EJERCICIOS SELECTIVIDAD: ESTRUCTURA ATÓMICA, TABLA PERIÓDICA Y ENLACE QUÍMICO (SOLUCIONES)

JULIO 2021

Escriba la configuración electrónica en estado fundamental de:

a) **(0,5 p)** Un elemento con tres electrones en orbitales p.

Hay muchas respuestas posibles, una podría ser:

N (Z = 7): $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$

b) **(0,5 p)** Un elemento de transición.

Hay muchas respuestas posibles, pero todas deben tener una configuración electrónica en el nivel de valencia del tipo: $ns^2\ (n-1)d^x$. Una podría ser:

Fe (Z = 26): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$

c) **(0,5 p)** Un elemento alcalino.

Hay muchas respuestas posibles, pero todas deben tener una configuración electrónica en el nivel de valencia del tipo: ns^1 (excepto $1s^1$, que es la configuración electrónica del hidrógeno). Una podría ser:

Na (Z = 11): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

d) **(0,5 p)** Un elemento del grupo 18.

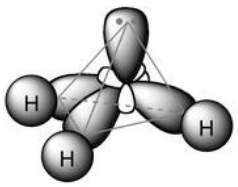
Hay muchas respuestas posibles, pero todas deben tener una configuración electrónica en el nivel de valencia del tipo: $ns^2\ np^6$ (aunque también podría ser $1s^2$, que es la configuración electrónica del elemento del grupo 18, gases nobles, del primer período). Una podría ser:

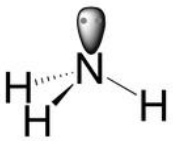
Ne (Z = 10): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

JULIO 2021

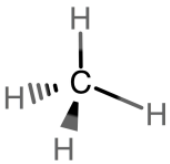
En función del tipo de enlace explique por qué:

a) **(0,5 p)** El NH_3 tiene un punto de ebullición más alto que el CH_4.





Amoniaco (NH_3): La molécula se forma mediante tres enlaces σ entre los tres orbitales híbridos sp^3 semiocupados del nitrógeno y los tres orbitales 1s semiocupados de los tres átomos de hidrógeno. Adoptando una geometría de pirámide trigonal. Debido a esta estructura no simétrica, la molécula de amoniaco es polar, por lo que entre sus moléculas existen fuerzas de Van der Waals (dipolo permanente – dipolo permanente), pero, además, debido a la alta polaridad de los enlaces N – H existen también enlaces de hidrógeno.



Metano (CH_4): La molécula se forma mediante cuatro enlaces σ entre los cuatro orbitales híbridos sp^3 semiocupados del nitrógeno y los cuatro orbitales 1s semiocupados de los cuatro átomos de hidrógeno, adoptando una geometría tetraédrica. Debido a esta estructura simétrica, la molécula de metano es apolar, por lo que es entre sus moléculas existen fuerzas de dispersión o de London (dipolo instantáneo – dipolo inducido).

La mayor intensidad de las fuerzas intermoleculares en el amoniaco, explican el mayor punto de ebullición del metano.

www.yoquieroaprobar.es

b) **(0,5 p)** El $KC\ell$ tiene un punto de fusión mayor que el $C\ell_2$.

El cloruro de potasio es un sólido iónico, formado por un metal (K) y un no-metal ($C\ell$), mientras que el $C\ell_2$ es una sustancia covalente molecular apolar, entre cuyas moléculas solo existen fuerzas de dispersión o de London (dipolo instantáneo – dipolo inducido). La mayor intensidad del enlace iónico en el $KC\ell$ explica su mayor punto de fusión.

c) **(0,5 p)** El CH_4 es insoluble en agua y el $KC\ell$ es soluble.

El agua es un disolvente polar, debido a la polaridad de su molécula, por lo que disuelve mejor a las sustancias iónicas (por las interacciones ion – dipolo permanente) o a las sustancias covalentes moleculares polares (por las interacciones entre dipolos permanentes) que a las sustancias covalentes moleculares apolares. Esta es la razón de que el cloruro de potasio, sólido iónico, es más soluble en agua que el metano, sustancia covalente molecular apolar.

d) **(0,5 p)** El etano tiene un punto de ebullición menor que el etanol.

El etanol es una sustancia covalente molecular polar, debido a la polaridad de los enlaces O – H del grupo hidroxilo, por lo que entre sus moléculas existen fuerzas de Van der Waals (dipolo permanente – dipolo permanente), pero, además, debido a la alta polaridad de los enlaces O – H existen también enlaces de hidrógeno, mientras que el etano es una sustancia covalente molecular apolar, por lo que es entre sus moléculas existen fuerzas de dispersión o de London (dipolo instantáneo – dipolo inducido).

La menor intensidad de las fuerzas intermoleculares en el etano, explican el menor punto de ebullición del etano.

<u>JUNIO 2021</u>

El número atómico del P es 15.

a) **(0,5 p)** Escribe su configuración electrónica en estado fundamental.

P (Z = 15): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$

b) **(0,5 p)** Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo en estado fundamental.

El electrón más externo es uno de los que ocupa el subnivel 3p, por lo que n = 3 y ℓ = 1. Los valores posibles para m serían -1, 0 y 1 y el número cuántico de spin, s, puede tomar valores $\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$.

Por lo tanto, hay 6 combinaciones posibles: (3,1,-1,1/2), (3,1,-1,-1/2), (3,1,0,1/2), (3,1,0, -1/2), (3,1,1,1/2), (3,1,1, -1/2).

c) **(0,5 p)** Indica a qué grupo y período pertenece.

Pertenece al período 3º, ya que este es su nivel de energía más alto ocupado, y al grupo 15 (nitrogenoides), ya que la configuración electrónica de su nivel de valencia es del tipo $ns^2\ np^3$.

d) **(0,5 p)** Escribe una configuración electrónica del elemento en estado excitado.

Hay varias posibilidades, una de ellas es:

P^* (Z = 15): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2\ 4s^1$

www.yoquieroaprobar.es

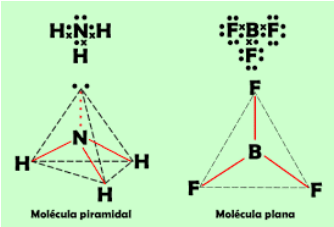
JUNIO 2021

El trifluoruro de boro (BF_3) y el amoniaco (NH_3) son compuestos gaseosos en condiciones normales.

DATOS: Números atómicos: H: 1 B: 5 N: 7 F = 9

a) **(0,5 p)** Explique la fórmula geométrica de sus moléculas.

Aplicando la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia:



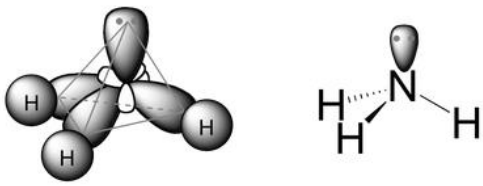
En el amoniaco, el nitrógeno se rodea de tres pares de electrones enlazantes y un par no enlazante, la geometría más probable es la piramidal, ya que es en la que estos pares de electrones están lo más alejados entre sí.
En el trifluoruro de boro, el boro se rodea de tres pares de electrones enlazantes, la geometría más probable es la triangular plana, ya que es en la que estos pares de electrones están lo más alejados entre sí.

También se puede obtener la geometría aplicando la teoría de hibridación orbital.

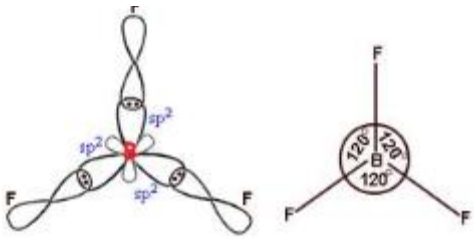
En el amoniaco el nitrógeno adopta una hibridación sp^3

En el trifluoruro de boro el boro adopta una hibridación sp^2

<u>Amoniaco:</u> La molécula se forma mediante tres enlaces σ entre los tres orbitales híbridos sp^3 semiocupados del nitrógeno y los tres orbitales 1s semiocupados de los tres átomos de hidrógeno. Adoptando una geometría de pirámide trigonal.

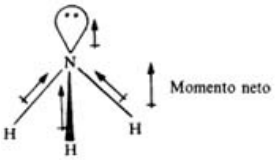


<u>Trifluoruro de boro</u>: La molécula se forma mediante tres enlaces tipo σ entre los tres orbitales híbridos sp^2 semiocupados del boro y los tres orbitales 2p semiocupados de los tres átomos de flúor. Dada la disposición espacial de los tres orbitales híbridos del boro, la geometría de la molécula es triangular plana.



b) **(0,5 p)** Explique cuál de las dos moléculas es más polar.

La molécula de trifluoruro de boro es apolar, ya que la simetría de su geometría da como resultado un momento dipolar molecular nulo.
La molécula de amoniaco es polar debido a la falta de simetría de su geometría.



c) **(0,5 p)** Explique cómo serán los enlaces intermoleculares en cada uno de los compuestos.

Debido a la apolaridad del trifluoruro de boro, entre sus moléculas solo existen débiles fuerzas de dispersión (fuerzas de London).
En el amoniaco, debido a su polaridad, existen fuerzas de Van der Waals, pero, además, debido a la alta polaridad de los enlaces N – H existen también enlaces de hidrógeno.

www.yoquieroaprobar.es

d) **(0,5 p)** Razone cuál de los dos compuestos tendrá un punto de ebullición más alto.

Ambas son sustancias covalentes moleculares, que, por lo general, tienes puntos de ebullición bajos. No obstante, presentará mayor punto de ebullición el amoniaco, ya que debido a su polaridad molecular entre sus moléculas se forman fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno, mientras que, en el trifluoruro de boro, al ser apolar, solamente se establecen fuerzas de dispersión, mucho más débiles.

SEPTIEMBRE 2020

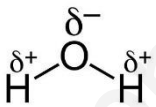
Explicar breve y razonadamente:

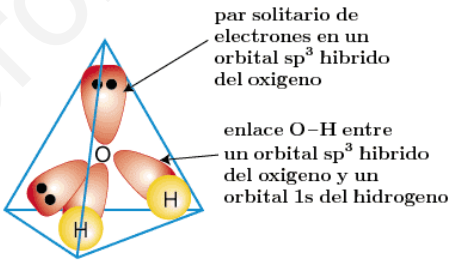
DATOS: Números atómicos, H = 1, Be = 4, O = 8, C = 6, Cℓ = 17.

a) **(0,5 p)** La estructura geométrica del agua y del $CC\ell_4$.

H_2O

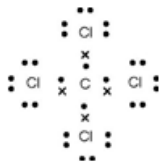
El átomo de oxígeno se rodea de 4 pares de electrones, de los cuales dos son no-enlazantes y dos son enlazantes. Según la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia la geometría más probable es angular, ya que de este modo los pares de electrones que rodean al oxígeno se encuentran lo más alejados posibles entre sí.



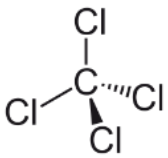


También se puede explicar la geometría angular del agua a través de una hibridación sp^3 del átomo de oxígeno.

$CC\ell_4$



El átomo central, el C, está rodeado de 4 pares de electrones enlazantes. Según la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia la geometría más probable es tetraédrica, ya que de este modo los pares de electrones que rodean al carbono se encuentran lo más alejados posibles entre sí.



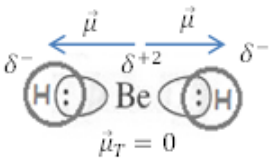
También se puede explicar la geometría tetraédrica del tetracloruro de carbono a través de una hibridación sp^3 del átomo de carbono.

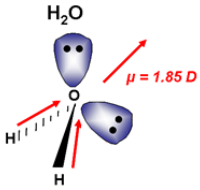
b) **(0,5 p)** Por qué el agua disuelve a los compuestos iónicos y el $CC\ell_4$ no.

Debido a su estructura angular, el agua es una sustancia polar por lo que disuelve a sustancias polares como las sustancias iónicas. Por el contrario, el tetracloruro de carbono, debido a su estructura tetraédrica, es apolar, por lo que en él no se disuelven las sustancias polares.

c) **(0,5 p)** Por qué el BeH_2 no es polar y sí lo es el H_2O.

El dihidruro de berilio tiene una geometría lineal debido a la hibridación sp del átomo de Be. Esta geometría simétrica hace que la molécula sea apolar.
El agua es una molécula angular debido a la hibridación sp^3 del átomo de oxígeno. La falta de simetría hace que la molécula sea polar.





www.yoquieroaprobar.es

d) **(0,5 p)** Por qué el etano (CH_3–CH_3) es menos soluble en agua que el etanol (CH_2–CH_2OH).

El etano es un hidrocarburo y por lo tanto una sustancia covalente molecular prácticamente apolar. Este tipo de sustancias son más solubles cuanto menos polar es el disolvente, por eso es prácticamente insoluble en agua, ya que es un disolvente polar.
El etanol es una sustancia covalente molecular polar debido a la presencia del grupo hidroxilo (-O-H), por lo que es soluble en disolventes polares como el agua.

SEPTIEMBRE 2020

Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ y B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1\ 3p^1$; explica cada una de las siguientes afirmaciones e indica si alguna de ellas es falsa.

a) **(0,5 p)** La configuración B corresponde a un metal de transición.

Falso. Los metales de transición tienen una configuración electrónica en el nivel de valencia del tipo $ns^2\ (n-1)d^x$.

b) **(0,5 p)** A y B son átomos de elementos diferentes.

Falso. Si ambas configuraciones corresponden a átomos neutros, corresponden al mismo elemento, ya que ambas tienen el mismo número de electrones. La configuración A corresponde al estado fundamental y la configuración B corresponde a un estado excitado.

c) **(0,5 p)** Para pasar de la configuración A a la B se necesita suministrar energía.

