

## TEMA 4 (I) ESTRUCTURA ATÓMICA.

### 1. DESCUBRIMIENTO DE LA ESTRUCTURA ATÓMICA.

1.- ¿Qué experimentos condujeron a la idea del núcleo atómico? (3.12)

2.- El famoso experimento de Rutherford con la laminilla de oro refutó el modelo de Thomson sobre el átomo. Explica cuáles habrían sido los resultados del experimento de Rutherford si Thomson hubiera estado en lo cierto respecto a la estructura del átomo. (R2-2002)

### 2. UNA NUEVA PARTÍCULA: EL NEUTRÓN. ISÓTOPOS.

3.- Un elemento cuyos átomos neutros poseen 34 electrones es importante para la salud si se ingiere en pequeñas cantidades. Sin embargo, en exceso puede causar pérdida del cabello. Busca en la tabla periódica cuál es el nombre, símbolo y número atómico de este elemento. (12.6)

4.- ¿Qué representa el número atómico de un átomo, Z? (3.10)

5.- Rellena la siguiente tabla: (12.9)

Símbolo	e <sup>-</sup>	p <sup>+</sup>	n <sup>o</sup>	A	Z
Magnesio					
Azufre					
Platino					
Radio					
Bromo					

6.- Rellena los huecos en la tabla siguiente: (12.7)

Símbolo	<sup>39</sup> <sub>19</sub> K	<sup>14</sup> <sub>7</sub> N			
Protones			88		
Neutrones			138	125	61
Electrones				82	
Numero masico					108

12.- El fenómeno de la isotopía fue descubierto por F. Soddy, que recibió por ello, en 1921, el Premio Nobel de Química. ¿Cuándo se dice que dos átomos son isótopos? (3.11)

13.- ¿Qué tienen en común los átomos de Carbono-12, Carbono-13 y Carbono-14? ¿En qué se diferencian? (12.44)

15.- El sodio, cuyo número atómico es Z = 11, es uno de los pocos elementos que poseen solo un isótopo estable (no radiactivo). Si dicho isótopo posee 12 neutrones, ¿cuál es su número másico? (3.15)

17.- El radón, elemento químico de número atómico  $Z = 86$ , es un gas radiactivo cuya inhalación prolongada puede causar cáncer de pulmón. ¿Cuántos protones y neutrones contiene un átomo de Rn-222? (3.16)

18.- a) ¿Cuáles de estos isótopos tienen el mismo número de neutrones?; b) ¿Cuáles de ellos son isótopos del mismo elemento? (R2-2004)



19.- Calcula la masa atómica del cloro sabiendo que consta de un 75,3 % de Cl-35 (masa 34,97 u) y un 24,47% de Cl-37 (masa 36,97 u) (3.R1) Sol: 35,46 u

20.- Calcula la masa atómica del nitrógeno sabiendo que consta de un 99,63 % de N-14 (cuya masa atómica es 14,0031 u) y un 0,37 % de N-15 (cuya masa atómica es 15,001 u) (3.1) Sol: 14,0068 u

24.- El magnesio consta de 3 isótopos estables:

Isótopo	Masa (u)	% Abundancia
${}^{24}\text{Mg}$	23,98 u	78,7
${}^{25}\text{Mg}$	24,98 u	10,1
${}^{26}\text{Mg}$	25,98 u	11,2

Calcula la masa atómica asignada al elemento magnesio. (3.20) Sol: 24,305 u

27.- La masa atómica del bromo es 79,9 u. Prácticamente, todo el bromo presente en el universo corresponde a dos isótopos. Uno de ellos, cuyo número másico es 79, representa el 50,69 % de todos los átomos de bromo. ¿Cuál es el número del otro isótopo? Supón que la masa de cada isótopo, en unidades de masa atómica (u) es igual al valor de su número másico. (3.R10) Sol: 81 u

28.- La masa atómica del antimonio es 121,75 u. El antimonio tiene dos isótopos estables. Uno de ellos  ${}^{121}\text{Sb}$  (masa 120,90 u) representa el 62,5% de todos los átomos de antimonio. Calcula la abundancia de cada uno de los dos isótopos. ¿Cuál es el número másico del otro isótopo? (12.43) Sol: 123 u

29.- El nitrógeno tiene dos isótopos N-14 y N-15, cuyas masas son 14,0031 u y 15,001 u, respectivamente. Calcula el porcentaje de cada uno de estos isótopos en la naturaleza sabiendo que la masa atómica del nitrógeno es 14,00674 u. (3.18) Sol: 99,635% y 0,365 %.

