

QUÍMICA

TEMA 3: ENLACES QUÍMICOS

- Junio, Ejercicio 3, Opción A
- Junio, Ejercicio 5, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 2, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 2, Opción B
- Reserva 3, Ejercicio 3, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 2, Opción A

emestrada

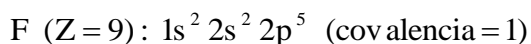
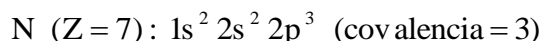
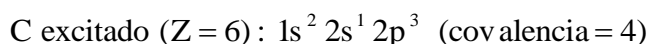
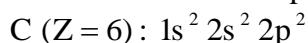
a) Escriba la estructura de Lewis para las moléculas NF_3 y CF_4 . b) Dibuje la geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. c) Considerando las geometrías moleculares, razone acerca de la polaridad de ambas moléculas.

Números atómicos: C = 6; N = 7; F = 9.

QUÍMICA. 2000. JUNIO EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Según la teoría de Lewis, sabemos que dos átomos pueden formar enlace covalente compartiendo los electrones desapareados, quedando ambos con estructura de gas noble. Las configuraciones electrónicas de los átomos implicados serían:



En el trifluoruro de nitrógeno, puesto que el N tiene tres electrones desapareados, y el F uno, el



diagrama de Lewis es:



En el tetrafluoruro de carbono, puesto que el C tiene cuatro electrones desapareados en su



configuración excitada, y el F uno, el diagrama de Lewis es: $\text{F} : \text{C} : \text{F}$



b) La geometría de las moléculas está determinada por la distribución espacial de los núcleos de los átomos y, por tanto, depende de los ángulos de enlace que se conocen de manera experimental.

Sin embargo, de modo más simple, mediante la teoría de repulsión entre los pares de electrones de valencia (RPECV), podemos prever en moléculas poliatómicas sencillas el tipo de geometría.

El NF_3 tiene un par de electrones no enlazantes que se disponen lo más lejos posible, hacia uno de los vértices de un tetraedro imaginario, por tanto, la geometría de la molécula con 3 átomos de F periféricos y un N central, será piramidal.

El CF_4 distribuye sus 4 pares de electrones enlazantes hacia los vértices de un tetraedro. Así, la geometría de la molécula con 4 átomos de F periféricos y un C central será tetraédrica con ángulos de enlace de $109'5^\circ$.

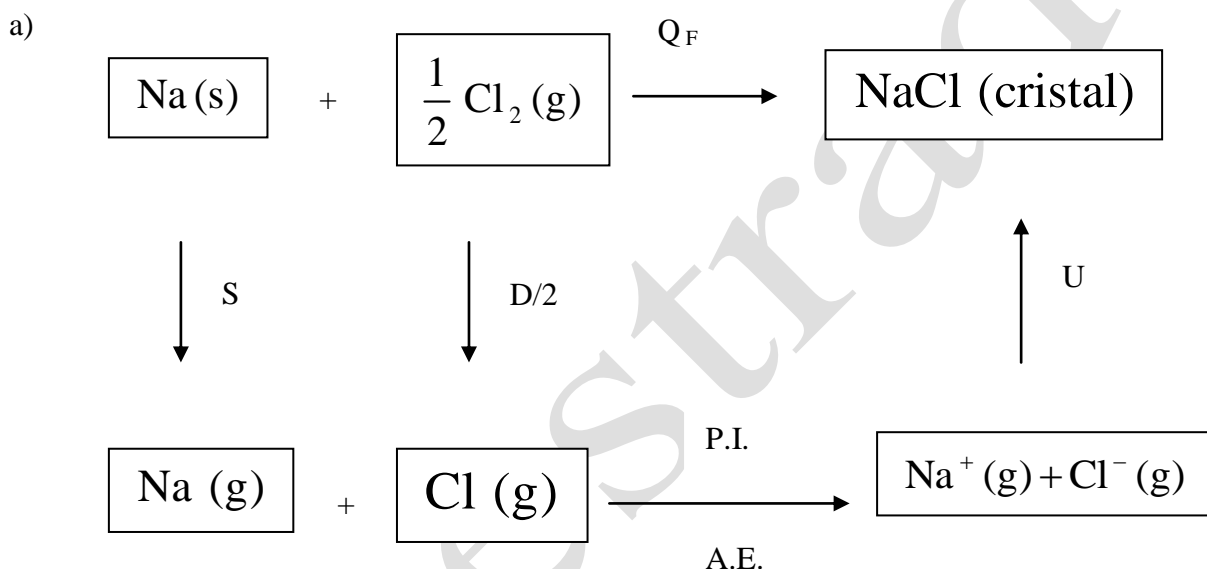
c) Para saber la polaridad de una molécula hay que tener en cuenta los momentos bipolares que se crean entre los átomos unidos por un enlace covalente polar. Esto se debe a las diferencias de electronegatividades entre los átomos enlazados.

En el NF_3 tenemos 3 enlaces polares, que según la geometría de la molécula dan lugar a un momento dipolar resultante no nulo, luego la molécula será polar.

En el CF_4 tenemos 4 enlaces polares, que según la geometría de la molécula dan lugar a un momento dipolar resultante nulo, luego la molécula será apolar.

