FÍSICA Y QUÍMICA 1º BACHILLERATO. EXAMEN DE LOS TEMAS 3 (ENLACE QUÍMICO) Y 4 (FORMULACIÓN ORGÁNICA). SOLUCIÓN. 2 – 02- 2004

1. a) ¿Por qué la T.F. de SiO_2 es muy alta, mientras que la de CO_2 es muy baja?
b) Explicar en qué consisten el enlace metálico y enunciar sus principales características.
c) ¿Por qué el azufre posee valencias covalentes 2, 4 y 6?.
d) ¿Por qué los compuestos iónicos son solubles en compuestos covalentes polares y no en apolares?

2. Explicar, aplicando la regla del octete de Lewis, qué tipo de enlace formarán los siguientes elementos al combinarse, así como la fórmula química del compuesto resultante, si formará moléculas o redes, y la geometría y polaridad de la molécula, caso de que las forme:
a) K , O b) N , H

3. Formular o nombrar, según corresponda, estos compuestos.

2-metilbutanoato de propilo	**$CHO - CH\ Br - CH - CH_2 - CH_3$**
3,3-dicloro-1-penten-4-ino	**$CH_3 - CH_2 - CONH - CH_3$**
1,3-ciclobutadieno	**$CH_3 - CH_2 - CO - CH_2 - CO - CH_3$**
anilina	**$CH_3 - CHOH - CH = C = CH_2$**
ácido 2-hidroxipropanoico	**$CH_3 - CH_2 - O -$**
benzonitrilo	**COOH - COOH**
m-dietilbenceno	**$CH_3 - (CH_2)_2 - CH = CH - (CH_2)_4 - CH_3$**
isopropildimetilamina	

---

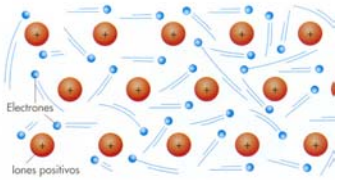
1. a) ¿Por qué la T.F. de SiO_2 es muy alta, mientras que la de CO_2 es muy baja?

Ambos compuestos están formados por combinaciones de no metales, unidos por enlace covalente. Sin embargo, el CO_2 es un compuesto covalente molecular, forma moléculas independientes, y la unión entre moléculas es muy débil (en este caso concreto, al ser un compuesto apolar, serán fuerzas de dispersión de London). Esto hace que el CO_2 tenga una temperatura de fusión muy baja.

Por otro lado, Si O_2 es un compuesto covalente cristalino, forma una red de átomos unidos entre sí por enlace covalente. La fuerza de cohesión de estas redes es muy intensa, por lo que la temperatura de fusión de SiO_2 será muy alta.

b) Explicar en qué consiste el enlace metálico y enunciar sus principales características.

El enlace metálico se da entre átomos de elementos metálicos, ya sean alcalinos, alcalinotérreos, o de transición. Estos elementos son electropositivos (tendencia a ceder electrones, formando cationes).



Podemos aprovechar las propiedades de los metales para explicar su estructura. Todos los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica. Como consecuencia, deben poseer electrones libres, con gran libertad de movimiento por todo el metal.

Para explicar esta libertad de movimiento de los electrones, el físico alemán P. **Drude** propuso en 1900 un modelo sencillo, el del *mar de electrones* o *gas de electrones*. Según este modelo, los átomos de los metales se desprenden de sus electrones de valencia (por ej, los átomos de sodio se desprenden de su electrón $3s^1$), quedándose como cationes, formando una red. Los electrones liberados circulan por los huecos de esta red, comportándose como si fueran partículas de un gas.

Al interponerse los electrones entre los cationes del metal, compensan la repulsión entre estos y sirven de aglutinante de la red, que puede alcanzar disposiciones muy compactas, con gran concentración. Esto explica su elevada densidad.

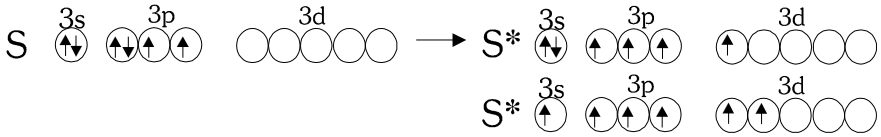
Propiedades de los compuestos metálicos:

- Sólidos a temperatura ambiente (excepciones: Hg, Ga)
- Puntos de fusión y ebullición altos, en general.
- Buenos conductores del calor y la corriente eléctrica
- Poseen un brillo característico (brillo metálico)
- Poseen una elevada densidad.
- **Dúctiles** (se pueden moldear como hilos finos) y **maleables** (moldeables como láminas delgadas).
- Los metales sólidos tienen **dureza** variable, y gran **tenacidad** (resistencia a la fractura al ser golpeados).

c) ¿Por qué el azufre posee valencias covalentes 2, 4 y 6?.

