomos o moléculas para averiguar la cantidad de sustancia que hay en cierta masa o volumen de un elemento o de un compuesto?

El concepto de masa molar nos permite hallar la equivalencia entre masa y cantidad de sustancia.

La **masa molar** es la masa de un mol de átomos, moléculas, iones, etcétera.

La masa molar se representa mediante el símbolo *M* y se expresa en kg/mol o en g/mol. Cuando la masa molar se expresa en gramos, su valor numérico coincide con la masa atómica relativa o con la masa molecular relativa.

La masa molar de cualquier sustancia se puede calcular a partir de:

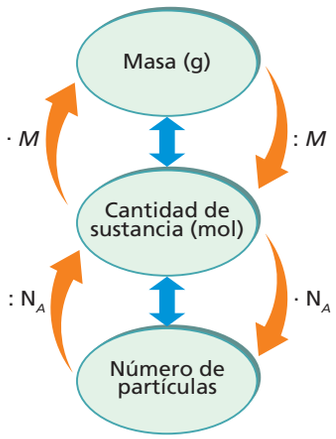
- La masa atómica relativa, si se trata de átomos aislados o de elementos en forma de cristales covalentes o metálicos.
- La masa molecular relativa, si se trata de moléculas o de compuestos en forma de cristales covalentes o iónicos.

La relación entre cantidad de sustancia, masa y masa molar es:

$$\text{Cantidad de sustancia (mol)} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar (g/mol)}};\ n\ \text{(mol)} = \frac{m\ \text{(g)}}{M\ \text{(g/mol)}}$$

Entonces, la relación entre masa, masa molar y número de partículas es:

$$\text{Numero de partículas} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar (g/mol)}} \cdot \text{constante Avogadro}$$



EJERCICIOS RESUELTOS

1. ¿Qué cantidad de sustancia en mol de sulfuro de hidrógeno, H_2S, hay en 17 g de esta sustancia? Masas atómicas, S: 32, H: 1.

Primero hay que calcular la masa molar del sulfuro de hidrógeno a partir de las masas atómicas del azufre y del hidrógeno:

$$\text{Masa molar de } H_2S = 32 + 2 \cdot 1 = 34\ \text{g/mol}$$

Para calcular el número de mol que hay en 17 g de sulfuro de hidrógeno utilizamos la expresión:

$$\text{Cantidad de sustancia} = \frac{17\ \text{g}}{34\ \text{g/mol}} = 0{,}5\ \text{mol de sulfuro de hidrógeno}$$

2. Averigua el número de moléculas que hay en 36 g de agua, H_2O. Masas atómicas, O: 16, H: 1.

Calculamos la masa molar del agua:

$$\text{Masa molar de } H_2O = 16 + 2 \cdot 1 = 18\ \text{g/mol}$$

A continuación averiguamos la cantidad de sustancia en mol:

$$\text{Cantidad de sustancia} = \frac{36\ \text{g}}{18\ \text{g/mol}} = 2\ \text{mol de agua}$$

Por último, calculamos el número de moléculas:

$$\text{Número de moléculas} = 2\ \text{mol} \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} = 1{,}260\ 44 \cdot 10^{24}\ \text{moléculas de agua}$$

41 En la muestra de la fotografía hay 6 g de carbono. ¿Cuántos mol de carbono contiene? ¿Y cuántos átomos? Masa atómica de C = 12.

42 Esta muestra contiene 2 mol de sodio. ¿Qué masa de sodio contiene? Masa atómica de Na = 23.

7.4. El volumen molar

¿Qué relación existe entre el volumen de un gas y la cantidad de sustancia?

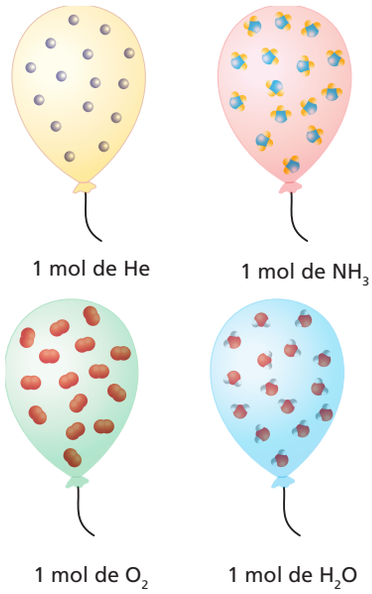
Para dar respuesta a esta cuestión, enunciaremos primero la hipótesis de Avogadro, enunciada en 1811 y que en la actualidad se conoce como **ley de Avogadro:**

> Volúmenes iguales de cualquier gas, medidos a la misma presión y temperatura, contienen igual número de moléculas.

