

1.- Explica en qué consiste el enlace iónico. Indica, usando estructuras de Lewis, cómo se formarán el bromuro de aluminio y el sulfuro de litio.

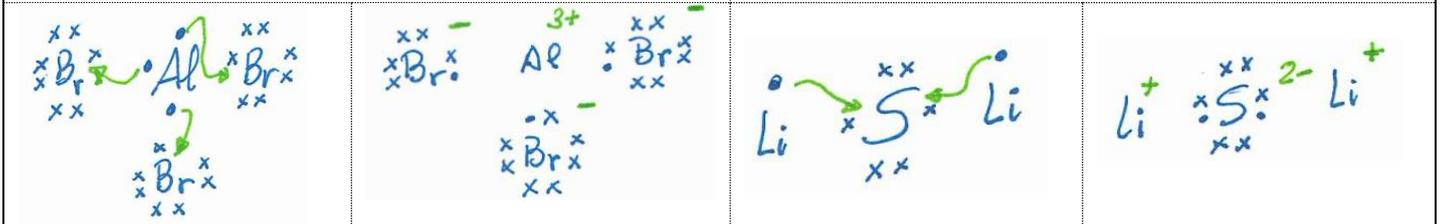
**Enlace iónico:** Cuando átomos de metal y no metal se aproximan en estado gaseoso, tiene lugar una transferencia de electrones desde los átomos del primero al segundo, para alcanzar ambos, de esa forma, la estructura del gas noble más próximo. El enlace iónico es consecuencia de las fuerzas electrostáticas que ejercen iones de carga opuesta en el cristal iónico. Cuando los iones se unen para formar el cristal iónico, se libera la denominada energía reticular. Los iones se colocan tan próximos como les es posible e interaccionan con todos los iones vecinos.

**Bromuro de aluminio**

Cuando átomos de aluminio y bromo se aproximan en estado gaseoso, tiene lugar una transferencia de electrones desde los átomos de aluminio a los de bromo y, a continuación, la formación del cristal iónico, el bromuro de aluminio. La proporción en la que se combinan es: tres átomos de bromo por cada átomo de aluminio. ( $AlBr_3$ ):

**Sulfuro de litio**

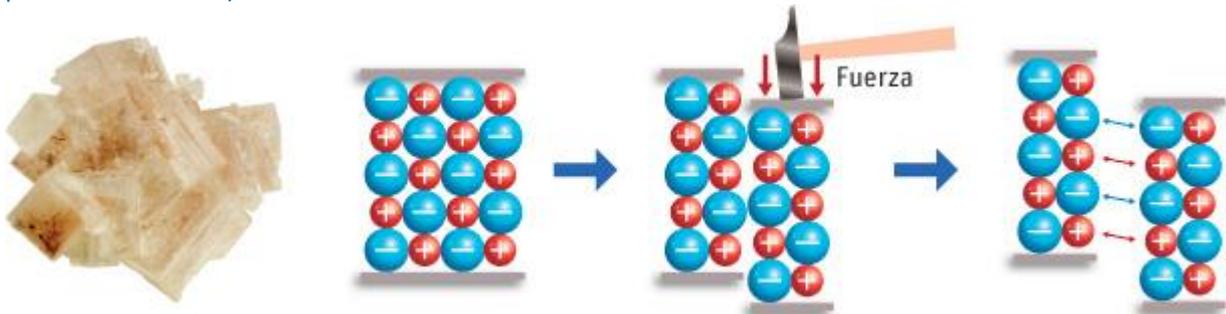
Cuando átomos de litio y azufre aproximan en estado gaseoso, tiene lugar una transferencia de electrones desde los átomos de litio a los de azufre y, a continuación, la formación del cristal iónico, el sulfuro de litio. La proporción en la que se combinan es: dos átomos de litio por cada átomo de azufre. ( $Li_2S$ )



2.- Indica razonadamente las propiedades de los compuestos iónicos.

Las propiedades de los compuestos iónicos se explican en función de su estructura y de las intensas fuerzas eléctricas existentes entre los iones positivos y los negativos.

- Temperatura de fusión y ebullición. A temperatura ambiente, los compuestos iónicos son sólidos. Sus temperaturas de fusión y ebullición son altas o muy altas, debido a la gran intensidad de las fuerzas electrostáticas entre iones de carga opuesta.
- Dureza. Los cristales iónicos suelen ser duros (cuesta rayarlos) debido a la gran intensidad de las fuerzas electrostáticas de atracción.
- Fragilidad. Los sólidos iónicos son frágiles. Si se aplica una fuerza sobre el material, las capas de los iones se deslizan y los de igual signo quedan enfrentados y se repelen, de modo que el cristal se rompe (no puede deformarse).



