

El enlace químico

2

RECUERDO LO QUE SÉ

- ¿En qué periodo y grupo se encuentra el litio en la tabla periódica?
¿Cuál es su configuración electrónica?
 - Periodo 2, grupo 1.
 - $1s^2 2s^1$.
- Dada la posición del litio en la tabla periódica, ¿cómo serán su tamaño, energía de ionización, electronegatividad y carácter metálico, con respecto a los demás elementos?

Tamaño pequeño en su grupo, grande en su periodo. Energía de ionización baja. Electronegatividad baja. Carácter metálico alto en su periodo bajo en su grupo.
- ¿Qué elementos componen el agua?
¿Cómo se presenta el agua en la naturaleza?
 - Hidrógeno y oxígeno.
 - En condiciones estándar de presión y temperatura se presenta en estado líquido.
- Pon ejemplos de al menos una sustancia que aparezca en la naturaleza en forma de átomos aislados, otra en forma de moléculas y otra formando un cristal.
 - Átomos aislados: helio y neón.
 - Moléculas: agua y dióxido de carbono.
 - Cristal: halita, hierro y diamante.

INTERPRETO LA IMAGEN

- Describe qué propiedades crees que tiene este mineral. ¿Es duro? ¿Es frágil?
¿Conduce la electricidad?

Solo por la imagen no es posible determinar estas propiedades mecánicas o eléctricas.

Los cristales iónicos son duros, frágiles y no conducen la electricidad.

Los cristales metálicos son duros y sí conducen la electricidad.



- ¿Cómo crees que estarán unidos unos átomos con otros en este mineral para dotarlo de esas propiedades? ¿Será muy fuerte la unión entre los átomos? ¿Por qué crees que es así?

Respuesta abierta. Solo por tratarse de una sustancia sólida podemos decir que la fuerza entre las partículas que la forman es suficiente para mantenerse en ese estado. La unión entre los átomos será relativamente fuerte, pues se encuentra en estado sólido.

ACTIVIDADES

1. Consulta la tabla periódica y di cuántos electrones de valencia tienen los átomos de los siguientes elementos:
- | | | |
|-------------|------------|------------|
| a) Helio | d) Oxígeno | g) Potasio |
| b) Carbono | e) Flúor | h) Calcio |
| c) Aluminio | f) Neón | i) Hierro |
- a) He, $Z = 2$. $1s^2$. Tiene la capa de valencia completa, **no hay electrones de valencia**.
- b) C, $Z = 6$. $[\text{He}] 2s^2 2p^2$. Hay **4 electrones de valencia** en la última capa.
- c) Al, $Z = 13$. $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. Hay **3 electrones de valencia** en la última capa.
- d) O, $Z = 8$. $[\text{He}] 2s^2 2p^4$. Hay **6 electrones de valencia** en la última capa.
- e) F, $Z = 9$. $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. Hay **7 electrones de valencia** en la última capa.
- f) Ne, $Z = 10$. $1s^2 2s^2 2p^2$. Tiene la capa de valencia completa, **no hay electrones de valencia**.
- g) K, $Z = 19$. $[\text{Ar}] 4s^1$. Hay **1 electrón de valencia** en la última capa.
- h) Ca, $Z = 20$. $[\text{Ar}] 4s^2$. Hay **2 electrones de valencia** en la última capa.
- i) Fe, $Z = 26$. $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$. Hay **2 electrones de valencia** en la última capa.
2. Indica qué tipo de enlace formarán entre sí las siguientes sustancias formadas por:
- | | |
|---------------------------------------|--|
| a) Átomos de cinc al unirse entre sí. | d) Átomos de calcio y oxígeno. |
| b) Átomos de oxígeno y nitrógeno. | e) Átomos de cloro al unirse entre sí. |
| c) Átomos de litio y flúor. | |
- | | | |
|---------------|------------|---------------|
| a) Metálico. | c) Iónico. | e) Covalente. |
| b) Covalente. | d) Iónico. | |
3. En la sustancia agua:
- a) ¿Qué enlaces tenemos que romper para que pase del estado líquido al estado gas?
- b) ¿Qué enlaces tenemos que romper para que sus átomos se separen?
- a) Moleculares.
- b) Atómicos.
4. Indica cuántos electrones tienen que ganar o perder los átomos de los siguientes elementos para adquirir la configuración de gas noble, y cuál es ese gas noble.
- | | | |
|-------|-------|-------|
| a) S | c) Li | e) I |
| b) Al | d) Sr | f) Cs |
- a) S, $Z = 16$. $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Debe **ganar 2 electrones** para conseguir la configuración electrónica del **argón**.
- b) Al, $Z = 13$. $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. Debe **perder 3 electrones** para conseguir la configuración electrónica del **neón**.
- c) Li, $Z = 3$. $[\text{He}] 2s^1$. Debe **perder 1 electrón** para adquirir la configuración electrónica del **helio**.

EL ENLACE QUÍMICO

- d) $\text{Sr}, Z = 38$. $[\text{Kr}] 5s^2$. **Pierde 2 electrones** para conseguir la configuración electrónica del **kriptón**.
- e) $\text{I}, Z = 53$. $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^5$. Debe **ganar 1 electrón** para conseguir la configuración electrónica del **xenón**.
- f) $\text{Cs}, Z = 55$. $[\text{Xe}] 6s^1$. **Pierde 1 electrón** para conseguir la configuración electrónica del **xenón**.

- 5 Teniendo en cuenta la tabla de electronegatividades que vimos al estudiar la tabla periódica, indica si el tipo de enlace que resultará de la combinación de las siguientes parejas de átomos es iónico.

a) $\text{Sr}-\text{In}$ b) $\text{N}-\text{K}$ c) $\text{S}-\text{Cl}$ d) $\text{Al}-\text{Cl}$

a) $EN(\text{Sr}) = 0,95, EN(\text{In}) = 1,78. EN(\text{In}) - EN(\text{Sr}) = 0,83 < 1,8$. **No es iónico.**

b) $EN(\text{N}) = 3,04, EN(\text{K}) = 0,82. EN(\text{N}) - EN(\text{K}) = 2,22 > 1,8$. **Sí es iónico.**

c) $EN(\text{S}) = 2,58, EN(\text{Cl}) = 3,16. EN(\text{Cl}) - EN(\text{S}) = 0,58 < 1,8$. **No es iónico.**

d) $EN(\text{Al}) = 1,50, EN(\text{Cl}) = 3,16. EN(\text{Cl}) - EN(\text{Al}) = 1,66 < 1,8$. **No es iónico.**

- 6 En la fórmula de los siguientes compuestos hay un error, corrígelo.

a) RbS_2 b) Al_2O c) CaI d) LiN_2

a) Rb_2S \neq b) Al_2O_3 c) CaI_2 d) Li_3N \neq

- 7 Observa los datos de la tabla y completa la frase en tu cuaderno.

