

12

EL ENLACE QUÍMICO. FORMULACIÓN

12.1. ¿POR QUÉ SE ENLAZAN LOS ÁTOMOS?

1. Indica qué información proporcionan las siguientes fórmulas químicas: H_2O_2 , Br_2O , PCl_5 , CaO .

La fórmula química de un compuesto indica la proporción en que está presente cada átomo que forma dicho compuesto. Así:

- H_2O_2 indica que en una molécula de agua oxigenada hay dos átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno.
- Br_2O indica que en una molécula de óxido de bromo (I) hay dos átomos de bromo y uno de oxígeno.
- PCl_5 indica que en una molécula de pentacloruro de fósforo hay un átomo de fósforo enlazado a cinco átomos de cloro.
- CaO indica que, en el óxido de calcio, la proporción entre el calcio y el oxígeno es 1:1.

2. ¿Cómo explicas que en la naturaleza no existan moléculas de neón y que tan solo existan átomos aislados de dicho elemento químico?

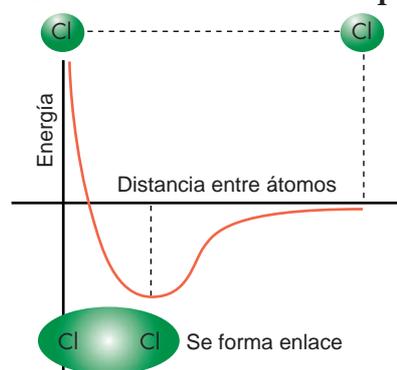
Este hecho solo puede explicarse teniendo en cuenta que la formación de un enlace siempre va acompañada de un desprendimiento de energía. Si el neón solo se presenta en la naturaleza en forma de átomos aislados, es debido a que cuando se acercan dos átomos de dicho elemento, no existe una distancia que establezca el sistema y minimice su energía.

3. ¿De qué naturaleza es el enlace químico?

El enlace químico es un conjunto de interacciones de naturaleza eléctrica como consecuencia de las cuales dos o más átomos se mantienen unidos, formando un compuesto estable.

4. Justifica la gráfica $E = f(r)$ para el átomo de cloro. Considera las interacciones que se establecen entre los dos átomos que se enlazan para formar la molécula Cl_2 .

Las interacciones que se establecen entre los dos átomos de cloro que forman la molécula de Cl_2 son atracciones y repulsiones entre el núcleo y la corteza de ambos átomos. Al ir acercándolos predominan las interacciones atractivas, hasta llegar a una distancia (distancia de enlace) para la que la atracción es máxima. Si se siguen acercando los átomos, predominan las interacciones repulsivas.



12.2. GENERALIDADES SOBRE EL ENLACE QUÍMICO

1. Escribe la configuración electrónica de los gases nobles He, Ne, Ar, Kr y Xe.

La configuración electrónica de los gases nobles que pide el enunciado es la siguiente:

- ${}^2\text{He} \rightarrow 1s^2$
- ${}^{10}\text{Ne} \rightarrow [\text{He}] 2s^2 2p^6$
- ${}^{18}\text{Ar} \rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
- ${}^{36}\text{Kr} \rightarrow [\text{Ar}] 4s^2 (3d^{10}) 4p^6$
- ${}^{54}\text{Xe} \rightarrow [\text{Kr}] 5s^2 (4d^{10}) 5p^6$

2. Escribe las estructuras de Lewis que corresponden a los siguientes elementos químicos: Cs, Mg, Al, C, P, S, Cl, Ar.

Las estructuras de Lewis y la configuración electrónica de estos elementos son las siguientes:

- Cesio: ${}_{55}\text{Cs} \rightarrow [\text{Xe}] 6s^1 \rightarrow \text{Cs}\cdot$
- Magnesio: ${}_{12}\text{Mg} \rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 \rightarrow \text{Mg}:$
- Aluminio: ${}_{13}\text{Al} \rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 3p^1 \rightarrow \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot}{\text{Al}}}$
- Carbono: ${}^6\text{C} \rightarrow [\text{He}] 2s^2 2p^2 \rightarrow \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{C}}}$
- Fósforo: ${}_{15}\text{P} \rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 3p^3 \rightarrow \cdot\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{P}}}\cdot$
- Azufre: ${}_{16}\text{S} \rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 3p^4 \rightarrow :\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{S}}}\cdot$
- Cloro: ${}_{17}\text{Cl} \rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 3p^5 \rightarrow :\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}\cdot$
- Argón: ${}_{18}\text{Ar} \rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 3p^6 \rightarrow :\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Ar}}}$

3. El número atómico del bromo es 35. ¿Cuántos electrones de valencia tiene? Escribe la estructura de Lewis que le corresponde.

La configuración electrónica del bromo es: $[\text{Ar}] 4s^2 (3d^{10}) 4p^5$. Tiene, por tanto, siete electrones de valencia ($4s^2 4p^5$) en la última capa electrónica. Su estructura de Lewis es:



4. Escribe la estructura de Lewis de los carbonoides y de los nitrogenoideos. ¿En qué se diferencian?

La configuración electrónica de la última capa de los carbonoides es: $ns^2 np^2$, y su estructura de Lewis: $\cdot\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{X}}}\cdot$

En el caso de los nitrogenoideos, su configuración electrónica de última capa es: $ns^2 np^3$, y su estructura de Lewis: $\cdot\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Y}}}\cdot$

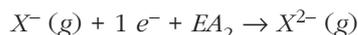
Difieren, por tanto, en el número de electrones que tienen en su última capa, cuatro en el caso de los carbonoides y cinco en el de los nitrogenoideos.

12.3. ENLACE IÓNICO

1. Como sabes, la electroafinidad es la energía que se desprende cuando un átomo aislado incorpora un electrón a su estructura.

Razona cómo debe ser el valor que corresponde a la segunda electroafinidad en relación con la primera.

La segunda electroafinidad ha de ser energía a suministrar, ya que corresponde al proceso de adición de un electrón a una especie química que ya posee carga negativa. El proceso es el siguiente:



2. Desde un punto de vista energético, ¿es favorable la existencia de cationes con tres cargas positivas o la de aniones con tres cargas negativas?

Razona la respuesta.

Para obtener un catión con tres cargas positivas, es necesario suministrar una cantidad de energía equivalente a la suma de las energías de ionización I_1 , I_2 e I_3 del átomo del que se trate.

De la misma manera, la existencia de un anión con tres cargas negativas supone que, aunque la ganancia del primer electrón siempre es un proceso que desprende energía (EA_1), para llevar el segundo y el tercer electrón, hay que suministrar una cantidad de energía equivalente a EA_2 y EA_3 .

En ambos casos, el proceso global es desfavorable desde el punto de vista energético.

3. Explica cómo se forma el enlace químico entre el oxígeno y el calcio. ¿Qué compuesto se obtiene?

El calcio, cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 4s^2$, cede los dos electrones de la capa de valencia al oxígeno, cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ con lo que ambos adquieren la configuración electrónica del gas noble más próximo.

El calcio queda como Ca^{2+} y el oxígeno como O^{2-} , manteniéndose unidos mediante interacción electrostática, formando un compuesto iónico de fórmula CaO .

4. Explica cómo se forma el enlace químico entre el cloro y el aluminio. ¿Qué compuesto se obtiene en este caso?

El aluminio, de configuración electrónica $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$, cede los tres electrones de valencia a tres átomos de cloro, cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$. De ese modo, ambos adquieren la configuración electrónica del gas noble más próximo, quedando como Al^{3+} y Cl^{-} , respectivamente.

El compuesto que forman es un compuesto iónico, de fórmula AlCl_3 .

NOTA: Para las actividades que siguen a esta, los estudiantes han de acostumbrarse a manejar la tabla periódica, consultando los números atómicos de los elementos, y, a partir de la configuración electrónica de estos, escribir las fórmulas de los compuestos que se plantean, tal como hemos procedido para resolver esta actividad.

5. Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos:

- **Óxido de litio.**
- **Cloruro de cinc.**
- **Sulfuro de sodio.**
- **Yoduro de plata.**

Las fórmulas que pide el enunciado son las siguientes:

- Óxido de litio: Li_2O
- Cloruro de cinc: ZnCl_2
- Sulfuro de sodio: Na_2S
- Yoduro de plata: AgI

6. Formula y nombra los compuestos que formarán las siguientes parejas de elementos:

- **Oxígeno y potasio.**
- **Cloro y cesio.**
- **Azufre y calcio.**
- **Oxígeno y hierro.**

Las fórmulas y los nombres a que se refiere el enunciado son los siguientes:

- Oxígeno y potasio: K_2O , óxido de potasio.
- Cloro y cesio: CsCl , cloruro de cesio.
- Azufre y calcio: CaS , sulfuro de calcio.
- Oxígeno y hierro: FeO , óxido de hierro (II), y Fe_2O_3 , óxido de hierro (III).

7. Razona cuál será la fórmula del compuesto que formen los elementos cuyos números atómicos son $Z = 9$ y $Z = 55$.

Las configuraciones electrónicas de los elementos cuyo número atómico se indica son:

$Z = 9 \rightarrow [\text{He}] 2s^2 2p^5$ (se trata del flúor)

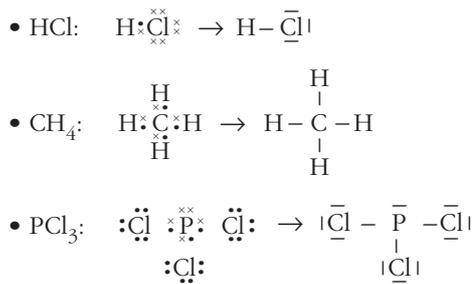
$Z = 55 \rightarrow [\text{Xe}] 6s^1$ (se trata del cesio)

Cuando se enlazan, el cesio cede el electrón de valencia al flúor, adquiriendo ambos la estructura electrónica del gas noble más próximo y formando un compuesto iónico de fórmula CsF .

12.4. ENLACE COVALENTE

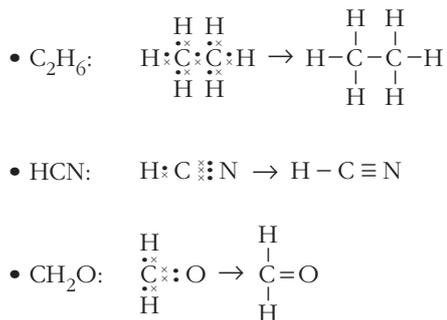
1. Escribe la estructura de Lewis de los siguientes compuestos: HCl , CH_4 y PCl_3 .

A la vista de las configuraciones electrónicas de la última capa de los elementos que forman los compuestos que se indican en el enunciado, la estructura de Lewis de estos es la que sigue:



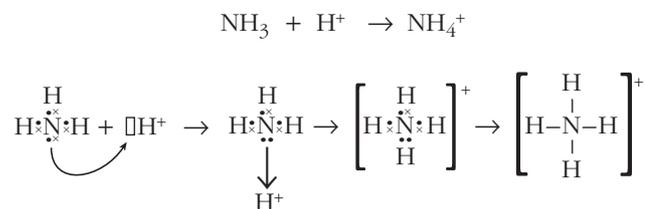
2. Escribe la estructura de Lewis de los compuestos C₂H₆, HCN y CH₂O.

