

Nombre:		2º Bachillerato A
----------------	--	-------------------

Instrucciones:

- Debe desarrollar los 4 primeros ejercicios y elegir otros dos
- Cada cuestión de la 1 a la 4 se calificará con hasta 2 puntos, mientras que cada una de la 5 a la 7 con hasta 1 punto.
- La ausencia de explicación de los pasos seguidos, o la poca claridad de ésta, se penalizará con hasta un 25% de la nota.

1.- Un átomo de un elemento A tiene 11 electrones, 11 protones y 12 neutrones, mientras que otro átomo de un elemento A' tiene 17 electrones, 17 protones y 18 neutrones. Identifique a ambos elementos y:

- Escriba la estructura electrónica y la notación de Lewis de sus iones más estables.
- Proponga una configuración para un estado excitado de dichos elementos
- Identifique cuál de los elementos es más electronegativo y cuál tienen mayor radio atómico.
- ¿Pueden formar enlace entre ellos? En caso afirmativo, indique de que tipo y escriba la notación de Lewis de la especie química formada.

2.- La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ corresponde a un ion positivo X^{2+} . Explique razonadamente:

- Cuál es el número atómico del elemento X y de qué elemento se trata.
- A qué periodo pertenece.
- El tipo de enlace que formaría el elemento X con un elemento A cuya configuración electrónica fuera $1s^2 2s^2 2p^5$.
- La fórmula de un compuesto formado por X y A.

3.- Para las siguientes moléculas: NH_3 , BeH_2 , CH_3Cl y SO_2 indicar, razonando siempre la respuesta:

- Estructura electrónica de Lewis.
- Hibridación del átomo central.
- Geometría.
- Polaridad.

4.- a) Represente el ciclo de Born-Haber para el cloruro cálcico y calcule la energía de red del $CaCl_2$ a partir de los siguientes datos: $\Delta H_f(CaCl_2) = -796$ KJ/mol; $S(Ca) = 178$ KJ/mol; $D(Cl_2) = 244$ KJ/mol; E.I. $1^\circ(Ca) = 590$ KJ/mol; E.I. $2^\circ(Ca) = 1146$ KJ/mol; A.E.(Cl) = -349 KJ/mol.

A elegir 2 (1 punto cada una)

5.- Dadas las siguientes sustancias: CS_2 (lineal), HCN (lineal), NH_3 (piramidal) y H_2O (angular).

- Escriba sus estructuras de Lewis.
- Justifique su polaridad.

6.- a) ¿Por qué el H_2 y el I_2 no son solubles en agua y el HI sí lo es?

- Por qué la molécula BF_3 es apolar, aunque sus enlaces estén polarizados?

7.- Desarrolle la geometría de las moléculas de BF_3 , NH_3 y CH_4 . Comente las diferencias, si las hay, justificando sus afirmaciones.

Nombre:		2º Bachillerato A
----------------	--	-------------------

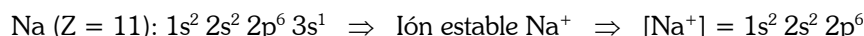
Instrucciones:

- Debe desarrollar los 4 primeros ejercicios y elegir otros dos
- Cada cuestión de la 1 a la 4 se calificará con hasta 2 puntos, mientras que cada una de la 5 a la 7 con hasta 1 punto.
- La ausencia de explicación de los pasos seguidos, o la poca claridad de ésta, se penará con hasta un 25% de la nota.

1.- Un átomo de un elemento A tiene 11 electrones, 11 protones y 12 neutrones, mientras que otro átomo de un elemento A' tiene 17 electrones, 17 protones y 18 neutrones. Identifique a ambos elementos y:

a) Escriba la estructura electrónica y la notación de Lewis de sus iones más estables.

El elemento A como tiene 11 protones y 11 electrones es el sodio Na ($Z=11$)

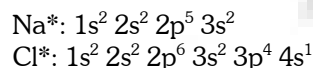


El elemento A' como tiene 17 protones y 17 electrones es el cloro Cl ($Z=17$)



b) Proponga una configuración para un estado excitado de dichos elementos

Por ejemplo:



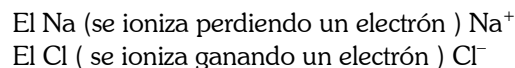
c) Identifique cuál de los elementos es más electronegativo y cuál tienen mayor radio atómico.

