

UNIDAD 5: EL ENLACE QUÍMICO

CUESTIONES INICIALES-ACTIVIDADES PÁG. 105

1. Nombra correctamente las sustancias que tienen las siguientes fórmulas químicas: FeCl_2 , CaCO_3 , SO_3 , $\text{Co}_2(\text{SO}_4)_3$, I^- , SiH_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Cl_2O_5 , KMnO_4 y SO_3^{2-} .

FeCl_2 : Dicloruro de hierro.

CaCO_3 : Trioxocarbonato de calcio.

SO_3 : Trióxido de azufre.

$\text{Co}_2(\text{SO}_4)_3$: Tetraoxosulfato (VI) de cobalto (III).

I^- : Anión yoduro.

SiH_4 : Hidruro de silicio o silano.

$\text{Ba}(\text{OH})_2$: Hidróxido de bario.

Cl_2O_5 : Pentóxido de dicloro u óxido de cloro (V).

KMnO_4 : Tetraóxidomanganato (VII) de potasio

SO_3^{2-} : Anión trióxidosulfato (IV).

2. ¿Cuál es la razón por la que los gases nobles reciben también el nombre de gases inertes?

Porque son gases que difícilmente reaccionan con otras sustancias químicas. En un principio se creía que eran incapaces de reaccionar, pero en la actualidad se han encontrado algunos compuestos químicos de estos gases en unas determinadas condiciones de presión y temperatura.

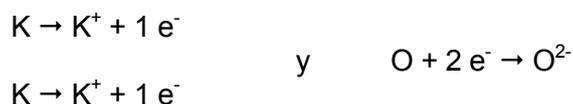
3. ¿Por qué el cloro cuando se une con el hidrógeno o con el sodio forma compuestos químicos de propiedades muy diferentes entre sí?

El cloro reacciona con el hidrógeno para originar cloruro de hidrógeno, mientras que con el sodio forma cloruro de sodio. El HCl tiene propiedades químicas muy diferentes del NaCl, por lo que debe esperarse que la razón esté en la distinta forma de combinación que tiene el cloro con el hidrógeno y con el sodio.

ACTIVIDADES PROPUESTAS-PÁG. 108

1. Explica el enlace entre el potasio y el oxígeno en el óxido de potasio y el existente entre el bario y el bromo en el bromuro de bario, sabiendo que ambos son compuestos químicos de carácter iónico.

El óxido de potasio tiene la fórmula K_2O , de forma que lo que ocurre es:



Pues en realidad: $K_2O \rightarrow 2 K^+ + O^{2-}$

El bromuro de bario tiene la fórmula $BaBr_2$, de forma que lo que ocurre es:



Pues en realidad: $BaBr_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2 Br^-$

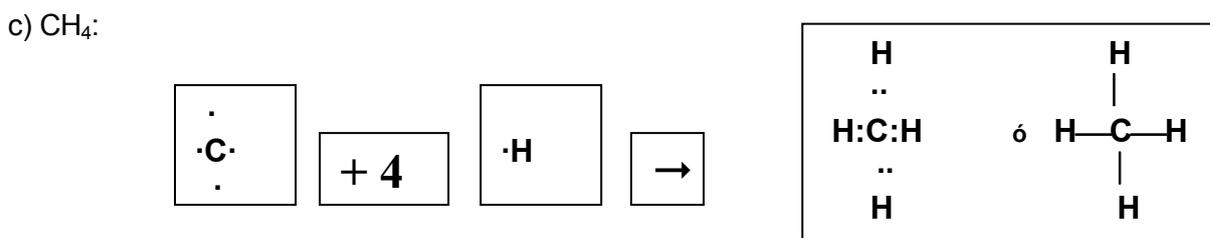
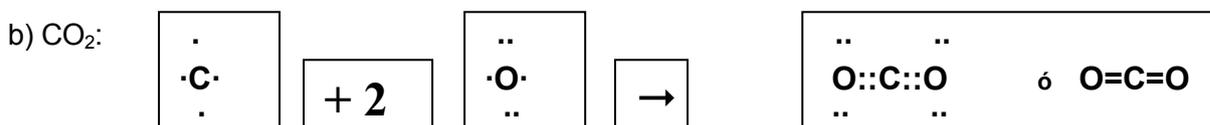
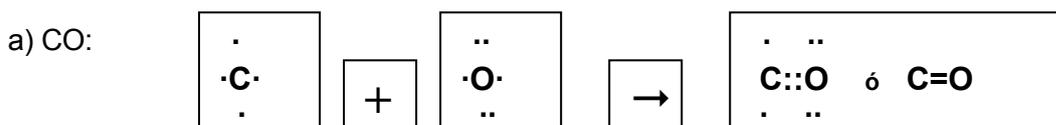
ACTIVIDADES PROPUESTAS-PÁG. 110