La estructura de Lewis de los compuestos que nos piden es la siguiente:



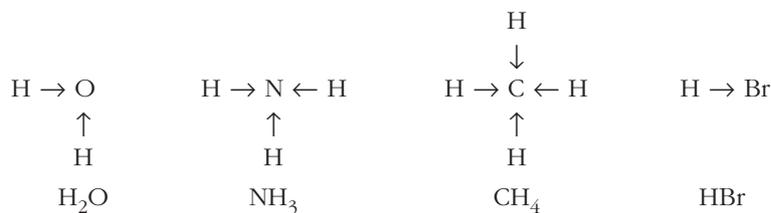
3. Escribe la estructura de Lewis del ion NH₄⁺.

El ion NH₄⁺ se puede considerar como el resultado de la unión de una molécula de NH₃ y un protón H⁺. Por tanto:



4. Explica si el enlace covalente de las moléculas que se citan es polar o apolar: H₂O, NH₃, CH₄, HBr.

Las moléculas indicadas se pueden representar como se indica a continuación.



Son polares los enlaces O—H, N—H, C—H y Br—H ya que los átomos a los que está unido el hidrógeno son más electronegativos que él, y, por tanto, manifiestan mayor poder de atracción sobre los electrones del enlace. Las flechas representan precisamente esto.

5. Razona por qué el CO₂ y el SiO₂, siendo óxidos de dos elementos del mismo grupo, tienen propiedades tan diferentes.

En ambos casos el enlace presente es covalente, pero el CO₂ forma moléculas discretas, en las que cada átomo de carbono está unido a dos átomos de oxígeno de la forma:



La interacción entre las moléculas es muy débil, lo que explica que a temperatura ambiente el CO₂ sea un gas.

Por el contrario, en el SiO₂ existe una red cristalina formada por un número indefinido de átomos de silicio y de oxígeno unidos entre sí. La fórmula SiO₂ representa la proporción de átomos de Si y de O que hay en la red. Por tanto, el SiO₂ fundirá a temperatura muy elevada, ya que para romper la red hay que romper muchos enlaces covalentes, lo que requiere el suministro de gran cantidad de energía.

12.5. INTERACCIONES INTERMOLECULARES

1. Los átomos de nitrógeno y de fósforo tienen la misma estructura electrónica externa. Sin embargo, la temperatura de ebullición del amoníaco, NH₃, es considerablemente superior a la de la fosfina, PH₃. Explica a qué puede ser debido.

Durante el proceso de ebullición, tanto del amoníaco como de la fosfina, los enlaces que se rompen son los intermoleculares. La diferencia entre las temperaturas de ebullición de ambos compuestos puede explicarse teniendo en cuenta que los enlaces entre las moléculas de amoníaco son más fuertes que los que se establecen entre las moléculas de fosfina. En el caso del amoníaco se trata de enlaces de hidrógeno, mientras que el caso de las moléculas de fosfina son de tipo dipolo-dipolo, menos intensos que los primeros.

2. Explica la formación de helio líquido a temperaturas próximas al cero absoluto.

La interacción entre los átomos de helio se produce debido a la existencia, durante breves instantes, de dipolos instantáneos producidos por distribuciones asimétricas de carga. Esta asimetría puede ser debida al propio movimiento de los electrones. A temperaturas próximas al cero absoluto, la velocidad a la que se mueven los átomos de helio es muy pequeña, por lo que estos dipolos instantáneos inducen la polarización de los átomos vecinos, interaccionando con ellos y provocando la licuación de la muestra de helio.

3. Justifica por qué la temperatura de fusión del silicio (1 410 °C) es tan diferente a la del cloro (–101 °C).

El silicio es un sólido formado por un número indefinido de átomos de silicio unidos entre sí por enlaces covalentes, de forma semejante a como están unidos los átomos de carbono en un cristal de diamante. Durante el proceso de fusión se han de romper multitud de enlaces covalentes, lo que requiere el suministro de gran cantidad de energía. Esto explica la elevada temperatura de fusión del silicio.

El cloro, por su parte, está formado por moléculas covalentes, Cl_2 . En el proceso de fusión del cloro sólido las interacciones que hay que romper son las débiles fuerzas de Van der Waals entre moléculas de cloro, proceso que requiere el suministro de poca cantidad de energía. Esto explica su baja temperatura de fusión.

12.6. ENLACE METÁLICO

1. Explica a qué es debida la elevada densidad de los metales.

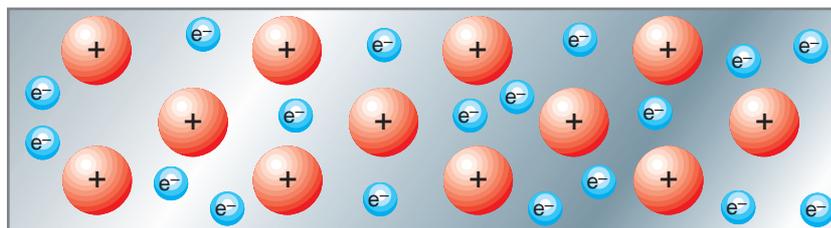
La formación de un sólido metálico puede explicarse suponiendo que cada átomo del metal ha de compartir con todos sus vecinos sus electrones de valencia. Esto supone la superposición de los orbitales de valencia de un gran número de átomos, formando una nube electrónica deslocalizada por todo el cristal, superposición que es más efectiva cuanto más próximos estén entre sí los átomos metálicos.

Según lo anterior, el cristal metálico se puede considerar formado por una red compacta y muy densa de iones positivos entre los que pueden moverse libremente los electrones de valencia.

2. ¿Cuál es la idea fundamental que permite explicar el enlace metálico?

El enlace metálico puede explicarse suponiendo que cada átomo del metal ha de compartir con todos sus vecinos sus electrones de valencia, para lo cual es necesario que estos electrones de valencia puedan moverse libremente por el sólido.

De acuerdo con eso, se puede considerar al sólido metálico formado por una red compacta y muy densa de iones positivos entre los que pueden moverse libremente los electrones de valencia, formando un “mar” de electrones, como se aprecia en la siguiente ilustración:



3. De los siguientes metales, indica cuál tendrá mayor temperatura de fusión:

a) El magnesio.

b) El aluminio.

Cuanto mayor sea el número de electrones de valencia que posee el metal, mayor será la fuerza del enlace, y, en consecuencia, mayor será su temperatura de fusión (y de ebullición).

La configuración electrónica del magnesio es: $\text{Mg}: [\text{Ne}] 3s^2$ con dos electrones de valencia; la del aluminio es: $\text{Al}: [\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ con tres electrones de valencia. Por tanto, la temperatura de fusión del aluminio (660°C) es mayor que la del magnesio (650°C).

12.7. PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS

1. Explica el tipo de enlace y las propiedades que cabe esperar de los compuestos formados por los siguientes elementos químicos:

- **Potasio ($Z = 19$) y cloro ($Z = 17$).**
- **Hidrógeno ($Z = 1$) y flúor ($Z = 9$).**
- **Sodio ($Z = 11$) consigo mismo.**
- Entre el potasio y el cloro se forma un enlace iónico. Se produce la cesión del electrón de valencia del potasio al cloro, formándose iones K^+ y Cl^- , respectivamente. Estos se mantienen unidos por interacción electrostática formando un compuesto iónico de fórmula KCl . Las propiedades que presentará son:
 - Sólido cristalino de elevadas temperaturas de fusión y ebullición.
 - Compuesto duro y a la vez frágil.
 - Soluble en agua.
 - Conduce la corriente eléctrica en estado fundido así como en disolución acuosa.
- Flúor e hidrógeno forman una molécula covalente de fórmula HF , por compartición de un par de electrones. A su vez, entre las moléculas de HF se podrán establecer enlaces de hidrógeno intermoleculares si el compuesto se encuentra en estado sólido o líquido. Las propiedades que presenta serán:
 - Gas a temperatura ambiente.
 - Soluble en agua, con quien interacciona por medio de enlaces de hidrógeno intermoleculares.
 - No conductor de la corriente eléctrica.
- Los átomos de sodio se enlazan mediante enlace metálico, formando un sólido con brillo metálico característico. Debido a que solo posee un electrón de valencia, será un sólido blando cuyas temperaturas de fusión y ebullición serán bajas en comparación con las de los metales con mayor número de electrones de valencia. (La temperatura de fusión es de $97,8\text{ }^\circ\text{C}$, y la de ebullición, $892\text{ }^\circ\text{C}$). Al igual que todos los metales, será insoluble en agua y buen conductor del calor y de la electricidad.

FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA

1. Formula los siguientes óxidos: óxido de manganeso (VII), dióxido de plomo, trióxido de yodo, óxido de fósforo (V) y monóxido de carbono.

- Óxido de manganeso (VII): Mn_2O_7
- Dióxido de plomo: PbO_2
- Trióxido de yodo: I_2O_3
- Óxido de fósforo (V): P_2O_5
- Monóxido de carbono: CO

2. Nombra, siguiendo los dos criterios que conoces, los siguientes óxidos: Cr_2O_3 , Au_2O_3 , SnO_2 , NO , Cl_2O_7 , HgO , Na_2O , SO_3 .

Nombre	Criterio de Stock	Criterio IUPAC
Cr_2O_3	Óxido de cromo (III)	Trióxido de dicromo
Au_2O_3	Óxido de oro (III)	Trióxido de dioro
SnO_2	Óxido de estaño (IV)	Dióxido de estaño
NO	Óxido de nitrógeno (II)	Monóxido de nitrógeno
Cl_2O_7	Óxido de cloro (VII)	Heptaóxido de dicloro
HgO	Óxido de mercurio (II)	Monóxido de mercurio
Na_2O	Óxido de sodio	Óxido de sodio
SO_3	Óxido de azufre (VI)	Trióxido de azufre

3. Formula los siguientes compuestos: amoníaco, hidruro de oro (III), sulfuro de hidrógeno, dihidruro de magnesio, yoduro de hidrógeno, metano.

- Amoníaco: NH_3
- Hidruro de oro (III): AuH_3
- Sulfuro de hidrógeno: H_2S
- Dihidruro de magnesio: MgH_2
- Yoduro de hidrógeno: HI
- Metano: CH_4

4. Nombra los siguientes compuestos: AsH_3 , NH_3 , MgH_2 , HI , H_2S , AgH .

- AsH_3 : Arseniuro de hidrógeno (arsina).
- NH_3 : Amoníaco.
- MgH_2 : Hidruro de magnesio.
- HI : Yoduro de hidrógeno.
- H_2S : Sulfuro de hidrógeno.
- AgH : Hidruro de plata.

5. Indica cuáles de las siguientes fórmulas son correctas: AuH_2 , CH_4 , NaH_2 , H_2I , H_2Se , FeH_3 .

- AuH_2 : Incorrecta, porque el oro no actúa con número de oxidación +2.
- CH_4 : Correcta.
- NaH_2 : Incorrecta, porque el sodio solo actúa con número de oxidación +1.
- H_2I : Incorrecta, porque al combinarse con el hidrógeno, el número de oxidación del yodo es -1.
- H_2Se : Correcta.
- FeH_3 : Correcta.

6. Formula los siguientes compuestos: fluoruro de plata, disulfuro de manganeso, bromuro de oro (I), nitruro de calcio y cloruro de hierro (III).