Cierto. La configuración B corresponde a un estado excitado, por lo que ha sido necesario comunicar energía para que uno de los electrones del subnivel 3s pase al subnivel 3p, de mayor energía.

d) **(0,5 p)** La configuración de A corresponde a un estado fundamental.

Cierto, ya que los electrones están situados en los subniveles de menor energía, sin incumplir el principio de exclusión de Pauli ni el principio de la máxima multiplicidad de Hund.

JULIO 2020

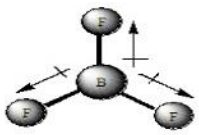
Indica, justificando brevemente la respuesta, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) **(1 p)** Cuando un átomo de A se combina mediante enlaces covalentes con 3 átomos de B, la molécula resultante, AB_3, siempre tendrá una estructura geométrica plana.

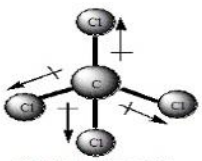
Falso. Según la teoría de repulsión de los pares de electrones, la geometría más probable para una molécula está determinada por la mínima repulsión entre los pares de electrones que rodean al átomo central. Si el átomo central se rodea de tres pares de electrones enlazantes, como en el BH_3, la geometría más probable es la triangular plana; pero si el átomo central se rodea de tres pares de electrones enlazantes y uno no-enlazante, como en el NH_3, la geometría más probable es la piramidal (geometría plana).
También puede argumentarse que las moléculas con estequiometría AB_3, donde el átomo central (A) adopta hibridación sp^2 son planas, mientras que en las que adopta hibridación sp^3 no son planas.

b) **(1 p)** Existen moléculas apolares que, sin embargo, tienen enlaces polares.

Cierto. La polaridad de los enlaces puede anularse por la simetría molecular, de modo que la suma de los momentos dipolares de los enlaces sea nula.



Molécula No polar
Trifloruro de boro



Molécula No polar
Tetracloruro de carbono

www.yoquieroaprobar.es

JULIO 2020

Dado el elemento de número atómico Z = 19.

a) **(0,5 p)** Escribe su configuración electrónica en estado fundamental.

A (Z = 19): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

b) **(0,5 p)** Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo en estado fundamental.

El electrón más externo es el que ocupa el subnivel 4s, por lo que n = 4 y ℓ = 0. El único valor posible para "m" es 0 y el número cuántico de spin, s, puede tomar valores $\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$.

c) **(0,5 p)** Indica a qué grupo y período pertenece.

Pertenece al 4º período, ya que este es su nivel de energía más alto ocupado, y al grupo 1, ya que la configuración electrónica de su nivel de valencia es del tipo ns^1.

d) **(0,5 p)** Escribe una configuración electrónica del elemento en estado excitado.

Existen muchas posibles configuraciones excitadas, basta con que tengan alguno de sus 19 electrones ocupando subniveles de mayor energía, habiendo subniveles menos energéticos vacíos o semiocupados. Una configuración excitada sería:

A^* (Z = 19): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5\ 4s^2$

JULIO 2019

a) **(0,5 p)** Razona si las siguientes configuraciones electrónicas de los átomos A ($1s^2\ 2s^2\ 2p^4\ 3s^1$) y B ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$) son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado.

La configuración electrónica del átomo A corresponde a un estado excitado, ya que posee un electrón en el subnivel 3s estando el subnivel 2p, de menor energía, incompleto.
La configuración electrónica del átomo B corresponde al estado fundamental, ya que los electrones están situados en los subniveles de menor energía, estando todos ellos completos.

b) **(0,5 p)** Razona qué tipo de compuesto formarán A y B y con qué estequiometria.

En estado fundamental la configuración electrónica del átomo A es $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$, por lo que se trata de un no-metal, ya que su electrón diferenciante ocupa un subnivel p incompleto.
El elemento B es un metal ya que su electrón diferenciante ocupa un subnivel s.
Entre A y B se establecerá un enlace iónico. El elemento A presenta valencia -1, ya que tiende a ganar un electrón para completar su nivel de valencia, mientras que el elemento B presenta valencia +2, ya que tiene tendencia a perder sus dos electrones del nivel de valencia.
La estequiometría del compuesto formado entre ambos elementos será: BA_2.

c) **(0,5 p)** Escribe la configuración electrónica de un anión estable del átomo A y de un catión estable del átomo B.

Los iones más estables son aquellos que permiten a cada átomo alcanzar la configuración de gas noble:

A^- (Z = 9): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
B^{2+} (Z = 12): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

d) **(0,5 p)** ¿A qué grupo y periodo pertenecen los átomos A y B?

El átomo A pertenece al período 2 (su nivel de energía más alto ocupado es el 2) y al grupo 17 o de los halógenos, ya que la configuración de su nivel de valencia es del tipo $ns^2\ np^5$.
El átomo B pertenece al período 3 (su nivel de energía más alto ocupado es el 3) y al grupo 2 o de los alcalinotérreos, ya que la configuración de su nivel de valencia es del tipo ns^2.

www.yoquieroaprobar.es

JULIO 2019

El trifluoruro de boro (BF_3) y el amoniaco (NH_3) son compuestos gaseosos en condiciones normales.

DATOS: Números atómicos, H = 1, B = 5, N = 7, F = 9.

a) **(0,5 p)** Explica la forma geométrica de sus moléculas.

Aplicando la teoría de hibridación orbital:

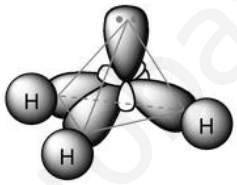
En el amoniaco el nitrógeno adopta una hibridación sp^3

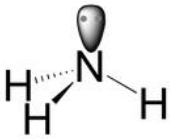
N (Z = 7):

En el trifluoruro de boro el boro adopta una hibridación sp^2

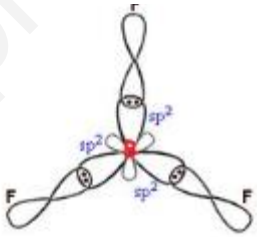
B (Z = 5):

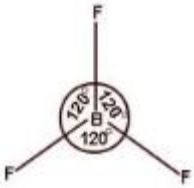
<u>Amoniaco:</u> La molécula se forma mediante tres enlaces σ entre los tres orbitales híbridos sp^3 semiocupados del nitrógeno y los tres orbitales 1s semiocupados de los tres átomos de hidrógeno. Adoptando una geometría de pirámide trigonal.





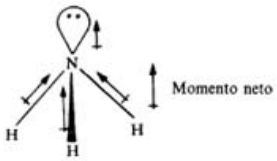
<u>Trifluoruro de boro</u>: La molécula se forma mediante tres enlaces tipo σ entre los tres orbitales híbridos sp^2 semiocupados del boro y los tres orbitales 2p semiocupados de los tres átomos de flúor. Dada la disposición espacial de los tres orbitales híbridos del boro, la geometría de la molécula es triangular plana.





b) **(0,5 p)** Explica cuál de las dos moléculas es más polar.

La molécula de trifluoruro de boro es apolar, ya que la simetría de su geometría, da como resultado un momento dipolar molecular nulo.
La molécula de amoniaco es polar debido a la falta de simetría de su geometría.



c) **(0,5 p)** Explica cómo serán los enlaces intermoleculares en cada uno de los compuestos.

Debido a la apolaridad del trifluoruro de boro, entre sus moléculas solo existen débiles fuerzas de dispersión (fuerzas de London).
En el amoniaco, debido a su polaridad, existen fuerzas de Van der Waals, pero, además, debido a la alta polaridad de los enlaces N – H existen también enlaces de hidrógeno.

d) **(0,5 p)** Razona cuál de los dos compuestos tendrá un punto de ebullición más alto.

Ambas son sustancias covalentes moleculares, pero presentará mayor punto de ebullición el amoniaco, ya que debido a su polaridad molecular entre sus moléculas se forman fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno, mientras que en el trifluoruro de boro, al ser apolar, solamente se establecen fuerzas de dispersión, mucho más débiles.

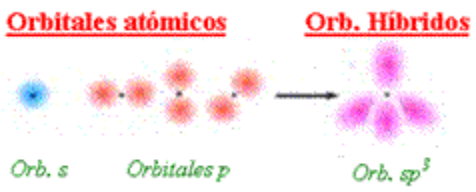
www.yoquieroaprobar.es

JUNIO 2019

En compuestos cuyos enlaces, entre los átomos periféricos y el central, puedan describirse utilizando para el átomo central orbitales híbridos sp^3.

a) **(0,75 p)** Razona qué geometrías son posibles.

Los orbitales híbridos sp^3 se forman por la hibridación del orbital s y los tres orbitales p del nivel de valencia del átomo central.

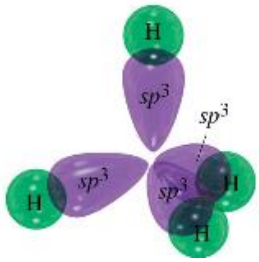


Los cuatro orbitales híbridos formados se disponen espacialmente dirigidos hacia los vértices de un tetraedro.

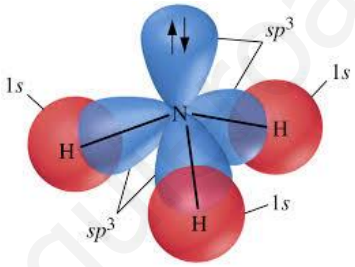
Cuando el átomo central de una molécula adquiere este tipo de hibridación, la molécula puede tener diferentes geometrías en función del número de orbitales híbridos que intervengan en la formación de enlaces:

- **Si los cuatro orbitales híbridos sp^3 son enlazantes la molécula adopta una geometría tetraédrica.**
- **Si tres orbitales híbridos son enlazantes y el otro orbital híbrido está ocupado por un par de electrones no-enlazantes, la molécula adquiere una geometría de pirámide trigonal.**
- **Si dos orbitales híbridos son enlazantes y los otro dos orbitales híbridos están ocupados por dos pares de electrones no-enlazantes, la molécula adquiere una geometría angular.**

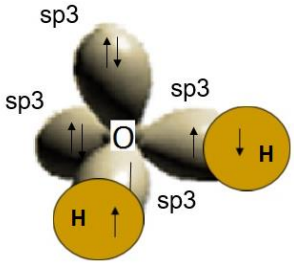
b) **(0,75 p)** Pon un ejemplo de compuesto para cada una de las geometrías posibles.



Metano (tetraédrica)

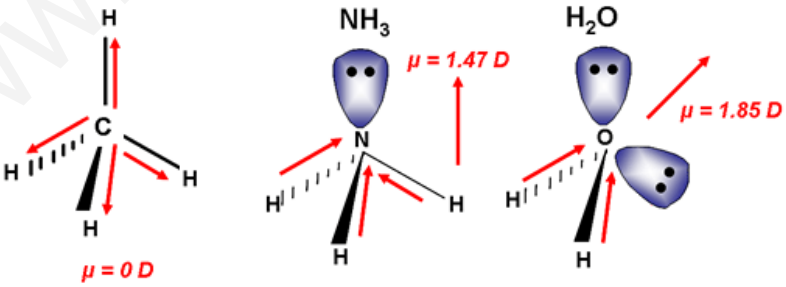


Amoniaco (pirámide trigonal)



Agua (angular)

c) **(0,5 p)** Justifica la polaridad en cada caso anterior.



La molécula de metano es apolar ya que la simetría de la geometría molecular tetraédrica, hace que la suma de los momentos dipolares de los enlaces sea nula.

Las moléculas de amoniaco y agua son polares, ya que la falta de simetría de sus geometrías hace que la suma de los momentos dipolares de los enlaces no sea nula.

www.yoquieroaprobar.es

JUNIO 2019

El número atómico del Co es 27. El Rh está exactamente debajo del Co en la Tabla Periódica:

a) **(0,5 p)** A qué grupo y periodo pertenece el Co.

La configuración electrónica del cobalto es:

Co (Z = 27): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$

Este elemento pertenece al 4º período, ya que tiene cuatro niveles de energía ocupados, y al grupo 9, dentro de los elementos de transición, ya que la configuración electrónica del nivel de valencia es del tipo: $ns^2\ (n-1)d^7$.

b) **(0,5 p)** Escribe la configuración electrónica del Rh en estado fundamental.

Al estar el rodio situado debajo del cobalto en la tabla periódica, pertenecerá al grupo 9 y al período 5º, por lo que su configuración electrónica será:

Rh (Z = 45): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^7$

c) **(0,5 p)** Escribe una configuración electrónica del Co en estado excitado.

Para que sea una configuración excitada, basta con que uno de sus electrones ocupe un orbital de mayor energía, habiendo orbitales de menor energía, vacíos y/o semiocupados.

Una configuración excitada del cobalto sería:

Co* (Z = 27): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6\ 4p^1$

d) **(0,5 p)** Indica los números cuánticos posibles del electrón diferenciador del Co.

El electrón diferenciador o electrón diferenciante del cobalto ocupa el subnivel 3d, por lo que el número cuántico principal será n = 3 y el número cuántico secundario será ℓ = 2, por tratarse de un subnivel d. El número cuántico magnético m tendrá uno de los valores compatibles con ℓ = 2, por lo que podrá tener valores: -2, -1, 0, 1 o 2. El número cuántico de spin, s, tendrá valor $\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$. Por lo tanto, una combinación posible de números cuánticos para el electrón diferenciante del cobalto es: (3, 2, 1, $\frac{1}{2}$). Hay otras nueve combinaciones posibles.

SEPTIEMBRE 2018

a) **(0,5 p)** Escribe las configuraciones electrónicas de los átomos A y B de números atómicos Z = 11 y Z = 16.