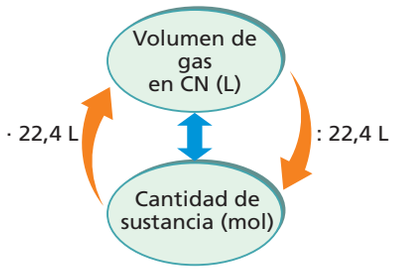
Esto quiere decir que un mol de cualquier gas ocupa el mismo volumen que un mol de cualquier otro gas cuando los volúmenes se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura. Esto nos permite definir el concepto de volumen molar.

> El **volumen molar** es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas a 1 atm de presión y 0 °C.

Estas condiciones, 1 atm de presión y 0 °C, se conocen como condiciones normales (CN). Numerosas experiencias han demostrado que el volumen molar de todos los gases en las condiciones indicadas es **22,4 L.** Este volumen contiene $6{,}022 \cdot 10^{23}$ partículas (átomos, moléculas o iones).



Helio, He	1 mol de helio, He, en condiciones normales (1 atm y 0 °C): ▮ Masa molar = 4 g/mol ▮ La masa de un mol de helio es 4 g. ▮ 1 mol de helio ocupa un volumen de 22,4 L. ▮ 22,4 L de helio contienen $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomo de helio.
Cloro, Cl_2	1 mol de cloro, Cl_2, en condiciones normales (1 atm y 0 °C): ▮ Masa molar = 71 g/mol ▮ La masa de un mol de cloro es 71 g. ▮ 1 mol de cloro ocupa 22,4 L. ▮ 22,4 L de cloro contienen $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas de cloro.



43 ¿Qué volumen ocupan 8 g de helio en condiciones normales?

Solución: 44,8 L

44 ¿Cuántos átomos de helio hay en 8 g de helio en condiciones normales?

45 ¿Qué volumen ocupan $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas de metano, CH_4, en condiciones normales?

46 ¿Cuál es la masa de 22,4 L de argón en condiciones normales? Masa atómica del argón: 40.

47 ¿Qué volumen ocupan 34 g de gas amoniaco a 1 atm de presión y 0 °C?

48 ¿Qué volumen ocupan 2 mol de oxígeno a 1 atm y 0 °C?

49 Dispones de 2 g de hidrógeno, H_2:

a) ¿Qué volumen ocupan, medidos a 1 atm y 0 °C?

b) ¿Ocupan el mismo volumen que 2 g de oxígeno en esas mismas condiciones? ¿Por qué?

50 ¿Cuántas moléculas de nitrógeno hay en 100 L de este gas medidos en condiciones normales de presión y temperatura?

Solución: $2{,}69 \cdot 10^{24}$

Ideas claras

La **masa molar** es la masa de un mol de átomos, moléculas, iones, etcétera.

El **volumen molar** es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas a 1 atm de presión y 0 °C.

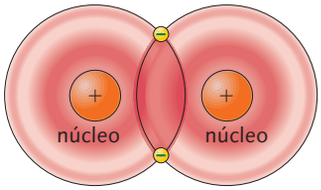
EJERCICIOS, ACTIVIDADES Y TAREAS

La naturaleza del enlace químico

1 ¿Qué elementos se encuentran en la naturaleza en forma de átomos aislados? ¿Qué configuración electrónica caracteriza a estos elementos?

2 Explica el significado del término enlace químico.

3 Copia este dibujo en tu cuaderno e identifica en él las diferentes fuerzas de atracción y repulsión existentes entre los núcleos y los electrones de estos dos átomos de hidrógeno cuando se unen mediante un enlace químico.



4 Confecciona una tabla que muestre el número de electrones de valencia y el diagrama de Lewis de los siguientes elementos:

Li Be B C N O F Ne

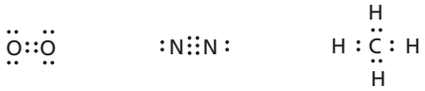
5 Dibuja los diagramas de Lewis de los elementos alcalinos (grupo 1) y de los halógenos (grupo 17).