- Fluoruro de plata: AgF
- Disulfuro de manganeso: MnS_2
- Bromuro de oro (I): AuBr
- Nitruro de calcio: Ca_3N_2
- Cloruro de hierro (III): FeCl_3

7. Nombra, utilizando los dos métodos que conoces, los siguientes compuestos: NaCl , AuCl_3 , HgS , PbS_2 , PbCl_4 , Ni_2S_3 .

Nombre	Criterio de Stock	Criterio IUPAC
NaCl	Cloruro de sodio	Cloruro de sodio
AuCl_3	Cloruro de oro (III)	Tricloruro de oro
HgS	Sulfuro de mercurio (II)	Sulfuro de mercurio
PbS_2	Sulfuro de plomo (IV)	Disulfuro de plomo
PbCl_4	Cloruro de plomo (IV)	Tetracloruro de plomo
Ni_2S_3	Sulfuro de níquel (III)	Trisulfuro de diníquel

8. Formula los siguientes hidróxidos: hidróxido de potasio, hidróxido de estaño (II), trihidróxido de cromo, hidróxido de aluminio, hidróxido de cesio.

- Hidróxido de potasio: KOH
- Hidróxido de estaño (II): Sn(OH)_2
- Trihidróxido de cromo: Cr(OH)_3
- Hidróxido de aluminio: Al(OH)_3
- Hidróxido de cesio: CsOH

9. Nombra, utilizando los dos métodos que conoces, los siguientes compuestos: KOH , AuOH , Hg(OH)_2 , Zn(OH)_2 , Pb(OH)_2 , AgOH .

Nombre	Criterio de Stock	Criterio IUPAC
KOH	Hidróxido de potasio	Hidróxido de potasio
AuOH	Hidróxido de oro (I)	Hidróxido de oro
Hg(OH)_2	Hidróxido de mercurio (II)	Dihidróxido de mercurio
Zn(OH)_2	Hidróxido de cinc	Hidróxido de cinc
Pb(OH)_2	Hidróxido de plomo (II)	Dihidróxido de plomo
AgOH	Hidróxido de plata	Hidróxido de plata

10. Formula los siguientes ácidos hidrácidos: ácido clorhídrico, ácido bromhídrico, ácido sulfhídrico.

- Ácido clorhídrico: HCl (aq)
- Ácido bromhídrico: HBr (aq)
- Ácido sulfhídrico: $\text{H}_2\text{S (aq)}$

11. ¿Qué diferencia existe entre el bromuro de hidrógeno y el ácido bromhídrico?

El ácido bromhídrico es la disolución acuosa del bromuro de hidrógeno gas.

12. Formula los siguientes ácidos: brómico, carbónico, trioxoclorato (V) de hidrógeno, hipocloroso, trioxonitrato (V) de hidrógeno, metaarsenioso, piroarsenioso, ortoarsenioso, metaarsénico, piroarsénico y ortoarsénico.

Fe de erratas de la primera edición: el número que debería aparecer entre paréntesis en el caso del trioxoclorato y el trioxonitrato debe ser, en ambos casos, V.

- Brómico: HBrO_3
- Carbónico: H_2CO_3
- Trioxoclorato (V) de hidrógeno: HClO_3
- Hipocloroso: HClO
- Trioxonitrato (V) de hidrógeno: HNO_3
- Metaarsenioso: HAsO_2
- Piroarsenioso: $\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_5$
- Ortoarsenioso: H_3AsO_3
- Metaarsénico: HAsO_3
- Piroarsénico: $\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$
- Ortoarsénico: H_3AsO_4

13. Formula y nombra los oxoácidos del P_2O_5 .

- HPO_3 : Ácido metafosfórico.
- $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$: Ácido pirofosfórico.
- H_3PO_4 : Ácido ortofosfórico o fosfórico.

14. Formula los siguientes ácidos: sulfúrico, nitroso, ortofosfórico, arsénico, perclórico, nítrico.

- Sulfúrico: H_2SO_4
- Nitroso: HNO_2
- Ortofosfórico: H_3PO_4
- Arsénico: (Ortoarsénico) H_3AsO_4
- Perclórico: HClO_4
- Nítrico: HNO_3

15. Nombra los siguientes ácidos: HClO, H₂SO₃, H₃PO₃, HBrO₃, H₂CO₃, HNO₂.

- HClO: ácido hipocloroso.
- H₂SO₃: ácido sulfuroso.
- H₃PO₃: ácido ortofosforoso.
- HBrO₃: ácido brómico.
- H₂CO₃: ácido carbónico.
- HNO₂: ácido nitroso.

16. Formula y nombra los oxoaniones de los oxoácidos de la tabla de la página anterior.

- CO₃²⁻: ion carbonato.
- SiO₃²⁻: ion metasilicato.
- SiO₄⁴⁻: ion ortosilicato.
- NO₂⁻: ion nitrito.
- NO₃⁻: ion nitrato.
- PO₂⁻: ion metafosfito.
- P₂O₅⁴⁻: ion pirofosfito.
- PO₃³⁻: ion ortofosfito.
- PO₃⁻: ion metafosfato.
- P₂O₇⁴⁻: ion pirofosfato.
- PO₄³⁻: ion ortofosfato.
- AsO₃³⁻: ion arsenito.
- AsO₄³⁻: ion arsenato.
- SO₃²⁻: ion sulfito.
- SO₄²⁻: ion sulfato.
- S₂O₅²⁻: ion disulfito.
- S₂O₇²⁻: ion disulfato.
- ClO⁻: ion hipoclorito.
- ClO₂⁻: ion clorito.
- ClO₃⁻: ion clorato.
- ClO₄⁻: ion perclorato.
- BrO⁻: ion hipobromito.
- BrO₃⁻: ion bromato.
- IO⁻: ion hipoyodito.
- IO₂⁻: ion yodito.
- IO₃⁻: ion yodato.
- IO₄⁻: ion peryodato.

17. Formula los siguientes iones: ion sulfato, ion nitrito, ion peryodato, ion carbonato, ion ortofosfito.

- Ion sulfato: SO₄²⁻
- Ion nitrito: NO₂⁻
- Ion peryodato: IO₄⁻
- Ion carbonato: CO₃²⁻
- Ion ortofosfito: PO₃³⁻

18. Nombra los siguientes iones: SO₃²⁻, PO₄³⁻, IO₃⁻, ClO⁻, BrO₃⁻, NO₃⁻.

- SO₃²⁻: ion sulfito.
- PO₄³⁻: ion fosfato (ortofosfato).
- IO₃⁻: ion yodato.
- ClO⁻: ion hipoclorito.
- BrO₃⁻: ion bromato.
- NO₃⁻: ion nitrato.

19. Formula las siguientes sales:

Sulfato de cobre (II), nitrato de plata, carbonato de magnesio, perclorato de cinc, nitrito de sodio.

- Sulfato de cobre (II): CuSO_4
- Nitrato de plata: AgNO_3
- Carbonato de magnesio: MgCO_3
- Perclorato de cinc: $\text{Zn}(\text{ClO}_4)_2$
- Nitrito de sodio: NaNO_2

20. Nombra las siguientes sales: CaCO_3 , Na_2SO_4 , FeSO_3 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, NaClO , $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$.

- CaCO_3 : carbonato de calcio.
- Na_2SO_4 : sulfato de sodio.
- FeSO_3 : sulfito de hierro (II).
- $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$: nitrato de cinc.
- NaClO : hipoclorito de sodio.
- $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$: yodato de plomo (II).

21. Escribe la fórmula de las siguientes especies químicas: bicarbonato de potasio, dihidrogenoortofosfato de calcio, cromato de cinc, dicromato de sodio, ion hidrogenosulfito, ion hidrogenosulfuro, ion hidrogenofosfato.

- Bicarbonato de potasio: KHCO_3
- Dihidrogenoortofosfato de calcio: $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
- Cromato de cinc: ZnCrO_4
- Dicromato de sodio: $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- Ion hidrogenosulfito: HSO_3^-
- Ion hidrogenosulfuro: HS^-
- Ion hidrogenoortofosfato: HPO_4^{2-}

22. Nombra las siguientes especies químicas: MnO_4^- , $\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2$, CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, Al^{3+} , NaHCO_3 , Ag_2CrO_4 , $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

- MnO_4^- : ion permanganato.
- $\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2$: permanganato de calcio.
- CrO_4^{2-} : ion cromato.
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$: ion dicromato.
- Al^{3+} : ion aluminio.
- NaHCO_3 : bicarbonato de sodio.
- Ag_2CrO_4 : cromato de plata.
- $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: dicromato de sodio.

ACTIVIDADES DE LA UNIDAD

Nota: Consulta los números atómicos que necesites en la tabla periódica.

CUESTIONES

1. Asigna a cada uno de estos elementos: carbono, cloro, nitrógeno y oxígeno, alguna de las afirmaciones que se indican a continuación:

- a) **A temperatura ambiente existe en dos estados naturales, cuyas propiedades físicas son muy distintas.**
- b) **Reacciona con el sodio y produce un compuesto muy corriente.**
- c) **Forma un compuesto con el hidrógeno que es líquido a temperatura ambiente, funde a 0 °C y no arde.**
- d) **Puede formar un compuesto que contiene cuatro átomos de hidrógeno y un átomo del elemento.**
- e) **Forma dos óxidos, uno de los cuales es esencial para la vida y el otro es tóxico.**
- f) **En estado natural, es un gas irritante.**
- g) **En estado natural, es el gas más abundante del aire.**
- h) **En estado natural, es imprescindible para la vida.**

- a) Se trata del carbono, que en estado natural se presenta como carbono-grafito y como carbono-diamante, cuyas propiedades físicas están claramente diferenciadas.
- b) En este caso, el elemento es el cloro, que, junto con el sodio, forma cloruro de sodio, NaCl (sal común).
- c) El compuesto líquido a temperatura ambiente, que funde a 0 °C, es el agua, H₂O, luego el elemento es el oxígeno.
- d) El compuesto del que se habla en este apartado es el metano, CH₄, luego el elemento es el carbono.
- e) El elemento es el carbono. El compuesto esencial para la vida es el CO₂, y el tóxico el CO.
- f) El cloro, en estado natural, es un gas irritante, que se presenta en forma de moléculas covalentes: Cl₂ (g).
- g) El gas más abundante del aire es el nitrógeno: N₂.
- h) El gas imprescindible para la vida es el oxígeno: O₂.

2. ¿Cuál es la razón por la que, en general, los átomos de los elementos químicos no se presentan aislados?

La formación de un enlace químico va acompañada siempre de un desprendimiento de energía. Un sistema físico evoluciona siempre en la dirección que le permite alcanzar un estado de máxima estabilidad o, lo que es lo mismo, un estado de mínima energía.

El hecho de que, excepto en los gases nobles, los átomos de los elementos químicos no se presentan aislados, sino formando parte de compuestos, es porque forman un sistema físico más estable cuando están unidos que cuando están separados.

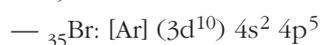
3. ¿Por qué decimos que el enlace químico es de naturaleza eléctrica?

Se denomina **enlace químico** al conjunto de interacciones que mantienen unidos dos o más átomos para formar una agrupación estable.

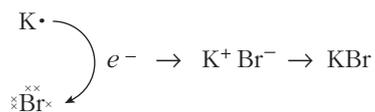
Estas interacciones son de naturaleza eléctrica: son un conjunto de atracciones y repulsiones entre el núcleo y la corteza de los átomos que interaccionan. Como resultado de dichas interacciones, los átomos se mantienen unidos formando un compuesto.