2. ¿Pueden existir enlaces iónicos entre átomos de un mismo elemento químico?

No, pues uno debe dar electrones a otro y entre átomos del mismo elemento químico esto no puede ocurrir.

ACTIVIDADES PROPUESTAS-PÁG. 112

3. Mediante el diagrama de Lewis explica la formación de las siguientes moléculas, cuyas fórmulas son: a) CO. b) CO_2 . c) CH_4 . d) HCl. e) NH_3 .



8. Una disolución acuosa conduce la corriente eléctrica porque las moléculas de agua tienen dicha propiedad o porque existen cationes y aniones que transportan la corriente eléctrica.

El agua experimenta una ionización débil: $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ y dichos iones son los responsables de la conducción eléctrica.

9. Explica porqué una disolución de hidróxido sódico al 50 % es menos conductora de la electricidad que otra del mismo electrólito al 5 %.

La conductividad disminuye al aumentar en exceso la concentración de iones, pues cuanto mayor sea el número de iones en disolución más se dificulta la movilidad de los mismos y a menor movilidad menor conductividad.

ACTIVIDADES FINALES-PÁG. 124

1. Un enlace entre dos átomos requiere que: a) Los átomos sean iguales. b) Los átomos sean diferentes. c) La estabilidad de la especie resultante sea mayor que la de los átomos por separado. d) Los átomos que forman el enlace tengan un número elevado de electrones. Selecciona y justifica entre los enunciados anteriores las respuestas más adecuadas.

La a) es falsa, pues aunque ello puede tener lugar, no es una condición necesaria.

La b) también es falsa, pues aunque ello también puede tener lugar, fundamentalmente en los compuestos iónicos, tampoco ello es una condición necesaria.

La c) es correcta, pues la razón de que se origine un enlace químico, está en que la especie resultante debe ser más estable que los reactivos de partida.

La d) es falsa, así en el enlace covalente el enlace tiene lugar por pares de electrones y tanto en el enlace iónico como en el covalente la especie resultante no tiene más electrones de valencia que los que aportan los átomos que se enlazan.

2. El cloruro de un elemento X tiene una temperatura de fusión de 722 °C. Es soluble en agua y tanto su disolución acuosa como el cloruro fundido son buenos conductores de la electricidad. Indica qué tipo de enlace tiene dicho cloruro.

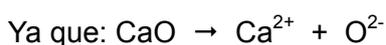
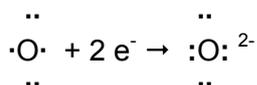
Por sus propiedades se puede concluir que es un compuesto químico de naturaleza iónica.

Si representamos su fórmula química por XCl_n entonces en disolución acuosa o fundido, tiene lugar: $\text{XCl}_n \rightarrow \text{X}^{n+} + n \text{Cl}^-$

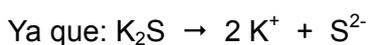
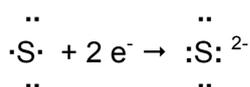
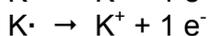
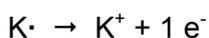
La formación de dichos iones en disolución o en estado fundido es lo que origina las propiedades conductoras. La elevada temperatura de fusión es debido a que la estructura sólida del cloruro es muy compacta, y se necesita una temperatura muy elevada para desmoronar dicha estructura.