El enlace covalente

6 ¿En qué consiste un enlace covalente?

7 Dibuja los diagramas de Lewis de las sustancias siguientes: H_2, HCl, Cl_2, CH_4, O_2, Li_2O, HF, NH_3 y H_2S.

8 Interpreta los siguientes diagramas de Lewis:



9 Indica si el enlace entre los átomos de las moléculas siguientes es simple, doble o triple: H_2, O_2, F_2, N_2, Cl_2.

10 En las moléculas diatómicas, como el H_2, y en los cristales atómicos, como el diamante, los átomos están unidos por enlaces covalentes. Sin embargo, el hidrógeno es un gas y el diamante, un sólido. Trata de explicar este hecho.

11 Haz un dibujo que muestre cómo se unen los átomos de carbono en el diamante y en el grafito. Utilízalo para explicar por qué el diamante es tan duro y, en cambio, el grafito es blando y se separa en capas.

12 Escribe el diagrama de Lewis del CO_2 y del O_2. (Carbono: $Z = 6$; oxígeno: $Z = 8$).

13 Explica por qué el dióxido de carbono es un compuesto covalente molecular. ¿Se trata de una sustancia muy soluble en agua?

14 El cloro y el oxígeno pueden formar distintos compuestos (OCl_2, O_3Cl_2, O_5Cl_2, O_7Cl_2); sin embargo, ambos elementos tienen tendencia a captar electrones. ¿Cómo crees que se mantienen unidos?

15 Indica cuáles de los enunciados siguientes son falsos y redáctalos de manera que sean verdaderos:

a) Los compuestos covalentes moleculares están formados por átomos de elementos metálicos diferentes.

b) Los compuestos covalentes moleculares son buenos conductores del calor y la electricidad.

c) En la molécula de nitrógeno, los dos átomos están unidos mediante un triple enlace.

d) Los compuestos covalentes moleculares son sólidos cristalinos.

e) Los elementos y los compuestos covalentes moleculares son buenos conductores de la corriente eléctrica.

f) La molécula de HCl es mucho más estable que los dos átomos que la integran por separado.

16 El oxígeno y el carbono forman distintos compuestos.

a) ¿Cómo será el enlace en los compuestos formados por el oxígeno y el carbono?

b) ¿Conoces alguno de estos compuestos?

c) ¿Qué propiedades crees que tienen?

17 ¿Podemos describir el SiO_2 como un compuesto covalente molecular? ¿Por qué?

18 El silano, SiH_4, presenta las siguientes propiedades:

- Aspecto: gas incoloro.
- Punto de fusión: –185 °C.
- Punto de ebullición: –111 °C.
- No conduce la corriente eléctrica.
- No es soluble en agua.

a) ¿Qué tipo de enlace es previsible que exista en este compuesto?

b) ¿Estará formado por moléculas o por cristales?

19 Consulta la tabla de la página 57 sobre las propiedades de los compuestos covalentes moleculares.

a) ¿Qué propiedades tienen en común las cinco sustancias de la tabla?

b) ¿Qué propiedad comparten solo el CCl_4, el CH_4, el C_6H_6 y el $C_{10}H_8$?

20 Responde verdadero o falso y razona tu respuesta:

a) Los cristales moleculares covalentes son solubles en agua.

b) Los elementos covalentes son buenos conductores de la electricidad.

c) El diamante tiene elevados puntos de fusión y ebullición, al igual que los demás elementos covalentes.

d) Los elementos covalentes son insolubles o poco solubles en agua.

Fuerzas o enlaces intermoleculares

21 Dibuja la formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de fluoruro de hidrógeno. Justifica los valores anormalmente elevados de los puntos de fusión y ebullición de esta sustancia, comparados con los de los hidruros de los otros elementos del grupo 17.

22 Dibuja la formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de amoniaco, NH_3. Justifica por qué esta sustancia tiene puntos de fusión y ebullición superiores a los de los hidruros de los otros elementos del grupo 15.

23 Escribe el diagrama de Lewis del agua, H_2O, y justifica la formación de los enlaces covalentes entre el hidrógeno y el oxígeno en esta molécula.