30.- El europio tiene dos isótopos estable:  ${}^{151}\text{Eu}$  (masa 150,9199 u) y  ${}^{153}\text{Eu}$  (masa 152,9212 u), respectivamente. Calcula la abundancia de cada uno de estos isótopos. Masa atómica del europio, 151,96 u. (3.19) Sol: 48,029% y 51,971%

#### 4 MODELO ATÓMICO DE BOHR.

41.- ¿Cuáles de las siguientes hipótesis están de acuerdo con el modelo atómico de Bohr?

- Los electrones giran en torno al núcleo en órbitas circulares y están permitidas todas las órbitas, tengan la energía que tengan.
- Solo están permitidas las órbitas que tienen una energía determinada.
- Los electrones no pueden pasar, de ninguna manera, de una órbita a otra. (12.20)

## El espectro del átomo de hidrogeno.

58.- La energías de dos estados de un átomo de hidrógeno difieren en  $9,331 \cdot 10^4$  J/mol. ¿Cuál es la longitud de onda de la línea que se origina al saltar un electrón entre esos dos niveles de energía?

Datos:  $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$  J·s;  $c = 3 \cdot 10^8$  m/s;  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  (12.21) Sol:  $1,28 \cdot 10^{-6}$  m

## 5. MECÁNICA CUÁNTICA.

67.- Louis de Broglie propuso que toda partícula lleva asociada una onda, cuya longitud de onda viene dada por:  $\lambda = h/mv$  donde  $m$  es la masa de la partícula,  $v$  es su velocidad y  $h$  es la constante de Planck.

a) ¿Cuál es la longitud de onda asociada a un electrón que se mueve a  $5,97 \cdot 10^6$  m/s?

b) ¿A qué zona del espectro electromagnético pertenece una radiación que tenga una longitud de onda del mismo orden? Datos:  $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$  J·s;  $m_e = 9,1 \cdot 10^{-28}$  g (3.32) Sol: 0,122 nm.

## Orbitales

69.- Elige razonadamente cuál de estas dos afirmaciones es la correcta:

- La función de onda indica la localización exacta de un electrón con una cierta energía cuantizada alrededor del núcleo.
- Un orbital es la representación de la probabilidad de encontrar un electrón con una cierta energía en un elemento de volumen situado a una cierta distancia del núcleo (Sep-2002)

70.- Explica brevemente una diferencia fundamental entre los conceptos de órbita, del modelo atómico de Bohr y orbital, del modelo atómico de la nube de carga. (Jun-2001)

71.- Al aumentar  $n$ , el número de subniveles correspondientes a un nivel de energía principal  $n$ -ésimo:

- Aumenta
- Disminuye
- Permanece constante (3.36)

73.- Halla el número de orbitales contenidos en cada una de las cuatro primeras capas. Induce una fórmula que permita calcular de forma inmediata el número total de orbitales pertenecientes a una capa dada. (3.54)

74.- Enumera los niveles y subniveles de energía y el número total de orbitales que hay hasta el nivel  $n=3$  (12.R3)

76.- Considera el nivel de energía principal tercero.

- ¿Cuántos y cuáles subniveles contiene?
- Calcula el número total de orbitales en dicho nivel de energía.
- Calcula el número de orbitales del subnivel con  $l=2$  (12.23)

77.- ¿Cuántos subniveles posee el nivel de energía principal  $n = 4$ ?

Designa dichos subniveles utilizando la nomenclatura habitual. (12.31)

79.- ¿Cuántos orbitales tiene un átomo de hidrógeno en el cuarto nivel de energía ( $E_4$ )? (3.R5)

80.- ¿Cuántos orbitales hay en el segundo nivel de energía principal? (3.37)

81.- ¿En qué nivel de energía tiene 25 orbitales un átomo de hidrógeno? (3.5)

82.- ¿Cuántos subniveles hay en el cuarto nivel de energía? (3.R6)

83.- ¿A qué nivel pertenece el subnivel 5d? ¿Cuántos orbitales tiene? (3.6)

84.- ¿Cuántos subniveles de energía contiene la capa segunda?