3. Explica con ayuda de los diagramas de Lewis la formación de los compuestos iónicos: a) CaO. b) K₂S. c) Al₃Cl.

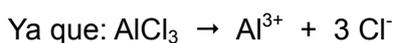
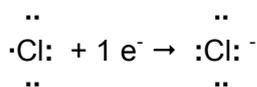
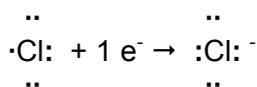
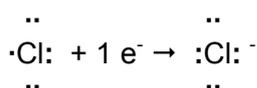
a) CaO: El Ca tiene dos electrones de valencia en su último nivel energético y el O seis, como el CaO es un compuesto químico iónico, entonces tiene lugar la formación de los siguientes iones:



b) K₂S: El K tiene un electrón de valencia en su último nivel energético y el azufre seis, como el K₂S es un compuesto químico iónico, entonces tiene lugar la formación de los siguientes iones:



c) Al₃Cl: El Al tiene tres electrones de valencia en su último nivel energético y el cloro siete, como el AlCl₃ es un compuesto químico iónico, entonces tiene lugar la formación de los siguientes iones:



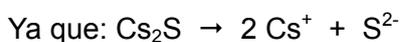
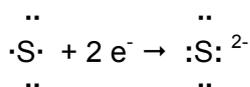
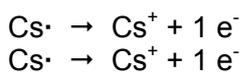
4. Escribe las configuraciones electrónicas de los elementos químicos de números atómicos 16 y 55 y con dicha información indica qué tipo de enlace existe cuando se unen entre sí ambos elementos químicos y rellena la siguiente tabla:

| Elemento químico | Símbolo químico | Periodo y Grupo al que pertenecen | Electrones de valencia | Carácter metálico o no | Fórmula del compuesto químico | Diagrama de Lewis del compuesto químico |
|------------------|-----------------|-----------------------------------|------------------------|------------------------|-------------------------------|---|
| Z = 16 | | | | | | |
| Z = 55 | | | | | | |

El elemento químico de Z = 16 tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ y es el elemento químico S, que pertenece al tercer período y familia de los anfígenos. Tiene 6 electrones de valencia y no tiene carácter metálico

El elemento químico de Z = 55 tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$ y es el elemento químico Cs, que pertenece al sexto período y familia de los alcalinos. Tiene 1 electrón de valencia y sí tiene carácter metálico.

Entre ambos se forma el compuesto iónico: Cs_2S y su diagrama de Lewis es:

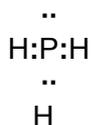


Por tanto:

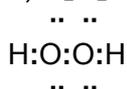
| Elemento químico | Símbolo químico | Período y Grupo al que pertenecen | Electrones de valencia | Carácter metálico o no | Fórmula del compuesto químico | Diagrama de Lewis del compuesto químico |
|------------------|-----------------|---|------------------------|------------------------|-------------------------------|--|
| Z = 16 | S | 3 ^{er} período y grupo anfígenos | 6 | No | Cs_2S | $\begin{array}{c} \cdot \\ Cs^+ :S: ^{2-} \\ Cs^+ \cdot \end{array}$ |
| Z = 55 | Cs | 6 ^o período y grupo alcalinos | 1 | Sí | | |

5. Explica con ayuda de los diagramas de Lewis la formación de los compuestos covalentes: a) PH₃. b) H₂O₂. c) Cl₂O.

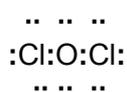
a) PH₃: El P tiene 5 electrones de valencia y el H uno, luego tiene lugar:



b) H₂O₂: Como el O tiene seis electrones de valencia, entonces:

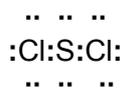


c) Cl₂O: Como el cloro tiene siete electrones de valencia, entonces:



6. El azufre forma un cloruro, SCl₂, que es un gas a temperatura ambiente. Indica el tipo de enlace que existe en dicho compuesto químico y dibuja su diagrama de Lewis.

Se trata de un compuesto químico covalente entre dos elementos próximos en la Tabla Periódica y su diagrama de Lewis es:

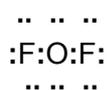


7. ¿Por qué el fluoruro de litio es un sólido cristalino, mientras que el de oxígeno es gaseoso?

El de Li es un compuesto químico iónico y el de oxígeno es covalente.