4. Interpreta la formación de enlace en las siguientes sustancias: KBr y F₂.

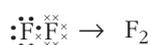
- KBr: La configuración electrónica de los dos elementos que forman el compuesto es:



El potasio cede un electrón de valencia al bromo, quedando ambos con configuración electrónica del gas noble más próximo, y formándose un enlace iónico entre los iones K⁺ y Br⁻ (sólido iónico):

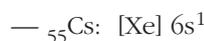


- F₂: La configuración electrónica del flúor es: [He] 2s² 2p⁵. Al enlazarse, los dos átomos de flúor adquieren la configuración electrónica del gas noble más próximo (Ne) por compartición de un par de electrones, formándose, de ese modo, un enlace covalente. La molécula de cloro, F₂, es un gas a temperatura ambiente:

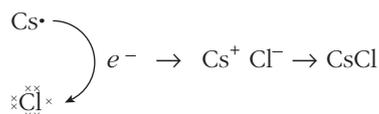


5. Indica cuáles de los siguientes compuestos no cumplen la regla del octeto: CsCl, CO, CO₂, SO₃, BF₃, F₂.

- CsCl: Las configuraciones electrónicas de los dos elementos que forman el compuesto son:



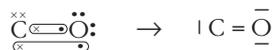
Como se muestra a continuación, ambos elementos completan el octeto al combinarse:



- CO: En este caso, las configuraciones electrónicas son:

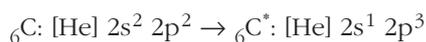


La formación del enlace es la siguiente:

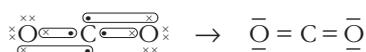


Como se aprecia, el oxígeno completa el octeto, pero el carbono no lo hace.

- CO_2 : Al escribir las configuraciones electrónicas tendremos en cuenta que, al enlazarse, el carbono se encuentra en estado excitado:



La formación del enlace la podemos representar como sigue:

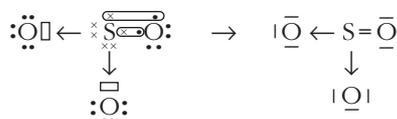


En este caso, los tres átomos que forman el compuesto completan el octeto.

- SO_3 : Las configuraciones electrónicas del azufre y del oxígeno son:

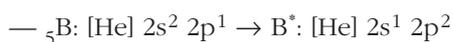


La representación del enlace es:



Por tanto, todos los átomos completan el octeto.

- BF_3 : Las configuraciones electrónicas del boro y del flúor son:



Y la representación del enlace:

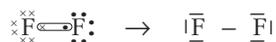


En este caso, el boro no completa el octeto.

- F_2 : Teniendo en cuenta la configuración electrónica del flúor:



Podemos representar el enlace como sigue:



Por tanto, ambos átomos de flúor completan el octeto.

6. ¿Por qué no existen en la naturaleza moléculas de argón? ¿Qué condición energética ha de cumplirse para que dos o más elementos formen un compuesto estable?

En el caso del argón, como en el del helio, al representar la energía del sistema formado por los dos átomos en función de la distancia que les separa, se puede observar que al aproximar dos átomos aumenta la fuerza de repulsión que existe entre sus cortezas, por lo que no se formará enlace entre ellos ya que no existe una distancia que estabilice el sistema.



La condición que ha de cumplirse para que dos o más átomos formen un compuesto es que la energía del sistema sea menor con los átomos unidos que si están separados.

7. Señala las condiciones que se necesitan para que dos átomos, al combinarse, formen un enlace iónico o un enlace covalente.

El alemán W. Kössel y el norteamericano G. N. Lewis propusieron, de manera independiente, la **regla del octeto**, según la cual el comportamiento químico de los elementos puede interpretarse teniendo en cuenta la tendencia de sus átomos a adquirir la configuración electrónica estable del gas noble más próximo a ellos, es decir, la tendencia a completar con ocho electrones su última capa electrónica.

Cuando la configuración de gas noble se consigue por transferencias o desplazamientos de electrones entre los átomos que formaban un compuesto, decimos que se forma un **enlace iónico**. Es lo que sucede, por ejemplo, en el cloruro de sodio, donde se transfiere un electrón del sodio al cloro, formándose los iones Na^+ y Cl^- , adquiriendo ambos, de esta manera, la configuración electrónica de gas noble.

Por su parte, si los átomos que se enlazan, adquieren la configuración electrónica de gas noble al compartir al menos un par de electrones, formándose un **enlace covalente**. Es lo que sucede al enlazarse dos átomos de cloro para formar una molécula de cloro (Cl_2), lo que podemos explicar del siguiente modo:



8. Indica cuáles son los iones más estables que pueden formar los siguientes átomos: Ca, Al, C, P, S, I, Ag, Zn.

Para determinar los iones más estables, previamente hemos de conocer la configuración electrónica de cada átomo. Los iones más estables serán aquellos que supongan una configuración electrónica de gas noble (capa completa).

- Ca: $Z = 20 \rightarrow [\text{Ar}] 4s^2$

El ion más estable será Ca^{2+} (pérdida de los 2 electrones de la capa 4s quedando con la configuración electrónica del Ar).

- Al: $Z = 13 \rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 3p^1$

Adquiere la configuración electrónica del Ne si pierde los 2 electrones del orbital 3s y el electrón del orbital 3p, con lo que el ion más estable es Al^{3+} .

- C: $Z = 6 \rightarrow [\text{He}] 2s^2 2p^2$

Para adquirir la configuración electrónica de gas noble puede perder 4 electrones o ganar otros 4. Cualquiera de los dos procesos es costoso desde el punto de vista energético. Los iones más estables son, por tanto: C^{4+} (configuración electrónica del He) y C^{4-} (configuración electrónica del Ne).

- P: $Z = 15 \rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 3p^3$

Si gana 3 electrones, adquiere la configuración electrónica del Ar. Por tanto, el ion más estable es P^{3-} .

- S: $Z = 16 \rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 2p^4$

Adquiere la configuración del Ar si gana 2 electrones. El ion más estable es S^{2-} .

- I: $Z = 53 \rightarrow [\text{Kr}] 5s^2 (4d^{10}) 5p^5$

Si gana 1 electrón, adquiere la configuración del Xe. Su ion más estable es I^- .

- Ag: $Z = 47 \rightarrow [\text{Kr}] 5s^1 4d^{10}$

La configuración electrónica de la plata es anómala. Debería ser $5s^2 4d^9$, pero la configuración electrónica $4d^{10}$ (5 orbitales 4d totalmente ocupados) es especialmente estable.

En los metales de transición, la formación de iones no supone adquisición de configuración electrónica de capa completa (gas noble), sino configuración electrónica especialmente estable; por ejemplo, orbitales d semiocupados (d^5) o totalmente ocupados (d^{10}).

En el caso de la plata, si pierde un electrón queda con esta configuración: $[\text{Kr}] 4d^{10}$, por lo que el ion que forma es Ag^+ .

- Zn: $Z = 30 \rightarrow [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$

Por lo dicho anteriormente para la plata, el Zn puede perder fácilmente los 2 electrones del orbital 4s quedando con la configuración $[\text{Ar}] 3d^{10}$, luego formará iones Zn^{2+} .

NOTA: La solución de esta cuestión se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

9. ¿Es correcto el uso de la expresión “molécula de cloruro de sodio”? Justifica tu respuesta.

El cloruro de sodio es un compuesto iónico, de fórmula NaCl, formado por iones Na⁺ y Cl⁻ que se mantienen unidos por la atracción electrostática que se establece entre cargas de distinto signo. Espacialmente, esta atracción se manifiesta en todas las direcciones, por lo que cada ion positivo se rodea de iones negativos y cada ion negativo de iones positivos. De ese modo, el conjunto resulta eléctricamente neutro, formándose así un sólido cristalino iónico en el que los cationes y los aniones se disponen en una red. La fórmula del compuesto, NaCl, tan solo indica la proporción en que se encuentran los iones de distinto signo, por lo que no es correcto usar el término “molécula de cloruro de sodio”.

El término molécula se reserva para aquellos compuestos que, a diferencia de los iónicos, están formados por un número determinado de átomos que saturan su capacidad de enlace al unirse entre ellos.

10. Un átomo posee ocho electrones en su corteza. Ese átomo tiende a:

- a) Ganar electrones.
- b) Perder electrones.
- c) Ganar o perder electrones, indistintamente.
- d) No ganar ni perder electrones.

Justifica tu respuesta.

La configuración electrónica del átomo cuyo número atómico es $Z = 8$, es:



Se trata del oxígeno, primer elemento representativo del grupo de los anfígenos. Como solo le faltan dos electrones para alcanzar la configuración electrónica del gas noble, su tendencia será a ganarlos. La respuesta correcta es, por tanto, la **a**).

11. Deduce la fórmula que debe corresponder al compuesto que forman cada uno de los siguientes pares de elementos:

- a) S y Ag.
- b) Cl y Zn.
- c) Ca y I.
- d) S y Mg.

En todos los casos se trata de un elemento metálico con otro no metálico, luego el compuesto que formarán será un compuesto iónico.

Para deducir su fórmula en cada caso, hemos de seguir los siguientes pasos:

1. Escribir su configuración electrónica y deducir los iones que formarán.
2. Establecer la relación numérica entre iones positivos y negativos para que el compuesto resulte neutro.
3. Escribir la fórmula teniendo en cuenta que el metal se escribe a la izquierda del no metal.

a) S y Ag. Sus configuraciones electrónicas y los iones estables que pueden formar cada uno de ellos son:

— S ($Z = 16$): $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$; si gana 2 electrones formará el ion S^{2-} .

— Ag ($Z = 47$): $[\text{Kr}] 5s^1 4d^{10}$; si pierde un electrón formará Ag^+ .

Teniendo en cuenta la carga de cada ion, vemos que se necesitan 2 iones Ag^+ por cada ion S^{2-} para que ambos formen un compuesto eléctricamente neutro. Su fórmula es, por tanto:



b) Cl y Zn.

— Cl ($Z = 17$): $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$; formará el ion Cl^- al ganar un electrón.

— Zn ($Z = 30$): $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$; perderá 2 electrones y formará el Zn^{2+} .

Se necesitan 2 iones Cl^- por cada ion Zn^{2+} .

En este caso, la fórmula del compuesto que forman es:



c) Ca y I.

— Ca ($Z = 20$): $[\text{Ar}] 4s^2$; formará el ion Ca^{2+} al perder dos electrones.

— I ($Z = 53$): $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^5$; adquiere un electrón, para dar I^- .

Se necesitan 2 iones I^- por cada ion Ca^{2+} .

Su fórmula es, por tanto:



d) S y Mg.

— S ($Z = 16$): $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$; ganará dos electrones, formando S^{2-} .

— Mg ($Z = 12$): $[\text{Ne}] 3s^2$; perderá dos electrones y formará el ion Mg^{2+} .

Se necesita 1 ion S^{2-} por cada ion Mg^{2+} .

Por tanto, la fórmula del compuesto es:



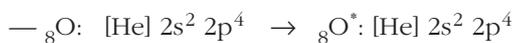
NOTA: La solución de esta cuestión también se ofrece en el CD-ROM del alumnado.