Sustancia	LiF	NaF	KF
Energía de red (kJ/mol)	1036	923	821

La energía de red **disminuye** a medida que **aumenta** la diferencia de tamaño entre el anión y el catión.

- 8 Observa las figuras de red cristalina para la blenda (ZnS) y para el rutilo (TiO_2).
¿Cuál es el índice de coordinación de cada ion en estas redes cristalinas?

En el ZnS , el índice de coordinación del Zn es 4, ya que ambos elementos están en la misma proporción, el índice del S también es 4.

En el TiO_2 , el índice de coordinación del Ti es 6, el doble que el del O , su índice es 3.
Los subíndices de la fórmula nos indican la proporción.

- 9 Asigna la temperatura de fusión adecuada a cada sustancia teniendo en cuenta el valor de su energía de red.

Sustancia	NaF	KBr	RbI
Energía de red (kJ/mol)	923	682	630
Temperatura de fusión ($^{\circ}\text{C}$)	734	996	642

Para que un compuesto iónico funda hay que comunicarle la suficiente energía como para que los iones dejen de ocupar su puesto en la red. Así, a mayor energía de red, mayor temperatura de fusión. Las temperaturas correspondientes a cada sustancia son:

Sustancia	NaF	KBr	RbI
Energía de red (kJ/mol)	923	682	630
Temperatura de fusión (°C)	996	734	642

- 10 Asigna el valor de la solubilidad adecuado a cada sustancia teniendo en cuenta el valor de su energía de red.

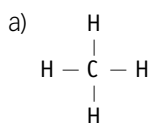
Sustancia	BaCl ₂	NaBr	NaCl
Energía de red (kJ/mol)	2046	732	769
Solubilidad en agua (mol/kg)	6,15	1,77	9,19

Si la energía de las moléculas de agua que rodean al ion compensa la energía necesaria para romper el cristal, el ion se disuelve. Así, a mayor energía de red, menor solubilidad. La solubilidad de cada sustancia es:

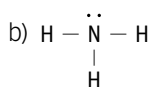
Sustancia	BaCl ₂	NaBr	NaCl
Energía de red (kJ/mol)	2046	732	769
Solubilidad en agua (mol/kg)	1,77	9,19	6,15

- 11 Construye la estructura de Lewis de las siguientes moléculas:

a) CH₄



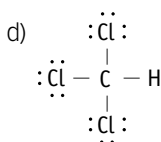
b) NH₃



c) SO

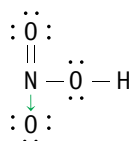


d) CHCl₃

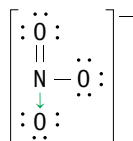


- 12 Haz la representación de la estructura de Lewis de la molécula de ácido nítrico, HNO₃, y del ion nitrato, NO₃⁻.

Ácido nítrico, HNO₃



Ion nitrato, NO₃⁻



- 13 Observa la tabla de electronegatividades de la unidad sobre la tabla periódica y ordena los siguientes enlaces covalentes según su polaridad. Indica en cada caso cuál es el elemento que lleva la carga parcial negativa y cuál la carga positiva.

- | | | |
|--------------------------------|-------------------------------|---------|
| a) O—H | c) N—I | e) Si—O |
| b) Si—Cl | d) S—N | f) C—Se |
| a) δ^- O—H δ^+ | d) δ^+ S—N δ^- | |
| b) δ^+ Si—Cl δ^- | e) δ^+ Si—O δ^- | |
| c) δ^- N—I δ^+ | f) δ^- C—Se δ^+ | |

- 14 La molécula de BeCl_2 es apolar, mientras que la molécula de Cl_2O es polar. ¿Qué puedes decir de la geometría de sus enlaces?

La polaridad de una molécula depende de la geometría. Es decir, depende de cómo estén distribuidos el conjunto de sus enlaces en el espacio.

Entre el Be ($EN = 1,57$) y el Cl ($EN = 3,16$) la diferencia de electronegatividad es importante y cada enlace entre átomos es polar. Si la molécula resulta apolar en su conjunto, es porque los enlaces están alineados.

Entre el Cl ($EN = 3,16$) y el O ($EN = 3,44$) la diferencia de electronegatividad no es mucha, cada enlace entre átomos es ligeramente polar. Si la molécula resulta polar en su conjunto, es porque los enlaces tienen una disposición en ángulo.

- 15 Explica por qué la mayoría de las sustancias covalentes que existen en la naturaleza son aislantes eléctricos.

En general son malos conductores de la electricidad, pues no tienen electrones libres.

- 16 Piensa en el tipo de enlace que se da entre sus átomos y determina cuáles de las siguientes son fórmulas empíricas y cuáles son fórmulas moleculares.

- | | | |
|--------------------|--------------------------|-------------------|
| a) NH_3 | c) Li_3N | e) PCl_3 |
| b) AlCl_3 | d) CO | f) CaO |

a) $EN(\text{N}) = 3,04$, $EN(\text{H}) = 2,20$. $EN(\text{N}) - EN(\text{H}) = 0,84 < 1,8$. Ambas sustancias son no metal. Es **covalente**. Es gaseoso a temperatura ambiente. Su fórmula es **molecular**.

b) $EN(\text{Al}) = 1,50$, $EN(\text{Cl}) = 3,16$. $EN(\text{Cl}) - EN(\text{Al}) = 1,66 < 1,8$. Un no metal y un semimetal. El enlace no es iónico, es **covalente** fuertemente polar. Su bajo punto de fusión indica que aun sin iones forma cristales por atracción electrostática entre moléculas. Es fórmula **empírica**.

c) $EN(\text{N}) = 3,04$, $EN(\text{Li}) = 0,98$. $EN(\text{N}) - EN(\text{Li}) = 2,06 > 1,8$. Es **iónico**. Es sólido a temperatura ambiente formando cristales. Su fórmula es **empírica**.

d) $EN(\text{C}) = 2,55$, $EN(\text{O}) = 3,44$. $EN(\text{O}) - EN(\text{C}) = 0,94 < 1,8$. Ambas sustancias son no metal. Es **covalente**. Es gaseoso a temperatura ambiente. Su fórmula es **molecular**.

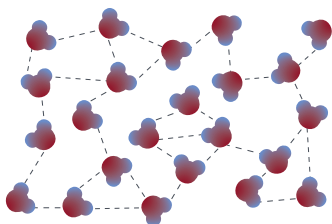
e) $EN(\text{P}) = 2,19$, $EN(\text{Cl}) = 3,16$. $EN(\text{Cl}) - EN(\text{P}) = 0,97 < 1,8$. Ambas sustancias son no metal. Es **covalente**. Es líquido a temperatura ambiente. Su fórmula es **molecular**.

f) $EN(\text{Ca}) = 1,00$, $EN(\text{O}) = 3,44$. $EN(\text{O}) - EN(\text{Ca}) = 2,44 > 1,8$. Es **iónico**. Es sólido a temperatura ambiente formando cristales. Su fórmula es **empírica**.