Así, en el de Li resulta que: $\text{LiF} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{F}^-$

El fluoruro de oxígeno es:



8. ¿Cuál de las siguientes sustancias conduce la corriente eléctrica en estado sólido?: CO₂, Ag, I₂ y KCl.

Únicamente la plata, por ser un metal, el CO₂ y el I₂ son dos sustancias covalentes y el KCl es un compuesto químico iónico, que sólo conduce la corriente eléctrica en disolución o en estado fundido.

9. Rellena el siguiente cuadro:

| Sustancia | Fórmula o símbolo químico | Tipo de enlace | Tipos de fuerzas atractivas | Temperatura de fusión: elevada o no | Solubilidad en agua | Conductor o no |
|--------------------|---------------------------|----------------|-----------------------------|-------------------------------------|---------------------|----------------|
| Bromo | | | | | | |
| Amoníaco | | | | | | |
| Cuarzo | | | | | | |
| Fluoruro sódico | | | | | | |
| Cobre | | | | | | |
| Trióxido de azufre | | | | | | |
| Diamante | | | | | | |

El bromo es una sustancia covalente apolar, el amoníaco es un compuesto químico covalente polar, el cuarzo un sólido covalente reticular, el fluoruro sódico un compuesto químico iónico, el cobre un metal, el trióxido de azufre un compuesto químico covalente y el diamante una sustancia covalente reticular. En consecuencia:

| Sustancia | Fórmula o símbolo químico | Tipo de enlace | Tipos de fuerza atractivas | Temperatura de fusión: elevada o no | Solubilidad en agua | Conductor o no |
|--------------------|---------------------------|----------------|--|-------------------------------------|---|--|
| Bromo | Br ₂ | Covalente | Fuerzas intermoleculares entre sus moléculas | No | No | No |
| Amoníaco | NH ₃ | Covalente | Fuerzas intermoleculares entre moléculas | No | Reacciona con el agua para dar NH ₄ OH | Sí en el compuesto formado con el agua |
| Cuarzo | SiO ₂ | Covalente | Fuerza de enlace entre los átomos | Sí | No | No |
| Fluoruro sódico | NaF | Iónico | Electrostáticas entre iones | Sí | Sí | Sí en disolución o fundido |
| Cobre | Cu | Metálico | Fuerza de enlace entre sus átomos | Sí | No | Sí en estado sólido |
| Trióxido de azufre | SO ₃ | Covalente | Débiles fuerzas intermoleculares entre sus moléculas | No | Reacciona con el agua para dar H ₂ SO ₄ | Sí en el compuesto formado con el agua |
| Diamante | C | Covalente | Fuerza de enlace entre los átomos | Sí | No | No |

10. Dado un metal alcalino M y un halógeno X, indica el enlace que tienen y las propiedades generales de los siguientes sólidos: a) M. b) X₂. c) MX.

a) M es un metal, por tanto el enlace que caracteriza las uniones de sus átomos en estado sólido es el enlace metálico.

b) X por tener siete electrones de valencia, tiene tendencia a alcanzar la estructura de gas noble uniéndose cada dos átomos de X para formar moléculas de X₂, mediante la compartición de un par de electrones, por tanto el enlace en X₂ es de naturaleza covalente y apolar: $X + X \rightarrow X-X$

Para que X₂ sea sólido a presión y temperatura ordinarias tiene que ser el yodo, el flúor y el cloro son gaseosos y el bromo es líquido. Para que estos halógenos sean sólidos se requieren unas presiones y temperaturas determinadas.

c) MX es un compuesto químico iónico, formado por M⁺ y X⁻: $MX \rightarrow M^+ + X^-$

Las propiedades de M son las típicas de un metal, las de X₂ las de una sustancia covalente apolar y las de MX las de un compuesto químico iónico.