Sabemos que la electronegatividad es la capacidad que tiene un elemento de atraer un par de electrones de enlace, también sabemos que en la tabla periódica la electronegatividad crece en un periodo y decrece en un grupo. El Cl es más electronegativo que el Na ya que la carga nuclear es mayor y el tamaño es menor, por lo que los electrones de enlace estarán más atraídos por los protones del Cl que por los del Na.

El Na tiene mayor radio atómico, ya que tratándose de dos elementos del mismo nivel energético $n = 3$, el Na tiene menor carga nuclear $Z = 11$ que el Cl ($Z = 17$), de modo que los electrones del Cl están más atraídos por el núcleo que los del Na, siendo así el radio atómico de éste mayor.

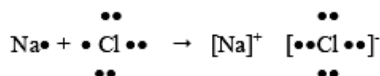
d) ¿Pueden formar enlace entre ellos? En caso afirmativo, indique de que tipo y escriba la notación de Lewis de la especie química formada.

Estos dos elementos son respectivamente un metal (Na) y un no metal (Cl) por lo que pueden formar enlace iónico:



De esta manera los dos iones se unen mediante fuerzas electrostáticas dando lugar al cloruro sódico (sal iónica).

La estructura de Lewis del compuesto será:



2.- La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ corresponde a un ion positivo X^{2+} . Explique razonadamente:

a)Cuál es el número atómico del elemento X y de qué elemento se trata.

La configuración electrónica nos indica que X^{2+} posee 18 electrones, por tanto, el elemento X tendrá 2 electrones más, es decir 20 electrones, y como es eléctricamente neutro poseerá también 20 protones. Su número atómico (Z) es por lo tanto 20 y el elemento es el calcio (Ca).

b) A qué periodo pertenece.

La configuración electrónica de X es : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

El número cuántico $n = 4$, indica que el elemento X está situado en el cuarto periodo, y como tiene dos electrones en el subnivel s, pertenece al grupo 2.

c) El tipo de enlace que formaría el elemento X con un elemento A cuya configuración electrónica fuera $1s^2 2s^2 2p^5$.

X es un metal con tendencia a ceder dos electrones, y la configuración de A se corresponde a un no metal con tendencia a ganar un electrón. Ambos elementos formaran un enlace iónico.

d) La fórmula de un compuesto formado por X y A.

El elemento X, al ser un metal tiende a perder electrones, en este caso dos: $X \rightarrow X^{2+} + 2e^-$

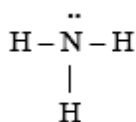
Y el elemento A es un no metal, y por tanto tiende a ganar electrones, en este caso uno: $A + e^- \rightarrow A^-$

Así que para formar un compuesto neutro, tenemos que combinar dos iones de A y uno de X, por tanto tendremos: $X + 2A \rightarrow XA_2$

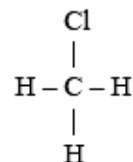
3.- Para las siguientes moléculas: NH_3 , BeH_2 , CH_3Cl y SO_2 indicar, razonando siempre la respuesta:

a) Estructura electrónica de Lewis.

a) NH_3



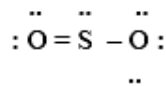
CH_3Cl



BeH_2



SO_2



b) Hibridación del átomo central.

La hibridación es el fenómeno mediante el cual un átomo procede a la combinación interna de sus orbitales, dando lugar a otros nuevos, de modo que en los enlaces se favorezca el máximo solapamiento y se minimice la energía. Las moléculas presentan las siguientes hibridaciones:

$NH_3 \rightarrow$ hibridación sp^3 o tetraédrica

$BeH_2 \rightarrow$ hibridación sp o lineal

$CH_3Cl \rightarrow$ hibridación sp^3 o tetraédrica

$SO_2 \rightarrow$ hibridación sp^2 o triangular plana

c) Geometría.