A (Z = 11): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

B (Z = 16): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

b) **(0,5 p)** Basándote en las configuraciones electrónicas anteriores indica de qué elementos se trata y razona la fórmula y tipo de enlace químico del compuesto binario que son capaces de formar.

El período que ocupa un elemento está determinado por el máximo nivel de energía ocupado en estado fundamental y el grupo por la configuración del nivel de valencia.
El elemento A está situado en el período tercero y el grupo 1 (ns^1). Se trata del sodio.
El elemento B está situado en el período tercero y el grupo 16 ($ns^2\ np^4$). Se trata del azufre.
El elemento A es metálico (su electrón diferenciante ocupa un subnivel s) y el elemento B es no-metálico (su electrón diferenciante ocupa un subnivel p incompleto), por lo que entre ambos elementos se formará enlace iónico. La valencia iónica o electrovalencia del elemento A es +1 (tiende a perder

www.yoquieroaprobar.es

el electrón del subnivel 3s), mientras que la del elemento B es -2 (tiende a ganar 2 electrones para completar el subnivel 3p), por lo que la fórmula del compuesto formado por ambos elementos será:

A_2B

c) **(0,5 p)** Utilizando el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia indica la geometría de la molécula CH_3Cl. Razona si se trata de una molécula polar.

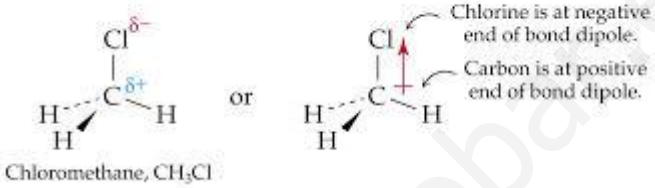
C (Z = 6): $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

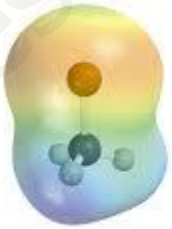
H (Z = 1): $1s^1$

Cl (Z = 16): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

La estructura de Lewis de este compuesto es:

Según la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia, los pares de electrones que rodean al átomo central (el C en este caso) se disponen espacialmente de modo que la repulsión entre ellos sea mínima. En este caso, al estar rodeado el carbono de cuatro pares de electrones enlazantes, la geometría molecular más probable es la tetraédrica. En cuanto a la polaridad, pese a la simetría, la molécula es polar, ya que el enlace C-Cl es mucho más polar que los enlaces C-H (que son prácticamente apolares).





d) **(0,5 p)** Explica cuál puede ser la razón de la diferencia en los puntos de ebullición de las siguientes sustancias:

Sustancia	Masa molecular	Punto de ebullición
CH_2O	30	–21°C
C_2H_6	30	–89°C

El metanal (CH_2O) y el etano (C_2H_6) son dos sustancias covalentes moleculares de baja polaridad. La diferencia entre sus puntos de ebullición se debe a que al aumentar el volumen molecular aumentan las fuerzas de Van der Waals, ya que las moléculas de mayor tamaño son más fácilmente polarizables y al ser más intensa la fuerza entre las moléculas se necesita más energía para separarlas.

<u>SEPTIEMBRE 2018</u>

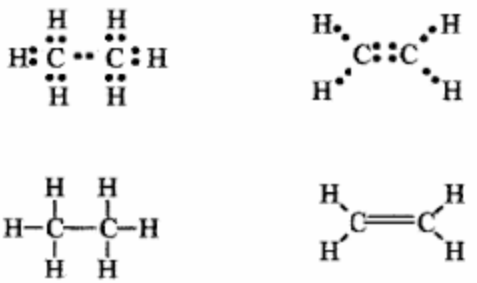
Explica las siguientes observaciones utilizando las diferentes teorías de enlace químico:

DATOS: Números atómicos C = 6; O = 8; Be = 4; B = 5; N = 7; Cl = 17; H = 1; Br = 35; S = 16.

a) **(0,5 p)** La longitud del enlace C – C en el C_2H_4 es 0,134 nm, mientras que el enlace C – C en el C_2H_6 es de 0,154 nm.

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

Si establecemos las estructuras de Lewis de ambas sustancias:



www.yoquieroaprobar.es

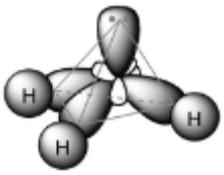
En el eteno (C_2H_4) existe un enlace covalente doble entre los dos átomos de carbono, mientras que en el etano (C_2H_6) existe un enlace covalente sencillo entre los dos átomos de carbono. Esta es la razón de que la longitud de enlace entre los dos átomos de carbono sea menor en el eteno que en el etano.

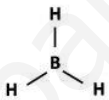
b) **(0,5 p)** El NH_3 es una molécula piramidal pero el BH_3 es plana.

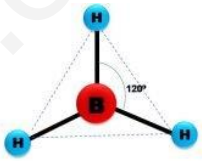
N (Z = 7): $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

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

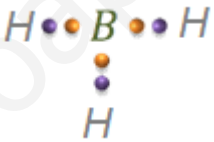
El nitrógeno en el amoniaco forma una hibridación sp^3, pero donde solo tres de los orbitales híbridos sp^3 son enlazantes (el cuarto es ocupado por un par de electrones no-enlazantes del átomo de nitrógeno). La geometría del amoniaco es de pirámide trigonal.
El boro cuando se combina con el hidrógeno adquiere una hibridación sp^2. La geometría del trihidruro de boro es triangular plana.







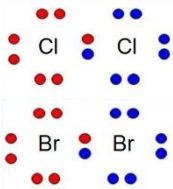
También podemos responder utilizando el modelo de Lewis y el modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (los pares de electrones que rodean al átomo central se disponen espacialmente lo más alejados posibles para disminuir la repulsión).



En el amoniaco el átomo de nitrógeno se rodea de 4 pares de electrones, de los cuales uno es no-enlazante y tres son enlazantes. La geometría más probable es la pirámide trigonal.

En el trihidruro de boro el átomo central, el B, está rodeado de 3 pares de electrones enlazantes, por lo que su geometría más probable es la triangular plana.

c) **(0,5 p)** El cloro molecular es un gas a temperatura ambiente mientras que el bromo molecular es un líquido a la misma temperatura.



Cl (Z = 17): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

Br (Z = 35): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$

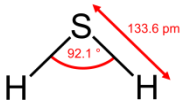
Ambas son sustancias covalentes moleculares apolares donde existe un enlace covalente sencillo entre los dos átomos de halógeno.
Por tratarse de sustancias apolares entre sus moléculas las únicas fuerzas intermoleculares son débiles fuerzas de dispersión o fuerzas de London. La intensidad de estas fuerzas aumenta con la masa molecular, esta es la razón por la que el bromo molecular, que tiene mayor masa molecular, es líquido, mientras que el cloro molecular, con menor masa molecular, es un gas.

d) **(0,5 p)** La temperatura de ebullición del H_2O es 373 K mientras que la del H_2S es de 212 K.

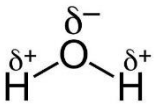
Ambas son sustancias covalentes moleculares polares, ya que ambas tienen estructura angular.

www.yoquieroaprobar.es

El átomo de azufre se rodea de 4 pares de electrones, de los cuales dos son no-enlazantes y dos son enlazantes. La geometría más probable es angular.



El átomo de azufre se rodea de 4 pares de electrones, de los cuales dos son no-enlazantes y dos son enlazantes. La geometría más probable es angular.



En ambas moléculas existen fuerzas intermoleculares de tipo Van der Waals, pero en el agua existen, además, enlaces de hidrógeno debido a la gran diferencia de electronegatividad entre el O y el H. La existencia de enlace de hidrógeno en el agua, que es el tipo de fuerza intermolecular más intensa, es lo que explica su mayor temperatura de ebullición.

<u>JUNIO 2018</u>

Dada la siguiente configuración electrónica de un átomo neutro en estado fundamental: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$.

a) **(0,5 p)** Indicar a qué grupo y periodo del Sistema Periódico pertenece el átomo.

El período se asigna por el nivel de energía más alto ocupado (mayor n) y el grupo por la configuración electrónica del nivel de energía más alto ocupado (nivel de valencia).

A (Z = 17): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ $\begin{cases} \textit{Período: } 3º \\ \textit{Grupo: } 17 \textit{ o Halógenos } (ns^2\ np^5) \end{cases}$

b) **(0,5 p)** Escribe la configuración electrónica en un estado excitado.

Existen muchas posibilidades, basta con que la configuración tenga uno o más electrones ocupando subniveles de mayor energía, habiendo subniveles de menor energía vacíos o semiocupados. Una posibilidad sería:

A* (Z = 17): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1\ 3p^6$

c) **(0,5 p)** Escribe la configuración electrónica de un anión del átomo.

Por la configuración electrónica que presenta este átomo, se trata de un no-metal con tendencia a ganar un electrón para completar su nivel de valencia, formando un anión mononegativo.

A^- (Z = 17): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

d) **(0,5 p)** Indica los números cuánticos posibles del electrón diferenciador.

El electrón diferenciador es el último electrón de la configuración, ya que es este electrón el que diferencia a este átomo de un átomo del elemento químico situado antes que él en la tabla periódica. En este átomo el electrón diferenciador ocupa el subnivel 3p. Por lo tanto, sus números cuánticos n y ℓ, son n = 3 y ℓ = 1. Para el valor del número cuántico m le damos uno de los valores posibles compatible con el valor de ℓ, en este son posibles -1, 0 y +1. Para el valor de s asignamos uno de los posibles: +1/2 o -1/2. Por lo que habría diferentes combinaciones posibles, una de ellas sería: (3, 1, 0, $\frac{1}{2}$).

www.yoquieroaprobar.es

JUNIO 2018

Dadas las siguientes moléculas: H_2O, $BeCl_2$, BCl_3 y NH_3.

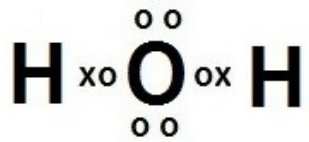
DATOS: Números atómicos Be = 4 O = 8 N = 7 H = 1 B: 5
Cl = 17

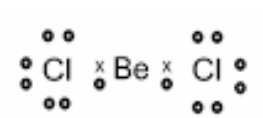
a) **(1 p)** Representa la estructura de Lewis y razona que moléculas pueden considerarse una excepción a la regla del octeto.

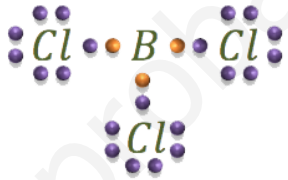
Para saber el número de electrones en la capa de valencia utilizamos los números atómicos:

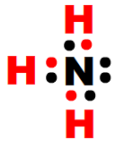
B (Z = 5): $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
H (Z = 1): $1s^1$
O (Z = 8): $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
N (Z = 7): $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
Be (Z = 4): $1s^2\ 2s^2$
***Cl* (Z = 17) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$**

Si establecemos las estructuras de Lewis de los diferentes compuestos:







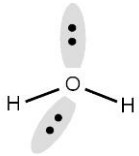


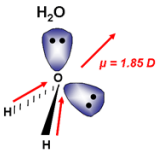
Constituyen una excepción a la regla del octeto, el tricloruro de boro (ya que el boro se rodea de 6 electrones) y el dicloruro de berilio (ya que el berilio se rodea de 4 electrones).

b) **(1 p)** Deduce de forma razonadamente la geometría y la polaridad de cada molécula.

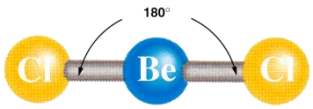
Para establecer la geometría molecular voy a utilizar la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia. Según esta teoría, los pares de electrones que rodean al átomo central se disponen espacialmente lo más alejados posibles.

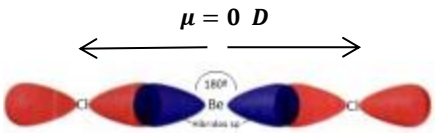
H_2O: El átomo de oxígeno se rodea de 4 pares de electrones, de los cuales dos son no-enlazantes y dos son enlazantes. La geometría más probable es angular.
La falta de simetría de la geometría del amoniaco hace que esta molécula sea polar.

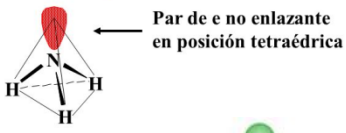




$BeCl_2$: El átomo central, el Be, está rodeado de 2 pares de electrones enlazantes, por lo que su geometría más probable es la lineal.
La geometría simétrica de la molécula hace que se anulen sus momentos dipolares, siendo una molécula apolar.



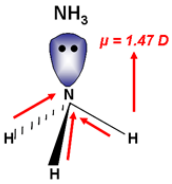




$BeCl_3$: El átomo central, el B, está rodeado de 3 pares de electrones enlazantes, por lo que su geometría más probable es la triangular plana.
La geometría simétrica de la molécula hace que se anulen sus momentos dipolares, siendo una molécula apolar.

www.yoquieroaprobar.es

NH_3: El átomo de nitrógeno se rodea de 4 pares de electrones, de los cuales uno es no-enlazante y tres son enlazantes. La geometría más probable es la pirámide trigonal.



La falta de simetría de la geometría del amoniaco hace que esta molécula sea polar.

SEPTIEMBRE 2017

Dadas las moléculas: CCl_4, H_2O, $BeCl_2$, NH_3:

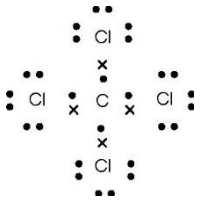
DATOS: Números atómicos C = 6; O = 8; Be = 4; Cl = 17; N = 7; H = 1

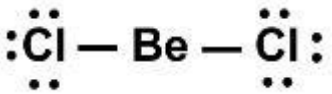
a) **(1 p)** Razona cuáles adoptaran una geometría lineal.