24 Describe cómo se encuentran las moléculas de agua en estado sólido, líquido y gaseoso.

25 Indica cuáles de los siguientes enunciados son falsos y redáctalos de forma que sean verdaderos:

a) La densidad de agua es máxima entre 0 y 4 °C.

b) El agua está formada por hidrógeno y oxígeno en la proporción 1:1.

c) Las moléculas de agua solo se encuentran sueltas en estado líquido.

d) Las moléculas de agua pueden formar enlaces de tipo electrostático con sus moléculas vecinas.

e) El agua es una molécula polar.

Los compuestos iónicos

26 Justifica la formación de los iones cloro y sodio.

27 Explica, mediante diagramas de Lewis: **a)** La formación del catión sodio. **b)** La formación del anión cloruro. **c)** La formación del enlace iónico entre ambos iones.

28 Observa la imagen microscópica de un cristal de cloruro de sodio. A continuación, explica la formación del mismo.

29 Clasifica estas sustancias de acuerdo con el tipo de enlace que presentan: H_2O, CH_4, HBr, KBr, NaI, MgS.

30 ¿Qué diferencias encuentras entre un cristal iónico y un cristal covalente reticular?

31 La siguiente tabla proporciona información acerca de las propiedades de ciertas sustancias:

Sustancia	T_f (°C)	Conductividad eléctrica		Soluble en agua
		Sólido	Líquido	
A	112	No	No	No
B	680	No	Sí	Sí
C	1 610	No	No	No
D	660	No	Sí	Sí

a) ¿Cuáles son compuestos iónicos?

b) ¿Cuál es un compuesto covalente molecular?

c) ¿Cuál de ellas tiene un alto punto de fusión comparado con el resto? ¿Por qué no puede ser un compuesto iónico?

32 ¿Por qué se dice que la molécula de agua es polar o un dipolo? ¿De qué manera contribuye esta característica del agua a la disolución de los compuestos iónicos?

33 En un laboratorio químico se han obtenido tres nuevas sustancias (pueden ser compuestos o elementos en variedades no habituales). Los científicos que las han aislado nos dan la siguiente información sobre ellas:

Sustancia A	Sustancia B	Sustancia C	Sustancia D
Sólida, formada por la unión de átomos de un mismo elemento.	Sólida, formada por la unión de dos elementos diferentes.	Sólida, formada por la unión de dos elementos diferentes.	Sólida, formada por la unión de dos elementos diferentes.
Bajos puntos de fusión y ebullición.	Elevados puntos de fusión y ebullición.	Bajos puntos de fusión y ebullición.	Elevados puntos de fusión y ebullición.
Se disuelve en tetracloruro de carbono.	No es soluble en agua.	No es soluble en agua.	Es soluble en agua.
No conduce la corriente eléctrica.	No conduce la corriente eléctrica.	No conduce la corriente eléctrica.	No conduce la corriente eléctrica.

¿Qué hipótesis realizarías acerca de qué tipo de enlace es el que mantiene unidos a los átomos en estas sustancias?

34 En la situación de la actividad anterior, los científicos del laboratorio te permiten realizar solo una prueba más para ampliar la información acerca de estas sustancias. Las pruebas pueden ser las siguientes:

1. Conductividad de la corriente eléctrica en estado disuelto o fundido

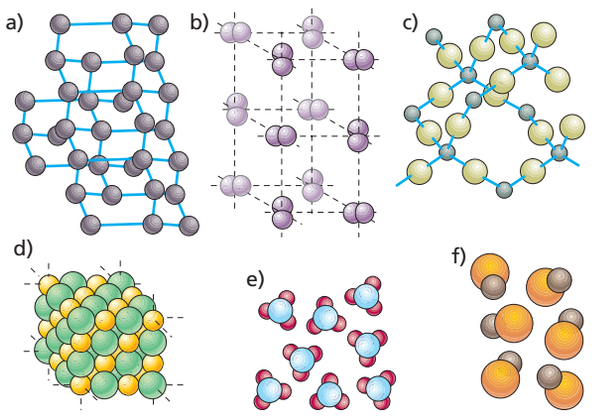
2. Dureza

3. Solubilidad en tetracloruro de carbono

4. Fragilidad

¿Qué pruebas solicitarías para confirmar las hipótesis planteadas en la actividad anterior? (Puedes solicitar la misma prueba para más de una sustancia.)