NH_3 : Pirámide trigonal

BeH_2 : lineal

CH_3Cl : tetraédrica

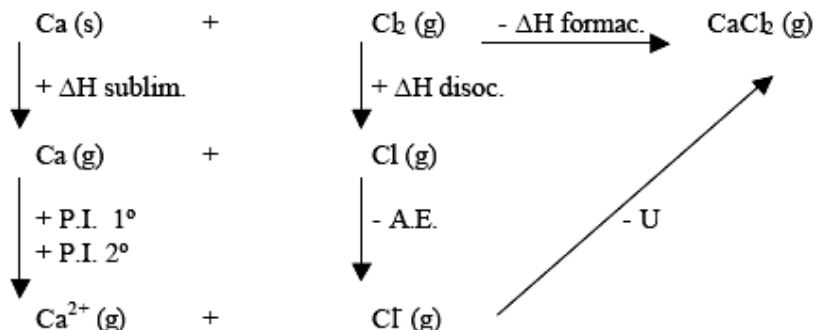
SO_2 : angular

d) Polaridad.

- ✓ La molécula de NH_3 es **polar** debido a la diferencia de electronegatividad entre el átomo de N y los átomos de H. Los momentos dipolares no se compensan debido a que la molécula no es simétrica.
- ✓ En la molécula de BeH_2 los momentos dipolares se compensan porque es una molécula lineal, y al haber dos momentos iguales y de sentido contrario se anulan. Por tanto, es una molécula **apolar**.
- ✓ La moléculas de CH_3Cl es **polar** ya que el Cl es un átomo muy electronegativo que tiende a atraer hacia si el par de electrones compartido con el C. Asimismo, el C atrae hacia si los pares de electrones compartidos con átomos de hidrógeno.
- ✓ El hecho de que la molécula de SO_2 sea **polar** es debido a que los enlaces S-O no están situados en línea recta, sino que forman un ángulo, por lo que ambos dipolos no se compensan.

4.- a) Represente el ciclo de Born-Haber para el cloruro cálcico y calcule la energía de red del CaCl_2 a partir de los siguientes datos: $\Delta H_f(\text{CaCl}_2) = -796 \text{ KJ/mol}$; $S(\text{Ca}) = 178 \text{ KJ/mol}$; $D(\text{Cl}_2) = 244 \text{ KJ/mol}$; $E.I. 1^\circ(\text{Ca}) = 590 \text{ KJ/mol}$; $E.I. 2^\circ(\text{Ca}) = 1146 \text{ KJ/mol}$; $A.E.(\text{Cl}) = -349 \text{ KJ/mol}$.

Se recurre al ciclo de Born-Haber, modelo teórico que permite calcular la energía reticular de un compuesto iónico. Las etapas para la formación de este compuesto iónico son:



Se cumple, siguiendo el ciclo:

$$\Delta H_f = S + D + \text{P.I.}_{1^\circ} + \text{E.I.}_{2^\circ} + \text{A.E.} + U$$

Se despeja la U (energía reticular), y se sustituyen todos los valores conocidos:

$$U = 796 + 178 + 244 + 590 + 1146 - 349 ; U = 2605 \text{ KJ/mol}$$

A elegir 2 (1 punto cada una)

5.- Dadas las siguientes sustancias: CS_2 (lineal), HCN (lineal), NH_3 (piramidal) y H_2O (angular).

a) Escriba sus estructuras de Lewis.

CS_2	NH_3
<p>$[\text{C}] = 1s^2 2s^2 2p^2$; tiene 4 electrones de valencia. $[\text{S}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; tiene 6 electrones de valencia.</p> $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{S} = \text{C} = \text{S} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$	<p>$[\text{N}] = 1s^2 2s^2 2p^3$; tiene 5 electrones de valencia. $[\text{H}] = 1s^1$; tiene 1 electrón de valencia.</p> $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \\ \cdot\cdot \end{array}$
HCN	H_2O
<p>$[\text{H}] = 1s^1$; tiene 1 electrón de valencia. $[\text{C}] = 1s^2 2s^2 2p^2$; tiene 4 electrones de valencia. $[\text{N}] = 1s^2 2s^2 2p^3$; tiene 5 electrones de valencia.</p> $\text{H} - \text{C} \equiv \text{N}$	<p>$[\text{H}] = 1s^1$; tiene 1 electrón de valencia. $[\text{O}] = 1s^2 2s^2 2p^4$; tiene 6 electrones de valencia.</p> $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{H} - \text{O} - \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$

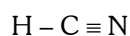
b) Justifique la polaridad de cada una de ellas.