¿Cuántos orbitales contiene dicha capa? (3.50)

85.- ¿Por qué el subnivel de energía 2p puede alojar más electrones que el subnivel 2s? (12.42)

86.- ¿Cuántos orbitales 3d existen? ¿Y cuántos 4d? (12.43)

88.- ¿Qué letra se usa para identificar el subnivel  $l = 3$ ? ¿En qué nivel principal aparece por primera vez este subnivel? ¿Cuántos orbitales contiene? (12.26)

89.- Escribe los valores de los números cuánticos para:

a) Cada uno de los orbitales del subnivel 4d

b) Cada uno de los orbitales de la capa  $n = 2$  (3.51)

90.- ¿Cuáles de los siguientes conjuntos de números cuánticos son posibles?

a)  $n = 2, l = 1$  y  $m_l = 1$

c)  $n = 4, l = 2$  y  $m_l = -2$

b)  $n = 1, l = 0$  y  $m_l = -1$

d)  $n = 3, l = 3$  y  $m_l = 0$

Para cada una de las combinaciones posibles, escribe la designación habitual de los subniveles correspondientes a los números cuánticos dados. (3.57)

91.- ¿Cuáles son las posibles combinaciones de números cuánticos que le corresponden a un electrón situado en el orbital 4s? (Jun-2004)

92.- Indica los valores posibles de los números cuánticos para un electrón situado en un orbital 4f. (Jun-2002)

93.- Razona si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos:

Existe un electrón con los siguientes números cuánticos  $(n, l, m, s)$ :  $(2, 2, 1, \frac{1}{2})$

En un orbital p caben como máximo 6 electrones.

Una posible combinación de números cuánticos para un electrón situado en un orbital 2p es  $(2, 0, 0, 1/2)$  (Sep-2001)

94.- Indica un valor posible para el número cuántico que falta en cada una de estas series:

a)  $n = ?, l = 3, m = -1$ ; b)  $n = 2, l = 1, m = ?$ ; c)  $n = 3, l = ?, m = 2$ . (R2-2001)

### La forma de los orbitales.

95.- ¿En que se parecen los orbitales 1s y 2s de un átomo? ¿En qué se diferencian?

Indicar si pertenecen o no a la misma capa. (12.24)

96.- ¿En que se parecen los orbitales 2p y 3p de un átomo? ¿En qué se diferencian?

Indicar si pertenecen o no a la misma capa. (12.40)

97.- ¿En que se parecen los tres orbitales 2p de un átomo? ¿En qué se diferencian?

¿Pertenecen a la misma capa? ¿Y al mismo subnivel? (12.25)

98.- ¿En que se parecen los cinco orbitales 3d de un átomo? ¿En qué se diferencian?  
¿Pertencen a la misma capa? ¿Y al mismo subnivel? (12.41)

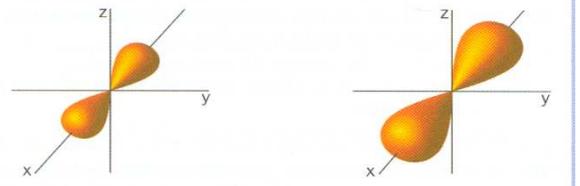
99.- ¿Cuántos orbitales 3p y 2p hay?

¿Cuál de los dos grupos de orbitales posee mayor energía? ¿En qué se diferencian? (12.32)

100.- Considera los dos orbitales siguientes:

Razona si los subniveles a los que pertenecen dichos orbitales:

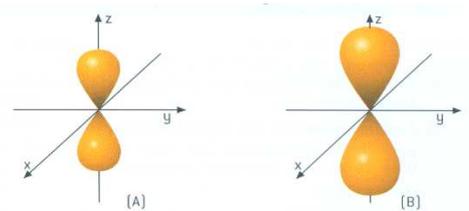
- Poseen el mismo valor del número principal  $n$ .
- Poseen el mismo valor del número  $l$ . (12.27)



101.- Considera los dos orbitales siguientes:

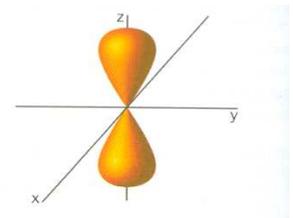
Razona si los subniveles a los que pertenecen dichos orbitales:

- Poseen el mismo valor del número cuántico principal  $n$ .
- Poseen el mismo valor del número cuántico secundario  $l$ .
- Poseen el mismo valor del número cuántico magnético,  $m_l$ . (3.49)