El azufre, de configuración $1s^2\ 2s^2p^6\ 3s^2p^4$, necesita compartir 2 electrones para conseguir configuración de gas noble (valencia covalente 2).

Sin embargo, la subcapa 3d del azufre está vacía. En ocasiones tiende a desaparear electrones de las subcapas s y p, y pasarlos a la subcapa d. Se trata de un estado excitado, de mayor energía que el fundamental, pero que le permite realizar 4 ó 6 enlaces, con el consiguiente desprendimiento de energía. Es por eso por lo que el S (y el Se, Te) poseen valencias covalentes 2, 4, 6.



d) ¿Por qué los compuestos iónicos son solubles en compuestos covalentes polares y no en apolares?

Los compuestos iónicos están constituidos por una red de cationes y aniones intercalados, unidos por fuerzas electrostáticas. En los compuestos covalentes polares (como el agua), sus moléculas son dipolos, es decir, tienen una separación parcial de cargas (δ^+ y δ^-). Las moléculas de los compuestos covalentes apolares son simétricas, no tienen separación parcial de cargas.

Al mezclar un compuesto iónico (cloruro de sodio, por ejemplo) en una sustancia polar, los cationes atraen a la parte δ^- de las moléculas polares, y se rodean de ellas, pudiéndose así desprender de la red iónica. Lo mismo sucede con los aniones, que se sienten atraídos por la parte δ^+ de los dipolos, y se rodean de moléculas del disolvente. Progresivamente, la red iónica se va deshaciendo.

Sin embargo, al mezclar un compuesto iónico con una sustancia covalente apolar, no existe atracción alguna entre los iones de la red y las moléculas del disolvente, por lo que no se disolverá.

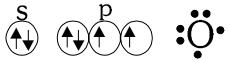
2. Explicar, aplicando la regla del octete de Lewis, qué tipo de enlace formarán los siguientes elementos al combinarse, así como la fórmula química del compuesto resultante, si formará moléculas o redes, y la polaridad de la molécula, caso de que las forme:

a) K , O

En primer lugar, escribimos la configuración electrónica de última capa y la estructura de Lewis de cada elemento.

K: capa 4

Metal, valencia 1. Tendencia a ceder 1 electrón para obtener 8 en la última capa.

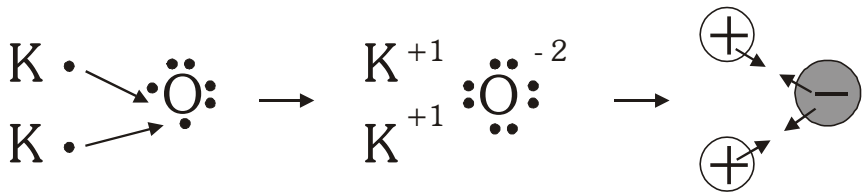
O: capa 2 

No metal, valencia –2. Tendencia a ganar dos electrones para llenar la capa 2.

Tenemos la unión entre un elemento metálico y uno no metálico, por lo que se formará un enlace iónico, en el que el átomo del metal (K) da su electrón de valencia al átomo de oxígeno, formándose el catión K^+. El átomo de oxígeno necesita recibir dos electrones, por lo que precisa unirse a dos átomos de potasio. Se transforma en el anión O^{-2}.

Entre ambos iones surge una atracción electrostática. Cada catión se rodea del máximo número posible de aniones, y viceversa (enlace no direccional). Se forma una red cristalina.

<u>Fórmula del compuesto</u>. K_2O (óxido de potasio), ya que cada átomo de oxígeno necesita recibir dos electrones (uno de cada átomo de potasio). Tendremos el doble de iones K^+ que de O^{-2}. No forma moléculas, por lo que no tiene sentido hablar de polaridad.



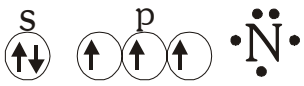
b) N , H

Tenemos un enlace entre dos elementos de electronegatividades muy similares. Ambos son no metales, con tendencia a ganar electrones. Formarán enlace covalente, compartiendo pares de electrones.