11. ¿Qué tipo de interacción existe entre las moléculas de: a) H₂. b) CH₄. c) NH₃. d) H₂S. e) H₂O?

a) H₂ es una sustancia covalente apolar y entre sus moléculas actúan fuerzas de Van der Waals.

b) CH₄ es un compuesto químico covalente y la diferencia de electronegatividades entre el átomo de C y el de H no llega a que aparezcan enlaces por puentes de hidrógeno y la interacción existente entre sus moléculas es de fuerzas de Van der Waals.

c) NH₃ es un compuesto químico covalente donde la interacción dominante entre sus moléculas es de enlaces por puentes de hidrógeno.

d) H₂S es un compuesto químico covalente donde, como en el caso del metano, la interacción dominante es la de fuerzas de Van der Waals.

e) H₂O es un compuesto químico covalente donde la interacción dominante entre sus moléculas es la de enlaces por puentes de hidrógeno.

12. Clasifica las siguientes moléculas en polares o apolares: NH₃, Cl₂, HCl, CO, CCl₄, H₂, BCl₃ y CH₃Cl.

NH₃ es una molécula polar, debido a que en cada enlace N—H la distribución de carga es asimétrica y la forma piramidal de la molécula hace que no se contrarreste los momentos dipolares de cada enlace N—H.

Cl₂ es una molécula apolar, formada por la unión de dos átomos iguales, que producen una distribución simétrica del par de electrones de enlace.

HCl es una molécula polar, formada por la unión de dos átomos distintos, que producen una distribución asimétrica del par de electrones de enlace.

CO es una molécula polar, formada por la unión de dos átomos distintos, que

producen una distribución asimétrica del par de electrones de enlace.

CCl_4 es una molécula apolar, ya que aunque cada enlace C—Cl tiene una distribución de carga asimétrica y por ello cada enlace tiene su momento dipolar, la forma tetraédrica de la molécula hace que la suma vectorial de los momentos dipolares de los cuatro enlaces C—Cl sea cero.

H_2 es una molécula apolar, formada por la unión de dos átomos iguales, que producen una distribución simétrica del par de electrones de enlace.

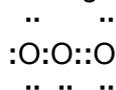
BCl_3 es una molécula apolar, aunque en cada enlace B—Cl la distribución de carga es asimétrica, la forma plana de la molécula con ángulos de enlace de 120° hace que se contrarreste los momentos dipolares de cada enlace B—Cl , y el resultado es un momento dipolar total igual a cero.

CH_3Cl es una molécula polar, ya que aunque tiene la forma tetraédrica existe un enlace C—Cl , que es diferente de los otros tres, que son C—H .

ACTIVIDADES FINALES-PÁG. 125

13. El ozono es una variedad del oxígeno, que tiene la fórmula O_3 . Representa mediante el diagrama de Lewis una molécula de ozono y explica la naturaleza de sus enlaces.

El diagrama de Lewis es el siguiente:



Por tanto el ozono es: $\text{O} \leftarrow \text{O} = \text{O}$, donde el primer enlace \leftarrow es un enlace coordinado, pues el segundo átomo de oxígeno presta un par de electrones al primer átomo de oxígeno. Entre el segundo y el tercer átomo de oxígeno existe un doble enlace.

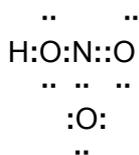
También se podría haber puesto el diagrama en la forma: $\text{O} = \text{O} \rightarrow \text{O}$, que es totalmente equivalente a la primera forma, pues ambas son las dos formas resonantes estables de dicha molécula.

14. Representa, mediante el diagrama de Lewis, las moléculas de: a) HCN . b) HNO_3 . c) H_2SO_4 . d) CF_2Cl_2 .

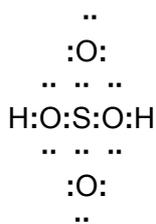
a) HCN . El H tiene un electrón de valencia, el C cuatro y el N cinco, luego:



b) HNO_3 : El N tiene cinco electrones de valencia y el O seis, luego:



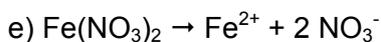
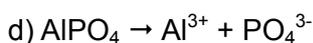
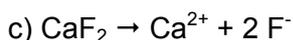
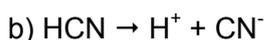
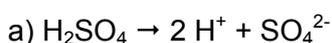
c) H_2SO_4 : Tanto el S como el O tiene seis electrones de valencia, luego:



d) CF_2Cl_2 : Tanto el F como el Cl tienen siete electrones de valencia, luego:



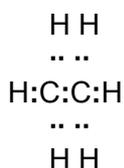
15. Escribe las ecuaciones de ionización o disociación, según sea el caso, de los siguientes compuestos químicos: a) H_2SO_4 . b) HCN . c) CaF_2 . d) AlPO_4 . e) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$. f) $\text{Co}_2(\text{SO}_4)_3$.