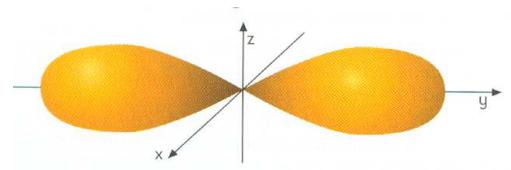
102.- Un electrón se encuentra en un orbital como el representado en la siguiente figura:

Es decir, el electrón en ese orbital se mueve la mayor parte del tiempo en las inmediaciones del eje Z. tomando como único dato la figura dada, razona si es posible conocer el subnivel de energía al que corresponde dicho orbital. (12.33)



103.- Un electrón se encuentra en un orbital como el representado en la siguiente figura:

- ¿En qué regiones del espacio es más probable encontrar dicho electrón?
- ¿Cuál es el valor de su número cuántico secundario  $l$ ? (3.48)



## Energía en los orbitales

104.- La energía de un nivel de energía principal, ¿aumenta o disminuye con  $n$ ? (3.38)

105.- La energía de los distintos subniveles de energía correspondientes a un nivel de energía principal dado, ¿aumenta o disminuye con  $l$ ? (3.39)

106.- De los orbitales 3d y 4s, ¿cuál tiene menor energía? (3.R7)

107.- De los orbitales 3d y 4p, ¿cuál tiene menor energía? (3.7)

## 6. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

108.- ¿Cuál es el máximo número de electrones que pueden alojarse en cada uno de los siguientes subniveles?

2s      3d      4s      3p      4f      4d (3.44)''

109.- ¿Cuál es el máximo número de electrones que pueden alojarse en cada uno de los siguientes subniveles?

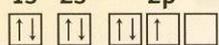
1s      2p      4p      3s      5f      5d

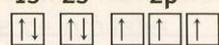
110.- ¿Qué condición relacionada con el espín deben de cumplir dos electrones para poder ocupar el mismo orbital? (3.45)

111.- Indica cuál de las dos configuraciones siguientes es la más estable:

¿Cuántos electrones posee el átomo neutro al que corresponde dicha configuración electrónica? ¿De qué elemento químico se trata? (12.R7)

Indica cuál de las dos configuraciones siguientes es la más estable:

a) 1s 2s 2p 

b) 1s 2s 2p 

112.- Señala cual de las configuraciones siguientes no son posibles: (12.35)

a) 1s 2s 

b) 1s 2s 

c) 1s 2s 

d) 1s 2s 

113.- Di a qué elemento corresponden las configuraciones posibles del ejercicio anterior. (12.36)

114.- Escribe la configuración electrónica de estos elementos:

a) Carbono (Z = 6)    b) Cloro (Z = 17)    c) Bromo (Z = 35)    d) Manganeso (Z = 25) (12.34)

115.- Escribe la configuración electrónica de estos elementos:

a) Silicio (Z = 14)    b) Azufre (Z = 16)    c) Cinc (Z = 30)    d) Potasio (Z = 19)

116.- Escribe la configuración electrónica de estos elementos:

a) Níquel (Z = 28)    b) Fluor (Z = 9)    c) Fósforo (Z = 15)    d) Selenio (Z = 34)

117.- Escribe la configuración electrónica de estos elementos:

a) Nitrógeno (Z = 14)    b) Argón (Z = 18)    c) Calcio (Z = 20)    d) Arsénico (Z = 33)

118.- Razona cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas no son posibles:

a)  $1s^1 2s^2 2p^8$     b)  $1s^2 2s^2 2p^6 4s^4$   
 c)  $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$     d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^{10} 4s^2 4p^3$

Escribe la correcta con ese número de electrones (12.38)

119.- Las siguientes configuraciones electrónicas de átomos en estado fundamental son incorrectas. Indica por qué: a)  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ ; b)  $1s^2 2s^1 2p^6 3s^2$ ; c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$ ; d)  $1s^3 2s^2 2p^4$  (Jun-2002)

120.- Escribe los cuatro números cuánticos de todos los electrones que posee el boro en su configuración electrónica fundamental, esto es, la configuración más estable con menor energía posible. (3.56)

121.- Escribe los cuatro números cuánticos de todos los electrones que posee el arsénico en su configuración electrónica fundamental, esto es, la configuración más estable con menor energía posible.

