

Actividades

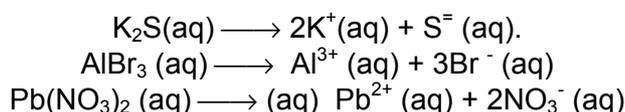
1 Observa los valores de la tabla 5.2 e indica por qué los puntos de fusión de los compuestos iónicos disminuyen al descender en el grupo.



Si observamos la tabla podemos apreciar que, al unirse los halógenos con el catión sodio para formar los haluros de sodio, los compuestos formados tienen puntos de fusión cada vez más bajos ya que al bajar en el grupo de los halógenos la electronegatividad disminuye de manera que el electrón que captan (que pierde el sodio) está menos fuertemente unido de manera que hay que suministrar menos energía para romper la red iónica y fundir el haluro.



2 Disocia estas sales: sulfuro de potasio, K_2S , bromuro de aluminio, $AlBr_3$ y nitrato de plomo(II), $Pb(NO_3)_2$.

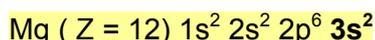


3 PAU Explica el enlace del nitruro de magnesio (Mg_3N_2) y del fluoruro de calcio (CaF_2).

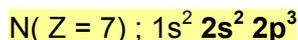


Nitruro de magnesio (Mg_3N_2)

Partimos de las configuraciones electrónicas de los átomos que se combinan:



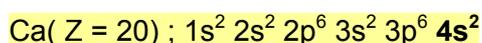
Tiene dos electrones en su capa más externa y tendencia a perderlos para formar el catión Mg^{2+} con estructura más estable, la del gas noble anterior (Ne) con su octeto completo, es muy electropositivo.



Es electronegativo ya que tiene tendencia a captar 3 electrones que le faltan en su capa más externa para completar su octeto y formar el anión nitruro N^{3-} .

Los iones se colocan en una red cristalina **iónica** de manera que por cada tres cationes magnesio haya dos aniones nitruro permaneciendo unidos mediante **enlace iónico** basado en fuerzas electrostáticas.

Fluoruro de calcio (CaF_2)



Es muy electropositivo, tiene tendencia, para completar su octeto, a perder los dos electrones de su capa 4 y formar el catión Ca^{2+} .

F (Z = 9); $1s^2 2s^2 2p^5$

Es el elemento más electronegativo ya tiene mucha tendencia a captar el electrón que le falta en su capa de valencia para completar sus octeto y formar el anión fluoruro F^- .

Estos dos iones se atraen electrostáticamente colocándose en una red cristalina iónica de manera que cada catión calcio está rodeado de 2 aniones fluoruro mediante **enlace iónico**.



4 De manera razonada, encuentra la fórmula del compuesto formado cuando se unen átomos del elemento ${}_8X$ y átomos del elemento ${}_{55}Y$



Configuraciones electrónicas:

${}_8X: 1s^2 2s^2 2p^4$

${}_{55}Y: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$

El elemento X es electronegativo ya que tiene tendencia a captar 2 electrones que le faltan en sus última capa para completar su octeto y formar el anión X^{2-} .

El elemento Y es muy electronegativo pues tiene mucha tendencia a ceder su electrón de la capa 6 (de valencia), al estar muy débilmente retenido por la lejana y apantallada carga nuclear positiva, y formar el catión Y^+ .

Cada anión (de carga 2-) atrae electrostáticamente (enlace iónico) a dos cationes (de carga 1+) para formar el compuesto Y_2X , colocándose en una red cristalina iónica.



5 Explica si se dará enlace iónico entre átomos del elemento ${}_{20}X$ y entre átomos del elemento ${}_{37}Y$.



Configuraciones electrónicas:

${}_{20}X: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

${}_{37}Y: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$

Ambos elementos son electropositivos (el segundo más que el primero ya que el electrón de 5s está más alejado del núcleo y más apantallado por los electrones de sus capas más internas que los dos electrones 4s) y tienen tendencia a formar los cationes X^{2+} e Y^+ que, al ser del mismo signo se repelen y no dan lugar a enlace, al contrario tienden a separarse.



6 PAU Explica el enlace en las moléculas de metano (CH_4), etano (C_2H_6), amoníaco (NH_3), eteno (C_2H_4) y etino (C_2H_2).



Partimos de las estructuras electrónicas:

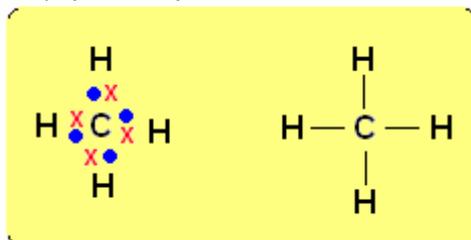
C (Z = 6): $1s^2 2s^2 2p^2$.

H (Z = 1): $1s^1$.

N (Z = 7): $1s^2 2s^2 2p^3$

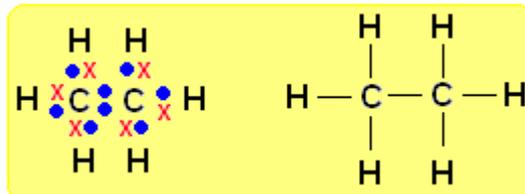
Metano (CH_4)

El hidrógeno que tiene un electrón le aporta al enlace compartiéndolo con el carbono en enlace covalente, cuatro hidrógenos comparten su electrón con un electrón de los cuatro del átomo de carbono, así los cuatro hidrógenos adquieren la estructura de gas noble (He) al compartir 2 electrones y el carbono también completa su octeto compartiendo cuatro los cuatro suyos y los cuatro de los cuatro H con los que se une. Se forman cuatro enlaces covalentes sencillos, cada uno formado por un electrón del carbono y otro del hidrógeno ($\times \bullet$) que comparten los dos átomos:

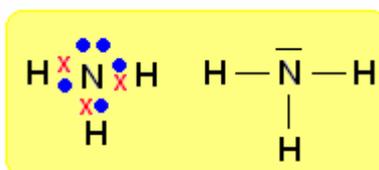


Etano (C_2H_6)

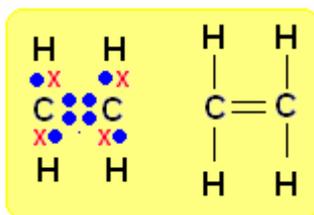
Cada uno de los dos carbonos del etano comparten sus cuatro electrones de su capa de valencia con tres hidrógenos y con el otro carbono, los seis hidrógenos comparten su electrón con los dos carbonos (3 con cada uno) formándose seis enlaces covalentes simples Carbono – Hidrógeno y un enlace covalente simple Carbono -Carbono



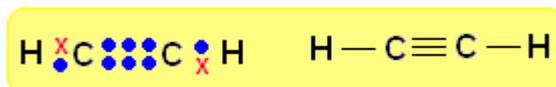
Tres de los cinco electrones de valencia del N son compartidos con 3 H (que así completan los dos electrones que le hacen estable) y los otros 2 siguen perteneciéndole sin formar enlace, con lo que el N también completa su octeto. Tres enlaces covalentes simples Nitrógeno-Hidrógeno y dos electrones sin enlazar conforman la molécula del amoníaco.



Los 4 H comparten su electrón de valencia con los carbonos (2 con cada carbono). Por su parte cada uno de los dos carbonos comparten dos de sus cuatro electrones de valencia con dos de los cuatro hidrógenos, los otros dos electrones de valencia los comparten entre ellos para formar un enlace doble.



La estructura es como la anterior pero los dos carbonos sólo comparten con los dos hidrógenos uno de sus 4 electrones de valencia, los otros tres los comparten entre sí para formar un triple enlace:



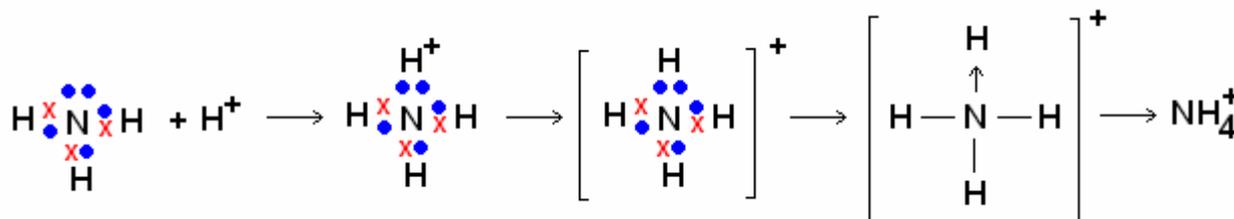
7 ¿Cómo se produce la unión de la molécula de amoníaco con un protón (H⁺)?