12. Explica el significado de las siguientes fórmulas químicas: K_2S , Br_2 , CaO , HI .

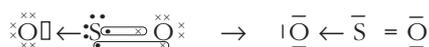
- K_2S : el sulfuro de potasio es un compuesto iónico, luego la fórmula indica que la proporción entre los iones K^+ y los iones S^{2-} en el cristal iónico es 2:1.
- Br_2 : se trata de una molécula covalente formada por dos átomos de bromo.
- CaO : es la fórmula del óxido de calcio (cal viva), que es un compuesto iónico sólido, en cuya composición la proporción entre iones Ca^{2+} y O^{2-} es 1:1.
- HI : es una molécula covalente formada por un átomo de hidrógeno y un átomo de yodo.

13. Teniendo en cuenta que en la formación de un enlace covalente uno de los dos átomos puede aportar los dos electrones de enlace, escribe las estructuras electrónicas de Lewis de los siguientes compuestos: SO₂, SO₃, O₃.

- SO₂: Las configuraciones electrónicas del azufre y del oxígeno son:



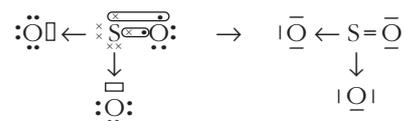
Por tanto, la estructura de Lewis del compuesto es:



- SO₃: Las configuraciones electrónicas del azufre y del oxígeno son:

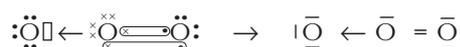


La representación del enlace es:



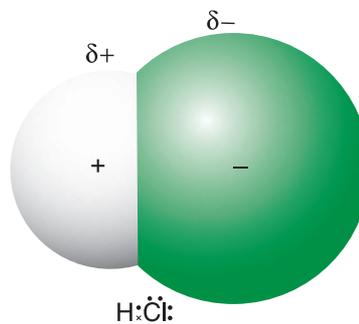
Por tanto, todos los átomos completan el octeto.

- O₃: La configuración electrónica del oxígeno en estado fundamental y en su estado excitado es la representada en el primer y segundo apartados de esta cuestión, relativos al SO₂ y al SO₃, respectivamente. El enlace, en este caso, lo representamos como sigue:



14. ¿Por qué se forma un enlace covalente polar?

El enlace covalente polar se forma entre átomos que tienen diferente electronegatividad. Por ello, se produce una distribución asimétrica de los electrones del enlace respecto de los núcleos, de manera que los electrones quedan desplazados hacia el átomo más electronegativo. Es el caso, por ejemplo, del cloruro de hidrógeno que se representa en la figura de la derecha.



15. ¿Por qué decimos que el CO₂ es una molécula apolar, si sus enlaces son polares?

Puede suceder que una molécula con los enlaces polares, sea apolar, como es el caso del CO₂ y otras moléculas covalentes: CCl₄, BCl₃,... Esto es debido a que la geometría espacial de la molécula hace que coincidan el centro de carga positiva y el centro de carga negativa, por lo que no se forma un dipolo eléctrico.

16. ¿Qué enlace será más polar: H-Cl o H-F? Razona la respuesta.

El átomo de flúor es más electronegativo que el átomo de cloro, por lo que el enlace H-F será más polar que el enlace H-Cl.

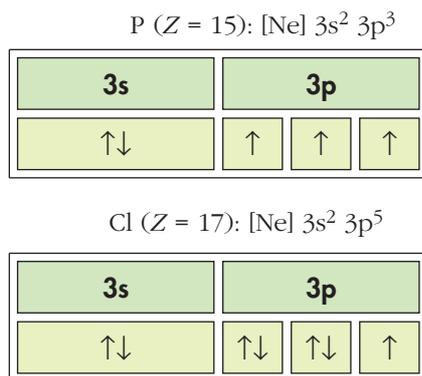
17. Escribe las estructuras electrónicas de Lewis de las moléculas que se indican: PCl₃, SiH₄, HCN, CO₂.

¿Serán polares los enlaces covalentes presentes en ellas? Justifica tu respuesta.

De la misma forma que en los ejercicios anteriores, necesitamos conocer la configuración electrónica de cada uno de los elementos que intervienen en cada compuesto para saber cuál es la estructura de las moléculas.

Recuerda que el enlace covalente se forma por compartición de electrones, y que si los elementos enlazados tienen distinta electronegatividad, el enlace será polar.

- PCl₃. La configuración electrónica de cada átomo es la siguiente:



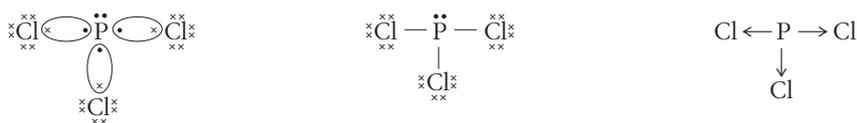
Ambos elementos formarán enlaces polares, debido a la mayor electronegatividad del cloro (tanto su electroafinidad como su energía de ionización son mayores que los del fósforo):

$$\text{Electronegatividad}_P = 2,1$$

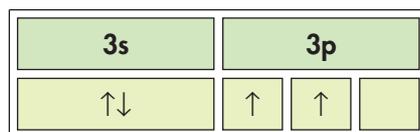
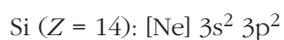
$$\text{Electronegatividad}_{Cl} = 3,0$$

(Se indican los valores de electronegatividad de la escala de Pauling).

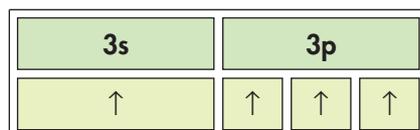
Las estructuras de Lewis correspondientes a esta molécula son:



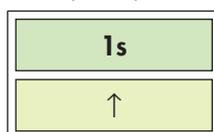
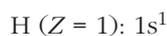
- SiH_4 . La configuración electrónica del silicio es:



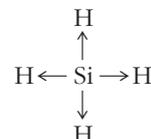
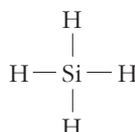
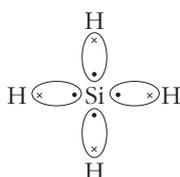
Para justificar la formación de 4 enlaces, hemos de suponer que se produce la transición de uno de los electrones 3s al orbital vacío 3p, de modo que el átomo de Si adquiere una configuración electrónica de estado excitado:



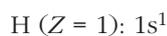
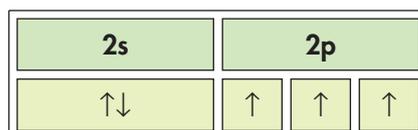
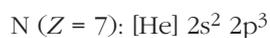
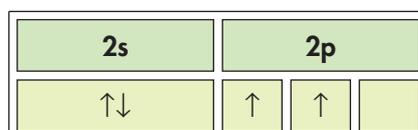
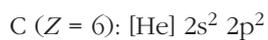
Esta transición requiere un pequeño aporte energético que se ve compensado con la formación de los cuatro enlaces covalentes con el hidrógeno, de configuración electrónica:



Los enlaces así formados son polares, según se aprecia en las estructuras de Lewis de la molécula:



- HCN. El átomo central es el C. Las configuraciones electrónicas de los tres elementos que forman este compuesto son:

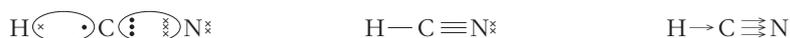


El nitrógeno y el hidrógeno, en total, han de enlazar 4 electrones con el carbono. El átomo de carbono ha de disponer, por tanto, de 4 electrones desapareados. Esto supone que adquiere una configuración electrónica de estado excitado (al igual que el Si del caso anterior):

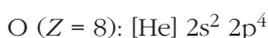


2s	2p		
↑	↑	↑	↑

El átomo de C forma un enlace covalente sencillo con H y un enlace covalente triple con N. Teniendo en cuenta sus respectivas electronegatividades, la polaridad de los enlaces es la que se aprecia en las siguientes estructuras de Lewis:



- CO_2 . El átomo de carbono ocupa la posición central, entre dos átomos de oxígeno. La configuración electrónica del oxígeno es:



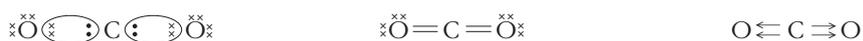
2s	2p		
↑↓	↑↓	↑	↑

Cada átomo de oxígeno ha de enlazar 2 electrones. Para ello, el carbono ha de disponer de 4 electrones desapareados, como en el caso anterior:



2s	2p		
↑↓	↑↓	↑	↑

El carbono forma un enlace covalente doble con cada átomo de oxígeno. Debido a la mayor electronegatividad del oxígeno, los enlaces son, de nuevo, polares:



NOTA: La solución de esta cuestión también se ofrece en el CD-ROM del alumnado.

18. ¿Por qué es mayor la temperatura de ebullición del NH_3 que la del PH_3 , si la tendencia general es que la temperatura de ebullición aumente al aumentar la masa molecular de la molécula?

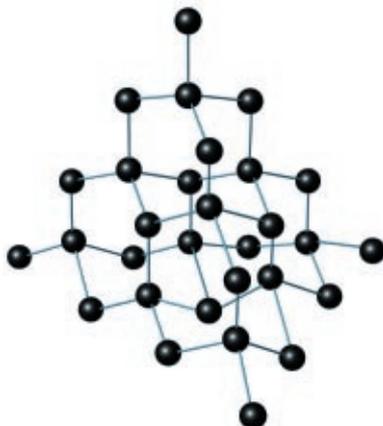
Durante el proceso de ebullición, tanto del amoníaco, NH_3 , como de la fosfina, PH_3 , los enlaces que se rompen son los intermoleculares. La diferencia entre las temperaturas de ebullición de ambos compuestos puede explicarse teniendo en cuenta que los enlaces entre las moléculas de amoníaco son más fuertes que los que se establecen entre las moléculas de fosfina. En el caso del amoníaco se trata de enlaces de hidrógeno, mientras que el caso de las moléculas de fosfina son de tipo dipolo-dipolo, menos intensos que los primeros.

19. ¿Qué entendemos por interacciones intermoleculares?

Las interacciones intermoleculares son las que se establecen entre las moléculas covalentes, sin las cuales no se podría explicar la fase líquida o sólida de un compuesto covalente.

20. ¿Existen interacciones intermoleculares en el diamante?

No. El diamante es un sólido covalente reticular: una molécula gigantesca formada por un número indefinido de átomos de carbono unidos entre sí por enlaces covalentes.



21. ¿Por qué el yodo es sólido a temperatura ambiente, mientras que el cloro es gas?

Tanto el yodo como el cloro forman moléculas diatómicas: I_2 y Cl_2 . El enlace de ambos es covalente apolar, pero la molécula de yodo es más voluminosa que la de cloro, puesto que su número atómico y su masa molecular relativa es mayor.

$$Z_I = 53 \text{ frente a } Z_{Cl} = 17 \quad ; \quad M_{I_2} = 253,8 \text{ frente a } M_{Cl_2} = 71,0$$

Esto supone que la nube electrónica del yodo es más fácil de “deformar” que la del cloro, por lo que se pueden establecer un mayor número de interacciones de Van der Waals entre las moléculas de yodo que entre las de cloro, lo que se traduce en el diferente estado de agregación que presentan ambas especies químicas.