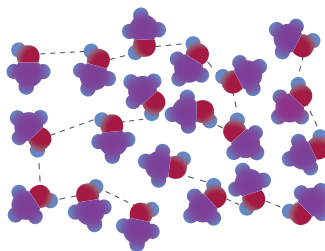
17 Explica si son ciertas las siguientes afirmaciones:

- El enlace covalente es un enlace más débil que el iónico, ya que los compuestos iónicos tienen temperaturas de fusión más altas que la mayoría de los compuestos covalentes.
- Los sólidos covalentes cristalinos conducen la corriente eléctrica porque los electrones que forman el enlace covalente se mueven de un lado a otro del cristal con bastante facilidad.
- Falso**. En un cambio de estado cambia la cohesión entre las partículas. Ya sean moléculas, iones o átomos. Cuando una sustancia covalente molecular cambia de estado sólido a líquido se rompen los enlaces intermoleculares, que no son covalentes. Mientras que para que un compuesto iónico cambie de sólido a líquido deben romperse enlaces iónicos.
- Falso**. Esto sucede solo en algunos sólidos covalentes cristalinos, como el grafito. No ocurre así en la mayoría, en los que todos los electrones están bien localizados en enlaces covalentes, como ocurre en el diamante.

18 El punto de ebullición del agua a la presión atmosférica es de $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, mientras que el del metanol (CH_3OH) es de $65\text{ }^{\circ}\text{C}$. Estudia las moléculas de ambas sustancias y explica este hecho.



Cada molécula de agua está unida a las vecinas por dos enlaces de H.



Mientras, cada molécula de metanol se vincula a sus vecinas solo por un enlace de H.

Con menos enlaces de H más fácil será vencer las fuerzas que mantienen unidas las moléculas de metanol en estado líquido. Por eso tiene un punto de ebullición más bajo.

19 Di en cuáles de las siguientes sustancias pueden existir enlaces de hidrógeno:

- | | |
|---------------------------------------|------------------------------|
| a) H_2O_2 | e) CH_3-CHO |
| b) H_2S | f) CH_3-COOH |
| c) $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$ | g) NH_3 |
| d) $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$ | |

Forman enlace de H aquellas moléculas en las que existe un enlace $-\text{O}-\text{H}$ o $-\text{N}-\text{H}$.

Sí forman enlace de H: a) H_2O_2 , c) $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$, f) CH_3-COOH , g) NH_3 .

No forman enlace de H: b) SH_2 , d) $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$, e) CH_3-CHO .

- 20** El yodo (I_2) no se disuelve en agua, pero se puede disolver en acetona ($CH_3-CO-CH_3$).
Estudia las moléculas de estas sustancias y explica por qué ocurre esto.

La molécula de yodo es una molécula apolar, ya que en ella existe un enlace covalente entre átomos iguales. El tamaño de la molécula de yodo es tan grande que permite que los electrones se acumulen en un extremo y se forme un dipolo, bien de forma instantánea, bien inducido por otra especie polar.

La molécula de agua es una molécula polar en la que se puede dar enlace de hidrógeno.

La molécula de acetona es un poco polar, pero sin posibilidad de formar enlaces de hidrógeno.

Para que una sustancia se disuelva en otra se deben formar entre ellas enlaces que no sean muy distintos de los que existen entre las moléculas de cada sustancia.

Los enlaces de hidrógeno entre las moléculas de agua son mucho mayores que los que se pueden dar entre las moléculas de yodo; por eso no se disuelven. Se disuelven las moléculas de yodo en acetona, porque los enlaces entre estas últimas son mucho más débiles y de orden similar al que se da entre las moléculas de yodo.

- 21** ¿Por qué los sólidos iónicos son duros?

Dureza es la resistencia al rayado. Para que se pueda rayar un cristal iónico hay que romper la red cristalina, lo que requiere una gran fuerza.

- 22** ¿Por qué los sólidos covalentes moleculares son blandos y los sólidos covalentes cristalinos son muy duros?

Cuando se produce una raya en un sólido covalente molecular se rompen enlaces intermoleculares, mucho más débiles que los enlaces covalentes entre átomos que se dan en las redes cristalinas de los sólidos covalentes.

- 23** ¿Por qué la temperatura de fusión de los metales es alta?

Porque los metales tienen una estructura interna cristalina en la que muchos iones positivos ocupan posiciones bien determinadas, estabilizada por los electrones del nivel de valencia. Para fundir un metal hay que romper esta estructura cristalina, y esto requiere mucha energía.

- 24** ¿Por qué los sólidos iónicos no conducen la electricidad si están formados por iones?

Porque en estado sólido los iones ocupan posiciones muy determinadas de la red cristalina, sin posibilidad de movimiento. En consecuencia, no hay posibilidad de conducción eléctrica.

- 25** ¿Por qué los metales conducen muy bien la electricidad?

Porque la estructura interna de los metales está formada por iones positivos estabilizados por los electrones de valencia, que dejan de estar unidos al núcleo del átomo correspondiente para gozar de una cierta libertad de movimiento. Esa libertad es la que permite la conducción eléctrica.

26 ¿Por qué son frágiles los cristales covalentes?

Frágil quiere decir que no resiste los golpes. Al tratar de golpear un cristal covalente, los núcleos de los átomos que lo forman se aproximarán hasta una distancia mayor de lo que permite la situación de equilibrio; entonces, las repulsiones entre los núcleos de los átomos vecinos se hacen muy grandes y se repelen, rompiendo el cristal.

ACTIVIDADES FINALES

Enlaces entre átomos

27 Explica por qué los gases nobles son los únicos elementos de la tabla periódica que existen en forma de átomos aislados.

Porque tienen la estructura electrónica más estable que puede tener un átomo. Los demás ganan, pierden o comparten electrones para tener una estructura electrónica similar a la de un gas noble.

28 Copia en tu cuaderno y completa el cuadro siguiente.

Tipos de enlaces entre átomos	Iónico	Covalente	Metálico
Se da cuando se combinan átomos con electronegatividad...	Muy diferente	Parecida y alta	Parecida y baja
Los átomos adquieren la configuración de gas noble...	Intercambiando electrones	Compartiendo electrones	Cediendo electrones
Ejemplo	LiF	H ₂ O	Fe

29 Contesta.

- ¿Se pueden unir dos átomos de un mismo elemento?
- ¿Cómo será el enlace entre ellos?
- Sí.
- Podrán formar enlaces covalentes o metálicos; nunca enlaces iónicos.

30 Teniendo en cuenta la tabla de electronegatividades que ya has visto, indica qué tipo de enlace resultará de la combinación de las siguientes parejas de átomos.