Configuraciones electrónicas:

H (Z = 1): 1s¹.
N (Z = 7): 1s² 2s² 2p³

En el ejercicio anterior ya estudiamos la estructura del amoníaco y vimos que quedaban un par de electrones sin enlazar, como el protón H⁺ ha perdido su electrón tiene mucha afinidad por electrones, se une a la molécula de amoníaco por enlace covalente dativo o coordinado, es decir el par de electrones del enlace covalente protón-amoníaco los proporciona el amoníaco y el protón (aceptor) se une al amoníaco mediante enlace covalente en el que el par de electrones del enlace los proporciona el amoníaco (dador):



8 PAU De los siguientes enlaces covalentes, indica el de mayor y el de menor polaridad: O-H, O-N y O-Cl. Razona tu respuesta.



De los tres elementos que se unen con el oxígeno, el más electropositivo es el hidrógeno, y el cloro y el nitrógeno tienen una electronegatividad semejante, luego el más polar será el enlace O-H ya que la diferencia de electronegatividad es mayor, la nube electrónica está más próxima al oxígeno, habiendo una densidad de carga positiva cerca del hidrógeno, los otros dos enlaces tienen una polaridad semejante y menor que el anterior ya que su electronegatividad es parecida.



PAU Analiza si son polares o no polares las siguientes moléculas: cloruro de berilio (BeCl_2), metano (CH_4) y amoníaco (NH_3).

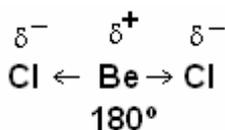


Como el momento bipolar es un vector, en la polaridad de la molécula no sólo influye la diferencia de electronegatividades de los átomos que la forman sino también su estructura espacial, su geometría molecular.

Configuraciones electrónicas:

Be ($Z = 4$) : $1s^2 2s^2$
 Cl ($Z = 17$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 H ($Z = 1$): $1s^1$.
 N ($Z = 7$): $1s^2 2s^2 2p^3$
 C ($Z = 6$): $1s^2 2s^2 2p^2$.

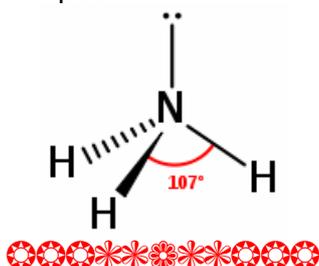
En el **cloruro de berilio**, el elemento más electronegativo es el cloro, que en su última capa tiene 7 electrones y tiene tendencia a captar uno para completar su octeto (el berilio es electropositivo, tiene tendencia a perder sus dos electrones de valencia, $2s^2$ para adquirir la configuración más estable del He), luego la nube electrónica del enlace estará desplazada hacia el cloro, con lo que se produce un momento bipolar del enlace Cl-Be, pero como los dos enlaces $\text{Be} \rightarrow \text{Cl}$ forman un ángulo de 180° , mismo módulo y dirección pero sentidos opuestos, la polaridad se neutraliza o compensa, aunque los enlaces Cl – Be son polares la molécula es apolar (momento bipolar molecular nulo):



Metano: de acuerdo con sus configuraciones electrónicas el C es electronegativo y el hidrógeno electropositivo, el enlace C – H es covalente polar, pero la estructura geométrica de la molécula de metano tiene forma de tetraedro con el carbono en el centro y los cuatro hidrógenos en los cuatro vértices del tetraedro con lo que la resultante de los cuatro vectores momento bipolar, que tienen igual módulo, es nula y la molécula es apolar:



La molécula de **amoníaco** NH_3 presenta una estructura de pirámide triangular con el átomo de nitrógeno ocupando el vértice de la pirámide. Los enlaces N – H son covalentes polares ya que el nitrógeno es electronegativo y el hidrógeno electropositivo, como los momentos bipolares de la molécula dan una resultante no nula debido a su geometría piramidal, la molécula es polar, de hecho se disuelve bien en agua que también es una sustancia polar:



110 Ordena las siguientes sustancias en función de las fuerzas intermoleculares que actúan entre sus moléculas constituyentes: agua, hidrógeno y cloruro de hidrógeno.



Agua (H_2O): fuerzas moleculares por puentes de hidrógeno.

Hidrógeno (H_2) : Fuerzas moleculares de de Van der Waals de inducción débiles.

Cloruro de hidrógeno (HCl): predominan las fuerzas intermoleculares del tipo Van der Waals dipolo-dipolo.



111 Si los puntos de ebullición aumentan con la masa molar de la sustancia, razona porqué el agua tiene un punto de ebullición muy superior al del sulfuro de hidrógeno (H_2S).



Porque en el agua se da una fuerza adicional intermolecular por puentes de hidrógeno que hace que sea necesario comunicar una energía adicional para que las moléculas de agua pasen del estado líquido al estado gaseoso, es decir el calor que hay que comunicar a las moléculas de agua para que dejen el estado líquido es mayor que en el caso del H_2S ya que están más fuertemente unidas sus moléculas en el estado líquido debido a las fuerzas intermoleculares por puentes de hidrógeno, si hay que comunicar más calor (energía) la temperatura alcanzada será mayor.



112 Indica el tipo de enlace que:

- Produce sustancias no conductoras en estado sólido.
- Produce sustancias conductoras en disolución.
- Explica el relativamente elevado punto de fusión y de ebullición del agua.
- Hace que el punto de ebullición del fluoruro de hidrógeno (HF) sea mucho mayor que el del cloruro de hidrógeno (HCl).
- Une a las moléculas de cloruro de hidrógeno (HCl).



- Enlace covalente apolar.**
- Enlace iónico** y (en menor intensidad) el covalente polar.
- Las fuerzas por **puentes de hidrógeno** entre las moléculas de agua líquida.
- Las **fuerzas intermoleculares de Van der Waals de tipo dipolo-dipolo**, ya que el F es más electronegativo que el Cl y por tanto su dipolo es más intenso, las moléculas de HF están más fuertemente unidas por este tipo de enlace que las de HCl.
- El mismo tipo que en el apartado anterior, **fuerzas intermoleculares de Van der Waals de tipo dipolo-dipolo.**



CUESTIONES Y PROBLEMAS

NATURALEZA DEL ENLACE

① *¿Por qué se enlazan los átomos?*



Porque al hacerlo la molécula tiene menor energía que los componentes por separado, porque se estabilizan al reaccionar.



② *¿A qué se llama longitud de enlace?*



La **longitud de enlace** o **distancia de enlace** es la distancia media en el tiempo entre los núcleos de dos átomos unidos mediante un enlace químico en una molécula.

La longitud de enlace se relaciona inversamente con el orden de enlace, cuando más electrones participan en la formación de un enlace, el enlace se hace más corto. La longitud de enlace también se relaciona inversamente con la fuerza de enlace y con la energía de disociación de enlace, dado que un enlace más fuerte también es un enlace más corto. En un enlace entre dos átomos idénticos, la mitad de la distancia de enlace es igual al radio covalente. Las longitudes de enlace se miden en las moléculas por medio de la difracción de rayos X. El enlace entre dos átomos es distinto de una molécula a otra. Por ejemplo, el enlace carbono-hidrógeno en el metano es diferente a aquél en el cloruro de metilo. Sin embargo, es posible hacer generalizaciones cuando la estructura general es la misma.



③ *¿Cuál es la naturaleza última del enlace?*



Los átomos se enlazan porque, la molécula tiene menor energía que los componentes por separado, porque se estabilizan al reaccionar. La naturaleza última es siempre electrostática, de estabilidad energética entre cargas de distinto signo.



④ *¿Qué condiciones energéticas se han de cumplir para que pueda afirmarse que se ha originado un enlace?*



Que la molécula tenga menos energía que los componentes por separado.



⑤ *Indica cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas y por qué:*

- a) *Al romperse un enlace químico, se libera energía.*
- b) *Al formarse un enlace químico, se desprende energía.*
- c) *Si se calienta agua hasta que se evapora, se rompen los enlaces O-H.*



- a) **Falsa**, ya que si al formarse un enlace la energía del sistema enlazado disminuye, para romper enlaces habrá que comunicar energía.
- b) **Verdadera**, si el sistema se estabiliza es porque pasa a un estado energético menor desprendiendo energía.
- c) Al evaporar agua lo único que hacemos es comunicar energía cinética a las moléculas de agua, que adquieren la suficiente para pasar al estado de vapor, liberándose de las fuerzas intermoleculares que la mantienen unidas en el líquido, pero los enlaces de la molécula no se afectan, se necesita comunicar más energía para eso, siguen siendo moléculas de agua pero en estado gaseoso en vez de en estado líquido, es por tanto **falsa** la afirmación.