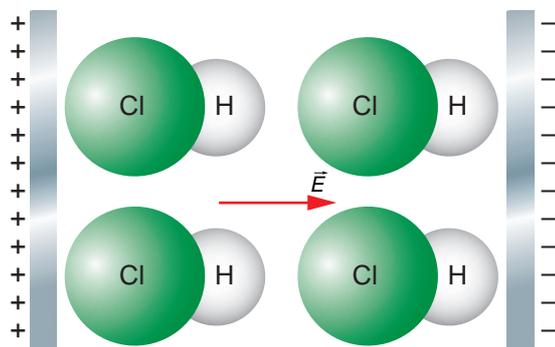
NOTA: La solución de esta cuestión se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

22. Sabiendo que ambos se deben a la acción de fuerzas electrostáticas, señala en qué se diferencian los enlaces iónicos de los de Van der Waals.

Los enlaces iónicos se establecen entre iones, mientras que las fuerzas de Van der Waals se establecen entre moléculas neutras, debido a la existencia durante breves instantes de distribuciones asimétricas de carga.

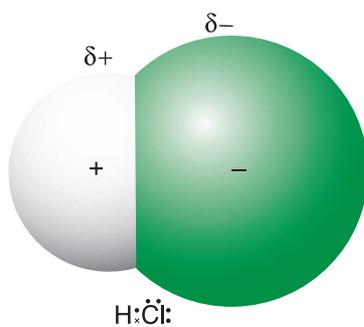
Estas últimas son, por tanto, mucho menos intensas y de muy corto alcance en comparación con el enlace iónico.

23. Al someter una muestra de HCl (g) a la acción de un campo eléctrico, se observa que las moléculas se orientan como se aprecia en la figura.



¿Cómo explicas ese hecho, sabiendo que el enlace H-Cl es un enlace covalente?

El hidrógeno y el cloro tienen diferente electronegatividad, lo que hace que los electrones del enlace queden desplazados hacia el átomo más electronegativo (en este caso el cloro) formándose un dipolo como se puede ver en la siguiente imagen:



La existencia del dipolo eléctrico explica que las moléculas de HCl se orienten bajo la acción de un campo eléctrico, como puede observarse en el gráfico del enunciado.

24. Explica por qué la temperatura de fusión del NaCl es mayor que la del NaBr. Para ello, considera que la fuerza que mantiene unidos a los iones en el sólido iónico es una fuerza electrostática.

El enlace iónico, como interacción electrostática, dependerá de la carga de los iones y de la distancia que los separa (la suma de los radios iónicos), de acuerdo con la ley de Coulomb:

$$F = K \cdot \frac{Q_+ \cdot Q_-}{d^2}$$

En el caso del NaCl y del NaBr, la única diferencia radica en el tamaño del ion haluro:

$$r(\text{Cl}^-) < r(\text{Br}^-)$$

por lo que el enlace iónico en el cloruro de sodio, NaCl, será más fuerte que en el bromuro de sodio, NaBr, y, en consecuencia, la temperatura de fusión del primero será mayor que la del segundo.

25. Justifica la conductividad eléctrica de los metales y de los compuestos iónicos, conductividad que no tienen las sustancias covalentes.

En estado sólido, los compuestos iónicos no conducen la corriente, aunque fundidos o disueltos en agua son buenos conductores de la electricidad. Esto lo podemos explicar si tenemos en cuenta que los electrones que intervienen en el enlace quedan “perfectamente localizados” en los iones y estos, a su vez, no pueden moverse de sus posiciones en la red cristalina, por lo que no se pueden desplazar cargas eléctricas hacia los electrodos.

Sin embargo, cuando un sólido iónico funde o se disuelve en agua, los iones pueden moverse. Si consideramos, por ejemplo, el cloruro de sodio, NaCl, en las condiciones que acabamos de señalar, los cationes, Na⁺, se dirigirán al cátodo y los aniones, Cl⁻, al ánodo.

Las sustancias covalentes no son conductoras en ningún caso. Los electrones se encuentran perfectamente “localizados” entre los átomos enlazados. Hay que tener en cuenta, además, que las moléculas covalentes son eléctricamente neutras, por lo que no es posible ningún movimiento de cargas.

Los metales son excelentes conductores de la corriente eléctrica, lo que se explica al tener en cuenta la movilidad de los electrones de valencia. Al aumentar la temperatura disminuye la conductividad, ya que aumenta la vibración de los iones positivos, dificultando el movimiento de los electrones a través del metal. Hay que tener en cuenta, además, que los metales transportan con facilidad energía en forma de calor.

26. ¿Qué temperatura de fusión cabe esperar para el SiO₂ (arena)? ¿Por qué?

El cuarzo, SiO₂, o el diamante, C, son sólidos cristalinos de gran dureza, cuyas temperaturas de fusión y ebullición son incluso mayores que las de los sólidos iónicos.

Ello se explica por la existencia de una red cristalina, formada por un número indefinido de átomos unidos entre sí por enlaces covalentes. Un cristal de dióxido de silicio está formado por una infinidad de átomos de silicio y de oxígeno unidos mediante enlaces covalentes. La fórmula SiO₂ lo único que indica es la proporción de átomos de Si y de O que hay en la red.

La existencia de estos enlaces explica que los sólidos covalentes fundan a temperaturas superiores a las de los sólidos iónicos y sean compuestos de gran dureza, ya que, para romper la red, es necesario romper enlaces covalentes, proceso que requiere el suministro de una gran cantidad de energía.

27. Explica por qué es soluble en agua el etanol (CH₃CH₂OH), mientras que el yodo (I₂) no lo es.

Los compuestos covalentes polares son solubles en disolventes polares, y los apolares, en disolventes apolares. El agua y el etanol son compuestos covalentes polares, solubles entre sí. El yodo (I₂), un compuesto covalente apolar, no es soluble en agua, pero sí en tetracloruro de carbono (CCl₄), que también es apolar. El proceso de disolución es posible si las moléculas de soluto y de disolvente pueden interactuar entre ellas, lo que solo ocurre si las fuerzas intermoleculares de uno y de otro son del mismo tipo y parecida intensidad.

28. Ordena las sustancias que se indican por orden creciente de temperatura de fusión, HCl, Cl₂, NaCl. Justifica la respuesta.

El cloruro de sodio, NaCl, es un sólido iónico. Su temperatura de fusión será la más elevada de los tres, ya que, en el proceso de fusión, para vencer las fuerzas electrostáticas es necesario suministrar gran cantidad de energía.

El cloro, Cl₂, y el cloruro de hidrógeno, HCl, son moléculas covalentes. La temperatura de fusión de este último será más elevada, ya que las interacciones intermoleculares que se han de romper en el proceso de la fusión son de tipo dipolo-dipolo. Estas interacciones son débiles, pero más fuertes que las que se dan entre las moléculas de cloro, que son las fuerzas de Van der Waals, de tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido.

29. Justifica qué metal cabe esperar que tenga mayor temperatura de fusión: Mg o Fe.

La temperatura de fusión está íntimamente relacionada con la fortaleza del enlace. En el caso de los sólidos metálicos, cuanto mayor sea el número de electrones de valencia que posee el metal, mayor será la fuerza del enlace, ya que la estructura metálica se mantiene por la atracción coulombiana que se produce entre los iones metálicos positivos, que se disponen formando planos, y los electrones de valencia que se mueven libremente entre ellos.

Mg ($Z = 12$): [Ne] 3s² → tiene 2 electrones de valencia

Fe ($Z = 26$): [Ar] 4s² 3d⁶ → tiene 8 electrones de valencia

Luego cabe esperar que la temperatura de fusión del hierro sea mayor que la del magnesio, como así sucede en la realidad:

$$T_{fus. Fe} = 1536 \text{ °C} > T_{fus. Mg} = 650 \text{ °C}$$

NOTA: La solución de esta cuestión se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

30. Explica, para cada uno de los siguientes pares, a qué compuesto le corresponde mayor temperatura de fusión:

a) NaCl y CsCl.

c) Si y I₂.

e) Na y Cu.

b) FeO y Fe₂O₃.

d) H₂O y H₂S.

a) El enlace iónico, como interacción electrostática, dependerá de la carga de los iones y de la distancia que los separa (la suma de los radios iónicos), en la forma:

$$F = K \cdot \frac{Q_+ \cdot Q_-}{d^2}$$

En el caso del NaCl y del CsCl, la única diferencia radica en el tamaño del ion alcalino:

$$r(\text{Na}^+) < r(\text{Cs}^-)$$

por lo que el enlace iónico en el cloruro de sodio, NaCl, será más fuerte que en el cloruro de cesio, CsCl, y, en consecuencia, la temperatura de fusión del primero será mayor que la del segundo.

b) En este caso, al tratarse también de sólidos iónicos, la temperatura de fusión mayor corresponderá al Fe₂O₃, ya que la carga del ion Fe³⁺ es mayor que la del ion Fe²⁺, y su radio menor.

- c) El silicio tendrá una mayor temperatura de fusión, ya que, para fundir un cristal de silicio, hay que romper enlaces covalentes muy fuertes, que mantienen unidos los átomos de Si. Sin embargo, para fundir un cristal de yodo las fuerzas que hay que vencer son las débiles interacciones de Van der Waals entre las moléculas de I₂.
- d) La temperatura de fusión del agua es mayor que la que corresponde al sulfuro de hidrógeno, ya que las interacciones intermoleculares en el agua son enlaces de hidrógeno, más fuertes que las de tipo dipolo-dipolo que se dan entre las moléculas de H₂S.
- e) El sodio solo tiene un electrón de valencia, frente a los once del cobre, por lo que a este último le corresponderá una mayor temperatura de fusión.

31. Cuando evaporamos agua, ¿qué enlaces se rompen?

En el proceso de evaporación del agua se rompen las interacciones intermoleculares, que son los enlaces de hidrógeno.

32. Indica qué enlaces químicos se romperán durante los siguientes procesos:

- a) **Sublimación de una bola de naftalina.**
- b) **Fusión de cloruro de sodio.**
- c) **Evaporación de helio líquido.**
- d) **Fusión de plata.**

- a) El principal componente de las bolas de naftalina es el naftaleno, molécula apolar de fórmula C₁₀H₈. En el proceso de sublimación de una bola de naftalina se rompen los enlaces intermoleculares de tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido o fuerzas de Van der Waals existentes entre las moléculas de naftaleno.
- b) En el proceso de fusión del cloruro de sodio, NaCl, se rompe el enlace iónico.
- c) En el proceso de evaporación del helio líquido se rompen las débiles fuerzas de Van der Waals existentes entre los átomos del citado elemento.
- d) En la fusión de la plata se rompe el enlace metálico.

33. Indica qué enlaces se forman durante los siguientes procesos químicos:

- a) **Obtención de óxido de magnesio a partir de sus elementos.**
- b) **Condensación de agua.**
- c) **Solidificación de yodo.**
- d) **Obtención de amoníaco a partir de sus elementos.**

Hemos de ver las especies químicas que se están enlazando: átomos o moléculas. Si se enlazan átomos, dependiendo de la naturaleza y configuración electrónica de estos, los enlaces posibles pueden ser iónico, covalente o metálico.