La polaridad de una molécula depende de dos factores:

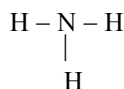
1. La electronegatividad de los átomos que forman cada enlace. Si ésta es distinta el par de electrones de enlace estará desplazado hacia el elemento más electronegativo, resultando un enlace polar.
2. La geometría de la molécula, que puede anular los momentos dipolares de enlace y dar lugar a una molécula apolar.



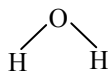
Hay dos momentos dipolares de enlace de igual módulo y sentido contrario, ya que los enlaces son iguales, como la geometría es lineal, estos momentos dipolares se anulan y resulta una molécula apolar.



Hay dos momentos dipolares de enlace, pero son distintos ya que los enlaces también lo son. Como la estructura es lineal la molécula es polar.



Hay tres momentos dipolares de enlace de igual módulo porque los enlaces son iguales, pero las direcciones son distintas, como la estructura es piramidal, estos momentos dipolares se suman dando una molécula polar



Hay dos momentos dipolares de enlace iguales en módulo pero no en dirección ya que la molécula es angular, por lo que resulta polar.

6.- a) ¿Por qué el H_2 y el I_2 no son solubles en agua y el HI sí lo es?

Las tres moléculas dadas son compuestos covalentes, pero mientras que el H_2 y el I_2 , son moléculas formadas por dos átomos idénticos, es decir, con la misma electronegatividad, y por tanto, apolares; en el caso del HI , los dos átomos de la molécula presentan diferente electronegatividad, siendo a la molécula un dipolo.

La molécula de agua es un dipolo, luego en ella se podrán disolver todas aquellas sustancias polares, de modo que los H positivos se orienten alrededor de la parte negativa de la molécula, y los O negativos, alrededor de la parte positiva; como ocurre en el caso del HI , con un H con la densidad de carga positiva, y un I con la negativa.

b) Por qué la molécula BF_3 es apolar, aunque sus enlaces estén polarizados?

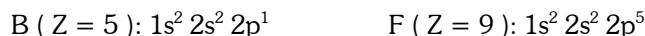
En la molécula de BF_3 , tenemos un átomo de B unido a tres de F, la distribución más estable sería con las uniones B-F, hacia los vértices de un triángulo equilátero, en cuyo centro se hallaría el átomo de B, que no posee electrones libres; como el F sí presenta pares de electrones sin compartir, se van a producir repulsiones entre ellos, provocando que los átomos de F se encuentren lo más alejados posible.

La geometría de la molécula será la que haga mínimas estas repulsiones, es decir, trigonal plana, con ángulos de enlace de 120° .

Como la molécula presenta una geometría regular, la suma vectorial de los momentos dipolares es nula, lo que indica que la molécula es apolar.

7.- Desarrolle la geometría de las moléculas de BF_3 , NH_3 y CH_4 . Comente las diferencias, si las hay, justificando sus afirmaciones.

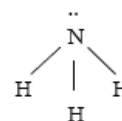
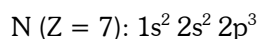
En la molécula de BF_3 , tenemos un átomo de B unido a tres de F, la distribución más estable sería con las uniones B-F, hacia los vértices de un triángulo equilátero, en cuyo centro se hallaría el átomo de B, que no posee electrones libres; como el F sí presenta pares de electrones sin compartir, se van a producir repulsiones entre ellos, provocando que los átomos de F se encuentren lo más alejados posible. La geometría de la molécula será la que haga mínimas estas repulsiones, es decir, trigonal plana, con ángulos de enlace de 120° . Vemos las configuraciones electrónicas del B y el F, y la estructura del BF_3 :



Para el caso del metano, lo primero es hacer la configuración electrónica del C: $\text{C} (Z = 6): 1s^2 2s^2 2p^2$

El metano es una molécula formada por un átomo central (el C) y 4 periféricos, luego la geometría que le corresponde será la de un tetraedro regular: Es una molécula tetraédrica, en la que hay 4 enlaces covalentes sencillos por compartición de un par de electrones entre el orbital H y el C.

Para el caso del amoníaco:



Es una molécula con un átomo central y 3 periféricos, pero como el central posee un par de electrones solitarios, hay repulsiones importantes que deforman la estructura teórica trigonal plana, para dar una pirámide trigonal.