- Solubilidad. Muchos compuestos iónicos son solubles en disolventes polares como el agua. Las moléculas polares presentan separación de cargas, de forma que una parte de ellas es positiva y otra negativa. De este modo, en presencia de una sal, las moléculas polares del agua se disponen alrededor de los iones de la sal (proceso de solvatación) y ayudan a su dispersión.
- Conductividad eléctrica. Los compuestos iónicos no conducen la electricidad en estado sólido debido a que los iones no pueden desplazarse, al ocupar posiciones fijas en la red. Por el contrario, sí conducen la electricidad en estado líquido o en disolución, pues en esos casos los iones tienen libertad para desplazarse.

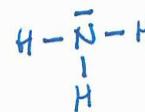
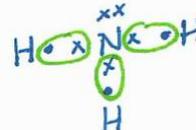
3.- Explica en qué consiste el enlace covalente. Indica, usando estructuras de Lewis, cómo se formarán las moléculas de nitrógeno y de amoníaco.

Enlace covalente: El enlace covalente se puede formar entre no metales. Se origina cuando dos átomos comparten electrones, completando su capa de valencia a 2 o a 8 electrones (regla del octeto). Cada par de electrones compartido se considera un enlace y se representa con un guion largo.

Molécula de nitrógeno



Molécula de amoníaco



4.- Indica razonadamente las propiedades de los compuestos covalentes reticulares.

Las propiedades de los compuestos covalentes reticulares se explican en función de su estructura y de las intensas fuerzas covalentes existentes entre los átomos que forman la red. Las partículas estructurales son átomos y las interacciones entre partículas son enlaces covalentes.

- Temperatura de fusión. A temperatura ambiente son sólidos. Sus temperaturas de fusión y ebullición son altas o muy altas, ya que hay que romper los enlaces covalentes que son muy fuertes.
- Dureza. Son muy duros (cuesta rayarlos) debido a la gran intensidad de las fuerzas covalentes, que hacen difícil separar los átomos.
- Fragilidad. Son frágiles, debido a la direccionalidad del enlace covalente.
- Solubilidad. Insolubles en todo tipo de disolventes.
- Conductividad eléctrica. No son conductores, debido a la nula movilidad de los electrones de valencia, fijados en los enlaces covalentes. (El grafito es una excepción)

Ejemplos: diamante, grafito, SiO<sub>2</sub>

5.- Indica tipo de sustancia. ¿Qué información ofrecen los subíndices de estas fórmulas en cada caso? ¿Cuáles de ellas serán dúctiles? ¿Cuáles frágiles? ¿Cuáles solubles en agua? ¿Cuáles conductoras?

	SiO <sub>2</sub>	Au	H <sub>2</sub> S	RbCl	Cl <sub>2</sub>
Tipo de sustancia	Covalente reticular	Metálica	Covalente molecular (polar)	Iónica	Covalente molecular
Información subíndices	Proporción (1 átomo de Si por cada 2 de O)	Solo átomos de Au	Moléculas (2 átomos de H por cada S)	Proporción (1 átomo de Rb por cada Cl)	Moléculas (2 átomos de Cl)
¿dúctiles?		Sí			
¿frágiles?	Sí			Sí	
¿solubles en agua?			Sí	Sí	
¿conductoras?		Sí		Sí (fundida)	

6.- Enlace metálico. Estructura de la red cristalina del sodio. Propiedades de los metales.

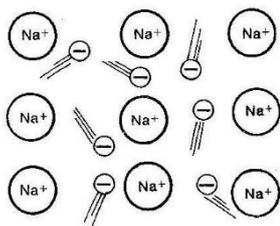
Enlace metálico. Estructura de la red cristalina del sodio.

Los metales se caracterizan por estar formados por átomos con pocos electrones de valencia (metales).

En el modelo de la nube electrónica, los electrones de valencia del metal son los electrones libres que se sitúan alrededor de los iones de forma deslocalizada.

El modelo de la nube electrónica del enlace metálico describe el metal sólido como una red cristalina de iones positivos inmersos en un "mar" de electrones de valencia. Los electrones están deslocalizados por el cristal formando una

nube. La intensa atracción electrostática entre los iones positivos y los electrones genera un enlace fuerte. Además, la movilidad de los electrones de valencia hace de los metales excelentes conductores del calor y la electricidad.