Si son moléculas las que se enlazan, las interacciones serán intermoleculares: enlace de hidrógeno o fuerzas de Van der Waals.

a) Obtención de óxido de magnesio:

La formación del óxido de magnesio (MgO) se puede esquematizar del siguiente modo:



El enlace que se forma es un enlace iónico entre los iones de los átomos (el magnesio cede 2 electrones al oxígeno).

b) Condensación de agua:

El agua pasa de estado gaseoso a estado sólido. Se establecerán interacciones entre las moléculas de H₂O que, como hemos visto en el desarrollo de la unidad 12, son enlaces de hidrógeno.

c) Solidificación de yodo:

El yodo pasa de estado líquido a estado sólido. Se establecen interacciones entre los dipolos instantáneos inducidos por el movimiento de los electrones en las moléculas apolares de I₂ (fuerzas de Van der Waals).

d) Obtención de amoníaco (NH₃):

Se forma un enlace covalente polar entre el nitrógeno y cada uno de los átomos de hidrógeno.

NOTA: La solución de esta cuestión se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

34. Tenemos tres sustancias, A, B y C, que presentan las siguientes propiedades:

	Temp. de fusión	Conductividad	Solubilidad
A	750 °C	Sí	No
B	-22 °C	No	En disolventes apolares
C	187 °C	Sólida, no; disuelta sí	En disolventes polares

Justifica qué sustancia será iónica, cuál covalente y cuál metálica.

- A. Es un metal.
- B. Es una sustancia covalente apolar.
- C. Es un compuesto iónico.

35. Indica cuál o cuáles de las siguientes propiedades se corresponden con un sólido metálico:

- a) Conduce la corriente eléctrica en estado sólido.
- b) Los nudos de la red cristalina están ocupados por iones.
- c) Resiste grandes tensiones sin romperse.
- d) Su temperatura de fusión es baja.

Un sólido metálico se puede considerar formado por una red de iones positivos, entre los que pueden moverse libremente los electrones de valencia, que forman un “mar” de electrones. Excepto el mercurio, tienen elevadas temperaturas de fusión, conducen la corriente eléctrica en estado sólido y líquido, y resisten grandes tensiones sin romperse. Por tanto, las propiedades que corresponden a un sólido metálico son las señaladas en los apartados **a), b) y c)**.

36. Atendiendo a la diferencia de electronegatividad entre los elementos que se enlazan, indica qué tipo de enlace predomina en los siguientes compuestos:

- | | |
|---------------------|----------------------|
| a) NaBr | d) HF |
| b) BeF ₂ | e) OF ₂ |
| c) CH ₄ | f) Ag ₂ O |

Para resolver esta cuestión, se han de tomar de la tabla periódica, los valores de la electronegatividad de los elementos enlazados, y, a partir de dichos valores, deducir el tipo de enlace predominante, teniendo en cuenta que un enlace es básicamente iónico cuando la diferencia de electronegatividades entre los elementos enlazados es mayor que 2 y es básicamente covalente cuando dicha diferencia es menor que 1.

- a) NaBr: $\Delta EN = EN_{Br} - EN_{Na} = 2,8 - 0,9 = 1,9$. El enlace es fundamentalmente iónico.
- b) BeF₂: $\Delta EN = EN_F - EN_{Be} = 4 - 1,5 = 2,5$. El enlace es fundamentalmente iónico.
- c) CH₄: $\Delta EN = EN_C - EN_H = 2,5 - 2,1 = 0,4$. El enlace es covalente polar.
- d) HF: $\Delta EN = EN_F - EN_H = 4 - 2,1 = 1,9$. Esta es una de las excepciones a la regla indicada anteriormente, ya que, a pesar de la diferencia entre las electronegatividades, el enlace es fundamentalmente covalente, aunque muy polar.
- e) OF₂: $\Delta EN = EN_F - EN_O = 4 - 3,5 = 0,5$. El compuesto es covalente, con los enlaces polares.
- f) Ag₂O: $\Delta EN = EN_O - EN_{Ag} = 3,5 - 1,9 = 1,6$. La diferencia de electronegatividades que califica a un enlace como iónico o covalente es 1,7. Para ese valor, el enlace tiene aproximadamente un 50% de carácter iónico y un 50% de carácter covalente. Es el caso del compuesto que nos ocupa.

37. Escribe las fórmulas de los cloruros de los elementos del segundo período y ordénalos en orden creciente por temperatura de fusión. Razona cuál de ellos tendrá mayor carácter iónico.

Se indica a continuación el símbolo de los elementos del segundo período, así como la fórmula que cabe esperar de los respectivos cloruros, que se puede deducir fácilmente a partir de las configuraciones electrónicas de los elementos que se enlazan:

Li	Be	B	C	N	O	F
LiCl	BeCl ₂	BCl ₃	CCl ₄	NCl ₃	Cl ₂ O	ClF

Atendiendo a la diferencia de electronegatividad entre el cloro y el otro elemento al que se enlaza, el compuesto de mayor carácter iónico es el cloruro de litio, LiCl. De hecho, el resto de compuestos se pueden encontrar en forma de moléculas discretas, cuyos enlaces son más o menos polares.

Así, al cloruro de litio le corresponderá la mayor temperatura de fusión, puesto que, en los demás compuestos, las interacciones que se rompen en el proceso de fusión son las interacciones intermoleculares, mucho más débiles que el enlace iónico.

Se deja a juicio del profesor o profesora, comentar las características del resto de moléculas y ver, en función de su geometría y polaridad, la ordenación por temperaturas de fusión que les correspondería.

38. Asigna a cada una de las siguientes sustancias: magnesio, diamante, agua y cloruro de cesio, una de las propiedades que se indican a continuación:

- a) Está formada por moléculas, unidas a su vez por enlaces de hidrógeno.**
- b) En estado sólido es buen conductor.**
- c) Es la sustancia natural más dura que se conoce.**
- d) Es un buen aislante aunque, disuelta en agua, conduce la corriente eléctrica.**
- e) Conduce peor la corriente eléctrica en estado líquido que en estado sólido.**

- a) Se trata del agua, cuyas moléculas se unen por enlaces de hidrógeno.
- b) En estado sólido son buenos conductores los metales, por lo que se hace referencia al magnesio.
- c) La sustancia natural más dura que se conoce es el diamante, formada por un número indefinido de átomos de carbono unidos entre sí por enlaces covalentes muy fuertes.
- d) Los compuestos iónicos en estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero sí lo hacen en disolución acuosa, por lo que se trata del cloruro de cesio.
- e) Se trata del magnesio, ya que los metales son excelentes conductores de la corriente eléctrica, pero, al aumentar la temperatura, disminuye la conductividad, ya que aumenta la vibración de los iones positivos, dificultando el movimiento de los electrones a través del metal.

39. Razona qué estado de agregación cabe esperar, en condiciones normales de presión y temperatura, en función del enlace químico presente en cada una de las siguientes sustancias:

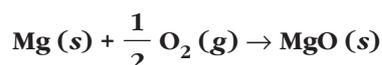
- a) SH₂ b) Estaño c) CH₄ d) MgS**

- a) El sulfuro de hidrógeno, SH₂, forma moléculas discretas. Los enlaces son polares, y dada la geometría angular de la molécula, esta también resulta polar. En condiciones normales de presión y temperatura es un gas, ya que las interacciones intermoleculares de tipo dipolo-dipolo son débiles.
- b) El estaño, que es un metal, en condiciones normales de presión y temperatura se encuentra en estado sólido.
- c) El metano, CH₄, forma, como el sulfuro de hidrógeno, moléculas discretas. Los enlaces en el metano son polares, pero la molécula resulta apolar, por lo que las interacciones entre moléculas serán las débiles fuerzas de Van der Waals. Es un gas en condiciones normales de presión y temperatura, y, además, su temperatura de fusión es menor que la del SH₂.

d) El sulfuro de magnesio, MgS, es un compuesto iónico, que en condiciones normales de presión y temperatura se encuentra en estado sólido. El enlace iónico se manifiesta en todas las direcciones, por lo que cada ion positivo se rodea de iones negativos, y cada ion negativo, de iones positivos. De ese modo, el conjunto resulta eléctricamente neutro y se forma un sólido cristalino.

EJERCICIOS

40. Considera, desde un punto de vista energético, todas las transformaciones que deben producirse en la formación de una red iónica de óxido de magnesio a partir de sus elementos:

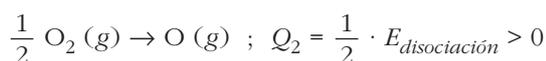


Las transformaciones que deben producirse para la formación de la red iónica del óxido de magnesio (MgO) son las siguientes:

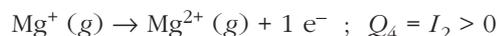
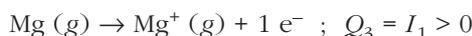
1. Sublimación de 1 mol de magnesio:



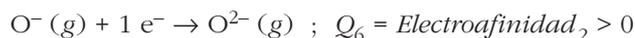
2. Disociación de $\frac{1}{2}$ mol de O_2 :



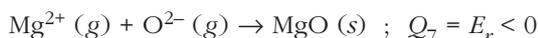
3. Primera y segunda ionización de Mg:



4. Primera y segunda ionización de O:



5. Formación del sólido iónico a partir de los iones:



Cuando se forma la red iónica se desprende energía, debido a la mayor estabilidad del cristal que la que corresponde a los elementos en estado natural. Por tanto, las energías correspondientes a cada una de las transformaciones que tienen lugar deben cumplir:

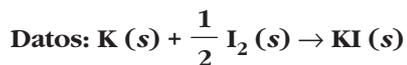
$$|Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_6| < |Q_5 + Q_7|$$

de modo que en el proceso completo se verifique:

$$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5 + Q_6 + Q_7 < 0$$

NOTA: La solución de este ejercicio se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

41 Representa en un ciclo de Born-Haber el proceso de formación de yoduro de potasio (s) a partir de sus elementos. Calcula la energía reticular del KI (s).



Calor de formación = -327 kJ/mol

Calor de sublimación del K (s) =

90 kJ/mol

Calor de sublimación del $\text{I}_2 \text{(s)}$ =

62 kJ/mol

Energía de disociación del $\text{I}_2 \text{(g)}$ =

149 kJ/mol

Energía de ionización del K (g) =

418 kJ/mol

Electroafinidad del I (g) =

-308 kJ/mol

La representación en un ciclo de Born-Haber del proceso de formación del yoduro de potasio (s) es la que se muestra en la figura de la derecha.