- C y H
 - O y K
 - Fe y Ni
 - Bi y O
- $EN(C) = 2,55, EN(H) = 2,20$. Ambas electronegatividades son altas.
 $EN(C) - EN(H) = 0,35 < 1,8$. Es **covalente**.
 - $EN(O) = 3,44, EN(K) = 0,82$. Son electronegatividades dispares.
 $EN(O) - EN(K) = 2,62 > 1,8$. El enlace es **iónico**.
 - $EN(Fe) = 1,83, EN(Ni) = 1,91$. Ambas electronegatividades son bajas.
 $EN(Ni) - EN(Fe) = 0,08 < 1,8$. Es **metálico**.
 - $EN(Bi) = 2,02, EN(O) = 3,44$. Ambas electronegatividades son altas.
 $EN(O) - EN(Bi) = 1,42 < 1,8$. Es **covalente**.

31 Piensa en el tipo de enlace que se da entre sus átomos y determina cuáles de las siguientes son fórmulas empíricas y cuáles fórmulas moleculares.

- | | | |
|--------------------|--------------------|-----------------|
| a) SCl_2 | d) AlCl_3 | g) TeO |
| b) MgCl_2 | e) SiO_2 | h) RbI |
| c) BF_3 | f) BaO | i) IBr |

- a) $EN(\text{S}) = 2,58, EN(\text{Cl}) = 3,16$. Ambas electronegatividades son altas.
 $EN(\text{Cl}) - EN(\text{S}) = 0,58 < 1,8$. Es enlace **covalente**. Su fórmula es **molecular**.
- b) $EN(\text{Mg}) = 1,31, EN(\text{Cl}) = 3,16$. Son electronegatividades dispares.
 $EN(\text{Cl}) - EN(\text{Mg}) = 1,85 > 1,8$. El enlace es **iónico**. Es fórmula **empírica**.
- c) $EN(\text{B}) = 2,04, EN(\text{F}) = 3,98$. $EN(\text{F}) - EN(\text{B}) = 1,94 > 1,8$. Es **iónico**. Su fórmula es **empírica**.
- d) $EN(\text{Al}) = 1,61, EN(\text{Cl}) = 3,16$. Son electronegatividades dispares.
 $EN(\text{Cl}) - EN(\text{Al}) = 1,55 < 1,8$. Es enlace **covalente**. Su fórmula es **molecular**.
- e) $EN(\text{Si}) = 1,90, EN(\text{O}) = 3,44$. Ambas electronegatividades son altas.
 $EN(\text{O}) - EN(\text{Si}) = 1,54 < 1,8$. Es enlace **covalente**. Su fórmula es **empírica**.
- f) $EN(\text{Ba}) = 0,89, EN(\text{O}) = 3,44$. Son electronegatividades dispares.
 $EN(\text{O}) - EN(\text{Ba}) = 2,55 > 1,8$. Es enlace **iónico**. Su fórmula es **empírica**.
- g) $EN(\text{Te}) = 2,55, EN(\text{O}) = 3,44$. Ambas electronegatividades son altas.
 $EN(\text{O}) - EN(\text{Te}) = 0,89 < 1,8$. Es enlace **covalente**. Su fórmula es **molecular**.
- h) $EN(\text{Rb}) = 0,82, EN(\text{I}) = 2,66$. Son electronegatividades dispares.
 $EN(\text{I}) - EN(\text{Rb}) = 1,84 > 1,8$. Es enlace **iónico**. Su fórmula es **empírica**.
- i) $EN(\text{I}) = 2,66, EN(\text{Br}) = 2,96$. Ambas electronegatividades son altas.
 $EN(\text{Br}) - EN(\text{I}) = 0,30 < 1,8$. Es enlace **covalente**. Su fórmula es **molecular**.

32 Deduce la fórmula de los compuestos que resulten de la combinación de los siguientes elementos:

- | | | | |
|------------|------------|-----------|------------|
| a) Cl y Ba | b) Sb y Sr | c) N y Al | d) Rb y Te |
|------------|------------|-----------|------------|

Primero, se deduce la carga que adquiere cada elemento cuando consigue la configuración de gas noble retirando o añadiendo electrones en su capa de valencia. En segundo lugar, el compuesto resultante debe combinar tantos átomos de cada elemento como se necesiten para conseguir carga neutra.

a)	Elemento	Cloro	Bario
	Electrones en la capa de valencia	$3s^2 3p^5$	$6s^2$
	Electrones para conseguir $ns^2 np^6$	Ganar 1 electrón	Perder 2 electrones
	Isoelectrónico con...	$[\text{Cl}^-] = [\text{Ar}]$	$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{Xe}]$
	Fórmula del compuesto:	BaCl_2	

b)

Elemento	Antimonio	Estroncio
Electrones en la capa de valencia	$5s^2 5p^3$	$5s^2$
Electrones para conseguir $ns^2 np^6$	Ganar 3 electrones	Perder 2 electrones
Isoelectrónico con...	$[Sb^{3-}] = [Xe]$	$[Sr^{2+}] = [Kr]$
Fórmula del compuesto:	Sr_3Sb_2	

c)

Elemento	Nitrógeno	Aluminio
Electrones en la capa de valencia	$2s^2 2p^3$	$3s^2 3p^1$
Electrones para conseguir $ns^2 np^6$	Ganar 3 electrones	Perder 3 electrones
Isoelectrónico con...	$[N^{3-}] = [Ne]$	$[Al^{3+}] = [Ne]$
Fórmula del compuesto:	AlN	

d)

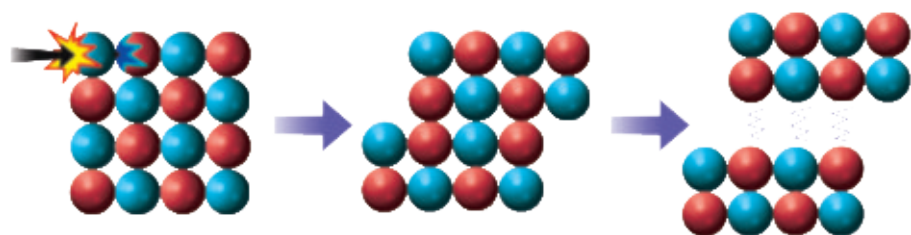
Elemento	Rubidio	Telurio
Electrones en la capa de valencia	$5s^1$	$5s^2 5p^4$
Electrones para conseguir $ns^2 np^6$	Perder 1 electrón	Ganar 2 electrones
Isoelectrónico con...	$[Rb^+] = [Kr]$	$[Te^{2-}] = [Xe]$
Fórmula del compuesto:	Rb_2Te	

33 ¿Cómo es posible que los cristales iónicos sean duros si son frágiles?

Son propiedades mecánicas diferentes. Aunque ambas son consecuencia de la estructura cristalina.