Para establecer la geometría me voy a basar en la Teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (también se podría utilizar la teoría de hibridación orbital).
Para saber el número de electrones en la capa de valencia utilizamos los números atómicos:

C (Z = 6): $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
H (Z = 1): $1s^1$
O (Z = 8): $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
N (Z = 7): $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
Be (Z = 4): $1s^2\ 2s^2$
Cl (Z = 17) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

Si establecemos las estructuras de Lewis de los diferentes compuestos:





CCl_4: El átomo central, el C, está rodeado de 4 pares de electrones enlazantes, por lo que su geometría más probable es la tetraédrica.
H_2O: El átomo central, el O, está rodeado de 4 pares de electrones, 2 enlazantes y 2 no-enlazantes, por lo que su geometría más probable es la angular.
$BeCl_2$: El átomo central, el Be, está rodeado de 2 pares de electrones enlazantes, por lo que su geometría más probable es la lineal.
NH_3: El átomo central, el N, está rodeado de 4 pares de electrones, 3 enlazantes y 1 no-enlazante, por lo que su geometría más probable es la piramidal.

La única molécula lineal es el dicloruro de berilio.

b) **(1 p)** Razona si serán o no polares.

El tetracloruro de carbono y el dicloruro de berilio son sustancias apolares, ya que su geometría simétrica anula la polaridad de sus enlaces.
El agua y el amoniaco son moléculas polares, debido a que presentan una geometría no simétrica, lo que hace que el momento dipolar molecular no sea nulo.

www.yoquieroaprobar.es

SEPTIEMBRE 2017

Dada la configuración electrónica de un elemento $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 5s^1$, indica de forma razonada qué respuestas son correctas y cuáles incorrectas:

a) **(0,5 p)** Su número atómico es 19.

Correcto. El número atómico representa el número de protones del núcleo de un átomo, si el átomo es neutro también representa el número de electrones. La configuración electrónica tiene 19 electrones, por lo que si corresponde a un átomo neutro (dato que no indica el enunciado), su número atómico es 19.

b) **(0,5 p)** Se trata de un estado excitado.

Correcto, ya que el electrón diferenciante ocupa el subnivel 5s, habiendo subniveles de menor energía vacíos.

c) **(0,5 p)** Este elemento pertenece al grupo de los metales alcalinos, grupo 1.

Correcto. En estado fundamental la configuración electrónica de este elemento sería:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$$

La configuración del nivel de valencia sería ns^1, que es la correspondiente al grupo 1 (metales alcalinos).

d) **(0,5 p)** Este elemento pertenece al 5° periodo del Sistema Periódico.

Incorrecto, pertenecería al 4° período, ya que en estado fundamental el mayor nivel de energía ocupado es el cuarto.

JUNIO 2017

Dada la siguiente configuración electrónica de un átomo neutro en estado fundamental: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

a) **(0,5 p)** Indica a qué grupo y periodo del Sistema Periódico pertenece el átomo.

El período se asigna por el nivel de energía más alto ocupado (mayor n) y el grupo por la configuración electrónica del nivel de energía más alto ocupado (nivel de valencia).

A (Z = 11): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ $\begin{cases} \textit{Período: } 3^{\underline{o}} \\ \textit{Grupo: } 1 \textit{ o Alcalinotérreos } (ns^1) \end{cases}$

b) **(0,5 p)** Escribe la configuración electrónica en un estado excitado.

Existen muchas posibilidades, basta con que la configuración tenga uno o más electrones ocupando subniveles de mayor energía, habiendo subniveles de menor energía vacíos o semiocupados. Una posibilidad sería:

A* (Z = 11): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3p^1$

c) **(0,5 p)** Escribe la configuración electrónica de un catión del átomo.

Por la configuración electrónica que presenta este átomo, se trata de un metal con tendencia a perder el único electrón de su nivel de valencia, formando un catión monopositivo.

A^+ (Z = 11): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

d) **(0,5 p)** Indica los números cuánticos posibles del electrón diferenciador.

El electrón diferenciador es el último electrón de la configuración, ya que es este electrón el que diferencia a este átomo de un átomo del elemento químico del elemento situado antes que el en la tabla periódica. En este átomo el electrón diferenciador ocupa el subnivel 3s. Por lo tanto, sus

www.yoquieroaprobar.es

números cuánticos n y ℓ, son n = 3 y ℓ = 0. Para el valor del número cuántico m le damos uno de los valores posibles compatible con el valor de ℓ, en este caso solo sería válido el valor 0. Para el valor de s asignamos uno de los posibles: +1/2 o -1/2. Por lo que habría dos combinaciones posibles: (3, 0, 0, $\frac{1}{2}$) y (3, 0, 0, - $\frac{1}{2}$)

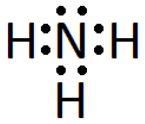
JUNIO 2017

Para las siguientes moléculas: NH_3, H_2S, CH_4. Razona qué proposiciones de las siguientes son correctas y cuáles falsas:

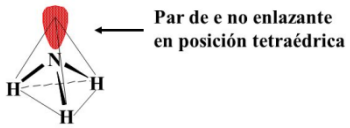
DATOS: Números atómicos C = 6 S = 16 N = 7 H = 1

En primer lugar, voy a determinar la estructura de las tres moléculas utilizando diagramas de Lewis y la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia. Según la teoría de repulsión de los pares de electrones, los pares de electrones que rodean al átomo central se disponen espacialmente lo más alejados posibles.

NH_3

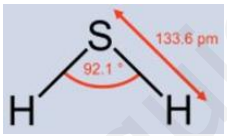


El átomo de nitrógeno se rodea de 4 pares de electrones, de los cuales uno es no-enlazante y tres son enlazantes. La geometría más probable es de pirámide trigonal.

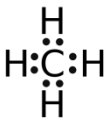


H_2S

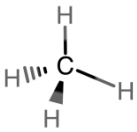
El átomo de azufre se rodea de 4 pares de electrones, de los cuales dos son no-enlazantes y dos son enlazantes. La geometría más probable es angular.



CH_4



El átomo de carbono se rodea de 4 pares de electrones, todos ellos enlazantes. La geometría más probable es tetraédrica.



a) **(0,5 p)** La única con geometría lineal es H_2S.

Falso. Como hemos visto, de acuerdo a la teoría de repulsión de los pares de electrones, ninguna de las tres moléculas es lineal. En el caso del H_2S, se trata de una molécula angular.

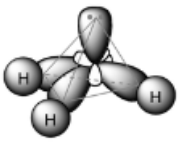
b) **(0,5 p)** La única con geometría tetraédrica es NH_3.

Falso. Como hemos visto, de acuerdo a la teoría de repulsión de los pares de electrones, de las tres moléculas, la única tetraédrica es el metano. En el caso del amoniaco, se trata de una molécula piramidal.

c) **(0,5 p)** En los tres casos el átomo central presenta hibridación sp^3.

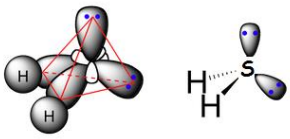
Cierto.

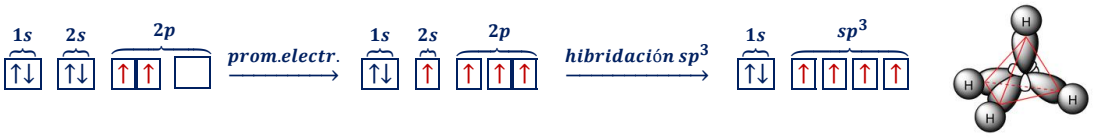
N (Z = 7):



www.yoquieroaprobar.es

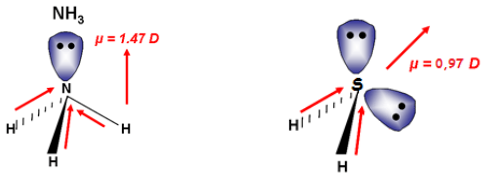
S (Z = 16):



C (Z = 6): 

d) **(0,5 p)** Las tres moléculas son polares.

Falso. Solo son polares el amoniaco y el sulfuro de hidrógeno. El metano, debido a su simetría molecular es apolar.



SEPTIEMBRE 2016

Dado el elemento de Z = 19:

a) **(0,5 p)** Escribe su configuración electrónica en estado fundamental.
b) **(0,5 p)** Indica razonadamente a qué grupo y período pertenece.

Contesto los dos primeros apartados simultáneamente.

El período se asigna por el nivel de energía más alto ocupado (mayor n) y el grupo por la configuración electrónica del nivel de energía más alto ocupado (nivel de valencia).

A (Z = 19): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ $\begin{cases} \textit{Período: } 4º \\ \textit{Grupo: } 1 \textit{ o Alcalinotérreos } (ns^1) \end{cases}$

c) **(0,5 p)** ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?

El electrón más externo es el electrón de la configuración que ocupa un mayor nivel de energía (mayor n), en este caso el electrón que ocupa el subnivel 4s. Por lo tanto, su número cuántico n = 4 y ℓ = 0. Para el valor del número cuántico m le damos uno de los valores posibles compatible con el valor de ℓ, en este caso solo sería válido el valor 0. Para el valor de s asignamos uno de los posibles: +1/2 o -1/2. Por lo que habría dos combinaciones posibles: (4, 0, 0, $\frac{1}{2}$) y (4, 0, 0, - $\frac{1}{2}$)

d) **(0,5 p)** Escribe una configuración electrónica del elemento en estado excitado.

Habría muchas posibilidades, basta con trasladar uno o más de sus electrones de la configuración fundamental a orbitales de mayor energía vacíos o semiocupados. Un ejemplo sería:

A* (Z = 19): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5\ 4s^2$

www.yoquieroaprobar.es

SEPTIEMBRE 2016

En los siguientes compuestos: BCl_3, SiF_4 y $BeCl_2$, SF_2

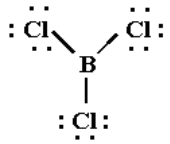
DATOS: Grupos del sistema periódico a los que pertenecen los siguientes elementos: Be = 2; B = 13; Si = 14; S = 16; F y *Cl* = 17.

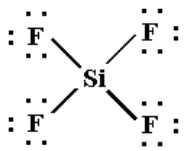
a) **(1 p)** Justifica la geometría y polaridad de estas moléculas.

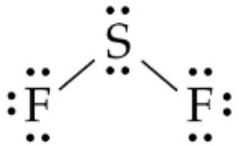
Para establecer la geometría me voy a basar en la Teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia.
Podemos saber el número de electrones en la capa de valencia por el grupo que ocupan en la tabla periódica:

Be: 2 electrones en la capa de valencia.
B: 3 electrones en la capa de valencia.
Si: 4 electrones en la capa de valencia.
S: 6 electrones en la capa de valencia.
F y *Cl*: 7 electrones en la capa de valencia.

Si establecemos las estructuras de Lewis de los diferentes compuestos:







BCl_3: El átomo central, el B, está rodeado de 3 pares de electrones enlazantes, por lo que su geometría más probable es la triangular plana.
SiF_4: El átomo central, el Si, está rodeado de 4 pares de electrones enlazantes, por lo que su geometría más probable es la tetraédrica.
$BeCl_2$: El átomo central, el Be, está rodeado de 2 pares de electrones enlazantes, por lo que su geometría más probable es la lineal.
SF_2: El átomo central, el S, está rodeado de 2 pares de electrones enlazantes y dos pares de electrones no-enlazantes, por lo que su geometría más probable es la angular.

Todas las moléculas presentan enlaces polares, pero la geometría simétrica de BCl_3, SiF_4 y $BeCl_2$ hace que sus moléculas sean apolares, mientras que la falta de simetría de la estructura del SF_2 hace que sea una molécula polar.

b) **(1 p)** ¿Qué orbitales híbridos presenta el átomo central en cada uno?

BCl_3: El átomo central, el B, presenta hibridación sp^2.
SiF_4: El átomo central, el Si, presenta hibridación sp^3, ya que pertenece al mismo grupo que el carbono, y forma en el compuesto enlaces sencillos.
$BeCl_2$: El átomo central, el Be, presenta hibridación sp.
SF_2: El átomo central, el S, presenta hibridación sp^3, ya que pertenece al mismo grupo que el oxígeno, y forma en el compuesto enlaces sencillos.

JUNIO 2016

La configuración electrónica de un átomo de un elemento es: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 5s^1$. Razona cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas y cuáles falsas para ese elemento:

a) **(0,5 p)** El átomo está en su estado fundamental.

Falso, se trata de una configuración excitada, ya que hay un electrón en el subnivel 5s habiendo subniveles de menor energía vacíos.

www.yoquieroaprobar.es

b) **(0,5 p)** Pertenece al grupo de los alcalinos.

Cierto, ya que electrón diferenciante en estado fundamental ocuparía el subnivel de menor energía vacío o semiocupado, en este caso el subnivel 4s, de modo que la configuración sería: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$. Los elementos alcalinos tienen en el nivel de mayor energía, nivel de la valencia, la configuración ns^1.

c) **(0,5 p)** Pertenece al período 5 del sistema periódico.

Falso, un elemento pertenece al período que se corresponde con el nivel de energía más alto ocupado en su configuración de mínima energía, por lo que se trata de un elemento del cuarto período.

d) **(0,5 p)** Tiene carácter metálico.

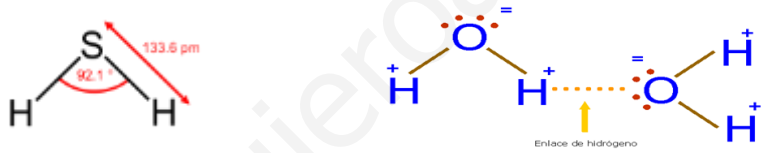
Cierto, los elementos metálicos tienen su electrón diferenciante ocupando un subnivel s (metal representativo), d (metal de transición) o f (metal de transición interna), en su configuración de estado fundamental, por lo que este elemento es un metal representativo.