A partir de los datos de que disponemos en el enunciado, podemos plantear la siguiente ecuación:

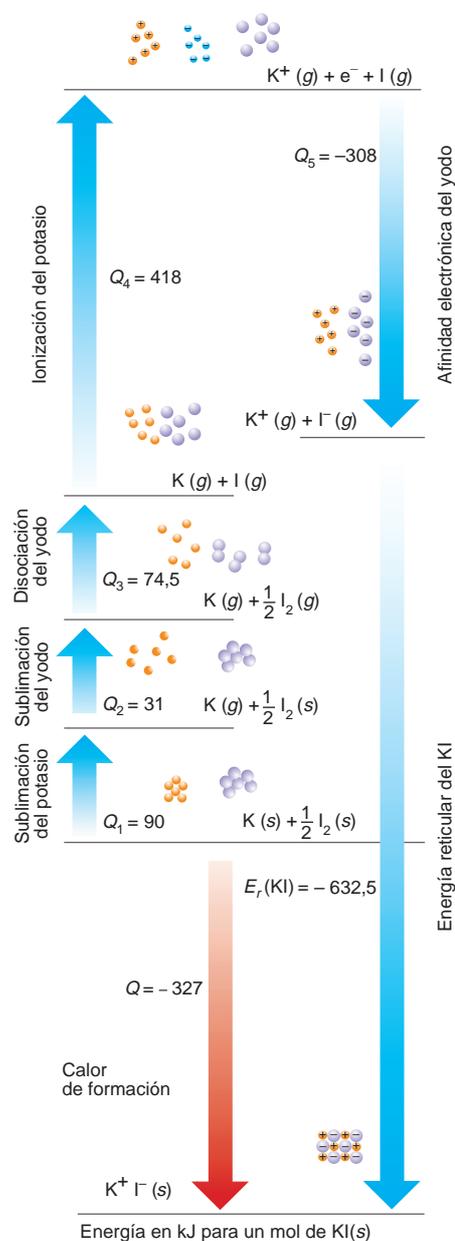
$$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5 + E_r(\text{KI})$$

Por tanto:

$$E_r(\text{KI}) = Q - Q_1 - Q_2 - Q_3 - Q_4 - Q_5$$

Sustituyendo los datos en la expresión anterior, obtenemos el valor de la energía reticular del yoduro de potasio (s) para un mol de compuesto:

$$E_r(\text{KI}) = -327 - 90 - 31 - 74,5 - 418 + 308 = -632,5 \text{ kJ/mol}$$



- 42** Sabiendo que la energía de disociación del I_2 (g) es de 149 kJ/mol, calcula la energía necesaria para disociar una molécula de I_2 .

El dato que proporciona el enunciado del problema, en unidades del S.I., es:

$$E_d(I_2) = 149 \text{ kJ/mol} = 1,49 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$$

Teniendo en cuenta que el número de partículas que hay en un mol de sustancia es el número de Avogadro, N_A , la energía necesaria para disociar una molécula de I_2 será:

$$E'_d(1 \text{ molécula de } I_2) = \frac{E_d(I_2)}{N_A} = \frac{1,49 \cdot 10^5}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2,47 \cdot 10^{-19} \text{ J/molécula}$$

que, expresado en electronvolt es:

$$E'_d(1 \text{ molécula de } I_2) = 2,47 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 1,54 \text{ eV}$$

EJERCICIOS DE FORMULACIÓN INORGÁNICA

- 43.** Confecciona una tabla que incluya, para cada uno de los compuestos que se relacionan, su fórmula y su nomenclatura, de acuerdo con el criterio de Stock y el de la IUPAC:

- Difluoruro de hierro.
- HCl (aq).
- CO.
- Trióxido de dihierro.
- HBr.
- NH₃.
- Hidróxido de oro (III).
- Monóxido de mercurio.

Fórmula	Criterio de Stok	Criterio de IUPAC
FeF ₂	Fluoruro de hierro (II)	Difluoruro de hierro
HCl (aq)		Ácido clorhídrico
CO	Óxido de carbono (II)	Monóxido de carbono
Fe ₂ O ₃	Óxido de hierro (III)	Trióxido de dihierro
HBr	Bromuro de hidrógeno	Bromuro de hidrógeno
NH ₃		Amoniaco
Au(OH) ₃	Hidróxido de oro (III)	Trihidróxido de oro
HgO	Óxido de mercurio (II)	Monóxido de mercurio

44. Nombra los siguientes compuestos. No importa el criterio que utilices:

- | | |
|--------------------------|---------------------------------|
| a) CaCl_2 | f) CrI_3 |
| b) CaSO_3 | g) HIO_3 |
| c) CH_4 | h) NH_4NO_3 |
| d) H_2Te | i) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ |
| e) CO_2 | j) Cu_3PO_4 |
- a) Cloruro de calcio. f) Yoduro de cromo (III).
b) Sulfito de calcio. g) Ácido yódico.
c) Metano. h) Nitrato de amonio.
d) Teluro de hidrógeno. i) Sulfato de hierro (III).
e) Dióxido de carbono. j) Ortofosfato de cobre (I).

45. Formula los siguientes compuestos:

- a) Óxido de calcio.
b) Nitrito de oro (I).
c) Hidrogenosulfato de cobre (II).
d) Ácido bromhídrico.
e) Ortofosfato de plata.
f) Dicromato de potasio.
g) Carbonato de magnesio.
h) Hidruro de aluminio.
i) Sulfato de amonio.
j) Peróxido de hidrógeno.
k) Ácido nitroso.
l) Óxido de sodio.
- | | |
|--------------------------------------|---------------------------------|
| a) CaO | g) MgCO_3 |
| b) AuNO_2 | h) AlH_3 |
| c) $\text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$ | i) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ |
| d) $\text{HBr} (aq)$ | j) H_2O_2 |
| e) Ag_3PO_4 | k) HNO_2 |
| f) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | l) Na_2O |

46. Completa la tabla que se ofrece.

Nombra los siguientes compuestos		Formula los siguientes compuestos
HBr: Bromuro de hidrógeno	MnO ₂ : Dióxido de manganeso	Ácido clorhídrico: HCl (aq)
H ₃ PO ₄ : Ácido ortofosfórico	Li ₂ CO ₃ : Carbonato de litio	Ácido nítrico: HNO ₃
HIO ₃ : Ácido yódico	CuO: Óxido de cobre (II)	Cloruro de aluminio: AlCl ₃
HSO ₄ ⁻ : Anión hidrógenosulfato	SnCl ₄ : Tetracloruro de estaño	Fosfato de aluminio: AlPO ₄
AlCl ₃ : Cloruro de aluminio	SrBr ₂ : Bromuro de estroncio	Bromuro de amonio: NH ₄ Br
Al ₂ (SO ₄) ₃ : Sulfato de aluminio	SrSO ₄ : Sulfato de estroncio	Ion sulfito: SO ₃ ²⁻
SeO ₂ : Dióxido de selenio	PCl ₅ : Pentacloruro de fósforo	Ion yoduro: I ⁻
PbO ₂ : Dióxido de plomo	NCl ₃ : Tricloruro de nitrógeno	Óxido de aluminio: Al ₂ O ₃
BaO: Óxido de bario	FeCl ₂ : Cloruro de hierro (II)	Nitrato de amonio: NH ₄ NO ₃
ZnO: Óxido de cinc	Fe(OH) ₃ : Hidróxido de hierro (III)	Óxido de cobre (II): CuO
HgO: Óxido de mercurio	Fe(NO ₃) ₃ : Nitrato de hierro (III)	Trióxido de dihierro: Fe ₂ O ₃
Cd(OH) ₂ : Hidróxido de cadmio	Fe ₂ (SO ₄) ₃ : Sulfato de hierro (III)	Carbonato de bario: BaCO ₃
Cd(NO ₃) ₂ : Nitrato de cadmio	ZnS: Sulfuro de cinc	Bicarbonato de calcio: Ca(HCO ₃) ₂
CdSO ₄ : Sulfato de cadmio	MnCl ₂ : Cloruro de manganeso (II)	Ion bicarbonato: HCO ₃ ⁻
CaCO ₃ : Carbonato de calcio	Hgl ₂ : Yoduro de mercurio (II)	Clorato de bario: Ba(ClO ₃) ₂
CaCl ₂ : Cloruro de calcio	AgI: Yoduro de plata	Cromato de plata: Ag ₂ Cr ₂ O ₄
SnO ₂ : Dióxido de estaño	NiO: Óxido de níquel (II)	Yoduro de cadmio: CdI ₂
Ca ₃ (PO ₄) ₂ : Ortofosfato de calcio	HgSO ₃ : Sulfito de mercurio (II)	Bromato de potasio: KBrO ₃
ZnBr ₂ : Bromuro de cinc	KClO: Hipoclorito de potasio	Sulfuro de disodio: Na ₂ S
Zn(OH) ₂ : Hidróxido de cinc	PbCrO ₄ : Cromato de plomo (II)	Óxido de plomo (II): PbO
CuI ₂ : Yoduro de cobre (II)	KHSO ₄ : Hidrogenosulfato de potasio	Nitrato de níquel (II): Ni(NO ₃) ₂
Ba(NO ₃) ₂ : Nitrato de bario	NO ₂ ⁻ : Anión nitrito	Sulfato de manganeso (III): MnSO ₄
CuSO ₄ : Sulfato de cobre (II)	NiS: Sulfuro de níquel (II)	Nitrito de sodio: NaNO ₂
CoCl ₂ : Cloruro de cobalto (II)	Na ₂ Cr ₂ O ₇ : Dicromato de sodio	Nitrito de calcio: Ca(NO ₂) ₂
CrCl ₃ : Tricloruro de cromo	NaOH: Hidróxido de sodio	Cloruro de potasio: KCl
Na ₂ S: Sulfuro de sodio	BeCl ₂ : Cloruro de berilio	Ion hidrogenosulfito: HSO ₃ ⁻
PO ₄ ³⁻ : Anión ortofosfato	Au ₂ (SO ₄) ₃ : Sulfato de oro (III)	Dicromato de calcio: CaCr ₂ O ₇
HNO ₃ : Ácido nítrico	Mg(OH) ₂ : Hidróxido de magnesio	Fosfato de sodio: Na ₃ PO ₄
HCl (aq): Ácido clorhídrico	AgBr: Bromuro de plata	Hidróxido de hierro (III): Fe(OH) ₂
K ₂ CrO ₄ : Cromato de potasio	NaNO ₂ : Nitrito de sodio	Dihidróxido de hierro: Fe(OH) ₂
Mn(NO ₃) ₂ : Nitrato de manganeso (II)	HPO ₄ ²⁻ : Anión hidrogenofosfato	Carbonato de potasio: K ₂ CO ₃
MnCl ₂ : Dicloruro de manganeso	H ₂ PO ₄ ⁻ : Anión dihidrogenofosfato	Bicarbonato de sodio: NaHCO ₃
KIO ₃ : Yodato de potasio	PO ₄ ³⁻ : Anión fosfato	Yoduro de potasio: KI
NH ₄ ⁺ : Cation amonio	NaH ₂ PO ₄ : Dihidrogenofosfato de sodio	Cloruro de plomo (II): PbCl ₂
HClO ₃ : Ácido clórico	Pb(NO ₃) ₂ : Nitrato de plomo (II)	Cloruro de plomo (IV): PbCl ₄
HIO ₄ : Ácido peryódico	Fe ⁺³ : Cation hierro (III)	Nitrato de plata: AgNO ₃
HCO ₃ ⁻ : Anión hidrogenocarbonato	SnS: Sulfuro de estaño (II)	Sulfuro de cinc: ZnS
HS ⁻ : Anión hidrogenosulfuro	K ₂ Cr ₂ O ₇ : Dicromato de potasio	Óxido de calcio: CaO
S ²⁻ : Anión sulfuro	K ₂ S ₂ O ₇ : Heptaóxodisulfato de dipotasio	Hidróxido de calcio: Ca(OH) ₂
HBr (aq): Ácido bromhídrico	HPO ₃ : Ácido metafosfórico	Diyoduro de mercurio: Hgl ₂
NH ₃ : Amoniaco	HIO ₄ : Ácido peryódico	Nitrato de mercurio (I): HgNO ₃
SeO ₂ : Dióxido de selenio	Mn(IO ₄) ₂ : Peryodato de manganeso (II)	Amoniaco: NH ₃