La **dureza** es la resistencia al rayado. Los cristales iónicos son duros porque para rayarlos hay que romper la red cristalina, lo que requiere una fuerza importante que venza las atracciones electrostáticas entre iones de diferente signo. El contrario de la propiedad mecánica dureza es la blandura.

Su **fragilidad** se explica con las repulsiones electrostáticas. Al recibir un golpe de suficiente intensidad se desplaza un plano de la red sobre otro, aunque sea la distancia del tamaño de un ion, quedarán enfrentados iones del mismo signo. Las repulsiones electrostáticas entre iones del mismo signo harán que se rompa el cristal. El contrario de la propiedad mecánica fragilidad es la tenacidad.



1. Golpe sobre el cristal.

2. Los iones se desplazan.

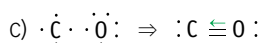
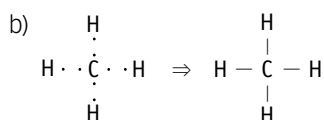
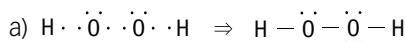
3. Los iones del mismo tipo se repelen.

- 34** Explica por qué los compuestos iónicos son aislantes de la electricidad en estado sólido y son conductores cuando están fundidos. ¿Hay alguna otra situación en la que también sean conductores?

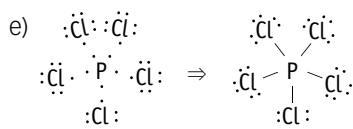
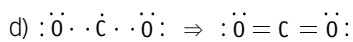
Los compuestos iónicos están formados por especies cargadas, los iones. Podrán ser conductores de la electricidad cuando estos se puedan mover bajo la acción de un campo eléctrico.

Esto no es posible cuando el compuesto iónico está en estado sólido, porque entonces los iones ocupan posiciones muy bien determinadas dentro de la red cristalina. Pero sí tienen movilidad cuando el compuesto está fundido o disuelto.

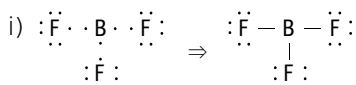
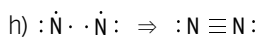
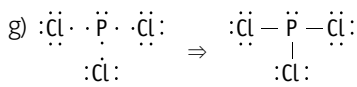
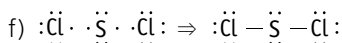
- 35** Haz la representación de Lewis de las siguientes moléculas y determina si alguna de ellas incumple la regla del octeto.



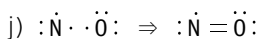
Para cumplir la regla del octeto es necesario un enlace covalente dativo en el que los dos electrones los aporta el oxígeno.



En este caso no se cumple la regla del octeto. Alrededor del fósforo hay 5 enlaces haciendo que haya 10 electrones a su alrededor en orbitales de enlace. Esto es así, pues dos electrones apareados en un orbital propio del fósforo se desaparean.



En este caso no se cumple la regla del octeto. Alrededor del boro hay 3 enlaces haciendo que haya 6 electrones a su alrededor en orbitales de enlace. Esto es así, pues el boro solo tiene 3 electrones en su capa de valencia.

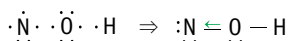


En este caso no se cumple la regla del octeto. Alrededor del nitrógeno hay 7 electrones, 6 pareados en orbitales y uno sin aparear.

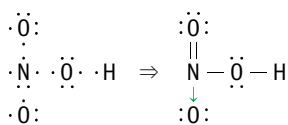
36 El nitrógeno forma tres oxoácidos: el hiponitroso, el nitroso y el nítrico.

Escribe la estructura de Lewis de cada uno de ellos.

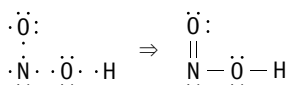
a) Ácido hiponitroso, HNO



c) Ácido nítrico, HNO_3



b) Ácido nitroso, HNO_2



37 Los átomos de C se unen entre sí formando enlaces covalentes sencillos, dobles y triples.

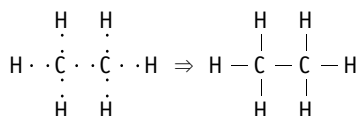
Haz la representación de Lewis de los compuestos más simples en los que se da esta circunstancia:

a) Etano (C_2H_6)

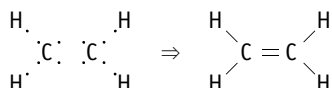
b) Eteno (C_2H_4)

c) Etino (C_2H_2)

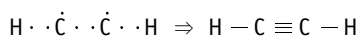
a) Etano:



b) Eteno:



c) Etino:



- 38 Las configuraciones electrónicas de un par de átomos son:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Estudia:

- El tipo de enlace que se da entre ellos.
 - La estructura de Lewis del compuesto que resulta cuando se combinan A y B.
 - El estado físico en que se encontrará a temperatura ambiente.
 - Su capacidad para conducir la electricidad.
- Covalente, pues los dos necesitan captar electrones para alcanzar la configuración de gas noble.
 - $:\ddot{B}: \cdot \ddot{A} \cdot \cdot \ddot{B}: \Rightarrow :\ddot{B} - \ddot{A} - \ddot{B}:$
 - Es más probable que su estado sea líquido. Se formará una molécula probablemente polar de tamaño no pequeño con átomos de número atómico intermedio.
 - No conduce la electricidad porque todos los electrones de la capa de valencia están apareados, ya sea en un orbital atómico o en un orbital de enlace bien localizados.

- 39 Observa la tabla de electronegatividades y ordena los siguientes enlaces covalentes según su polaridad. Indica en cada caso cuál es el elemento que lleva la carga parcial negativa.

- | | | |
|---------|---------|---------|
| a) Cl—S | c) C—H | e) B—H |
| b) Cl—F | d) B—Cl | f) Si—O |

a) $EN(Cl) = 3,16, EN(S) = 2,58. EN(Cl) - EN(S) = 0,58.$

b) $EN(Cl) = 3,16, EN(F) = 3,98. EN(F) - EN(Cl) = 0,82.$

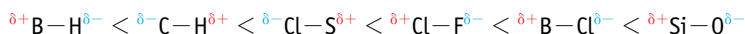
c) $EN(C) = 2,55, EN(H) = 2,20. EN(C) - EN(H) = 0,35.$

d) $EN(B) = 2,04, EN(Cl) = 3,16. EN(Cl) - EN(B) = 1,12.$

e) $EN(B) = 2,04, EN(H) = 2,20. EN(H) - EN(B) = 0,16.$

f) $EN(Si) = 1,80, EN(O) = 3,44. EN(O) - EN(Si) = 1,64.$

Ordenados de menor a mayor polaridad:

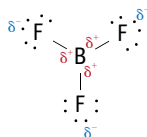


- 40 Todas las moléculas que se indican a continuación son apolares. Estudia la geometría de sus enlaces.