JUNIO 2016

Justifica razonadamente las siguientes afirmaciones:

a) **(0,5 p)** A 25 °C y 1 atm, el agua es un líquido mientras que el sulfuro de hidrógeno (H_2S) es un gas.

Aunque ambas son sustancias covalentes moleculares de carácter polar, debido a su geometría angular, en el agua existen enlaces O – H de muy alta polaridad que permiten la formación de enlaces de hidrógeno.



b) **(0,5 p)** El etanol es soluble en agua y el etano no lo es.

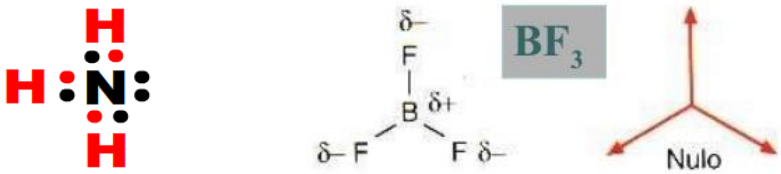
El etanol es una sustancia covalente polar, debido a la polaridad de los enlaces O – H del grupo hidroxilo, que hacen que sea soluble en un disolvente polar como el agua, mientras que el etano es una sustancia apolar.

c) **(0,5 p)** En condiciones normales el flúor y el cloro son gases, el bromo es líquido y el yodo sólido.

Todos ellos son sustancias covalentes moleculares de carácter apolar cuyas moléculas están unidas mediante débiles fuerzas de dispersión (fuerzas de London). Este tipo de fuerzas intermoleculares, de carácter electrostático, aumentan de intensidad con el tamaño atómico (es más fácil polarizar las capas más externas) y con la masa molecular. Por eso el bromo y el yodo, que son elementos de mayor tamaño y masa, presentan fuerzas intermoleculares más fuertes que permiten que a temperatura ambiente sean líquido y sólido, respectivamente.

d) **(0,5 p)** El amoniaco NH_3 es polar mientras que el BF_3 no lo es.

El amoniaco, debido a la hibridación sp^3 del nitrógeno, tiene geometría de pirámide trigonal (uno de los orbitales híbridos está ocupado por el par de electrones no enlazantes del nitrógeno), mientras que el trifluoruro de boro, debido a la hibridación sp^2 del boro, presenta una geometría triangular plana. La falta de simetría de la geometría del amoniaco hace que esta molécula sea polar.



www.yoquieroaprobar.es

SEPTIEMBRE 2015

Contesta de forma razonada a las cuestiones acerca de los elementos que poseen las siguientes configuraciones electrónicas: A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$; B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$.

a) **(0,5 p)** ¿A qué grupo y a qué período pertenecen?

El período se asigna por el nivel de emergía más alto ocupado (mayor n) y el grupo por la configuración electrónica del nivel de energía más alto ocupado (nivel de valencia).

A (Z = 20): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$ $\begin{cases} \textbf{Período: 4º} \\ \textbf{Grupo: 2 o Alcalinotérros } (ns^2) \end{cases}$

B (Z = 35): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$ $\begin{cases} \textbf{Período: 4º} \\ \textbf{Grupo: 17 o Halógenos } (ns^2\ np^5) \end{cases}$

b) **(0,5 p)** ¿Qué elemento se espera que posea una mayor energía de ionización?

Entre elementos del mismo período la energía de ionización aumenta a medida que nos desplazamos hacia la derecha, debido a que aumenta la carga nuclear efectiva como consecuencia del aumento de la carga nuclear. También se puede argumentar, que dentro de un período al desplazarse hacia la derecha disminuye el volumen atómico, como consecuencia del aumento de la carga nuclear, por lo que los electrones de la capa de valencia se encuentran más cerca del núcleo. Como consecuencia el elemento B tiene mayor energía de ionización.

c) **(0,5 p)** ¿Qué elemento tiene un radio atómico menor?

Como se ha indicado anteriormente, al desplazarse hacia la derecha dentro de un período el volumen atómico disminuye como consecuencia del aumento de la carga nuclear y el consiguiente aumento de la fuerza de atracción sobre los electrones de la capa de valencia. Como consecuencia, el elemento B tiene menor volumen.

d) **(0,5 p)** ¿Una combinación de A y B, qué tipo de compuesto genera y de qué estequiometria?

El elemento A es un metal (su electrón diferenciante se sitúa en un subnivel s) y el B un no-metal (su electrón diferenciante se sitúa en un subnivel p incompleto), por lo que entre ambos se establecerá un compuesto iónico. El elemento A tiende a ceder sus dos electrones de valencia, formando el catión A^{2+}, mientras que el elemento B, tiende a captar un electrón para completar su nivel de valencia, formando el anión B^-. Por lo tanto, el compuesto iónico formado tendrá estequiometría AB_2.

SEPTIEMBRE 2015

Indica, justificando brevemente la respuesta, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) **(1 p)** Cuando un átomo de A se combina mediante enlaces covalentes con 3 átomos de B, la molécula resultante, AB_3, siempre tendrá una estructura geométrica plana.

No, si el átomo A es carbono o boro y adopta una hibridación sp^2 la molécula tiene geometría triangular plana, pero si es un átomo diferente y no adopta este tipo de hibridación, puede tener una geometría no plana. Un ejemplo es el amoniaco, NH_3, cuya geometría es de pirámide trigonal.

b) **(1 p)** Existen moléculas apolares que, sin embargo, tienen enlaces polares.

Puede suceder que una molécula sea apolar, aunque sus enlaces sean polares. Ello se debe a que, si la molécula es simétrica, la suma de los momentos dipolares de sus enlaces puede dar un vector nulo.

www.yoquieroaprobar.es

JUNIO 2015

Dadas las configuraciones electrónicas para átomos neutros, M: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ y N: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 5s^1$, explica cada una de las siguientes afirmaciones e indica si alguna de ellas es falsa:

a) **(0,5 p)** La configuración M corresponde a un átomo de sodio, (grupo 1, periodo 3).

El período se asigna por el nivel de emergía más alto ocupado (mayor n) y el grupo por la configuración electrónica del nivel de energía más alto ocupado (nivel de valencia).

M (Z = 11): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^1}$ $\begin{cases} \textit{Período: } 3^{\underline{o}} \\ \textit{Grupo: } 1 \textit{ o Elementos alcalinos } (ns^1) \end{cases}$

Es cierto, esta configuración electrónica corresponde a un átomo de sodio.

b) **(0,5 p)** M y N representan elementos diferentes.

Falso. Ambas configuraciones contienen el mismo número de electrones y el enunciado indica que ambas son especies neutras, por lo que pertenecen al mismo elemento. Lo que ocurre es que la configuración N corresponde a un estado excitado, mientras que la configuración M corresponde al estado fundamental.

c) **(0,5 p)** Para pasar de la configuración M a la N se necesita energía.

Cierto. Cuando el electrón diferenciante se sitúa en el subnivel 3s tiene menos energía que cuando se sitúa en el subnivel 5s, por lo que para pasar de la configuración M a la N hay que suministrar una cierta cantidad de energía.

d) **(0,5 p)** Para separar un electrón de N se necesita más energía que para separarlo de M.

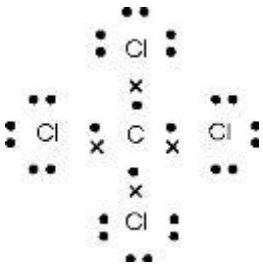
Falso. Cuando el electrón diferenciante está situado en el subnivel 5s se encuentra más alejado del núcleo y, por lo tanto, menos atraído por él, por lo que se necesita menos energía para extraer el electrón.

JUNIO 2015

Responde a las siguientes cuestiones referidas a la molécula $CC\ell_4$, razonando las respuestas:

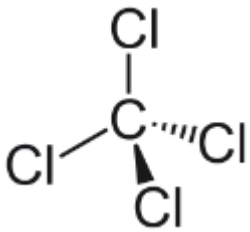
a) **(0,5 p)** Escribe su estructura de Lewis.

El carbono es un elemento del grupo 14, con una configuración en su nivel de valencia del tipo ($ns^2\ np^2$), mientras que el cloro es un elemento del grupo 17, con una configuración del nivel de valencia del tipo ($ns^2\ np^5$). Según la teoría de Lewis del enlace covalente, el enlace covalente consiste en la unión de átomos, que mediante la compartición de electrones adquieren una configuración electrónica de octeto de electrones. Para representar estos enlaces se utilizan los diagramas de Lewis, donde el símbolo químico del elemento se rodea con un número de puntos o cruces que representan los electrones del nivel de valencia.



b) **(0,5 p)** ¿Qué geometría cabe esperar para sus moléculas?

El modelo de repulsión entre los pares de electrones de la capa de valencia, establece que la geometría de la molécula viene determinada por la repulsión de los pares de electrones (enlazantes y no enlazantes) en la capa de valencia del átomo central (el de mayor valencia). Los pares de electrones compartidos y no compartidos de la capa de valencia del átomo central se disponen en el espacio de forma que queden lo más alejados posibles los unos de los otros, de modo que la repulsión sea mínima. Esto se consigue cuando los pares de electrones de la capa de valencia del átomo central adoptan

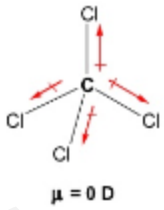


www.yoquieroaprobar.es

una disposición que maximiza el ángulo entre dos pares cualesquiera. En este caso los 4 pares de electrones enlazantes se disponen tetraédricamente, dando lugar a una molécula de geometría tetraédrica.
También podría establecerse la geometría tetraédrica del tetracloruro de carbono basándonos en la hibridación sp^3 que presenta el átomo de carbono cuando forma enlaces simples.

c) **(0,5 p)** ¿Por qué la molécula es apolar a pesar de que los enlaces *C- Cl* son polares?

La geometría tetraédrica del tetracloruro es simétrica, esto hace que, aunque los enlaces *C – Cl* son polares, la suma vectorial de los momentos dipolares de los cuatro enlaces sea nula, dando lugar a una molécula apolar.



$$\vec{\mu}_{CCl_4} = \sum \vec{\mu}_{C-Cl} = 0\ D$$

d) **(0,5 p)** ¿Por qué a temperatura ordinaria el CCl_4 es líquido y, en cambio, el CI_4 es sólido?

El yodo es un elemento del mismo grupo que el cloro, por lo que la estructura del CI_4 es la misma que la del tetracloruro de carbono. Ambas moléculas son apolares, por lo que los únicos enlaces intermoleculares entre sus moléculas son débiles fuerzas de dispersión o de London entre dipolos instantáneos. Este tipo de fuerzas intermoleculares incrementan su intensidad al aumentar la masa molecular, esto explica que el tetrayoduro de carbono sea sólido (mayor masa molecular) mientras que el tetracloruro de carbono es líquido.

SEPTIEMBRE 2014

Dadas las configuraciones electrónicas:

A: $1s^2\ 3s^1$; B: $1s^2\ 2s^3$; C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$; D: $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^0\ 2p_z^0$

Indica, razonadamente:

a) La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.

La configuración del elemento B, ya que el orbital 2s, como máximo, puede albergar dos electrones, y éstos, además, han de tener spin opuesto.

b) La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.

La configuración del elemento D, ya que en el subnivel 2p los electrones no están situados de modo que el número de desapareados sea máximo.

c) La que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.

Las configuraciones de los elementos A y C. La configuración de A corresponde a un estado excitado, pero es permitida, y presenta un electrón desapareado en el subnivel 3s. La configuración del elemento C presenta un electrón desapareado en el subnivel 3p.

d) La que pudiera representar a un átomo en estado fundamental.

La configuración del elemento C, ya que sus electrones ocupan los orbitales de menor energía sin que se incumplan los principios de Pauli y de Hund.

SEPTIEMBRE 2014

En las siguientes parejas de moléculas, una molécula es polar y la otra no polar:

NH_3 y BF_3 H_2O y $BeCl_2$

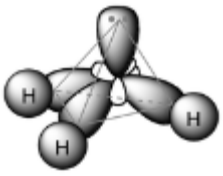
a) **(1 p)** Explica razonadamente la geometría de estas moléculas.

Como no disponemos de los números atómicos, no podemos utilizar las configuraciones electrónicas para justificar las hibridaciones orbitales de los átomos centrales. Sin embargo, si podemos utilizar

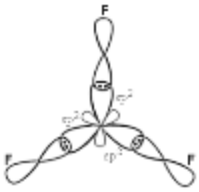
www.yoquieroaprobar.es

el conocimiento de las principales hibridaciones que forman los átomos de N, B, O y Be para responder a esta pregunta.

NH_3 y BF_3

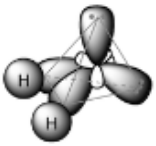


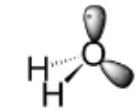
El nitrógeno en el amoniaco forma una hibridación sp^3, pero donde solo tres de los orbitales híbridos sp^3 son enlazantes (el cuarto es ocupado por un par de electrones no-enlazantes del átomo de nitrógeno). La geometría del amoniaco es de pirámide trigonal.
El boro cuando se combina con los halógenos y con el hidrógeno adquiere una hibridación sp^2. La geometría del trifluoruro de boro es triangular plana.



H_2O y $BeCl_2$

El oxígeno en el agua forma una hibridación sp^3, pero donde solo dos de los orbitales híbridos sp^3 son enlazantes (los otros dos están ocupados por dos pares de electrones no-enlazantes del átomo de oxígeno). La geometría del agua es angular.
El berilio cuando se combina con los halógenos y con el hidrógeno adquiere una hibridación sp. La geometría del dicloruro de berilio es triangular plana.