ENLACES IÓNICO, COVALENTE Y METÁLICO

- 6) *¿Cuál es el requisito para que dos átomos se unan mediante un enlace iónico?*



Que los átomos que se unen sean uno tan electropositivo (tendente a ceder electrones) y otro tan electronegativo (tendente a captar electrones) que se formen cationes, el primero, y aniones, el segundo, de manera que estos iones de carga distinta se unan por fuerzas electrostáticas en una red cristalina iónica.



- 7) *¿Qué se entiende por enlace iónico?*



La unión, por fuerzas electrostáticas de atracción, en una red cristalina iónica, del catión formado por el elemento más electropositivo (al ceder electrones), y el anión producido por el elemento electronegativo (al captar los electrones que ha cedido el electropositivo).



- 8) *¿Existen moléculas de compuestos iónicos?*



No existen moléculas de compuestos iónicos ya las fuerzas de atracción electrostática entre cargas de distinto signo (cationes y aniones) tienen una geometría de acción esférica, de manera que cada ión tiende a rodearse de tantos iones de signo contrario como la neutralización de sus cargas (condición de neutralidad) y el tamaño de los iones lo permitan para formar una **estructura cristalina iónica** de geometría estable, son **agregados de iones** colocado en las posiciones de una red cristalina que las cargas y la naturaleza geométrica permite para que la energía del conjunto sea la mínima posible.



- 9) *¿Qué es una red cristalina iónica?*



Las redes cristalinas iónicas se pueden considerar como un ordenamiento espacial en cuerpos geométricas, en general regulares, cuyos vértices están ocupados por aniones y sus centros por cationes de manera que su estructura geométrica depende de que se cumpla la condición de neutralidad de cargas y de los

14 ¿Qué queremos decir con geometría molecular?



La **Geometría molecular** o **estructura molecular** es la disposición tridimensional de los átomos que constituyen una molécula. La geometría molecular puede describirse por las **posiciones** de estos **átomos en el espacio**, mencionando la longitud de enlace de dos átomos unidos, ángulo de enlace de tres átomos conectados y ángulo de torsión de tres enlaces consecutivos.



15 ¿Cuál es la idea clave que encierra el enlace metálico?



Que los electrones de enlace entre los átomos metálicos, los electrones de valencia, están **deslocalizados** en la red y sin pertenecer a uno concreto, sino a todos, y estos cationes, que han perdido sus electrones, están en posiciones fijas en la **red cristalina metálica**.



16 Indica en cuál de los siguientes compuestos se encuentran los átomos en forma de iones:

- Bromuro de potasio (KBr).
- Óxido de bario (BaO).
- Cloro (Cl₂).
- Monóxido de nitrógeno (NO).



Los átomos se encontrarán en forma de iones en aquellos compuestos que sean iónicos, es decir cuyos constituyentes tengan una gran diferencia de electronegatividad: KBr y BaO, ya el cloro tiene enlace covalente apolar (los dos átomos tienen igual electronegatividad) y el NO covalente polar (el oxígeno es un poco más electronegativo).



17 PAU Predice el tipo de enlace que tendrá lugar entre los siguientes pares de elementos:

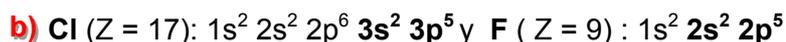
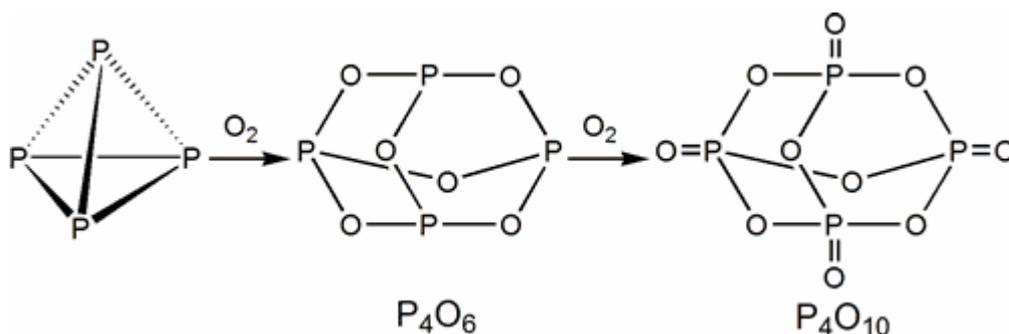
- P y O
- Cl y F
- Br y Li
- I y Si



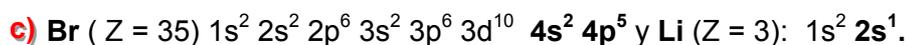
Partimos de las configuraciones electrónicas:

a) P (Z = 15): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p³ y O (Z = 8): 1s² 2s² 2p⁴

Son los dos electronegativos, más el oxígeno que el fósforo, forma compuestos con enlace covalente polar, he aquí la estructura de los anhídridos fosforoso P₂O₃ (P₄O₆) y fofórico P₂O₅ (P₄O₁₀):



El cloro es muy electronegativo, tiene tendencia a captar el electrón que le falta para completar su octeto pero el flúor es más electronegativo aún, comparten electrones con enlace covalente polar para formar, por ejemplo ClF₃.



El bromo con 7 electrones de valencia tiene tendencia a captar un electrón para completar su octeto, es electronegativo, y formar el anión Br⁻, por el contrario el litio, con un solo electrón en su última capa tiene tendencia a perderlo para completar su octeto, es electropositivo, y forma el catión Li⁺, los iones se unen por atracción electrostática mediante enlace iónico en una red cristalina iónica.



Ambos tienen una electronegatividad parecida, mayor el yodo, como el silicio es un semimetal, su compuesto se formará mediante enlace metálico.

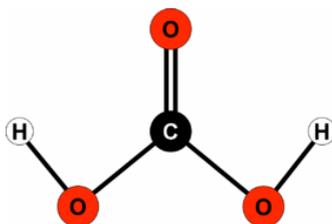


18) Clasifica los siguientes compuestos como iónicos o covalentes:

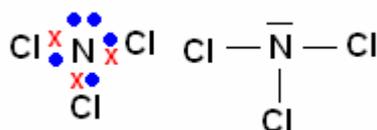
- a) Dióxido de azufre (SO₂).
- b) Nitrato de potasio (KNO₃).
- c) Ácido carbónico (H₂CO₃).
- d) Tricloruro de nitrógeno (NCl₃).
- e) Óxido de dilitio (Li₂O).
- f) Ácido sulfúrico (H₂SO₄).



- a) Covalente ya que están en el mismo grupo, misma configuración electrónica de su capa de valencia y su electronegatividad es parecida.
- b) El anión nitrato (NO₃⁻) se une al catión potasio (K⁺) mediante enlace iónico, el N y el oxígeno para formar el anión nitrato se unen mediante enlace covalente.
- c) Enlace covalente :

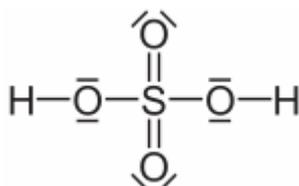


d) Es también covalente pues ambos son electronegativos:



e) Enlace iónico ya que tienen electronegatividades muy distintas, uno es electropositivo (Li) y otro electronegativo (O).

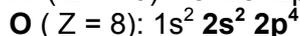
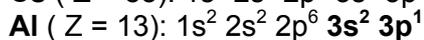
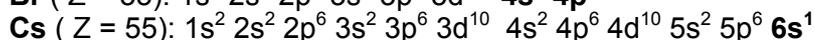
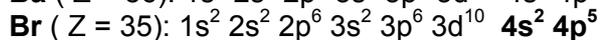
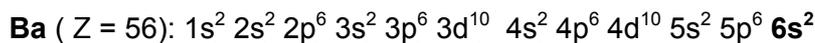
f) Enlace covalente.