35 Siguiendo con el caso anterior, los científicos te piden que asignes una estructura a cada una de las sustancias. ¿Cuál de las siguientes asignarías a cada una de las sustancias?



Transición entre el enlace covalente y el iónico

36 Los átomos de estas sustancias están unidos por enlaces covalentes: Cl_2, H_2, HCl, H_2O, O_2.

¿Cuáles de estos enlaces covalentes crees que pueden ser parcialmente iónicos?

37 El porcentaje de enlace covalente en los haluros de plata es el siguiente:

Haluro de plata	Fluoruro de plata	Cloruro de plata	Bromuro de plata	Yoduro de plata
% enlace covalente	10	24	26	46

Excepto el fluoruro, los demás haluros son insolubles en agua. ¿Crees que esto está relacionado con que los enlaces iónicos de estos haluros sean parcialmente covalentes?

El enlace metálico

38 Relaciona cada una de las propiedades de los elementos metálicos con su correspondiente justificación según la teoría de electrones libres.

39 ¿Qué tipo de enlace mantiene unidos a los átomos de los siguientes elementos: helio, oxígeno, carbono (diamante), cloro, sodio y yodo?

Cantidad de sustancia: masa molar y volumen molar

40 Halla la masa molecular relativa del dióxido de carbono. ¿Cuál es el porcentaje de oxígeno y carbono en esta sustancia?

Solución: 44; 72,7 %, 27,3 %

41 Halla la masa molecular relativa de las siguientes sustancias:

a) Oxígeno, O_2.
b) Hidróxido de sodio, NaOH.
c) Dióxido de azufre, SO_2.
d) Ácido sulfúrico, H_2SO_4.

42 Indica cuál de las cuatro sustancias del ejercicio anterior tiene menor porcentaje de oxígeno.

43 Calcula la masa molar del óxido de litio, Li_2O. ¿Qué cantidad de sustancia hay en 180 g de la misma?

Solución: 6 mol

44 Calcula la cantidad de agua, H_2O, en mol, que hay en 36 g de esta sustancia. ¿Cuántas moléculas contiene? ¿Cuántos átomos de hidrógeno y de oxígeno?

45 ¿Cuál es la masa molar del yodo, I_2?

46 ¿Cuál es la masa molar del cloruro de sodio, NaCl?

47 Un vaso contiene 127 g de I_2:

a) ¿Qué cantidad de sustancia, en mol, hay en dicha masa?
b) ¿Cuántas moléculas?
c) ¿Cuántos átomos?

Solución: a) 0,5 mol; **b)** $3{,}011 \cdot 10^{23}$ moléculas; **c)** $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos

48 ¿Qué cantidad de sustancia, en mol, hay en $6{,}022 \cdot 10^{24}$ moléculas de I_2?

49 ¿Qué cantidad de sustancia, en mol, hay en 197 g de Au?

Solución: 1 mol

50 ¿Cuántos átomos hay en 80 g de calcio, Ca?

Solución: $1{,}204 \cdot 10^{24}$ átomos

51 En un frasco herméticamente cerrado hay 32 g de dióxido de azufre, SO_2:

a) ¿Cuál es la masa molar del dióxido de azufre?
b) ¿Qué cantidad de sustancia, en mol, hay en los 32 g de SO_2?
c) ¿Cuántas moléculas hay?
d) ¿Cuántos átomos de oxígeno y de azufre?

Solución: a) 64 g/mol; **b)** 0,5 mol; **c)** $3{,}011 \cdot 10^{23}$ moléculas; **d)** $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos de O y $3{,}011 \cdot 10^{23}$ átomos de S

52 Un frasco contiene 117 g de cloruro de sodio. Calcula la cantidad de cloruro de sodio, en mol, que hay en el frasco.

53 ¿Cuántas moléculas hay en 250 g de cloruro de hidrógeno, HCl?

Solución: $4{,}125 \cdot 10^{24}$ moléculas

54 ¿Cuántas moléculas hay en 14 g de nitrógeno, N_2?

55 Dispones de 4,4 g de CO_2.

a) ¿Qué cantidad, en mol, hay en esta muestra?
b) ¿Cuántas moléculas contiene?