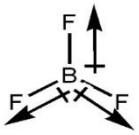


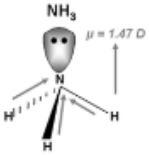


b) **(1 p)** Indica razonadamente en cada pareja cuál es la molécula polar y cuál la no polar.

NH_3 y BF_3

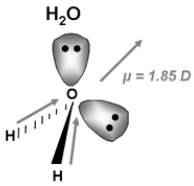
La geometría simétrica del trifluoruro de boro hace que se anule la polaridad de los enlaces B – F, dando lugar a una molécula apolar.
Sin embargo, la falta de simetría de la molécula de amoniaco, hace que la molécula sea polar, ya que lo son los enlaces N – H.

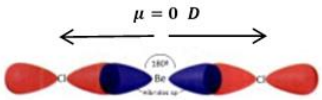




H_2O y $BeCl_2$

La geometría simétrica del dicloruro de berilio hace que se anule la polaridad de los enlaces Be – *Cl*, dando lugar a una molécula apolar.
Sin embargo, la falta de simetría de la molécula de agua, hace que la molécula sea polar, ya que lo son los enlaces O – H.





JUNIO 2014

Dado el elemento X de número atómico 19.

a) **(0,5 p)** Escribe su configuración electrónica.

X (Z = 19): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

b) **(0,5 p)** Indica a qué grupo y período pertenece.

El período se asigna por el nivel de emergía más alto ocupado (mayor n) y el grupo por la configuración electrónica del nivel de energía más alto ocupado (nivel de valencia).

X (Z = 19): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ $\begin{cases} \textit{Período: } 4º \\ \textit{Grupo: } 1 \textit{ o Elementos alccalinos } (ns^1) \end{cases}$

www.yoquieroaprobar.es

c) **(0,5 p)** ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?

El electrón más externo es el electrón de la configuración que ocupa un mayor nivel de energía (mayor n), en este caso el electrón que ocupa el subnivel 4s. Por lo tanto, su número cuántico n = 4 y ℓ = 0. Para el valor del número cuántico m le damos uno de los valores posibles compatible con el valor de ℓ, en este caso solo sería válido el valor 0. Para el valor de s asignamos uno de los posibles: +1/2 o -1/2. Por lo que habría dos combinaciones posibles: (4, 0, 0, $\frac{1}{2}$) y (4, 0, 0, - $\frac{1}{2}$)

d) **(0,5 p)** Escribe la configuración electrónica de otro elemento Y, de su mismo período, con el que forme un compuesto XY mediante enlace iónico.

Por la configuración electrónica del elemento X sabemos que es un metal alcalino, que tiene tendencia a perder el electrón del subnivel 4s, para formar iones X^+. Por lo tanto, el elemento Y tendrá que ser un no-metal, con tendencia a ganar un electrón, formando iones Y^-. Para ello debe tratarse de un elemento del grupo 17 (halógenos). El halógeno del cuarto período tendrá la siguiente configuración electrónica:

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

<u>JUNIO 2014</u>

Explica qué tipo de fuerzas de atracción y/o enlace químico debe vencerse para llevar a cabo los siguientes procesos:

a) Fundir bromuro de calcio, $CaBr_2(s)$.

El bromuro de calcio es un sólido iónico. Para fundirlo hay que romper los enlaces iónicos entre los iones Br^- y Ca^{+2} de la red cristalina iónica.

b) Hervir agua, H_2O (ℓ).

El agua es una sustancia covalente molecular polar. Para hervir agua es necesario romper las fuerzas intermoleculares, que en este caso son fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno (el enlace O-H es muy polar y permite la formación de enlaces de hidrógeno).

c) Evaporar oxígeno, O_2 (ℓ).

El oxígeno molecular es una sustancia covalente molecular apolar. Para evaporarlo es necesario romper las fuerzas intermoleculares, que en este caso son fuerzas de dispersión (fuerzas de London) entre dipolos instantáneos e inducidos.

d) Fundir cesio, Cs (s).

El cesio es un metal, para fundirlo es necesario romper el enlace metálico presente en su red metálica.

<u>SEPTIEMBRE 2013</u>

Explicar breve y razonadamente:

a) **(0,5 p)** El agua disuelve a los compuestos iónicos y el $CC\ell_4$ no.

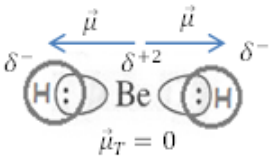
El agua es un disolvente polar, por lo que los solutos polares, como las sustancias iónicas, son solubles; sin embargo, las sustancias apolares como el tetracloruro de carbono no son solubles.

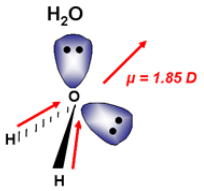
b) **(0,5 p)** El BeH_2 no es polar y si lo es el H_2O.

El dihidruro de berilio tiene una geometría lineal debido a la hibridación sp del átomo de Be. Esta geometría simétrica hace que la molécula sea apolar.

www.yoquieroaprobar.es

El agua es una molécula angular debido a la hibridación sp^3 del átomo de oxígeno. La falta de simetría hace que la molécula sea polar.





c) **(0,5 p)** El etano es menos soluble en agua que el etanol.

El etano es un hidrocarburo y por lo tanto una sustancia covalente molecular prácticamente apolar. Este tipo de sustancias son más solubles cuanto menos polar es el disolvente, por eso es prácticamente insoluble en agua, ya que es un disolvente polar.
El etanol es una sustancia covalente molecular polar debido a la presencia del grupo hidroxilo (-O-H), por lo que es soluble en disolventes polares como el agua.

d) **(0,5 p)** El SH_2 tiene un punto de ebullición menor que el SeH_2 (ambos son gases a temperatura ambiente).

Ambas son sustancias covalentes moleculares polares, pero el sulfuro de hidrógeno tiene menor masa molecular, por lo que sus enlaces intermoleculares son más débiles y por eso hierve a menor temperatura.

SEPTIEMBRE 2013

a) **(1 p)** Escribe las configuraciones electrónicas en su estado fundamental de los elementos A y B cuyos números atómicos son 38 y 17 respectivamente. Indica cuantos electrones desapareados presentan en su última capa.

A (Z = 38): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2$ ⇒ $\overbrace{\boxed{\uparrow\downarrow}}^{5s}$ ⇒ 0 electrones desapareados

B (Z = 17): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ ⇒ $\overbrace{\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow}}^{3p}$ ⇒ 1 electrón desapareado

b) **(1 p)** Razona que tipo de enlace formará un compuesto binario entre ambos elementos. Indica dos propiedades características de este tipo de enlace

El elemento A es un metal (el electrón diferenciante ocupa un subnivel s) y el elemento B es un no-metal, ya que el electrón diferenciante ocupa un subnivel p.
Entre ellos se establecerá un enlace iónico, dando lugar a la formación de un cristal iónico de fórmula AB_2.
Entre sus propiedades podemos destacar sus altos puntos de fusión y ebullición, su mala solubilidad en disolventes apolares, su buena solubilidad en disolventes polares y su conductividad eléctrica de segunda especie (conduce en estado líquido o disuelto)

JUNIO 2013

a) **(0,5 p)** Escribir las configuraciones electrónicas de los elementos A (Z = 6), B (Z = 17) y C (Z = 36), en su estado fundamental.
b) **(0,5 p)** Indicar razonadamente Grupo y Periodo de cada uno de ellos.
c) **(0,5 p)** Indicar razonadamente el elemento con más electrones desapareados en su estado fundamental.

Los tres primeros apartados los voy a resolver simultáneamente:

El período se asigna por el nivel de emergía más alto ocupado (mayor n) y el grupo por la configuración electrónica del nivel de energía más alto ocupado (nivel de valencia).

www.yoquieroaprobar.es

A (Z = 6): $1s^2\ 2s^2\ 2p^2 \Rightarrow \overbrace{\uparrow\uparrow\ \ }^{2p} \Rightarrow$ **2 electrones desapareados** $\begin{cases} \text{Período: } 2º \\ \text{Grupo: } 14 \text{ o Carbonoides } (ns^2\ np^2) \end{cases}$

B (Z = 17): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5 \Rightarrow \overbrace{\uparrow\downarrow\ \uparrow\downarrow\ \uparrow}^{3p} \Rightarrow$ **1 e⁻ desapareado** $\begin{cases} \text{Período: } 3º \\ \text{Grupo: } 17 \text{ o Halógenos } (ns^2\ np^5) \end{cases}$

C (Z = 36): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6 \Rightarrow \overbrace{\uparrow\downarrow\ \uparrow\downarrow\ \uparrow\downarrow}^{4p} \Rightarrow$ **0 e⁻ desap.** $\begin{cases} \text{Período: } 4º \\ \text{Grupo: } 18 \text{ o Gases Nobles } (ns^2\ np^6) \end{cases}$

d) Indicar razonadamente el elemento con mayor energía de ionización.

La energía de ionización es la energía mínima que hay que suministrar para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos, cuando el elemento se encuentra en estado gaseoso y configuración fundamental (mínima energía):

- **Los elementos de mayor energía de ionización son los gases nobles**
- **Dentro de cada periodo la energía de ionización aumenta a medida que nos desplazamos hacia la derecha (recuerda que este es el sentido en el que disminuye el volumen atómico)**
- **Dentro de cada grupo la energía de ionización disminuye a medida que descendemos en el mismo (este es el sentido en el que aumenta el volumen)**

C > B > A

Por lo tanto, el elemento C (gas noble) tiene la primera energía de ionización más alta.

<u>JUNIO 2013</u>

Deducir en la pareja de compuestos NF_3 y BF_3:

DATOS: Números atómicos, B = 5; N = 7, F =9

a) **(0,5 p)** La hibridación de orbitales atómicos del elemento central en cada caso.

En el trifluoruro de nitrógeno el nitrógeno adopta una hibridación sp^3

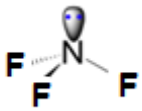
N (Z = 7): $\overbrace{\uparrow\downarrow}^{1s}\ \overbrace{\uparrow\downarrow}^{2s}\ \overbrace{\uparrow\uparrow\uparrow}^{2p} \xrightarrow{\text{hibridación } sp^3} \overbrace{\uparrow\downarrow}^{1s}\ \overbrace{\uparrow\downarrow\ \uparrow\uparrow\uparrow}^{sp^3}$

En el trifluoruro de boro el boro adopta una hibridación sp^2

B (Z = 5): $\overbrace{\uparrow\downarrow}^{1s}\ \overbrace{\uparrow\downarrow}^{2s}\ \overbrace{\uparrow\ \ \ }^{2p} \xrightarrow{\text{promoción electrónica}} \overbrace{\uparrow\downarrow}^{1s}\ \overbrace{\uparrow}^{2s}\ \overbrace{\uparrow\uparrow\ }^{2p} \xrightarrow{\text{hibridación } sp^2} \overbrace{\uparrow\downarrow}^{1s}\ \overbrace{\uparrow\uparrow\uparrow}^{sp^2}\ \overbrace{\ \ }^{p}$

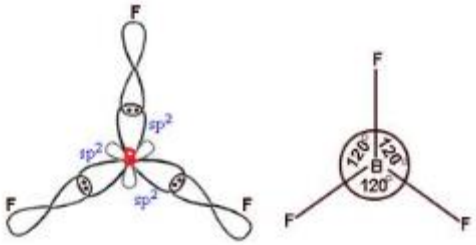
b) **(0,5 p)** La geometría molecular de los compuestos.

<u>Trifluoruro de nitrógeno:</u> La molécula de trifluoruro de nitrógeno se forma mediante tres enlaces σ entre los tres orbitales híbridos sp^3 semiocupados del nitrógeno y los tres orbitales 2p semiocupados de los tres átomos de flúor. Adoptando una geometría de pirámide trigonal.



www.yoquieroaprobar.es

Trifluoruro de boro: La molécula se forma mediante tres enlaces tipo σ entre los tres orbitales híbridos sp^2 del boro y los tres orbitales 2p semiocupados de los tres átomos de flúor. Dada la disposición espacial de los tres orbitales híbridos del boro, la geometría de la molécula es triangular plana.



c) **(0,5 p)** La polaridad en cada caso.

La molécula de trifluoruro de boro es apolar, ya que la simetría de su geometría, da como resultado un momento dipolar molecular nulo.
La molécula de trifluoruro de nitrógeno es polar debido a la falta de simetría de su geometría.

d) **(0,5 p)** El que presenta mayor punto de ebullición.

Ambas son sustancias covalentes moleculares, pero presentará mayor punto de ebullición el trifluoruro de nitrógeno, ya que debido a su polaridad molecular entre sus moléculas se forman fuerzas de Van der Waals, mientras que, en el trifluoruro de boro, al ser apolar, solamente se establecen fuerzas de dispersión, mucho más débiles.

SEPTIEMBRE 2012

En la siguiente pareja de moléculas, una de ella es polar y la otra no: H_2O, $BeCl_2$

DATOS: Números atómicos: H = 1; O = 8; Be = 4; Cl = 17.

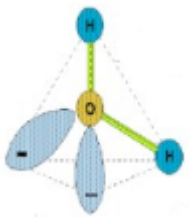
a) **(1 p)** Explique razonadamente la geometría de estas moléculas.

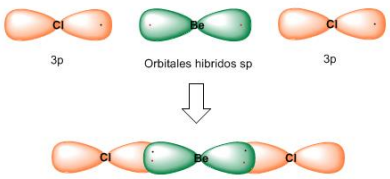
En la molécula de agua el átomo de oxígeno presenta hibridación sp^3.