①⑨ *Predice la carga del ion más estable de los siguientes átomos: Ba, Br, Cs, Al y O.*



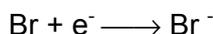
Estructuras electrónicas:



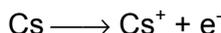
✿ El **bario** tienen tendencia a perder sus dos electrones de la capa 6 para adquirir la estructura electrónica del gas noble anterior con su octeto completo y formar el catión bario(II) :



✿ El **bromo** tienen tendencia a ganar un electrón para adquirir la estructura electrónica del gas noble siguiente con su octeto completo en su capa 4 de valencia y formar el anión bromuro:



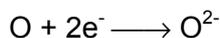
✿ El **cesio** tienen tendencia a perder su electrón de la capa 6 para adquirir la estructura electrónica del gas noble anterior con su octeto completo y formar el catión cesio:



✿ El **aluminio** tienen tendencia a perder sus tres electrones de la capa 3 para adquirir la estructura electrónica del gas noble anterior con su octeto completo y formar el catión aluminio(III) :



✿ El **oxígeno** tienen tendencia a ganar dos electrones que le faltan para adquirir la estructura electrónica del gas noble siguiente con su octeto completo en su capa 2 de valencia y formar el anión oxígeno:



20 ¿Qué fórmula empírica presentarán los siguientes compuestos iónicos?

- a) K y Cl
- b) Mg y O
- c) Mg y F
- d) Al y O



Partimos de las configuraciones electrónicas

a) K (Z = 19): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ y Cl (Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

El **potasio** es electropositivo tiene tendencia a perder su electrón de valencia para adquirir la estructura del gas noble anterior con su octeto completo formando el catión K^+ .

El **cloro**, por el contrario, es electronegativo, tiene tendencia a captar el electrón que le falta para completar su octeto y formar el anión Cl^- .

Luego el compuesto de potasio y cloro para ser eléctricamente neutro necesita un ión de cada tipo, su **fórmula empírica será KCl**.

b) Mg (Z = 12): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ y O (Z = 8): $1s^2 2s^2 2p^4$

El **magnesio** es electropositivo tiene tendencia a perder sus dos electrones de valencia para adquirir la estructura del gas noble anterior con su octeto completo formando el catión Mg^{2+} .

El **oxígeno**, por el contrario, es electronegativo, tiene tendencia a captar los dos electrones que le faltan para completar su octeto y formar el anión O^{2-} .

Luego el compuesto de magnesio y oxígeno, para ser eléctricamente neutro necesita un ión de cada tipo, su **fórmula empírica será MgO**.

c) Mg (Z = 12): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ y F (Z = 9) $1s^2 2s^2 2p^5$

El **magnesio** es electropositivo tiene tendencia a perder sus dos electrones de valencia para adquirir la estructura del gas noble anterior con su octeto completo formando el catión Mg^{2+} .

El **flúor**, por el contrario, es electronegativo, tiene tendencia a captar el electrón que le falta para completar su octeto y formar el anión F^- .

Luego el compuesto de magnesio y flúor, para ser eléctricamente neutro necesita por cada ión magnesio (con dos cargas positivas) un ión fluoruro (una carga negativa), su **fórmula empírica será MgF_2** .

d) Al (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ y O (Z = 8): $1s^2 2s^2 2p^4$

El **aluminio** es electropositivo tiene tendencia a perder sus tres electrones de valencia para adquirir la estructura del gas noble anterior con su octeto completo formando el catión Al^{3+} .

El **oxígeno**, por el contrario, es electronegativo, tiene tendencia a captar los dos electrones que le faltan para completar su octeto y formar el anión O^{2-} .

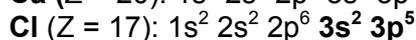
Luego el compuesto de aluminio y oxígeno, para ser eléctricamente neutro necesita por cada **dos** iones aluminio (con tres cargas positivas) **tres** iones oxígeno (dos carga negativas) para que las seis cargas negativas (3×2) neutralicen las seis positivas (2×3), su **fórmula empírica será Al_2O_3** .



21 Explica la formación del compuesto dicloruro de calcio ($CaCl_2$).



Como siempre para este tipo de ejercicios hemos de partir de las configuraciones electrónicas de los átomos que intervienen:



El **calcio** es electropositivo tiene tendencia a perder sus dos electrones de valencia para adquirir la estructura del gas noble anterior con su octeto completo formando el catión Ca^{2+} .

El **cloro**, por el contrario, es electronegativo, tiene tendencia a captar el electrón que le falta para completar su octeto y formar el anión Cl^- .

Los dos iones que tienen signo opuesto se unen mediante fuerzas de atracción electrostáticas, enlace iónico, formando una red cristalina iónica en que cada ión calcio está rodeado por dos iones cloruro para que la molécula sea eléctricamente neutra.



22 PAU Diseña el ciclo de Born-Haber para el dicloruro de magnesio ($MgCl_2$).



Sublimación del Mg sólido. Cambia el estado de una sustancia desde el estado sólido al gaseoso, proceso en que se absorbe la entalpía de sublimación



Ionización del átomo gaseoso de Mg. Aquí se ioniza Mg para dar Mg^{2+} en la fase gas, en que se comunica una energía igual al segundo potencial de ionización:



Disociación de la molécula gaseosa de $Cl_2(g)$. Hay que comunicar la entalpía de disociación correspondiente:



Formación de Cl^- gaseoso, se desprende el doble de la electroafinidad:

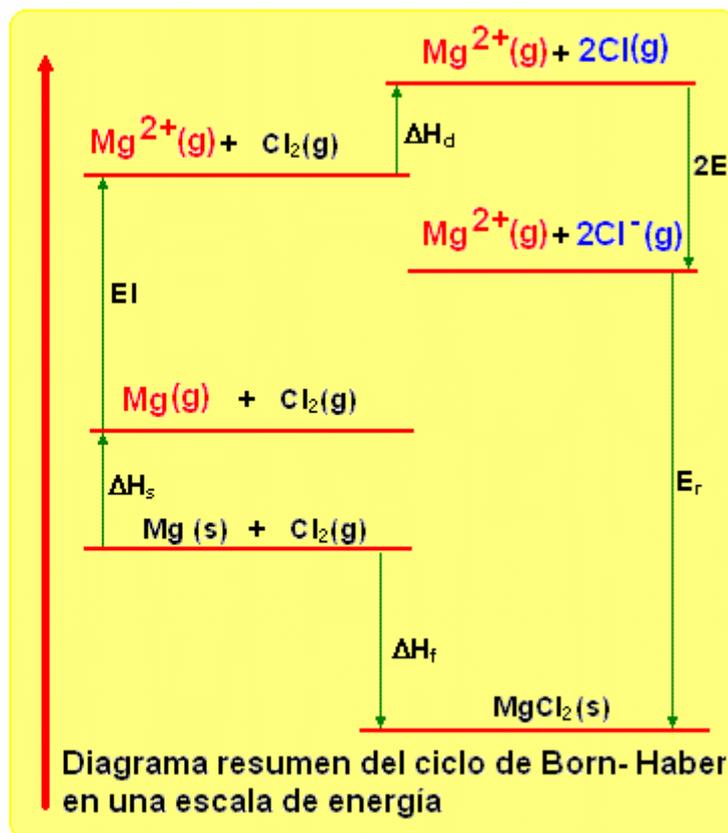
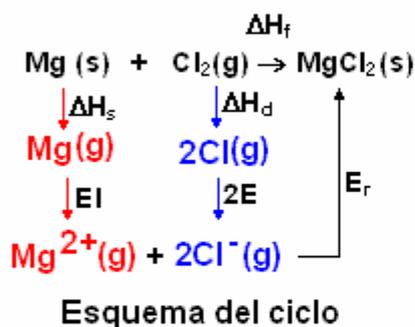


Formación del sólido a partir de iones gaseosos, en el proceso se libera la energía reticular



Luego la entalpía de formación del $MgCl_2$ es:





23 PAU La estructura electrónica de un determinado elemento es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^0 4p^6 5s^2$.

- ¿A qué grupo y período pertenece?
- ¿Cuál es su número atómico?
- ¿Qué tipo de enlace dará con otro elemento de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$?
- ¿Qué fórmula tendrá el compuesto resultante de la unión de ambos?
- ¿Qué propiedades puedes anticipar que tendrá dicho compuesto?



- La capa de valencia tiene configuración $5s^2$, luego pertenece al grupo de los alcalinotérreos o grupo 2 ya que tiene dos electrones en el subnivel s, y al período 5.
- Contamos los electrones: $2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 10 + 6 + 2 = 38$, como es neutro tendrá también 38 protones, luego $Z = 38$ (el estroncio, Sr).
- Como el Sr es electropositivo y tiene tendencia a formar el Sr^{2+} y el nuevo elemento tiene en su tercera capa, la de valencia, 7 electrones y tendencia captar uno para completar su octeto, formando el Cl^- , ambos elementos se unen mediante enlace iónico.
- Cada Sr^{2+} debe rodearse de dos Cl^- para conservar la electroneutralidad, luego la fórmula empírica es SrCl_2 .
- Tendrá las **propiedades características de los compuestos iónicos**:

☼ Las sustancias iónicas se encuentran en la naturaleza formando redes cristalinas, por tanto son sólidas.