Solución: a) 0,1 mol; **b)** $6{,}022 \cdot 10^{22}$ moléculas

56 Dispones de 64 g de O_2.

a) ¿Qué cantidad de O_2, en mol, hay en esta muestra?
b) ¿Cuántos átomos contiene?

57 ¿Qué cantidad en mol hay en 160 g de trióxido de azufre, SO_3? Calcula la masa de 2,5 mol de la misma.

Solución: $1{,}505 \cdot 10^{24}$ moléculas; 2 mol; 200 g

58 ¿Cuántos átomos hay en 1 g de plata? ¿Cuál es la masa de un átomo de plata? ¿Y la de $6{,}022 \cdot 10^{24}$ átomos?

Solución: $5{,}582 \cdot 10^{21}$ átomos; $1{,}791 \cdot 10^{-22}$ g; 1 078,7 g

59 Calcula la masa de:

a) 0,5 mol de átomos de bromo.
b) 0,5 mol de moléculas de bromo.
c) 1 mol de átomos de hidrógeno.

Solución: a) 40 g; **b)** 80 g; **c)** 1 g

60 En una muestra de 2,8 g de nitrógeno gaseoso, N_2, calcula:

a) La cantidad de sustancia, en mol.
b) El número de moléculas.
c) El número de átomos.

Solución: a) 0,1 mol; **b)** $6{,}022 \cdot 10^{22}$ moléculas; **c)** $1{,}204 \cdot 10^{23}$ átomos

61 ¿Cuál de las siguientes muestras contiene mayor número de moléculas?

a) 18 g de agua, H_2O.

b) 18 g de oxígeno, O_2.

c) 18 g de hidrógeno, H_2.

62 Calcula el número de moléculas que hay en: a) 0,5 mol de H_2S; b) 2,25 mol de N_2; c) 18 g de agua.

63 Calcula la masa de:

a) 1,25 mol de HCl.

b) 0,75 mol de CO_2.

c) $6{,}022 \cdot 10^{21}$ moléculas de CH_4.

d) $3{,}011 \cdot 10^{24}$ moléculas de NH_3.

Consulta los datos necesarios en la tabla periódica.

Solución: a) 45,6 g; **b)** 33 g; **c)** 0,16 g; **d)** 85 g

64 Averigua la cantidad de sustancia que hay en:

a) 0,34 g de H_2S.

b) 160 g de CH_4.

c) $6{,}022 \cdot 10^{20}$ moléculas de N_2O_3.

Consulta los datos necesarios en la tabla periódica.

Solución: a) 0,01 mol; **b)** 10 mol; **c)** 10^{-3} mol

65 Calcula la masa molecular relativa del carbonato de calcio, $CaCO_3$, y los porcentajes de carbono, oxígeno y calcio que existen en esta sustancia.

Solución: 100; 12 %, 48 % y 40 %

66 ¿Cuántas moléculas de H_2 hay en 44,8 L de este gas a 1 atm y 0 °C?

Solución: $1{,}204\,4 \cdot 10^{24}$ moléculas

67 ¿Qué volumen ocupan 40 g de trióxido de azufre, SO_3, a 1 atm de presión y 0 °C?

Solución: 11,2 L

LEE Y COMPRENDE LA CIENCIA

En general, los átomos de los metales tienen capas completas, además de uno o varios electrones extras. El sodio metálico, un metal blando y plateado, tiene un electrón fuera de la capa completa; el magnesio tiene dos; el aluminio tiene tres, y así sucesivamente.

Cuando los átomos metálicos se unen, algunos de estos electrones sobrantes dejan sus casas y vagan con libertad por el metal […]. Cada núcleo crea una isla local de carga positiva y las fuerzas electrostáticas mantienen la estructura completa unida.

Se puede pensar en el enlace metálico como en una estructura en la cual los electrones más al exterior son compartidos por todos los átomos de dicha estructura, contrastando así con el enlace covalente, en el cual solo los átomos vecinos comparten un electrón dado.

Hazen, R. y Trefil, J
Temas científicos. Barcelona, RBA, 1994

a) ¿A qué grupos y períodos de la tabla periódica pertenecen el sodio, el magnesio y el aluminio? ¿Son elementos metálicos o no metálicos?

b) ¿Cuál es el significado de la frase: «Los metales tienen capas completas, además de uno o varios electrones extras»?

c) Según este texto, ¿crees que los electrones «sobrantes» de los átomos metálicos están localizados junto a sus núcleos?