O (Z = 8): 1s ↑↓ | 2s ↑↓ | 2p ↑↓ ↑ ↑ $\xrightarrow{\text{hibridación } sp^3}$ 1s ↑↓ | sp^3 ↑↓ ↑↓ ↑ ↑

Dos de los cuatro orbitales híbridos son enlazantes, formando dos enlaces σ con los orbitales 1s de los dos átomos de hidrógeno, mientras que los otros dos son no-enlazantes y están ocupados por pares de electrones no compartidos del oxígeno. Por lo tanto, la molécula de agua es angular.
En la molécula de dicloruro de berilio, el berilio adopta hibridación sp, formando dos enlaces σ con los orbitales 3p semiocupados de dos átomos de cloro. Debido a la hibridación sp la molécula es lineal.

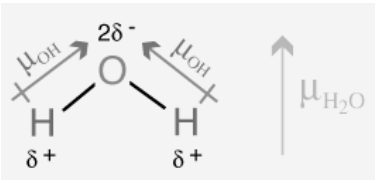
Be (Z = 4): 1s ↑↓ | 2s ↑↓ | 2p $\xrightarrow{\text{promoción electrónica}}$ 1s ↑↓ | 2s ↑ | 2p ↑ $\xrightarrow{\text{hibridación sp}}$ 1s ↑↓ | sp ↑ ↑ | p





b) **(1 p)** Indique razonadamente cuál es la molécula polar y cuál la no polar.

Aunque ambas moléculas presentan enlaces polares, la molécula de dicloruro de berilio, debido a su simetría, es apolar. Por el contrario, la molécula de agua es polar debido a su geometría angular.



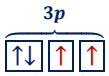
www.yoquieroaprobar.es

JUNIO 2012

Dos elementos A y B presentan números atómicos 56 y 16 respectivamente.

a) Escribe sus configuraciones electrónicas en su estado fundamental. Indica cuántos electrones desapareados presentan en su última capa.

A (Z = 56): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2$ (No presenta electrones desapareados)

B (Z = 16): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$ (Tiene 2 electrones desapareados 

)

b) Razona que tipo de enlace formará el compuesto binario entre ambos elementos. Indica dos propiedades características de este tipo de enlace.

El elemento A es un metal, ya que su electrón diferenciante ocupa un subnivel s (es un alcalinotérreo); por otro lado, el elemento B es un no-metal, ya que su electrón diferenciante ocupa un subnivel p incompleto (es un anfígeno).
Por lo tanto, formarán un enlace iónico. La estequiometría del compuesto será AB, ya que A tiene una valencia iónica +2 (pierde los dos electrones 6s) y el elemento B tiene una valencia iónica -2 (capta dos electrones para completar el subnivel 3p).
Los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente, no forman verdaderas moléculas sino cristales iónicos, son duros pero frágiles, son solubles en disolventes polares, como el agua, e insolubles en disolventes apolares; presentan puntos de fusión y ebullición elevados; son conductores eléctricos disueltos o fundidos (conductores de segunda especie).

JUNIO 2012

El trifluoruro de boro y el amoniaco son compuestos gaseosos en condiciones normales.

DATOS: Números atómicos N: 7 H: 1 B: 5 F: 9

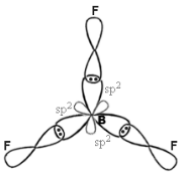
a) **(0,5 p)** Explica la forma geométrica de sus moléculas

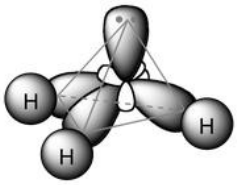
En el trifluoruro de boro el boro presenta una hibridación sp^2, por lo que debido a la geometría de estos orbitales híbridos, la molécula tiene geometría triangular plana.

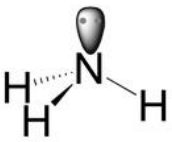
B (Z = 5):

En el amoniaco el nitrógeno presenta una hibridación sp^3, por lo que, debido a la distribución tetraédrica de estos orbitales, la geometría de la molécula es de pirámide de base triangular, ya que uno de los orbitales híbridos está ocupado por un par de electrones no-enlazantes.

N (Z = 7):



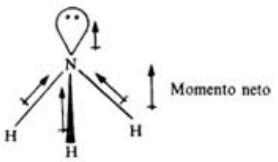




www.yoquieroaprobar.es

b) **(0,5 p)** Explica cuál de las dos moléculas es más polar

Ambas moléculas presentan enlaces polares debido a la diferencia de electronegatividad entre F y B, y entre N e H. Sin embargo, la molécula de trifluoruro de boro es apolar, ya que debido a la simetría de su estructura el momento dipolar de la molécula es nulo, mientras que la molécula de amoniaco es polar, ya que debido a su geometría piramidal presenta un momento dipolar global, por falta de simetría.



c) **(0,5 p)** Explica cómo serán las fuerzas intermoleculares en cada uno de los compuestos

En el trifluoruro de boro, debido a su carácter apolar, las únicas fuerzas intermoleculares son fuerzas de dispersión (fuerzas de London) que se establecen entre dipolos instantáneos.
En el amoniaco debido a su carácter polar, están presentes fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno debido a la elevada polaridad de los enlaces H – N.

d) **(0,5 p)** Razona cuál de los dos compuestos tendrá un punto de ebullición más elevado

Debido a la mayor intensidad de las fuerzas intermoleculares en el amoniaco, éste presenta un punto de ebullición más elevado.

SEPTIEMBRE 2011

El tricloruro de boro es un gas en condiciones normales, mientras que el tetracloruro de carbono es líquido. Explica y razona:

DATOS: Números atómicos C: 6 *Cl*: 17 B: 5

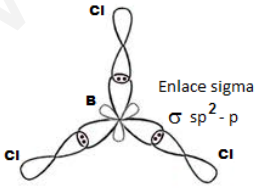
a) **(0,5 p)** Explica la forma geométrica de sus moléculas

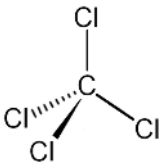
En el tricloruro de boro el boro presenta una hibridación sp^2, por lo que debido a la geometría de estos orbitales híbridos, la molécula tiene geometría triangular plana.

B (Z = 5):

En el tetracloruro de carbono el carbono presenta una hibridación sp^3, por lo que debido a la distribución tetraédrica de estos orbitales, la geometría de la molécula es tetraédrica.

C (Z = 6):





b) **(0,5 p)** La polaridad de ambas moléculas

Ambas moléculas presentan enlaces polares debido a la diferencia de electronegatividad entre *Cl* y B, y entre *Cl* y C. Sin embargo, ambas moléculas son apolares, ya que debido a la simetría de su geometría molecular el momento dipolar de ambas moléculas es nulo.

c) **(0,5 p)** ¿Cómo serán las serán intermoleculares en cada uno de los compuestos?

Debido al carácter apolar de ambas moléculas, las únicas fuerzas intermoleculares son fuerzas de dispersión (fuerzas de London) que se establecen entre dipolos instantáneos.

www.yoquieroaprobar.es

d) **(0,5 p)** Los motivos de que un compuesto sea gas y el otro líquido.

Pese a que las fuerzas de dispersión son muy débiles, su intensidad se incrementa con la masa molecular, por lo que son más intensas en el tetracloruro de carbono, haciendo que sea líquido.

JUNIO 2011

Dados tres elementos de la Tabla Periódica: A, B y C de números atómicos 8, 16 y 19, respectivamente.

a) **(0,5 p)** Escribe sus configuraciones electrónicas en estado fundamental

A (Z = 8): $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ $\begin{cases} \textit{Período: } 2º \\ \textit{Grupo: } 16 \text{ ó } \textit{Anfígenos } (ns^2\ np^4) \\ \textit{No} - \textit{metal } (\textit{electrón diferenciante en subnivel } p) \end{cases}$

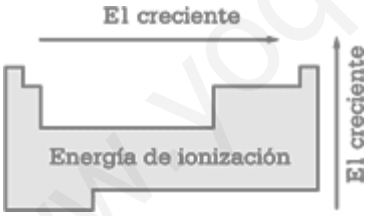
B (Z = 16): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$ $\begin{cases} \textit{Período: } 3º \\ \textit{Grupo: } 16 \text{ ó } \textit{Anfígenos } (ns^2\ np^4) \\ \textit{No} - \textit{metal } (\textit{electrón diferenciante en subnivel } p) \end{cases}$

C (Z = 19): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ $\begin{cases} \textit{Período: } 4º \\ \textit{Grupo: } 1 \text{ ó } \textit{Alcalinos } (ns^1) \\ \textit{Metal } (\textit{electrón diferenciante en subnivel } s) \end{cases}$

b) **(0,5 p)** Razona qué elemento de los tres tendrá su primera energía de ionización mayor

La energía de ionización es la energía mínima que hay que suministrar para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos, cuando el elemento se encuentra en estado gaseoso y configuración fundamental (mínima energía).

- **Los elementos de mayor energía de ionización son los gases nobles**
- **Dentro de cada periodo la energía de ionización aumenta a medida que nos desplazamos hacia la derecha (sentido en el que aumenta la carga nuclear efectiva debido al aumento de Z)**
- **Dentro de cada grupo la energía de ionización disminuye a medida que descendemos en el mismo (sentido en el que disminuye la carga nuclear efectiva debido al aumento del efecto pantalla de los electrones externos)**



A > B > C

c) **(0,5 p)** Indica y razona, el tipo de enlace que se formará entre los átomos A y B

A y B son dos no-metales, por lo que formarán un enlace covalente. Como ambos elementos presentan, por su configuración electrónica, covalencia 2 (tienen 2 e^- desapareados en estado fundamental) la estequiometría el compuesto será AB.

d) **(0,5 p)** Indica y razona, el tipo de enlace que se formará entre los átomos A y C

A es un-metal y C es un metal, por lo que formarán un enlace iónico. El elemento A presenta, debido a su configuración electrónica, una valencia iónica -2; mientras el elemento C presenta una valencia iónica +1, por lo que la estequiometría del compuesto será, C_2A.

www.yoquieroaprobar.es

JUNIO 2011

El trifluoruro de boro y el amoniaco son compuestos gaseosos en condiciones normales.

DATOS: Números atómicos N: 7 H: 1 B: 5 F: 9

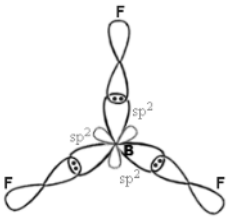
a) **(0,5 p)** Explica la forma geométrica de sus moléculas

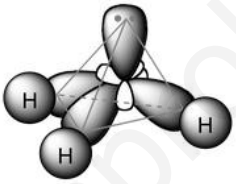
En el trifluoruro de boro el boro presenta una hibridación sp^2, por lo que debido a la geometría de estos orbitales híbridos, la molécula tiene geometría triangular plana.

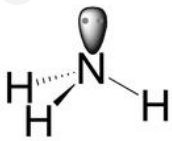
B (Z = 5):

En el amoniaco el nitrógeno presenta una hibridación sp^3, por lo que, debido a la distribución tetraédrica de estos orbitales, la geometría de la molécula es de pirámide de base triangular, ya que uno de los orbitales híbridos está ocupado por un par de electrones no-enlazantes.

N (Z = 7):

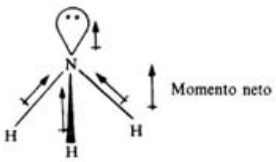






b) **(0,5 p)** Explica cuál de las dos moléculas es más polar

Ambas moléculas presentan enlaces polares debido a la diferencia de electronegatividad entre F y B, y entre N e H. Sin embargo, la molécula de trifluoruro de boro es apolar, ya que debido a la geometría simétrica de su estructura el momento dipolar de la molécula es nulo, mientras que la molécula de amoniaco es polar, ya que debido a su geometría piramidal presenta un momento dipolar molecular neto.



c) **(0,5 p)** Explica cómo serán las fuerzas intermoleculares en cada uno de los compuestos

En el trifluoruro de boro, debido a su carácter apolar, las únicas fuerzas intermoleculares son fuerzas de dispersión (fuerzas de London) que se establecen entre dipolos instantáneos.
En el amoniaco debido a su carácter polar, están presentes fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno debido a la elevada polaridad de los enlaces H – N.

d) **(0,5 p)** Razona cuál de los dos compuestos tendrá un punto de ebullición más elevado

Debido a la mayor intensidad de las fuerzas intermoleculares en el amoniaco, éste presenta un punto de ebullición más elevado.

SEPTIEMBRE 2010

Dados tres elementos de la Tabla Periódica: A, B y C de números atómicos 8, 16 y 19, respectivamente.

a) **(0,5 p)** Escribe sus configuraciones electrónicas en estado fundamental

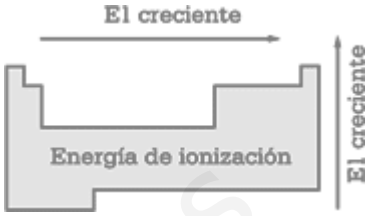
A (Z = 8): $1s^2\ 2s^2\ 2p^4 \begin{cases} \textit{Período: } 2^{\underline{o}} \\ \textit{Grupo: } 16 \text{ ó } \textit{Anfígenos } (ns^2\ np^4) \\ \textit{No} - \textit{metal } (\textit{electrón diferenciante en subnivel } p) \end{cases}$

www.yoquieroaprobar.es

B (Z = 16): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$ $\begin{cases} \textit{Período: } 3º \\ \textit{Grupo: } 16 \text{ ó } \textit{Anfígenos } (ns^2\ np^4) \\ \textit{No} - \textit{metal } (\textit{electrón diferenciante en subnivel } p) \end{cases}$

C (Z = 19): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ $\begin{cases} \textit{Período: } 4º \\ \textit{Grupo: } 1 \text{ ó } \textit{Alcalinos } (ns^1) \\ \textit{Metal } (\textit{electrón diferenciante en subnivel } s) \end{cases}$

b) **(0,75 p)** Indica el elemento cuyo primer potencial de ionización sea mayor. Razónalo.