☼ **Sólidos duros y quebradizos** : Las sustancias iónicas están constituidas por iones ordenados en el retículo cristalino; las fuerzas que mantienen esta ordenación son fuerzas de Coulomb, muy intensas. Esto hace que las sustancias iónicas sean sólidos cristalinos con puntos de fusión elevados. **Su dureza es bastante grande**, ya que al estar en posiciones fijas son muy compactos y ofrecen alta resistencia a ser rayados, sin embargo son frágiles ya que un golpe brusco desmorona la ordenación de la red cristalina, rompiendo el cristal

☼ **Puntos de fusión y ebullición elevados** : En efecto, para fundir un cristal iónico hay que deshacer la red cristalina, separar los iones. El aporte de energía necesario para la fusión, en forma de energía térmica, ha de igualar al de energía reticular, que es la energía desprendida en la formación de un mol de compuesto iónico sólido a partir de los correspondientes iones en estado gaseoso. Esto hace que haya una relación entre energía reticular y punto de fusión, siendo éste tanto más elevado cuanto mayor es el valor de aquella.

☼ **Son solubles en disolventes polares como el agua**: Esto se debe a que no hay coincidencia entre el centro de gravedad de las cargas positivas y el de las negativas: la molécula de los compuestos iónicos es un dipolo, es decir, un conjunto de dos cargas iguales en valor absoluto pero de distinto signo, separadas a una cierta distancia. Los dipolos se caracterizan por su momento; producto del valor absoluto de una de las cargas por la distancia que las separa. Un de estas sustancias polares es, por ejemplo el agua. Cuando un compuesto iónico se introduce en un disolvente polar, los iones de la superficie del cristal provocan a su alrededor una orientación de las moléculas dipolares, que enfrentan hacia cada ión sus extremos con carga opuesta a la del mismo. En este proceso de orientación se libera una energía que, si supera a la energía reticular, arranca al ión de la red. Una vez arrancado, el ión se rodea de moléculas de disolvente: queda solvatado (hidratado si el disolvente es el agua). Las moléculas de disolvente alrededor de los iones se comportan como capas protectoras que impiden la reagrupación de los mismos. Todo esto hace que, en general, los compuestos iónicos sean solubles en disolventes polares, aunque dependiendo siempre la solubilidad del valor de la energía reticular y del momento dipolar del disolvente.

☼ **Baja conductividad eléctrica y térmica al estado sólido** ya que los iones ocupan posiciones fijas en la red cristalina iónica y carecen de movilidad pero cuando se tratan de sustancias **disueltas tienen una conductividad alta** ya que los iones quedan libres y, si aplicamos una diferencia de potencial se mueven conduciendo por tanto la corriente eléctrica, si inducimos un gradiente térmico, los iones se moverán según ese gradiente conduciendo el calor.



②④ *El flúor se combina con el aluminio, con el calcio y con el rubidio.*

- a) *Escribe las fórmulas de los fluoruros formados.*
- b) *Indica cuál de ellos posee mayor carácter iónico.*



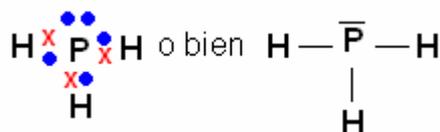
Como siempre partimos de la estructura electrónica:

F (Z = 9) $1s^2 2s^2 2p^5$

Al (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Ca (Z = 20): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Sr (Z = 37): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5 5s^2$



c) Sulfuro de hidrógeno, H₂S

S (Z = 16): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁴ y **H** (Z = 1) 1s¹

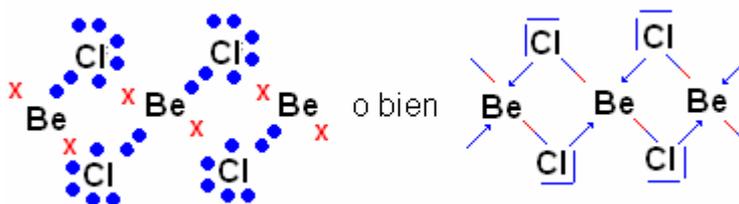
Como el azufre tiene 6 electrones en su capa de valencia, para completar su octeto, ha de compartir 2 electrones, uno con cada uno de los dos hidrógenos, que, a su vez, pasan a tener los dos que necesita para completar su capa de valencia, hay pues dos enlaces covalentes sencillos azufre - hidrógeno:



d) Dicloruro de berilio, BeCl₂

Be (Z = 4) 1s² 2s² y **Cl** (Z = 17): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵

Cada berilio se une a cuatro cloros (en los vértices de un tetraedro) en una red. A dos compartiendo cada uno de sus dos electrones de valencia y con los otros dos es el cloro el que aporta los dos electrones de enlace en enlace covalente dativo, así ambos átomos completan su octeto:



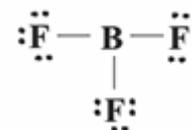
27 De las siguientes sustancias, indica cuáles no cumplen la regla de Lewis. Razona tu respuesta.

- a) Trifluoruro de boro (BF₃).
- b) Monóxido de nitrógeno (NO).
- c) Ozono (O₃).
- d) Pentacloruro de fósforo (PCl₅).



a) Trifluoruro de boro. B (Z = 5) 1s² 2s² 2p¹ y **F** (Z = 9) 1s² 2s² 2p⁵

Es el ejemplo clásico de estructuras en las que hay átomos con menos de ocho electrones, alrededor del boro sólo hay seis electrones, tres de su capa de valencia y otros tres que comparte con el flúor (que sí completa su octeto).



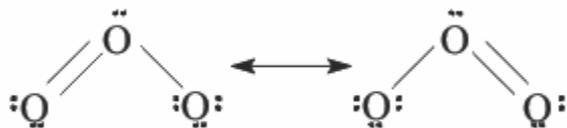
b) Monóxido de nitrógeno N (Z = 7) 1s² 2s² 2p³ y **O** (Z = 8) 1s² 2s² 2p⁴

En esta molécula el número de electrones de valencia es impar (5 del N + 6 del O = 11) luego es imposible formar parejas con ellos y tampoco será posible completar un octeto en



torno a uno de los átomos ya que 8 es número par, las estructuras de Lewis propuestas completan el octeto de uno u otro de los átomos pero no de los dos a la vez.

c) Ozono: O (Z = 8) $1s^2 2s^2 2p^4$

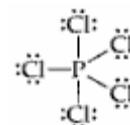


Se pueden formular dos estructuras de Lewis, neutras, para el ozono en las que el oxígeno tienen su octeto completo, las propiedades de la molécula real dicen que la longitud de enlace es la misma para los oxígenos con doble enlace y enlace sencillo, no hay más remedio que aceptar que la molécula real está

resonando entre las dos, de manera que el enlace es el mismo.

d) Pentacloruro de fósforo. P (Z = 15) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ y Cl (Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Este es el ejemplo clásico en que hay que colocar más de ocho electrones alrededor de un átomo, en este caso el de fósforo que se une mediante cinco enlaces covalentes a otros tantos cloros, obligándonos a expandir la capa de valencia en torno al fósforo central hasta 10 electrones de valencia.



28) ¿Qué tipo de enlace presenta el nitrógeno: iónico, covalente polar, metálico o covalente apolar?



N (Z = 7) $1s^2 2s^2 2p^3$



Al formarse la molécula de N₂ cada átomo comparte 3 electrones y completan así su octeto, mediante un triple enlace covalente, como los dos átomos que se unen son del mismo elemento (el N), no hay diferencia de electronegatividad y no hay dipolos, es apolar.



29) Explica los enlaces que hay en el carbonato de potasio K₂CO₃.



C (Z = 6) $1s^2 2s^2 2p^2$.
O (Z = 8) $1s^2 2s^2 2p^4$



La estructura del Lewis para el anión carbonato es de tres enlaces covalentes dobles alrededor del carbono y dos de los tres hidrógenos con un electrón en exceso sobre su octeto es decir CO₃²⁻, las dos cargas negativas del anión se neutralizan con dos cationes potasio mediante enlace iónico.