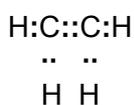
16. Las fórmulas de los hidrocarburos etano, eteno y etino son, respectivamente: C_2H_6 , C_2H_4 y C_2H_2 . Estos compuestos químicos tienen una unión entre los dos átomos de carbono. Representa dichos hidrocarburos mediante los diagramas de Lewis, sabiendo que los tres, a temperatura ambiente, son gases no conductores de la electricidad.

Son compuestos químicos covalentes y como el carbono tiene 4 electrones de valencia, entonces las fórmulas de estos compuestos responden a:

C_2H_6 :



C_2H_4 :



C_2H_2 :



17. Representa mediante el diagrama de Lewis, la molécula de dióxido de carbono e indica su geometría, sabiendo que el momento dipolar de la misma es nulo.

Se trata de un compuesto químico covalente y dado que su molécula no tiene momento bipolar es lineal, con ángulos de enlace de 180° .

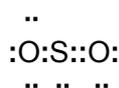
Su diagrama de Lewis es:



18. La molécula de dióxido de azufre tiene un momento dipolar distinto de cero. Ello supone afirmar que: a) La molécula no es lineal. b) Sus enlaces tienen carácter polar. c) La molécula es lineal. Justifica la respuesta.

El azufre y el oxígeno pertenecen al mismo grupo, los anfígenos, y como la diferencia de electronegatividad entre ellos no es muy acusada, el tipo de enlace entre ambos átomos es covalente.

La representación de Lewis del enlace en la molécula de SO_2 es:



Debido a que la molécula no es lineal, el ángulo del enlace O—S—O no es de 180° y el S tiene una carga eléctrica parcial positiva (δ^+) y cada oxígeno una carga eléctrica parcial negativa (δ^-). Por tanto los enlaces del S en el SO_2 son covalentes polares.

19. ¿Qué compuesto químico de hidrógeno es más covalente: LiH, CsH, HF o HI?

Consultando la tabla de electronegatividades de Pauling resulta que el H tiene un valor de 2,1, el Li de 1,0, el Cs de 0,7, el F de 4,0 y el I de 2,5, por lo que las diferencias de electronegatividades en dichos compuestos químicos son las siguientes:

$$\text{En LiH: } 2,1 - 1 = 1,1$$

$$\text{En CsH: } 2,1 - 0,7 = 1,4$$

$$\text{En HF: } 4,0 - 2,1 = 1,9$$

$$\text{En HI: } 2,5 - 2,1 = 0,4$$

Luego, atendiendo a la diferencia de electronegatividades el compuesto químico más covalente es el HI, después el LiH, le sigue el CsH y el menos el HF.

20. Escribe ejemplos de moléculas de sustancias que tengan la siguiente estructura: a) AB lineal, b) AB₂ angular, c) AB₃ plana, d) AB₃ piramidal y e) AB₄ tetraédrica.

a) AB lineal: CO₂, C₂H₂ y HCl, que tienen ángulos de enlace de 180°.

b) AB₂ angular: H₂S, H₂O y SO₂, con ángulos de enlace en torno a 104°.

c) AB₃ plana: BF₃, BCl₃, CO₃²⁻, NO₃⁻, C₂H₄, con ángulos de enlace de 120°.

d) AB₃ piramidal: NH₃, PF₃ y H₃O⁺, con ángulos de enlace de alrededor de 107°.

e) AB₄ tetraédrica: CH₄, SiF₄, CCl₄ y NH₄⁺, con ángulos de enlace de alrededor de 109,5°.

21. ¿Qué significa que la molécula de NH₃ sea piramidal y tenga un momento dipolar distinto de cero?

Que la forma geométrica de la molécula de NH₃ es una pirámide. Dicha pirámide es de base triangular, en cuyos vértices se encuentran los tres átomos de hidrógeno, y en el vértice superior se halla el átomo de nitrógeno.