La energía de ionización es la energía mínima que hay que suministrar para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos, cuando el elemento se encuentra en estado gaseoso y configuración fundamental (mínima energía).

- **Los elementos de mayor energía de ionización son los gases nobles.**
- **Dentro de cada periodo la energía de ionización aumenta a medida que nos desplazamos hacia la derecha (sentido en el que aumenta la carga nuclear efectiva debido al aumento de Z).**
- **Dentro de cada grupo la energía de ionización disminuye a medida que descendemos en el mismo (sentido en el que disminuye la carga nuclear efectiva debido al aumento del efecto pantalla de los electrones externos).**

A > B > C

c) **(0,75 p)** Indica el tipo de enlace y dos propiedades características de los compuestos formados por los elementos A y B. Razónalo.

A y B son dos no-metales, por lo que formarán un enlace covalente. Como ambos elementos presentan, por su configuración electrónica covalencia 2 (tienen 2 e^- desapareados en estado fundamental), la estequiometría el compuesto será AB.
Formarán un compuesto covalente molecular, algunas de cuyas propiedades son: bajo punto de fusión y ebullición, soluble en disolventes apolares y poco soluble o insoluble en disolventes polares y aislante o mal conductor de la electricidad.

SEPTIEMBRE 2010

El número de protones de los núcleos de 5 elementos es:

Elemento:	A	B	C	D	E
Protones:	2	11	9	12	13

Indica, explicando y justificando la respuesta, la letra del elemento que:

En primer lugar, vamos a establecer la configuración electrónica de los 5 elementos:

A (Z = 2): $1s^2$

B (Z = 11): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

C (Z = 9): $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

D (Z = 12): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

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

a) **(0,5 p)** Es un gas noble.

Es un gas noble el elemento A, ya que los gases nobles se caracterizan por tener una configuración electrónica donde todos los niveles ocupados están completos. Presentan en su nivel de valencia la configuración $ns^2\ np^6$, a excepción del gas noble del primer período que presenta una configuración en el nivel de valencia $1s^2$

www.yoquieroaprobar.es

b) **(0,5 p)** Es el más electronegativo.

La electronegatividad es la tendencia relativa que tienen los átomos de atraer hacia sí los electrones compartidos en un enlace covalente.
Varía en la tabla periódica de la siguiente forma:

- **Los gases nobles tienen electronegatividad nula**
- **Entre elementos del mismo grupo la electronegatividad aumenta a medida que ascendemos en el grupo, debido al aumento de la carga nuclear efectiva.**
- **Entre elementos del mismo período la electronegatividad aumenta a medida que nos desplazamos hacia la derecha, debido al aumento de la carga nuclear efectiva. Esta variación es más acusada que entre los elementos de un mismo grupo, lo que hace que los no-metales sean los elementos más electronegativos.**

Entre los 5 elementos hay un no-metal, el elemento C (ya que tiene su electrón diferenciante en un subnivel p incompleto), por lo que éste será el más electronegativo.

c) **(0,5 p)** Es un metal alcalino.

Los metales alcalinos se caracterizan por tener una configuración en el nivel de valencia de tipo ns^1, por lo que B es el elemento alcalino.

d) **(0,5 p)** Forma un nitrato de fórmula $X(NO_3)_2$

X tiene que ser un elemento metálico de valencia +2, por lo que debe de tener una configuración en el nivel de valencia de tipo ns^2 (salvo $1s^2$, que es un gas noble), por lo que se trata del elemento D.

JUNIO 2010

a) **(1 p)** Define potencial (o energía) de ionización y afinidad electrónica. Pon un ejemplo en cada caso

Energía de ionización: es la energía mínima que se requiere para arrancar un electrón a un átomo (o un mol de electrones a un mol de átomos), cuando se encuentran en estado gaseoso y configuración fundamental (configuración de mínima energía).

$$Na\,(g) + E_i \rightarrow Na^+\,(g) + 1\,e^-$$

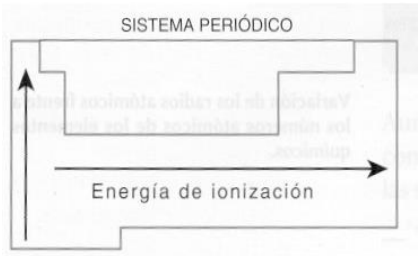
Afinidad electrónica: es la variación de energía que acompaña al proceso de incorporación de un electrón a un átomo en estado gaseoso y configuración fundamental (o la incorporación de un mol de electrones a un mol de átomos en estado gaseoso y configuración fundamental). En ocasiones este proceso supone un desprendimiento de energía (valor negativo de E_a) y en otros casos supone una captación de energía (valor positivo de E_a)

$$F\,(g) + 1\,e^- \rightarrow F^-\,(g) + A_e$$

b) **(1 p)** Indica razonadamente como varían estas propiedades en un periodo del Sistema Periódico.

Energía de ionización:

- **Los elementos de mayor energía de ionización son los gases nobles (independientemente del periodo en que se encuentren).**
- **Dentro de cada periodo la energía de ionización aumenta a medida que nos desplazamos hacia la derecha (sentido en el que disminuye el volumen atómico y en el que aumenta la carga nuclear efectiva, debido al aumento de Z).**

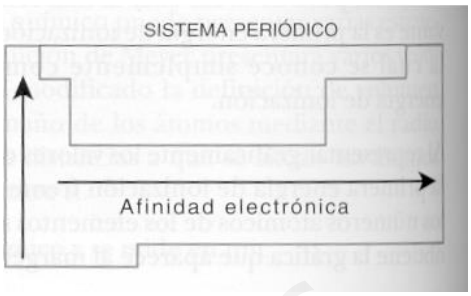


www.yoquieroaprobar.es

- **Dentro de cada grupo la energía de ionización disminuye a medida que descendemos en el mismo (sentido en el que aumenta el volumen y disminuye la carga nuclear efectiva debido al aumento del efecto pantalla de los electrones de los niveles internos).**

Afinidad electrónica

- **Elementos del mismo grupo: Aumenta a medida que ascendemos en el grupo, debido al menor volumen atómico y a la mayor carga nuclear efectiva.**
- **Elementos del mismo periodo: Aumenta a medida que nos desplazamos hacia la derecha (menor volumen y mayor carga nuclear efectiva). Los gases nobles presentan una afinidad electrónica muy baja, prácticamente nula.**



JUNIO 2010

Dadas las siguientes sustancias: flúor, (F_2); fluoruro sódico, (NaF); fluoruro de hidrógeno, (HF).

DATOS: Números atómicos: H = 1 F = 9 Na= 11

a) **(1 p)** Explica razonadamente el tipo de enlace que se puede encontrar en cada una de ellas, intermolecularmente e intramolecularmente.

El flúor es un elemento no-metálico, al igual que el hidrógeno, mientras que el sodio es un metal.
En el flúor molecular, tenemos un enlace covalente simple (tipo σ). La molécula es apolar (enlace entre elementos de la misma electronegatividad), por lo que entre las moléculas de flúor solo se establecen fuerzas de dispersión o de London muy débiles.
En el fluoruro de sodio se establece un enlace iónico fuerte que da lugar a la formación de una red cristalina iónica.
En el fluoruro de hidrógeno se establece un enlace covalente. La molécula es muy polar debido a la gran diferencia de electronegatividad, por lo que intermolecularmente se establecen fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno.

b) **(1 p)** Ordénalas, razonadamente, de mayor a menor punto de fusión.

El punto de fusión se incrementa con la fortaleza del enlace y, en el caso de las sustancias covalentes moleculares, por la intensidad de las fuerzas intermoleculares. Por lo tanto por el punto de fusión se ordenan:

Fluoruro de sodio > Fluoruro de hidrógeno > Flúor molecular

SEPTIEMBRE 2009

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas del mismo elemento:

A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^1\ 3s^1$

Indique de un modo razonado si las afirmaciones siguientes son verdaderas o falsas:

a) No es posible la configuración proporcionada para B.

Si es posible, se trata de una configuración correspondiente a un estado excitado del elemento B, en la cual un electrón del subnivel 2p ha adquirido energía suficiente para pasar al subnivel 3s.

b) Las dos configuraciones corresponden al mismo elemento, pero de isótopos distintos.

Sí que corresponden al mismo elemento, ya que contienen el mismo número de electrones (y por tanto el mismo número de protones, ya que no se han producido procesos de ionización), pero no podemos saber si son del mismo isótopo o de isótopos distintos, ya que para ello necesitaríamos conocer qué partículas forman el núcleo de cada átomo (protones + neutrones).

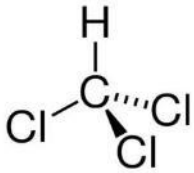
www.yoquieroaprobar.es

SEPTIEMBRE 2009

Justificar las siguientes propuestas relativas a sustancias orgánicas:

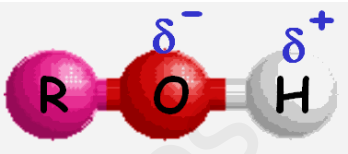
a) **(0,5 p)** La molécula $CHC\ell_3$ es polar.

En esta molécula el C adopta hibridación sp^3, por lo que el triclorometano adquiere una geometría tetraédrica, pero debido al diferente momento dipolar del enlace C – H con respecto al de los enlaces C – Cℓ, la molécula es polar.



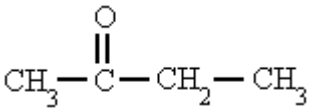
b) **(0,5 p)** El etano es menos soluble en agua que el etanol.

Cierto, ya que los hidrocarburos son compuestos prácticamente apolares, mientras que el metanol es una sustancia polar debido a la gran polaridad del grupo hidroxi (-OH) que presentan los alcoholes, lo que le hace soluble en disolventes polares como el agua.

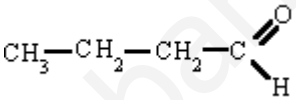


c) **(0,5 p)** Formula y nombra dos posibles isómeros de fórmula C_4H_8O.

Butanona:



Butanal:



d) **(0,5 p)** Los alcanos lineales incrementan su punto de ebullición al aumentar el número de carbonos.

El punto de ebullición aumenta con el tamaño del alcano porque las fuerzas intermoleculares (fuerzas de Van der Waals y de London). Hay dos agentes determinantes de la magnitud de las fuerzas de van der Waals: el número de electrones que rodean a la molécula, que se incrementa con la masa molecular del alcano y el área superficial de la molécula, que se incrementa con el número de átomos de carbono del hidrocarburo. Es así, que los puntos de fusión y ebullición van a aumentar a medida que se incrementa el número de átomos de carbono.

JUNIO 2009

Dado el elemento Z = 19.

a) **(0,5 p)** Escriba su configuración electrónica en estado fundamental

A (Z =19): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

b) **(0,5 p)** ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo en estado fundamental?

El electrón más externo es el que ocupa el subnivel 4s. Este electrón podría tener dos combinaciones de números cuánticos posibles, que se diferencian únicamente en el valor del número cuántico de spin (s). Las dos posibles combinaciones son: $(4, 0, 0, \frac{1}{2})$ y $(4, 0, 0, -\frac{1}{2})$.

c) **(0,5 p)** Indique a qué grupo y periodo pertenece

Pertenece al grupo 1 o grupo de los elementos alcalinos, ya que presenta una configuración en el nivel de valencia de tipo ns^1. Pertenece al cuarto período, ya que este es el nivel de energía más alto ocupado en estado fundamental.

d) **(0,5 p)** Escriba una configuración electrónica del elemento en estado excitado

Serviría cualquier configuración en la que uno o más electrones del átomo ocupen orbitales de mayor energía habiendo orbitales de menor energía, vacíos o semiocupados. Por ejemplo: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4p^1$

www.yoquieroaprobar.es

JUNIO 2009

En la siguiente pareja de moléculas, una es polar y la otra no: NH_3 y $BC\ell_3$

DATOS: Números atómicos: H = 1; N = 7; B = 5; $C\ell$ = 17.

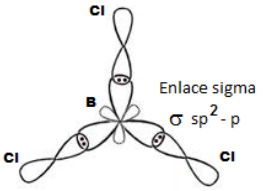
a) **(1 p)** Explique razonadamente la geometría de estas moléculas.

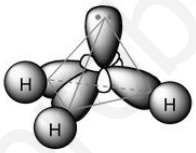
En el tricloruro de boro el boro presenta una hibridación sp^2, por lo que debido a la geometría triangular plana de estos orbitales híbridos, la molécula tiene geometría triangular plana.

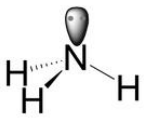
B (Z = 5):

En el amoniaco el nitrógeno presenta una hibridación sp^3, por lo que, debido a la distribución tetraédrica de estos orbitales, la geometría de la molécula es de pirámide de base triangular, ya que uno de los orbitales híbridos está ocupado por un par de electrones no enlazantes.

N (Z = 7):

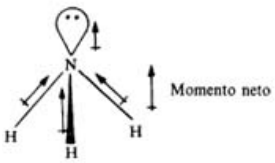






b) **(1 p)** Indique razonadamente en cada pareja cuál es la molécula polar y cuál es la no polar.

Ambas moléculas presentan enlaces polares debido a la diferencia de electronegatividad entre $C\ell$ y B, y entre N e H. Sin embargo, la molécula de tricloruro de boro es apolar, ya que debido a la geometría simétrica de su estructura el momento dipolar de la molécula es nulo, mientras que la molécula de amoniaco es polar, ya que debido a su geometría piramidal presenta un momento dipolar molecular neto.



www.yoquieroaprobar.es