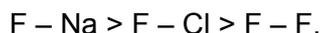


30) Ordena estos enlaces en orden creciente de polaridad: F-Cl, F-Na y F-F.



En el enlace F – F, los dos átomos que se enlazan son iguales y por tanto poseen la misma electronegatividad es apolar (atraen por igual a los electrones de enlace y la distribución geométrica de la nube negativa de enlace es simétrica), en el F –Cl ya el cloro es menos electronegativo que el flúor luego habrá más densidad de carga negativa cerca del F que del Cl, luego hay un dipolo eléctrico y, por

último en el F – Na, el F es muy electronegativo y Na electropositivo se enlazan por enlace iónico, formando los iones F⁻ y Na⁺, luego el orden de polaridades:



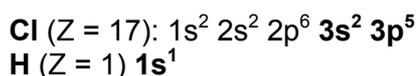
③① PAU Justifica si las siguientes moléculas son polares o no polares: cloruro de hidrógeno (HCl), yodo (I₂) y diclorometano (Cl₂CH₂).



En la polaridad influyen dos factores:

- 1) La **diferencia de electronegatividad** de los átomos que se unen que hace que el más electronegativo tenga en su derredor más densidad de carga negativa y se forme un dipolo eléctrico.
- 2) La **geometría de la molécula** que puede hacer que aunque los enlaces sean polares, la molécula sea apolar por que se neutralicen sus momentos bipolares.

❁ Cloruro de hidrógeno (HCl)



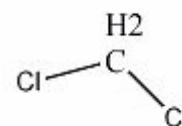
Basándonos en la configuraciones electrónicas vemos que el cloro es electronegativo pues tiene tendencia a captar el electrón que le falta para completar el octeto de su capa tres de valencia y el hidrógeno es electropositivo pues tiene tendencia ceder el electrón que tiene en su capa de valencia, el enlace H – Cl será pues polar ya que la densidad de carga negativa del enlace covalente sencillo será mayor en, la nube electrónica estará desplazada hacia, el cloro existiendo una carga parcial negativa (δ⁻) y una densidad parcial de carga positiva (δ⁺) cerca del hidrógeno, se forma un dipolo eléctrico.

❁ Yodo (I₂)

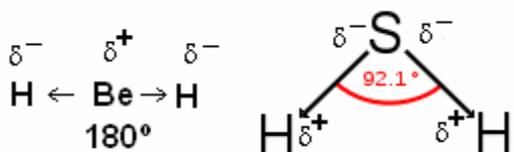
Los dos átomos que se unen son iguales (misma electronegatividad) la nube electrónica está uniformemente distribuida y la molécula es apolar.

❁ Diclorometano (Cl₂CH₂)

La estructura del compuesto muy polar ya que los enlaces C – Cl y C – H tienen diferente electronegatividad y desde el punto de vista geométrico los dos hidrógenos y los dos cloros se colocan de manera que la resultante de los momentos bipolares no se neutralizan.



③② ¿Qué consecuencia se puede deducir del hecho de que el momento dipolar del dihidruro de berilio (BeH₂) sea nulo y el del sulfuro de hidrógeno (H₂S) no lo sea?



Que las geometrías de las moléculas son diferentes ya que ambos enlaces son de distinta electronegatividad ambos deberían ser polares, si el BeH₂ es apolar es debido a que la molécula forma un ángulo de 180° y los dos dipolos de los dos enlaces covalentes se neutralizan mientras que

en el H₂S el ángulo de enlace es de 92° y el momento bipolar resultante no es nulo.



③③ Completa la siguiente tabla escribiendo las fórmulas empíricas de los compuestos que se obtienen combinando los iones de distinto signo:



	SO ₄ ²⁻	Cl	OH	Cr ₂ O ₇ ²⁻	NO ₃ ⁻	S ²⁻
Ca ²⁺	CaSO ₄	CaCl ₂	Ca(OH) ₂	CaCr ₂ O ₇	Ca(NO ₃) ₂	CaS
Fe ²⁺	FeSO ₄	FeCl ₂	Fe(OH) ₂	FeCr ₂ O ₇	Fe(NO ₃) ₂	FeS
Pt ⁴⁺	Pt(SO ₄) ₂	PtCl ₄	Pt(OH) ₄	Pt(Cr ₂ O ₇) ₂	Pt(NO ₃) ₄	PtS ₂
K ⁺	K ₂ SO ₄	KCl	K(OH)	K ₂ Cr ₂ O ₇	KNO ₃	K ₂ S
Ba ²⁺	BaSO ₄	BaCl ₂	Ba(OH) ₂	BaCr ₂ O ₇	Ba(NO ₃) ₂	BaS
Na ⁺	Na ₂ SO ₄	NaCl	Na(OH)	Na ₂ Cr ₂ O ₇	NaNO ₃	Na ₂ S
Fe ³⁺	Fe ₂ (SO ₄) ₃	FeCl ₃	Fe(OH) ₃	Fe ₂ (Cr ₂ O ₇) ₃	Fe(NO ₃) ₃	Fe ₂ S ₃
Cu ²⁺	CuSO ₄	CuCl ₂	Cu(OH) ₂	CuCr ₂ O ₇	Cu(NO ₃) ₂	CuS
Al ³⁺	Al ₂ (SO ₄) ₃	AlCl ₃	Al(OH) ₃	Al ₂ (Cr ₂ O ₇) ₃	Al(NO ₃) ₃	Al ₂ S ₃



③④ Nombra todos los compuestos obtenidos en el ejercicio anterior.



- CaSO₄: Tetraoxosulfato(VI) de calcio, Sulfato de calcio, sulfato cálcico.
- CaCl₂: Cloruro de calcio, cloruro de calcio, cloruro cálcico.
- Ca(OH)₂: Hidróxido de calcio.
- CaCr₂O₇: Heptaoxo dicromato(VI) de calcio, Dicromato de calcio, dicromato cálcico.
- Ca(NO₃)₂: Trioxonitrato(V) de calcio; nitrato de calcio, nitrato cálcico.
- CaS: sulfuro de calcio, sulfuro de calcio, sulfuro cálcico.
- FeSO₄: Tetraoxosulfato(VI) de hierro(II), sulfato de hierro(II), sulfato ferroso.
- FeCl₂: Dicloruro de hierro, cloruro de hierro(II), cloruro ferroso.
- Fe(OH)₂: Dihidróxido de hierro, hidróxido de hierro(II), hidróxido ferroso.
- FeCr₂O₇: Heptaoxo dicromato(VI) de hierro(II), Dicromato de hierro(II), dicromato ferroso.
- Fe(NO₃)₂: Trioxonitrato(V) de hierro(II); nitrato de hierro(II), nitrato ferroso.
- FeS: Sulfuro de hierro, sulfuro de hierro(II), sulfuro ferroso.
- Pt(SO₄)₂: Tetraoxosulfato(VI) de platino(IV), sulfato de platino(IV), sulfato platínico.
- PtCl₄: Tetracloruro de platino, cloruro de platino(IV), cloruro platínico.
- Pt(OH)₄: Tetrahidróxido de platino, hidróxido de platino(IV), hidróxido platínico.
- Pt(Cr₂O₇)₂: Heptaoxo dicromato(VI) de platino(IV), Dicromato de platino(IV), dicromato platínico.
- Pt(NO₃)₄: Trioxonitrato(V) de platino(IV); nitrato de platino(IV), nitrato platínico.
- PtS₂: disulfuro de platino, sulfuro de platino(IV), sulfuro platínico.
- K₂SO₄: Tetraoxosulfato(VI) de potasio, Sulfato de potasio, sulfato potásico o de potasio.
- KCl: Cloruro de potasio, cloruro de potasio, cloruro potásico o de potasio.
- K(OH): Hidróxido de potasio.
- K₂Cr₂O₇: Heptaoxo dicromato(VI) de potasio, Dicromato de potasio, dicromato potásico.
- KNO₃: Trioxonitrato(V) de potasio; nitrato de potasio, nitrato potásico o de potasio.
- K₂S: Sulfuro de dipotasio, sulfuro de potasio, sulfuro potásico.
- BaSO₄: Tetraoxosulfato(VI) de bario, Sulfato de bario, sulfato bórico o de bario.
- BaCl₂: Dicloruro de bario, cloruro de bario, cloruro bórico o de bario.
- Ba(OH)₂: Dihidróxido de bario, hidróxido de bario.
- BaCr₂O₇: Heptaoxo dicromato(VI) de bario, Dicromato de bario, dicromato bórico o de bario.