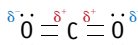
- | | | | |
|-----------|-----------|-------------|--------------|
| a) BF_3 | b) CO_2 | c) $BeCl_2$ | d) C_2Cl_2 |
|-----------|-----------|-------------|--------------|

- a) $EN(B) = 2,04, EN(F) = 3,98. EN(F) - EN(B) = 1,94.$ El enlace tiene tanta polaridad que podría clasificarse entre los enlaces iónicos, sin embargo, por el bajo tamaño de los átomos quedan muy próximos entre sí formando una molécula. Si la molécula resulta apolar, será por la geometría en que se distribuyen los enlaces, de tal modo que la suma

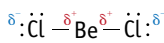
de los momentos dipolares sea nula. Por la estructura de Lewis se ve que hay una estructura triangular en que los enlaces se separan 120° .



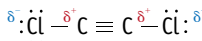
- b) $EN(C) = 2,55, EN(O) = 3,44. EN(O) - EN(C) = 1,11$. Cada enlace tiene polaridad. Si la molécula es apolar, será por la geometría en que se distribuyen los enlaces para que la suma de los momentos dipolares sea nula. Por la estructura de Lewis se ve que hay una estructura lineal en que los enlaces se separan 180° .



- c) $EN(Be) = 1,57, EN(Cl) = 3,16. EN(Cl) - EN(Be) = 1,61$. El enlace tiene polaridad. Si la molécula es apolar, será por la geometría en que se distribuyen los enlaces para que la suma de los momentos dipolares sea nula. Por la estructura de Lewis se ve que hay una estructura lineal en que los enlaces se separan 180° .



- d) $EN(C) = 2,55, EN(Cl) = 3,16. EN(Cl) - EN(C) = 0,61$. El enlace entre carbono y cloro tiene polaridad. Si la molécula es apolar, será por la geometría en que se distribuyen los enlaces para que la suma de los momentos dipolares sea nula. Por la estructura de Lewis se ve que hay una estructura lineal en que el enlace entre ambos átomos de carbono es triple. Esto fuerza a que los enlaces que quedan libres se mantengan en la misma línea recta anulando los dipolos.



- 41 Una molécula que solo tiene enlaces apolares es apolar. ¿Se puede decir que una molécula que solo tiene enlaces polares es polar?

No. Una molécula con enlaces polares puede ser apolar si la suma vectorial de los momentos dipolares de cada uno de sus enlaces es cero. Esto puede suceder si la geometría de la molécula es la apropiada.

- 42 La molécula de CO_2 es apolar y la de SO_2 es polar. ¿Qué puedes decir de la geometría de sus enlaces?

En ambos casos es una molécula en la que un átomo central se une a otros dos átomos más electronegativos que él. Cada uno de los enlaces ($C=O$ en un caso y $S=O$ en el otro) es polar. En consecuencia, la molécula de CO_2 debe ser lineal, y la de SO_2 , angular.

- 43 El diamante es el material más duro que existe. Utiliza este dato para justificar que el enlace covalente entre átomos de carbono es más fuerte que el enlace entre iones.

Si el diamante es el material más duro que existe, es capaz de rayar cualquier otro material, incluidos los cristales iónicos. Esto determina que la fuerza que mantiene unidos a los átomos de C del diamante es mayor que la que mantiene a los iones en la red cristalina.

- 44** El diamante y el grafito están formados exclusivamente de átomos de carbono. Explica por qué el diamante es un material muy duro y aislante eléctrico y el grafito se separa en láminas y es un material conductor de la electricidad.

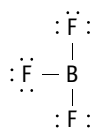
En el diamante los electrones están comprometidos en enlaces covalentes localizados, formando una red cristalina covalente. Por eso es un material aislante, porque no hay posibilidad de movimiento en los electrones fuera del orbital de enlace. Y también es muy duro, porque para conseguir rayarlo hay que romper enlaces covalentes entre átomos de C.

En el grafito, cada átomo de C forma tres enlaces covalentes con otros tres átomos de C formando una red cristalina covalente plana. A cada átomo le queda 1 electrón que puede formar parte de una nube electrónica que se extiende por todo el cristal. Estos electrones se pueden mover bajo la acción de un campo eléctrico. Por eso el grafito es un material conductor. El grafito se puede separar en láminas porque la unión mediante enlaces covalentes solo está entre los átomos de C de cada plano. Un plano y el siguiente están unidos por medio de la nube electrónica, que da lugar a un enlace mucho más débil.

- 45** El BF_3 reacciona con el NF_3 formando un sólido blanco. Explica esta reacción como el resultado de la formación de un enlace covalente dativo. Identifica la especie dadora y la especie aceptora.

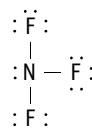
Busquemos la explicación en la estructura de Lewis de cada compuesto.

Trifluoruro de boro:



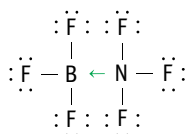
El boro necesita un par de electrones para completar la estructura de Lewis.

Trifluoruro de nitrógeno:



El nitrógeno tiene estructura de Lewis completa con dos electrones apareados propios.

El nitrógeno es dador y el boro aceptor en el nuevo compuesto formado.



- 46** El C y el Pb son elementos del grupo 14 de la tabla periódica. Ambos forman sustancias simples sólidas a temperatura ambiente. Busca información sobre las características de esas sustancias y su utilidad. Relaciona ambas cosas con el tipo de enlace que se da entre los átomos en cada caso.

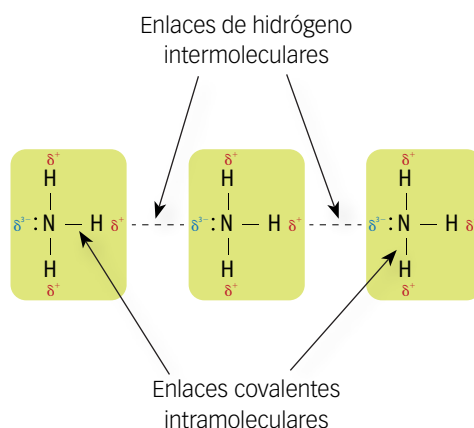
La respuesta es abierta en función de la investigación que se propone. Sin embargo, el alumnado debe expresar de algún modo que siendo del mismo grupo, ambos elementos están en diferente periodo y cómo influye esto en las características de estas sustancias.

Enlaces intermoleculares

- 47 Explica la diferencia entre enlaces intramoleculares y enlaces intermoleculares. Piensa en el amoníaco y explica cómo son unos y otros.

Los enlaces intramoleculares son los que se producen entre los átomos que forman un compuesto. Los átomos comparten electrones que ahora son atraídos por los núcleos de ambos y los mantienen unidos. Cuando se rompen estos enlaces la sustancia se transforma en otra diferente; es un proceso químico.

Los enlaces intermoleculares se producen entre moléculas de una sustancia. Son enlaces mucho más débiles que los intramoleculares. Cuando se rompen o se forman, la sustancia cambia de estado, pero sigue siendo la misma sustancia; la sustancia sufre un proceso físico.