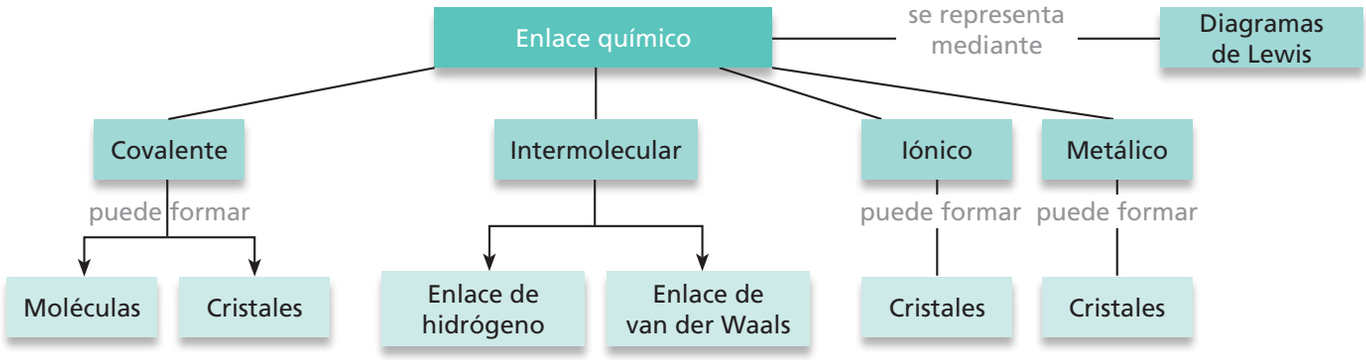
d) ¿Cómo están unidos entre sí los átomos de aluminio? ¿Cómo comprobarías que el aluminio es conductor de la electricidad?

e) ¿Qué diferencias hay entre una red metálica (aluminio) y una covalente (diamante)?

TÉCNICAS DE ESTUDIO

Puedes grabar tu resumen y escucharlo tantas veces como quieras para repasar

- Elabora tu propio resumen a partir de los recuadros de *Ideas claras* que aparecen en la unidad. Añade otros contenidos que valores importantes.
- Copia el mapa que aparece a continuación y añade los elementos necesarios para construir un esquema conceptual de la unidad.



- Crea tu propio vocabulario científico. Para ello, define los términos siguientes: enlace químico, dipolo, enlace intermolecular, composición centesimal, alótropo y otros que consideres interesantes.

Propiedades de las sustancias y enlace químico

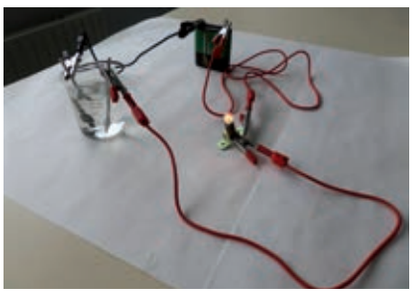
Se trata de averiguar las propiedades físicas y químicas del sulfato de cobre(II), $CuSO_4$, el cloruro de potasio, KCl, y el dióxido de silicio, SiO_2, en estado sólido y en disolución, y deducir el tipo de enlace que existe entre sus átomos a partir de los resultados obtenidos en las siguientes pruebas.

Materiales

- Sulfato de cobre(II), cloruro de potasio y dióxido de silicio
- Un clavo
- Agua destilada, tres tubos de ensayo y una gradilla
- Tetracloruro de carbono, tres tubos de ensayo
- Una pila de 12 V, cables, pinzas de cocodrilo, bombilla, electrodos y cápsula de porcelana
- Una amperímetro, dos electrodos, bombilla, pila de 12 V, cables y pinzas de cocodrilo y vaso de precipitados grande

Procedimiento

1. **Dureza.** Intenta rayar muestras de los compuestos indicados presionando sobre ellas con la punta de un clavo. Anota lo que observas.
2. **Solubilidad en agua** (disolvente polar). Introduce una pequeña cantidad de las sustancias investigadas en los tubos de ensayo, añade agua destilada hasta la mitad. Agita el contenido de los tubos. Observa qué sustancias se disuelven y cuáles no. Anota los resultados.
3. **Solubilidad en tetracloruro de carbono** (disolvente apolar). Pon en tres tubos de ensayo una muestra de estas sustancias y agrega CCl_4 hasta la tercera parte de los tubos. Agita y observa qué compuestos son solubles y cuáles no. Anota los resultados.
4. **Conductividad en estado sólido.** Con un montaje como el de la figura superior, comprueba si estos sólidos son o no conductores de la electricidad.
5. **Conductividad en disolución acuosa.** Con un montaje experimental como el que aparece en la figura inferior, comprueba si las disoluciones en agua de los compuestos estudiados (cuando estos sean solubles) son o no conductoras de la electricidad.