- $Ba(NO_3)_2$: Trioxonitrato(V) de bario; nitrato de bario, nitrato bórico o de bario.
 BaS : Sulfuro de bario, sulfuro de bario, sulfuro potásico.
 Na_2SO_4 : Tetraoxosulfato(VI) de sodio, Sulfato de sodio, sulfato sódico o de sodio.
 $NaCl$: Cloruro de sodio, cloruro de sodio, cloruro sódico o de sodio.
 $Na(OH)$: Hidróxido de sodio.
 $Na_2Cr_2O_7$: Heptaoxo dicromato(VI) de sodio, Dicromato de sodio, dicromato sódico o de sodio.
 $NaNO_3$: Trioxonitrato(V) de sodio; nitrato de sodio, nitrato sódico o de sodio.
 Na_2S : Sulfuro de disodio, sulfuro de sodio, sulfuro sódico o de sodio.
 $Fe_2(SO_4)_3$: Tetraoxosulfato(VI) de hierro(III), sulfato de hierro(III), sulfato férrico.
 $FeCl_3$: Tricloruro de hierro, cloruro de hierro(III), cloruro férrico.
 $Fe(OH)_3$: Trihidróxido de hierro, hidróxido de hierro(III), hidróxido férrico.
 $Fe_2(Cr_2O_7)_3$: Heptaoxo dicromato(VI) de hierro(III), Dicromato de hierro(III), dicromato férrico.
 $Fe(NO_3)_3$: Trioxonitrato(V) de hierro(III); nitrato de hierro(III), nitrato férrico.
 Fe_2S_3 : Trisulfuro de hierro, sulfuro de hierro(III), sulfuro férrico.
 $CuSO_4$: Tetraoxosulfato(VI) de cobre(II), sulfato de cobre(II), sulfato cúprico.
 $CuCl_2$: Dicloruro de cobre, cloruro de cobre(II), cloruro cúprico.
 $Cu(OH)_2$: Dihidróxido de cobre, hidróxido de cobre(II), hidróxido cúprico.
 $CuCr_2O_7$: Heptaoxo dicromato(VI) de cobre(II), Dicromato de cobre(II), dicromato cúprico.
 $Cu(NO_3)_2$: Trioxonitrato(V) de cobre(II); nitrato de cobre(II), nitrato cúprico.
 CuS : Sulfuro de cobre, sulfuro de cobre(II), sulfuro cúprico.
 $Al_2(SO_4)_3$: Tetraoxosulfato(VI) de aluminio, Sulfato de aluminio, sulfato de aluminio o alumínico.
 $AlCl_3$: Tricloruro de aluminio, cloruro de aluminio, cloruro de aluminio.
 $Al(OH)_3$: Trihidróxido de aluminio, hidróxido de aluminio.
 $Al_2(Cr_2O_7)_3$: Heptaoxo dicromato(VI) de aluminio, Dicromato de aluminio, dicromato alumínico.
 $Al(NO_3)_3$: Trioxonitrato(V) de aluminio; nitrato de aluminio, nitrato alumínico o de aluminio.
 Al_2S_3 : Trisulfuro de dialuminio, sulfuro de aluminio, sulfuro alumínico o de aluminio.



35 Disocia las siguientes sales en disolución:

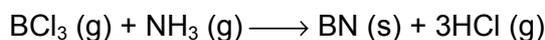
- a) K_2S
- b) Na_2CO_3
- c) $CaCl_2$
- d) Li_2SO_4
- e) $K_2Cr_2O_7$



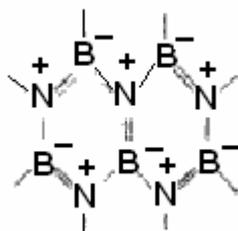
- a) $K_2S(aq) \longrightarrow 2K^+(aq) + S^{2-}(aq)$.
- b) $Na_2CO_3(aq) \longrightarrow 2Na^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$.
- c) $CaCl_2(aq) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)$.
- d) $Li_2SO_4(aq) \longrightarrow 2Li^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$.
- e) $K_2Cr_2O_7(aq) \longrightarrow 2K^+ + Cr_2O_7^{2-}(aq)$.



36 PAU Cuando se mezclan el tridoruro de boro (BCl_3) y el amoníaco (NH_3), ambos gases a temperatura ambiente, se forma un polvo blanco. Intenta desarrollar la estructura de Lewis del compuesto formado.



Se forma el nitruro de boro que tiene una estructura cristalina laminar hexagonal semejante al diamante:



37 PAU Un átomo de X tiene doce electrones, y otro de Y, nueve protones; ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) La fórmula del compuesto formado por ambos es XY.
- b) El símbolo del ion de X es X²⁺.
- c) La valencia principal de Y es 1.
- d) El elemento X se encuentra en el grupo 2 del sistema periódico.
- e) El elemento Y tiene 5 electrones en su último nivel electrónico.
- f) El enlace entre ambos es predominantemente iónico.



Configuraciones electrónicas:

X : 1s² 2s² 2p⁶ 3s², Y (ya que es átomo y no ión, tendrá también 9 electrones) : 1s² 2s² 2p⁵.

- a) X, que tienen tendencia a perder sus dos electrones de valencia (para quedarse con su octeto completo) formará el catión X²⁺ e Y que tiene tendencia a captar un electrón para completar su octeto, formará el anión Y⁻, luego cada catión ha de rodearse de dos aniones para lograr la electroneutralidad y su fórmula será XY₂ y no XY.
- b) Falso, como hemos dicho antes el X formará el catión X²⁺.
- c) Verdadero, ver apartado a).
- d) Verdadero ya que en su configuración de la última capa tiene dos electrones en s.
- e) Verdadero como vemos en su configuración electrónica.
- f) Verdadero: ya el catión X es muy electropositivo e Y muy electronegativo.



38 La energía de disociación del H₂ es 435 kJ/mol. Calcula la energía necesaria para romper una sola molécula de H₂.



$$E = 435 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \cdot \frac{1000 \text{ J}}{1 \text{ KJ}} = 7,2 \cdot 10^{-19} \text{ J.}$$



③⑨ Halla el valor de la energía de disociación del F₂ (en kJ/mol), sabiendo que un fotón de frecuencia $4 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$ posee la energía necesaria para romper una molécula de F₂

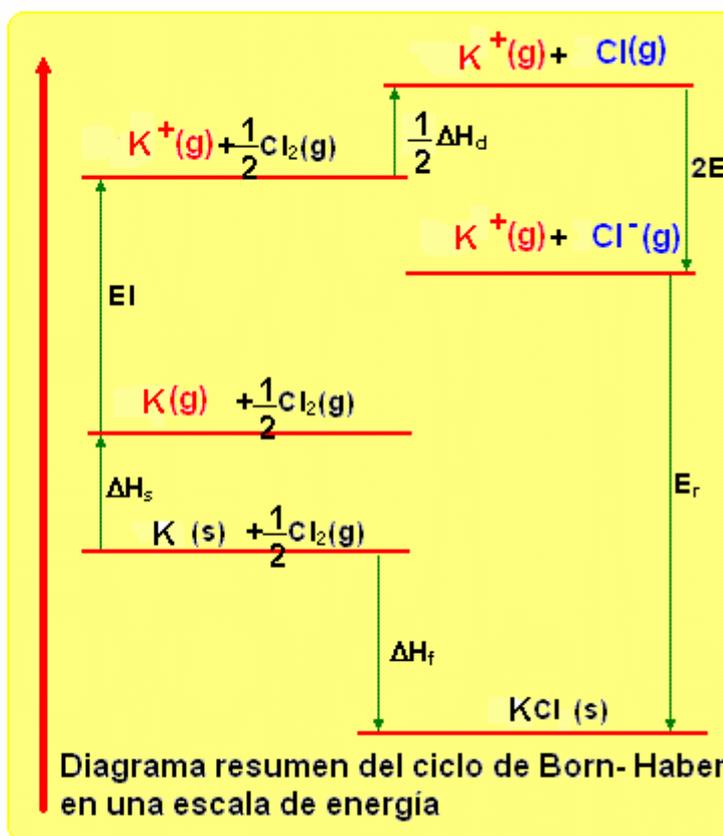
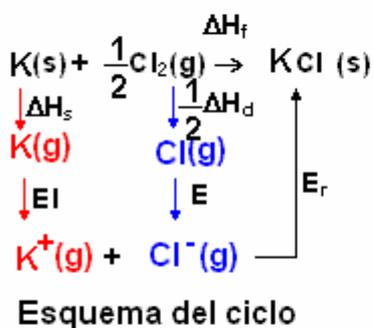


$$E = hv = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot 4 \cdot 10^{14} \frac{1}{\text{s}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 159,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$



④⑩ PAU Representa el ciclo de la formación del cloruro de potasio sólido a partir de sus materias primas y determina la energía que se libera en el proceso teniendo en cuenta los siguientes datos:

- Energía de ionización del potasio: 100,3 kcal/mol
- Afinidad electrónica del cloro: -87,6 kcal/mol
- Energía de disociación del cloro: 57,8 kcal/mol
- Energía de sublimación del potasio: 22 kcal/mol
- Energía reticular del cloruro de potasio: -165 kcal/mol



La relación de energías implicadas en el ciclo es:

$$\Delta H_f = \Delta H_s + EI + \frac{1}{2} \Delta H_d + E + E_r = 22 \text{ kcal/mol} + 100,3 \text{ kcal/mol} + \frac{1}{2} 57,8 \text{ kcal/mol} - 87,6 \text{ kcal/mol} - 165 \text{ kcal/mol} = -101,4 \text{ kcal/mol}$$

se desprenden en el proceso.