Como el momento dipolar de la molécula es la suma vectorial de los momentos dipolares de cada uno de los tres enlaces N—H, dicha estructura geométrica hace que la suma vectorial sea diferente de cero, al no contrarrestarse los momentos dipolares de los enlaces N—H entre sí.

22. El hidruro de berilio no posee un momento dipolar. ¿Cuál es su geometría molecular?

Puesto que los enlaces H—Be presentan un momento dipolar, la única forma de explicar que la molécula de H₂Be sea apolar es que tenga una forma geométrica lineal, con ángulo de enlace de 180°.

23. Basándose en las diferencias de electronegatividades que cabe esperar que existan, decide entre los siguientes pares de moléculas la que tiene mayor momento dipolar molecular. Indica, además, para cada molécula qué átomo o átomos se prevén que lleven carga parcial negativa: a) H₂O y OF₂. b) H₂O y H₂S. c) NH₃ y NF₃. d) NH₃ y PH₃.

a) La electronegatividad del H es 2,1, la del O es 3,5 y la del F es 4,0.

Por tanto, en el H₂O cada enlace H— tiene una diferencia de electronegatividad de: 3,5

- 2,1 = 1,4 y en el OF₂ es de 4,0 - 3,5 = 0,5. Como ambas moléculas tienen una forma geométrica semejante, el H₂O es quien tiene un momento dipolar mayor.

En el caso del H₂O, es el O quien lleva la δ- y el H la δ+.

En el caso del OF₂, es el F quien lleva la δ- y el O la δ+.

b) La electronegatividad del S es 2,5.

Por tanto, en el H₂S la diferencia de electronegatividad de cada enlace H—S es de:

2,5 - 2,1 = 0,4, mientras que en el H₂O es 1,4. Como ambas moléculas tienen una forma geométrica semejante entonces es el H₂O quien tiene un momento dipolar

mayor.

En el caso del H_2O , es el O quien lleva la δ^- y el H la δ^+ .

En el caso del H_2S , es el S quien lleva la δ^- y el H la δ^+ .

c) La electronegatividad del N es 3,0.

Por tanto, en el NH_3 la diferencia de electronegatividad de cada enlace es igual a: $3,0 - 2,1 = 0,9$, mientras que en el NF_3 la diferencia de electronegatividad es igual a: $4,0 - 3,0 = 1,0$. Como ambas moléculas tienen una forma geométrica semejante, el NF_3 es quien tiene un momento dipolar mayor.

En el caso del NH_3 , es el N quien lleva la δ^- y el H la δ^+ .

En el caso del NF_3 , es el F quien lleva la δ^- y el N la δ^+ .

d) La electronegatividad del P es 2,1.

Por tanto, en el PH_3 la diferencia de electronegatividad de cada enlace es igual a:

$2,1 - 2,1 = 0$, mientras que en el NH_3 la diferencia de electronegatividad es igual a:

$3,0 - 2,1 = 0,9$. Como ambas moléculas tienen una forma geométrica semejante, el NH_3 es quien tiene un momento dipolar, pues además hay que considerar que la molécula de PH_3 es apolar.

En el caso del NH_3 , es el N quien lleva la δ^- y el H la δ^+ .

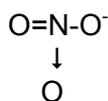
En el caso del PH_3 ninguno tiene una carga eléctrica parcial.

24. Cita todos los tipos de enlace que se deben encontrar en un cristal de nitrato sódico.

El nitrato sódico es una sal de naturaleza iónica, en la que tiene lugar en disolución o en estado fundido la disociación siguiente: $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$

Por tanto, el enlace entre el catión Na^+ y el anión NO_3^- es iónico.

Dentro del anión nitrato los enlaces que tienen lugar son de naturaleza covalente, de forma que el anión nitrato tiene una forma geométrica trigonal plana, con ángulos de enlace de 120° y responden a la forma:



En donde el N está unido covalentemente a un O mediante un doble enlace y a otro O mediante un enlace covalente sencillo, soportando además este oxígeno la carga eléctrica negativa del anión.