La regla del octete de Lewis nos dice que los átomos alcanzan su mayor estabilidad cuando adquieren estructura de gas noble (estructura s^2 p^6 en la última capa, con 8 electrones). Para ello, ceden, aceptan o comparten electrones para conseguirla. Las estructuras de Lewis de la última capa de ambos elementos:

H: 1 s^1

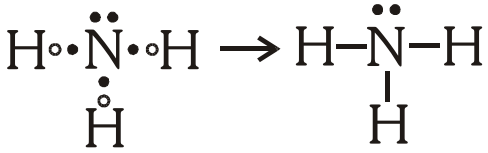
Tendencia a ganar 1 electrón

N: 2 s^2 p^3 

Tendencia a ganar 3 electrones

Los dos átomos tienen tendencia a ganar electrones para adquirir configuración de gas noble, y poseen electrones desapareados en su última capa. Estos electrones se aparean, formando un orbital común que pertenece a los dos átomos. Este orbital común posee menor energía que los orbitales atómicos anteriores, con lo que se desprende energía en la unión.

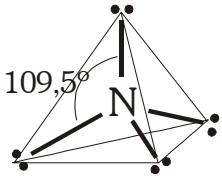
El Nitrógeno posee 3 electrones desapareados en su última capa, por lo que puede formar tres enlaces covalentes simples con átomos de Hidrógeno. La fórmula del compuesto será $N H_3$. (amoniaco)



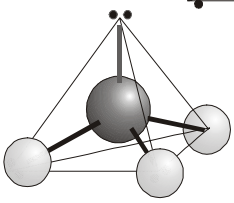
El enlace covalente es direccional. Un par de electrones de enlace mantiene unidos a dos átomos concretos. Los átomos que comparten pares de electrones forman grupos llamados moléculas.

Geometría de la molécula:

Consideramos el átomo de nitrógeno como átomo central. Partiendo de la estructura de Lewis de la molécula, vemos que posee 4 pares de electrones en su última capa. Estos 4 pares se repelen entre sí, por lo que su geometría espacial es tetraédrica.

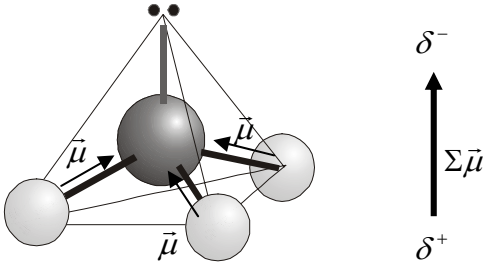


De los 4 pares de electrones, 3 son de enlace y sólo 1 de no enlace, lo que hace que la forma de la molécula (fijándonos sólo en los núcleos de los átomos) sea piramidal. La fuerza de repulsión par de no enlace – par de enlace es mayor que la que existe entre pares de enlace, por lo que los ángulos que formarán los pares de enlace serán menores de 109,5º.



Polaridad de la molécula:

Tenemos tres enlaces heteronucleares, entre átomos con diferente electronegatividad. El nitrógeno es más electronegativo que el hidrógeno, y atrae más hacia su núcleo a los pares de electrones de enlace. La nube electrónica tendrá mayor densidad en torno al núcleo de nitrógeno, por lo que tendrá carga parcial negativa (δ^-).La zona donde están los átomos de hidrógeno tendrá carga parcial positiva (δ^+).



Cada enlace H – N posee un momento dipolar $\vec{\mu}$, que va desde la carga parcial positiva hasta la negativa. El momento dipolar total $\Sigma\vec{\mu}$ es no nulo, por lo que la molécula de amoniaco será polar.

3. Formular o nombrar, según corresponda, estos compuestos.

2-metilbutanoato de propilo $CH_3 - CH_2 - CH(CH_3) - COO - CH_2 - CH_2 - CH_3$

3,3-dicloro-1-penten- 4-ino $CH_2 = CH - C\,Cl_2 - C \equiv CH$

1,3-ciclobutadieno

anilina $- NH_2$

ácido 2-hidroxipropanoico $CH_3 - CH\,OH - COOH$

benzonitrilo $- CN$

m-dietilbenceno $CH_3 - CH_2 -$ $CH_2 - CH_3$

isopropildimetilamina $CH_3 - N(CH_3) - CH(CH_3) - CH_3$

$CHO - CH\,Br - CH - CH_2 - CH_3$	2-bromopentanal
$CH_3 - CH_2 - CONH - CH_3$	N-metilpropanoamida
$CH_3 - CH_2 - CO - CH_2 - CO - CH_3$	2,4-hexanodiona
$CH_3 - CHOH - CH = C = CH_2$	3,4-pentadien-2-ol
$CH_3 - CH_2 - O -$	etilfeniléter
$COOH - COOH$	ácido etanodioico
$CH_3 - (CH_2)_2 - CH = CH - (CH_2)_4 - CH_3$	4-deceno