Propiedades

Excepto los alcalinos, **presentan alta densidad**, debido al eficaz empaquetamiento de los átomos en su estructura.

Excepto los alcalinos, tienen una **temperatura de fusión alta**, debido a la fuerte atracción entre los iones positivos y los electrones de valencia deslocalizados, que mantiene unidos los iones.

**Son muy duros**, excepto los alcalinos, por la gran fortaleza del enlace.

**Son muy dúctiles y maleables**, ya que no existen enlaces rígidos o direccionales, de modo que, al deformar el metal, los electrones libres se recolocan con facilidad.

Presentan **alta conductividad eléctrica**, debido a la gran movilidad de los electrones externos.

Son **insolubles**, ya que la alta intensidad del enlace metálico impide la separación de los átomos en contacto con las moléculas del disolvente

**Presentan brillo metálico** por su gran capacidad de reflejar la luz, debido a la deslocalización y movilidad de los electrones.

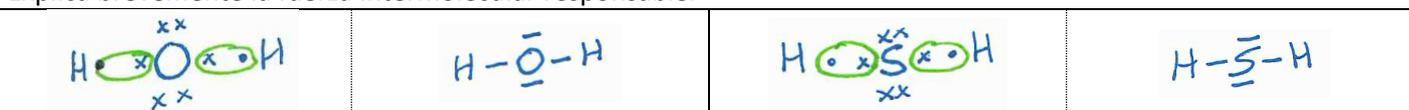
7.- En la tabla se indican los puntos de fusión de los halógenos. Justifica la razón de que tengan esos valores. Explica brevemente la fuerza intermolecular responsable.

Elemento	Flúor	Cloro	Bromo	Yodo
Punto de Fusión (°C)	-219,7	-100,8	-7,1	114,7

Debido a las fuerzas de dispersión. Cuanto mayor es la molécula, mayores son estas fuerzas y más altos los puntos de fusión. El orden creciente de radios atómicos de los halógenos es  $F < Cl < Br < I$ , y ese es también el orden de los puntos de fusión

Hay moléculas que, a pesar de no ser polares, presentan un desplazamiento instantáneo de la carga eléctrica que rodea los núcleos positivos de la molécula, convirtiendo esta momentáneamente en polar y formando un dipolo instantáneo. Las fuerzas de dispersión son fuerzas de atracción entre esos dipolos instantáneos. Su intensidad depende del tamaño de la nube electrónica, ya que cuanto mayor sea esta, mayor será la separación de cargas y, en consecuencia, mayor será las T de fusión y ebullición de la sustancia.

8.- Escribe las estructuras de Lewis del  $H_2O$  y del  $H_2S$ . ¿Por qué el agua tiene un punto de ebullición mayor? Explica brevemente la fuerza intermolecular responsable.



Porque entre las moléculas de agua se crean enlaces por puente de hidrógeno.

Los enlaces de hidrógeno se forman cuando un átomo de H está unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño (F, O, N). Las interacciones son más fuertes que las típicas dipolo-dipolo.

9.- Los números atómicos de los elementos A y B son 16 y 11 respectivamente.

Nómbralos, escribe su configuración electrónica e indica a qué período y grupo de la tabla periódica pertenecen

A:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$  Período 3, Grupo 16, Anfígeno, Azufre (S)

B:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  Período 3, Grupo 1, Alcalino, Sodio (Na)

¿Qué tipo de enlace formaría A con B? Iónico

¿Y A con A? Covalente

¿Y B con B? Metálico

10.- Relaciona las sustancias de la lista siguiente con las propiedades que se detallan a continuación (pon sí o no, en cada celda de la tabla):

Propiedades \ Sustancia	NaBr	Ba	$C_{(\text{Diamante})}$	$O_2$	$Li_2O$
a) Conduce la corriente eléctrica en estado sólido.	No	Sí	No	No	No
b) Conduce la corriente eléctrica en disolución.	Sí	No	No	No	Sí
c) Forma redes cristalinas.	Sí	Sí	Sí	No	Sí
d) Es gas a temperatura ambiente.	No	No	No	Sí	No
e) Tiene puntos de fusión elevados.	Sí	Sí	Sí	No	Sí
f) Es frágil.	Sí	No	Sí	No	Sí
g) Es maleable y deformable.	No	Sí	No	No	No
h) Presenta brillo metálico.	No	Sí	No	No	No