FUERZAS INTERMOLECULARES

④① ¿Qué son las fuerzas intermoleculares?



Fuerzas de poca intensidad (comparadas con las de enlace normal) que se dan entre las moléculas de algunos compuestos covalentes.



④② Ordena las siguientes fuerzas de mayor a menor intensidad: enlace de hidrógeno, fuerzas de Van der Waals y enlace covalente.



Enlace covalente > enlace de Hidrógeno > Fuerzas de Van der Waals.



④③ Los puntos de ebullición del éter dimetilico ($\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$) y el etanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$) son, respectivamente, $-25\text{ }^\circ\text{C}$ y $78\text{ }^\circ\text{C}$. Explica esta diferencia si ambos poseen la misma masa molar.



En el etanol, además de los enlaces moleculares, se da el **enlace intermolecular por puentes de hidrógeno**, ya que el oxígeno atrae hacia sí la nube electrónica del enlace -OH de manera que en el hidrógeno hay una densidad de carga positiva que atrae al oxígeno de otra molécula de etanol y el hidrógeno de esta al oxígeno de otra, etc. En el etanol no ocurre este tipo de enlace pues su oxígeno está unido al carbono que es más electronegativo y mucho más grande que el hidrógeno. Este enlace intermolecular adicional hace que la unión entre moléculas de etanol sea más fuerte y haya que comunicar más energía para que las moléculas pasen al estado gaseoso, es decir la temperatura a la que hay que calentar el líquido para que pase a vapor es mayor ya que las fuerzas de atracción que hay que vencer son más grandes.



④④ ¿Por qué el agua es líquida a temperatura ambiente y el sulfuro de hidrógeno (H_2S), que es más pesado, es un gas?



Porque en el agua se produce el enlace intermolecular por puentes de hidrógeno que confiere a sus moléculas una mayor unión frente al sulfuro de hidrógeno en que sus moléculas están unidas por las fuerzas de Van der Waals que son más débiles que la unión por puentes de hidrógeno.



④⑤ ¿En cuáles de los siguientes compuestos existen enlaces de hidrógeno: HF , H_2O , $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$, $\text{CH}_3\text{-NH}_2$, H_2O_2 , NH_3 , $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$, PH_3 y $\text{CH}_3\text{-COOH}$?



Se darán este tipo de enlace en moléculas en que estén unidos por enlace covalente sencillo, elementos muy electronegativos (como el F, O, N) con el hidrógeno y la geometría de la molécula no neutralice el momento bipolar resultante de los enlaces que intervienen:

HF (Fluoruro de hidrógeno), H₂O (agua), CH₃ – CH₂OH (metanol), CH₃ – NH₂ (metilamina), NH₃ (Amoníaco) y CH₃ – COOH (ácido acético).



④⑥ *¿En cuál de estos dos compuestos son mayores las fuerzas intermoleculares: Cl₂ o HCl?*



Es evidente que en HCl (cloruro de hidrógeno) que es polar y se dan atracciones tipo dipolo-dipolo más fuertes que en el Cl₂ que es apolar y sólo pueden darse fuerzas de inducción cuando pase a estado líquido.



PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS SEGÚN SU TIPO DE ENLACE

④⑦ *¿Guardan alguna relación las propiedades de una determinada sustancia con el tipo de enlace existente entre sus átomos?*



Las **propiedades** de las dependen **del tipo del enlace** con que se forman al unirse sus átomos y de la **geometría** con que se distribuyen esos enlaces en el espacio



④⑧ *¿Qué tipo de sustancias son conductoras de la electricidad en estado sólido?*



Los metales son los únicos conductores **en estado sólido**, ya que tienen una nube electrónica deslocalizada que puede desplazarse si se somete a gradientes de electricidad o temperatura.



④⑨ *¿Por qué el cloruro de hidrógeno es soluble en agua, y el cloro y el hidrógeno no lo son?*



Por que el agua y el cloruro de hidrógeno son sustancias polares (la nube electrónica está más cerca de unos átomos, los más electronegativos, creando una densidad parcial de carga negativa (δ^-) en torno a ellos y una densidad de carga positiva (δ^+) en los menos electronegativos, formando un dipolo) y el cloro (Cl₂) y el hidrógeno (H₂), que se forman por unión de átomos iguales, son apolares.

Cuando un compuesto polar se introduce en un disolvente polar, los dipolos de la superficie provocan a su alrededor una orientación de las moléculas dipolares, que enfrentan hacia cada molécula sus extremos con carga opuesta a la del mismo. En este proceso de orientación se libera una energía que, si supera a la energía reticular, arranca a la molécula de la red. Una vez arrancado, el dipolo se rodea de moléculas de disolvente: queda solvatado (hidratado si el disolvente es el agua). Las moléculas de

disolvente alrededor de los dipolos se comportan como capas protectoras que impiden la reagrupación de los mismos. Todo esto hace que, en general, los compuestos polares sean solubles en disolventes polares, aunque dependiendo siempre la solubilidad del valor de la energía reticular y del momento dipolar del disolvente.



51 *Asigna a cada una de estas sustancias: sodio, silicio, metano (CH₄), cloruro de potasio (KCl) y fluoruro de hidrógeno (HF), alguna de las siguientes propiedades:*

- a)** *Sus moléculas están unidas por fuerzas de Van der Waals.*
- b)** *Es un buen conductor con un punto de fusión moderadamente alto.*
- c)** *Es una sustancia covalente con alto punto de fusión.*
- d)** *Es un sólido no conductor que, no obstante, conduce la corriente una vez fundido.*
- e)** *Sus moléculas están unidas por enlaces de hidrógeno.*



- a)** En el metano (gas) sus moléculas están unidas fuerzas de Van der Waals de tipo inducción pues la geometría tetraédrica de la molécula neutraliza los momentos bipolares del enlace C-H.
- b)** El sodio, que es un metal, es un buen conductor con un punto de fusión moderadamente alto ya el enlace es metálico.
- c)** El Si es una sustancia covalente con alto punto de fusión.
- d)** El KCl es un sólido no conductor que conduce la corriente eléctrica sólo si está fundido ya que al estar unidos sus átomos por enlace iónico, los iones (K⁺ y Cl⁻) adquieren movilidad, liberándose al fundirse.
- e)** En el fluoruro de hidrógeno, sus moléculas están unidas por puentes de hidrógeno ya que están unidos por enlace covalente sencillo el F con el hidrógeno y la geometría de la molécula no neutralice el momento bipolar resultante de los enlaces que intervienen, de manera que la densidad de carga positiva del dipolo F-H atrae a otro átomo de flúor de otra molécula y el hidrógeno de esta última al flúor de otra y así sucesivamente.



51 *Indica el tipo de enlace químico que debe romperse para:*

- a)** *Fundir hielo.*
- b)** *Fundir cloruro de sodio.*
- c)** *Fundir hierro.*
- d)** *Evaporar nitrógeno líquido.*



- a)** Para fundir el hielo no se rompe ningún enlace químico, se descompone la estructura cristalina de las moléculas de agua.
- b)** Para fundir el NaCl hay que romper el enlace iónico entre su iones.
- c)** Para fundir hierro, que es un metal hay que romper el enlace metálico.
- d)** Para evaporar N₂ hay que vencer las fuerzas de Van der Waals tipo inducción.