- a) Haga un esquema del ciclo de Born-Haber para el NaCl.
- b) Calcule la energía reticular del NaCl (s), a partir de los siguientes datos:
- Entalpía de sublimación del sodio = 108 kJ/mol
 - Entalpía de disociación del cloro = 243'2 kJ/mol
 - Entalpía de ionización del sodio = 495'7 kJ/mol
 - Afinidad electrónica del cloro = -348 kJ/mol
 - Entalpía de formación del cloruro de sodio = -401'8 kJ/mol
- QUÍMICA. 2000. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N



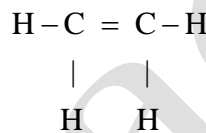
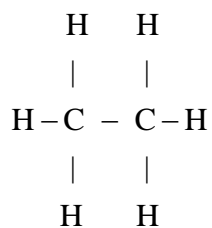
b)

$$Q_F = S + \frac{1}{2}D + P.I. + A.E. + U \Rightarrow -401'8 = 108 + \frac{1}{2} \cdot 243'2 + 495'7 - 348 + U \Rightarrow U = -779'1 \text{ kJ/mol}$$

- a) Escriba las estructuras de Lewis correspondientes a las moléculas de etano (CH_3CH_3) y eteno ($\text{CH}_2 = \text{CH}_2$)
- b) Explique qué tipo de hibridación tiene el carbono en cada compuesto.
- QUÍMICA. 2000. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

- a) Las estructuras de Lewis son:



- b) En el etano la hibridación del carbono es sp^3 y en el eteno la hibridación es sp^2 .

Los elementos A, B, C y D pertenecen al mismo periodo y tienen 1, 3, 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. Indique, razonando la respuesta: a) Qué elemento tiene la energía de ionización más alta y cuál la más baja. b) Qué fórmulas tendrán los compuestos A-D y B-D. c) Si el compuesto formado por C y D será iónico o covalente.

QUÍMICA. 2000. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

- a) La energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental para arrancarle el electrón más débil retenido. En un periodo aumenta de izquierda a derecha, luego, el elemento que tiene mayor energía de ionización es el D y el que tiene menor energía de ionización es el A.
- b) AD y BD_3 .
- c) Es covalente polar.

Dadas las especies químicas H_2S y PH_3 :

a) Representélas mediante diagramas de Lewis

b) Prediga la geometría de las especies anteriores según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

c) Indique la hibridación que presenta el átomo central en cada especie.

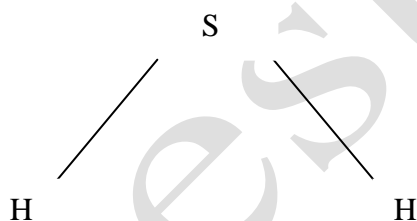
QUÍMICA. 2000. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

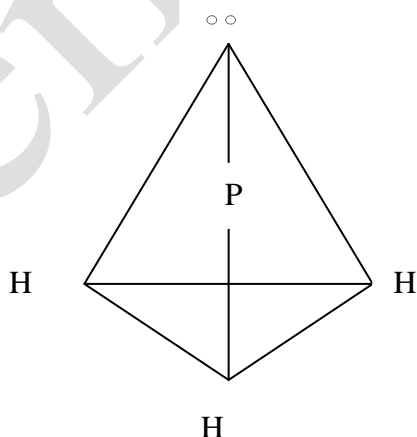
a) Las estructuras de Lewis son:



b) La molécula de sulfhídrico es una molécula del tipo AB_2E_2 , (dos pares de electrones enlazantes y dos no enlazantes), tendrá forma angular.



La molécula de fosfina es una molécula del tipo AB_3E , (tres pares de electrones enlazantes y uno no enlazante), tendrá forma de pirámide triangular.



c) En el sulfhídrico, el azufre presenta una hibridación sp^3 . c) En la fosfina, el fósforo presenta una hibridación sp^3 .

La tabla que sigue corresponde a los puntos de fusión de distintos sólidos iónicos:

Compuesto	NaF	NaCl	NaBr	NaI
Punto de fusión (°C)	980	801	755	651

Considerando los valores anteriores: a) Indique cómo variará la energía reticular en este grupo de compuestos. b) Razone cuál es la causa de esa variación.

QUÍMICA. 2000. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) La energía reticular (U) variará en este grupo de compuestos, de la siguiente forma:

Variación de U: NaF > NaCl > NaBr > NaI

Variación de los p.f.: NaF > NaCl > NaBr > NaI

Ya que al disminuir la energía reticular disminuye el punto de fusión del compuesto y viceversa.

La energía reticular es la energía necesaria para separar los iones negativos de los iones positivos de un mol de sustancia cristalina, hasta una distancia infinita entre ellos.

Cuanto mayor sea la energía reticular de una sustancia, más favorecida está, energéticamente, la formación de su cristal iónico.

b) La energía reticular puede calcularse a partir de la ecuación de Madelung:

$$U = \frac{N_A \cdot M \cdot Z_1 \cdot Z_2 \cdot e^2}{R_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

Donde:

N_A : Número de Avogadro.

M: Constante de Madelung, que depende de la geometría del cristal.

Z_1 y Z_2 : Cargas de los respectivos iones positivo y negativo.

e: Carga del electrón.

n: Exponente de Born, que mide la compresibilidad del cristal y cuyos valores van de 9 a 12.

La energía reticular es, por tanto, proporcional a la carga de los iones e inversamente proporcional a la distancia entre ellos.

Variación de Z_1 y Z_2 : NaF = NaCl = NaBr = NaI

Variación de R_0 : NaF < NaCl < NaBr < NaI

Con lo cual, al aumentar R_0 , el valor de U va disminuyendo.