- 48 Observa los datos y completa las frases en tu cuaderno.

Sustancia	HCl	HBr	HI
T. fusión	−114 °C	−87 °C	−51 °C

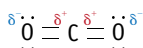
- a) Cuando las moléculas están unidas por enlace **de hidrógeno**, la temperatura de fusión de las sustancias **aumenta** al **aumentar** su masa molar.

Sustancia	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
T. fusión	−220 °C	−101 °C	−7 °C	114 °C

- b) Cuando las moléculas están unidas por enlace **dipolo instantáneo-dipolo inducido**, la temperatura de fusión de las sustancias **aumenta** al **aumentar** su masa molar.
- c) Cuando un conjunto de moléculas está unido por enlaces del mismo tipo, la temperatura de **fusión** aumenta al **aumentar** su **masa molar**.

- 49 Lo que se conoce como nieve carbónica es CO_2 en estado sólido. Se utiliza para producir efectos especiales, ya que cuando se abre el recipiente que la contiene sale una nube de gas blanco. Analiza la molécula de CO_2 y explica por qué se produce el cambio de estado que se observa.

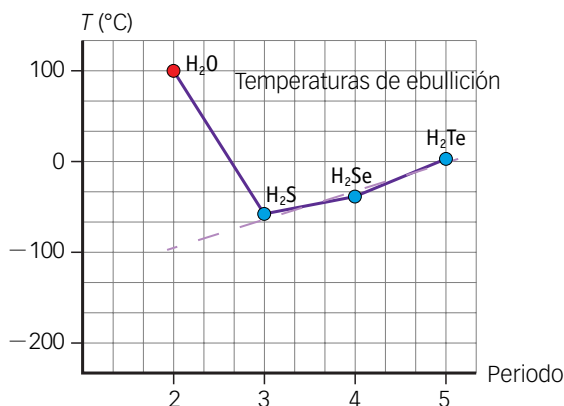
En la molécula de CO_2 hay dos enlaces covalentes polares pero, como su geometría es lineal, es una molécula apolar.



Las fuerzas intermoleculares son muy débiles, de ahí que para solidificarla hay que someterla a fuertes presiones y bajas temperaturas. Cuando se abre el recipiente que contiene la nube carbónica, se encontrará a temperatura y presión ambiental, lo que hace que desaparezcan las fuerzas entre las moléculas y pase rápidamente al estado gaseoso.

- 50 El enlace de hidrógeno en el agua es el que le confiere sus propiedades físicas. ¿Cómo crees que sería el punto de ebullición del agua si no existiese el enlace de hidrógeno? Piensa en algún cambio que se produciría en tu cuerpo si eso fuese así.

Observa la gráfica del apartado 5.2 Enlace de hidrógeno. En la gráfica de la derecha que reflejan las temperaturas de ebullición de los hidruros. Extraemos la secuencia de los hidruros del grupo 16 donde se encuentra el agua:



Observa la secuencia de trazo discontinuo para los hidruros sin enlaces de hidrógeno.

Supón ahora que en el agua no hubiera enlaces de hidrógeno. De acuerdo con esta suposición, la temperatura de ebullición del agua estaría cerca de -90°C .

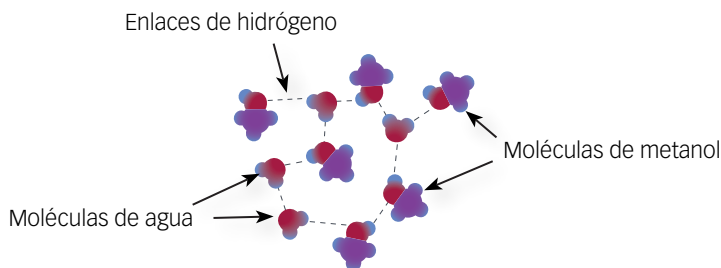
Como consecuencia de esta suposición, a la temperatura ambiente en el planeta Tierra el agua se encontraría en estado gaseoso. No se formarían océanos ni el ciclo del agua se daría tal y como lo conocemos.

Teniendo en cuenta que la mayor parte del cuerpo de los seres vivos es agua, y en interior de las células se encuentra en estado líquido, la vida no podría desarrollarse como la conocemos.

- 51 Señala todos los enlaces que existen cuando el metanol (CH_3OH) se disuelve en agua.

El metanol es una molécula covalente en la que el C actúa de átomo central. El agua también es una molécula covalente en la que los dos átomos de H están unidos a un átomo de O. Dentro de cada molécula se dan enlaces intramoleculares covalentes.

Ambas sustancias tienen enlace —O—H , lo que indica que pueden formar enlaces de H intermoleculares entre pares de moléculas de agua, pares de moléculas de metanol y parejas de moléculas de agua con metanol:



- 52** El agua (H_2O), el alcohol metílico (CH_3OH) y el cloroformo (CHCl_3) son tres líquidos de aspecto muy parecido. Sin embargo, el agua se mezcla muy bien con el alcohol y es inmisible con el cloroformo. Estudia las moléculas de estas sustancias y explica a qué puede ser debido.

El agua y el alcohol pueden formar enlaces de hidrógeno debido a la polaridad del enlace —O—H . En ambas moléculas quedan el polo positivo y negativo en el exterior de la molécula, permitiendo la atracción electrostática. Esta semejanza permite la mezcla en disolución de estas sustancias.

En la molécula de cloroformo hay enlaces —C—H (de escasa polaridad) y —C—Cl polar. Pero no permite la formación de enlaces de hidrógeno, pues deja el polo positivo con escasa exposición, queda «escondido» en el centro de la molécula. Por eso no se mezcla con el agua. Lo semejante se disuelve en lo semejante.

- 53** Señala todos los enlaces que existen cuando el CaCl_2 se disuelve en agua.

El CaCl_2 es un compuesto iónico. Existe enlace iónico entre ambos iones, Cl^- y Ca^{2+} .

Cuando se disuelve en agua, cada uno de estos iones se rodea de moléculas de agua, dando lugar a interacciones ión-dipolo. La molécula de agua es polar y orienta su polo positivo en torno al ion negativo (Cl^-), y su polo negativo, en torno al ion positivo (Ca^{2+}).

- 54** ¿Por qué no se puede asegurar que un compuesto iónico se disuelve en agua y se puede asegurar que no se disuelve en gasolina?

Si la energía de las moléculas del disolvente que rodean al ion compensa la energía necesaria para romper el cristal, la energía de red, el ion se disuelve y pasa al disolvente como ion hidratado (si el disolvente es agua) o solvatado (si el disolvente no es agua), es decir, rodeado de moléculas de disolvente. Para eso hay que vencer la energía de red, que no es la misma para los diferentes compuestos iónicos.