La otra unión nitrógeno-oxígeno es también covalente, pero su origen está en la unión del par de electrones no enlazantes del nitrógeno con el átomo de oxígeno en cuestión, representando dicho enlace mediante la flecha, dirigida en el sentido del desplazamiento de dicho par de electrones, o sea hacia el átomo de oxígeno.

25. El hecho de que una sustancia cristalice, ¿quiere decir que posee un determinado tipo de enlace químico?

No, pues pueden existir sólidos cristalinos iónicos, metálicos y covalentes reticulares.

26. ¿Qué diferencia hay entre las estructuras sólidas de los metales y las de los compuestos iónicos?

Mientras que las estructuras sólidas de los compuestos iónicos están formadas por un conjunto de iones (cationes y aniones), las estructuras sólidas de los metales están formadas por un conjunto de átomos discretos, que en el modelo de la nube electrónica, el enlace se explica mediante la existencia de los electrones de valencia en estado libre dentro de la estructura sólida, formada por los cationes del metal, pero en cualquier caso no hay verdaderos aniones en un metal.

27. ¿Qué diferencia hay entre el enlace iónico y el enlace por puentes de hidrógeno?

El enlace iónico se origina por la total transferencia de electrones desde una especie a otra y, en consecuencia se forman verdaderos iones. Por el contrario, en el enlace por puentes de hidrógeno nunca existe una verdadera transferencia de electrones entre dos átomos de dos moléculas diferentes. Lo único que existe en un enlace por puentes de hidrógeno es la atracción electrostática parcial, que se representa mediante cargas eléctricas parciales: δ^+ y δ^- , entre dos átomos distintos pero sin llegar nunca a constituir iones.

28. En la tabla adjunta se muestran las temperaturas de ebullición de los hidruros de los halógenos: a) ¿Qué tipo de interacción existe entre las moléculas de los mismos? b) ¿A qué se debe que el HF tiene una temperatura de ebullición muy superior al del resto de los hidruros de la tabla?

| Compuesto químico | Tª de ebullición (°C) |
|-------------------|-----------------------|
| HF | 19,4 |
| HCl | -83,7 |
| HBr | -67,0 |
| HI | -35,5 |

a) Todos ellos son compuestos químicos covalentes polares, cuyas moléculas se mantienen unidas entre sí por las débiles fuerzas intermoleculares.

b) La temperatura de ebullición del HF es mucho mayor que la del resto de los hidruros, porque en el

HF sus moléculas están unidas por enlaces por puentes de hidrógeno, que son unas fuerzas intermoleculares más intensas que las de Van der Waals del resto de los hidruros.

29. De entre las siguientes sustancias: Na₂O, HBr, Fe, N₂ y CCl₄, indica: a) Las que son conductoras en estado fundido. b) La de mayor temperatura de fusión y la de menor temperatura de fusión. c) Las sustancias polares. d) La sustancia conductora en estado sólido. e) Las sustancias insolubles en agua.

Na₂O es un compuesto químico iónico.

HBr es un compuesto covalente polar.

Fe es un metal.

N₂ es una sustancia covalente apolar.

CCl_4 es un compuesto covalente apolar por su forma tetraédrica.

Por tanto:

- a) En estado fundido sólo es conductor el Na_2O
- b) La de mayor temperatura de fusión es el Fe y la de menor el N_2 .
- c) La única sustancia polar es HBr.
- d) El Fe es conductor en estado sólido.
- e) Insolubles en agua son Fe, N_2 y CCl_4 .

INVESTIGA-PÁG. 126

Consulta manuales de química en una biblioteca o en el buscador www.google.es y realiza un trabajo monográfico en forma de presentación en Power Point sobre las formas alotrópicas que presentan otros elementos químicos, tales como el fósforo y el azufre, indicando sus estructuras, propiedades y utilidades de las mismas.

Es una pregunta abierta, en la que utilizando el recurso informático del Power Point hay que poner en cada diapositiva, además de alguna foto de cada elemento químico citado en sus diversas formas alotrópicas, hay que explicar sus diferentes estructuras, propiedades de cada elemento químico en sus diferentes formas alotrópicas y las utilidades más importantes de las mismas, sin olvidar que el azufre también tiene una forma amorfa, que es muy importante.