1 Una vez realizadas las experiencias anteriores, completa el siguiente cuadro en tu cuaderno:

	Dureza	Solubilidad en agua	Solubilidad en CCl_4	Conductividad en estado sólido	Conductividad en disolución acuosa
Sulfato de cobre(II), $CuSO_4$	…	…	…	…	…
Cloruro de potasio, KCl	…	…	…	…	…
Dióxido de silicio, SiO_2	…	…	…	…	…

2 A raíz de los resultados de la tabla indica qué tipo de enlaces tiene cada compuesto:

a) Sulfato de cobre(II), $CuSO_4$. **b)** Cloruro de potasio, KCl. **c)** Dióxido de silicio, SiO_2.

3 Indica qué propiedades físicas y qué propiedades químicas presentan estos compuestos:

b) Sulfato de cobre(II), $CuSO_4$. **b)** Cloruro de potasio, KCl. **c)** Dióxido de silicio, SiO_2.

TAREA DE INVESTIGACIÓN

Las formas alotrópicas del carbono

Los objetivos de esta tarea de investigación son identificar los alótropos del carbono más importantes, conocer qué tipo de estructura presentan y describir algunas de sus propiedades y aplicaciones.

1. Investiga

a) Cuáles son los alótropos del carbono más importantes.

b) La estructuras que presentan.

c) Qué propiedades les confieren sus estructuras.

d) Cuáles son las aplicaciones de los diferentes alótropos del carbono y, en especial, las relacionadas con la medicina y la electrónica.

2. Experimenta

Los materiales diamagnéticos presentan la propiedad de repeler a los campos magnéticos.

El grafito pirolítico es un material diamagnético que se puede obtener en capas muy delgadas y ligeras, lo que permite observar fácilmente cómo levita sobre un campo magnético muy intenso producido por varios imanes de neodimio.

3. Elabora

a) El grupo-clase confecciona una lista con los nombres de todos los alótropos. Con la ayuda del profesor se seleccionan los alótropos más importantes y se asignan a los grupos de investigación.

b) Cada grupo de investigación busca información sobre la estructura, propiedades y aplicaciones del alótropo asignado.

Conviene realizar, individualmente, una ficha para cada una de las propiedades que incluya las aplicaciones asociadas a dicha propiedad. Fíjate especialmente en las aplicaciones relacionadas con la medicina, las tecnologías de la comunicación y ramas afines.

También es interesante recoger información sobre los descubrimientos más recientes de los alótropos del carbono.

Cada grupo organiza la información obtenida y elabora una presentación digital o un póster.

c) A continuación, cada grupo presenta al resto de la clase su investigación sobre el alótropo asignado.

d) Finalmente, se realiza un debate o una mesa redonda sobre la importancia de estas sustancias en medicina y en las tecnologías de la comunicación.

Pautas de Resolución

Te proponemos que sigas estos pasos:

1. Búsqueda de información.
2. Selección y análisis de la información.
3. Organización de la información.
4. Realización de esquemas, informes, fichas y presentaciones.

AUTOEVALUACIÓN

Responde a las cuestiones siguientes para evaluar tu trabajo:

1. ¿Has realizado la experiencia de levitación del grafito pirolítico?
2. ¿Has participado en la elaboración de la lista de los alótropos del carbono?
3. ¿Has colaborado en la búsqueda de información sobre el alótropo asignado a tu grupo?
4. ¿Has elaborado una ficha con una de las propiedades y sus aplicaciones correspondientes?
5. ¿Has contribuido a la realización de la presentación digital o del póster?
6. ¿Has intervenido en la presentación de la investigación ante la clase?
7. ¿Has participado adecuadamente en el debate o mesa redonda?