Si el disolvente es gasolina, sus moléculas serán apolares; por tanto, no podrán establecer interacciones con los iones. Por tanto, resulta imposible vencer la energía de red.

Si el disolvente es agua, sus moléculas polares podrán orientarse alrededor de los iones. Si la energía de red del compuesto iónico no es muy grande, podrán llegar a disolver el cristal. Pero en otros compuestos iónicos no será posible.

EL ENLACE QUÍMICO

- 55 Las manchas de grasa son difíciles de limpiar con agua, cuando las llevamos a la tintorería las limpian en seco con disolventes derivados del petróleo, a base de carbono e hidrógeno. Teniendo esto en cuenta, discute si las moléculas de grasa son polares o apolares.

Los disolventes derivados del petróleo, a base de C y H, son moléculas apolares. Por tanto, las grasas deben ser sustancias apolares, ya que lo semejante se disuelve en lo semejante. En agua solo se disuelven las sustancias polares.

Tipos de enlace y propiedades

- 56 Los átomos de los elementos químicos se combinan para formar compuestos de propiedades muy diferentes, aunque su fórmula sea similar. La razón está en el tipo de enlace que se da entre los átomos en uno y otro caso. Estudia el enlace que se da en las siguientes especies y completa en tu cuaderno el cuadro con sus propiedades.

Compuesto	CO	MgO	Mg	C	O ₂
Configuración del nivel de valencia de los átomos	C: 2s ² 2p ² O: 2s ² 2p ⁴	Mg: 3s ² O: 2s ² 2p ⁴	Mg: 3s ²	C: 2s ² 2p ²	O: 2s ² 2p ⁴
Electronegatividad	EN(C) = 2,55 EN(O) = 3,44	EN(Mg) = 1,31 EN(O) = 3,44	EN(Mg) = 1,31	EN(C) = 2,55	EN(O) = 3,44
Enlace entre átomos	Covalente polar.	Iónico.	Metálico.	Covalente apolar.	Covalente apolar.
Tipo de sustancia (molecular, cristalina)	Molecular.	Cristalina.	Cristalina.	Cristalina.	Molecular.
Estado físico a temperatura ambiente	Gaseoso.	Sólido.	Sólido.	Sólido.	Gaseoso.
Conductividad eléctrica	Aislante.	Aislante, solo es conductor en estado fundido o en disolución.	Conductor.	Aislante.	Aislante.

- 57 Copia en tu cuaderno y relaciona los siguientes compuestos con la propiedad más adecuada:

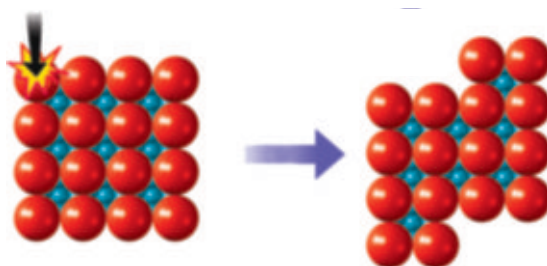
AlCl₃ → Su cristal es muy duro.
 Xe → Es un gas formado por átomos aislados.
 BH₃ → Es una molécula deficiente en electrones.
 H₂O → Su punto de ebullición es anormalmente alto.
 I₂ → Sólido a temperatura ambiente, sublima con facilidad.
 Sn → Conduce la electricidad en estado sólido.

58 Razona si las frases siguientes son o no correctas.

- a) Las sustancias que forman cristales son sólidas a temperatura ambiente.
 - b) Las sustancias que forman cristales no conducen la electricidad.
 - c) Las sustancias que forman cristales están formadas por átomos de electronegatividad parecida.
 - d) Las sustancias que forman cristales son duras.
 - e) Las sustancias que forman cristales tienen una estructura interna perfectamente ordenada.
- a) **Cierto**, porque habrá muchas partículas fuertemente unidas y para separarlas y que cambien de estado hay que comunicar energía considerable.
 - b) **Falso**. Los cristales metálicos conducen la electricidad por la movilidad de los electrones de la capa de valencia. En los cristales iónicos y covalentes no hay libertad de movimiento para iones o electrones.
 - c) La afirmación es **falsa**. Aunque existan otros cristales como los metálicos o covalentes (como el diamante) en que la red cristalina se forma con átomos de elementos de electronegatividades parecidas, existen los cristales iónicos formados por átomos con electronegatividad muy distinta.
 - d) Es **falso**. El caso de los cristales metálicos desmiente la afirmación. En ellos la nube de electrones permite que se puedan deslizar unos planos sobre otros o abrir espacios entre átomos (rayar) sin grandes dificultades.
 - e) **Cierto**. Es una característica de las sustancias cristalinas.

59 Explica por qué se puede estirar en láminas un cristal metálico y no se puede hacer lo mismo con un cristal iónico.

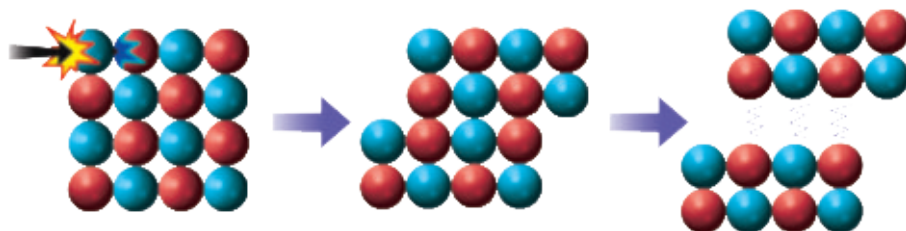
Al desplazar unos sobre otros los planos de cationes en un cristal metálico, la nube de electrones se encarga de mantenerlos cohesionados.



1. Fuerza sobre el cristal.

2. Los cationes se desplazan mientras los electrones cohesionan la red.

Mientras que si se intenta lo mismo en un cristal iónico, se altera la secuencia propia anión-catión que mantiene la red cristalina. Esta se quebraría por repulsión electrostática entre iones del mismo signo.



1. Fuerza sobre el cristal.

2. Los iones se desplazan.

3. Los iones del mismo tipo se repelen.

60 Los compuestos iónicos y los metales conducen la electricidad. Explica si cada uno de ellos la conduce en estado sólido y en estado líquido.

La conducción eléctrica se produce si hay cargas eléctricas con libertad de movimientos.

En los compuestos iónicos hay cargas eléctricas, aniones y cationes. Los compuestos iónicos no conducen la electricidad en estado sólido y sí lo hacen en estado líquido. La razón es que en estado sólido los iones ocupan posiciones fijas en la red cristalina y no se pueden mover. Movilidad que sí tienen en estado líquido.

En los metales las cargas eléctricas son cationes y electrones. Los metales conducen la electricidad tanto en estado sólido como líquido. La razón está en que esta conducción es posible por la movilidad de los electrones de valencia que estabilizan los cationes, tanto en el metal sólido como líquido.