122.- Indica una combinación de números cuánticos para el electrón de la última capa del potasio. ¿Es posible alguna combinación más? (Datos: número atómico del potasio = 19) (R1-2001)

123.- ¿Qué tipo de orbitales pueden encontrarse en el nivel  $n=4$ ? ¿Cuántos electrones en total hay en ese nivel? (R1-2003)

124.- ¿Cuántos electrones se pueden colocar en una capa cuyo número cuántico principal es  $n = 2$ ? Escribe las combinaciones de los números cuánticos de los electrones de ese nivel. (R1-2000)

125.- Dos de los siguientes enunciados son falsos; indica cuáles son y justifícalo:

- Los electrones de valencia de un elemento son los ubicados en los orbitales p de la capa electrónica más externa.
- Los electrones de valencia de un elemento son los ubicados en la capa electrónica de mayor número cuántico principal.
- Los electrones ubicados en los orbitales p tienen un valor del número cuántico orbital igual a 2.
- Un electrón cuyos números cuánticos son (3,2,-1,1/2) puede estar ubicado en un orbital 3d. (Sep-2004)

## TEMA 4 (II) SISTEMA PERIÓDICO.

### 1,2,3. SISTEMA PERIÓDICO Y CONFIGURACIONES ELECTRONICAS.

5.- Escribe la configuración electrónica del calcio ( $Z = 20$ ). ¿Cómo puede el calcio conseguir una configuración electrónica de tipo gas noble? (13.4)

6.- Escribe la configuración electrónica del Estaño ( $Z = 50$ ). ¿Cómo puede un átomo de estaño conseguir la configuración electrónica de tipo gas noble? (4.10)

7.- Escribe las fórmulas de los iones estables que forman los siguientes elementos:

- $\text{Li } 1s^2 2s^1$
- $\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- $\text{Kr } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$  (13.9)

8.- Indica cómo consigue el átomo de sodio una configuración de tipo gas noble. (13.R4)

9.- Escribe las configuraciones electrónicas de los elementos de número atómico  $Z$ , igual a 7, 12, 15, 17, 19 y 35.

- ¿Cuáles pertenecen a un mismo grupo?
- Busca en la tabla periódica el nombre de cada uno de ellos. (4.7)

10.- La configuración electrónica del selenio es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

- ¿Cuántos electrones de valencia tiene?
- ¿A qué período pertenece?
- ¿Se trata de un elemento representativo o de un metal de transición? (4.8)

11.- La configuración electrónica del níquel es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ . Indica a que bloque del sistema periódico pertenece dicho elemento. (13.1)

12.- Señala a que bloque del sistema periódico corresponden los elementos cuyas configuraciones electrónicas son:

- $1s^2 2s^2 2p^5$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
- $1s^2$  (4.13)

13.- Un ión positivo,  $X^{+3}$ , posee la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

- ¿Cuál es el número atómico y símbolo de X?
- ¿A qué período pertenece? ¿A qué grupo pertenece?
- ¿Cuántos electrones de valencia posee el elemento X? (13.5)

14.- Un ión negativo,  $Y^{2-}$ , posee la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

- ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de Y?
- ¿A qué período pertenece?
- ¿Cuántos electrones de valencia posee el elemento Y? (13.7)

15.- ¿Cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a metales de transición?

- $1s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^5$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$  (13.6)

16.- ¿Dados los elementos de configuración electrónica:



Razona la validez de las afirmaciones siguientes:

- Pertenecen al mismo período.
- Pertenecen al mismo grupo.
- Y pertenece al 4º período
- El número atómico de X es 15 (13.8)

18.- Usa la tabla periódica para escribir la configuración electrónica del yodo ( $Z = 53$ ) y clasifica este elemento dentro de los bloques del sistema periódico (4.2)

19.- Usa la tabla periódica para escribir la configuración electrónica del níquel ( $Z = 28$ ). Clasifica este elemento dentro de los bloques del sistema periódico (4.R2)

20.- ¿Cuál de las siguientes parejas de elementos sería más semejante químicamente?

- H y O
- H y He
- O y S
- H y Li.

Razona la respuesta. (Datos: Números atómicos: H = 1; O = 8; He = 2; S = 16; Li = 3) (Sep-2002)

#### 4. EL TAMAÑO ATÓMICO Y EL SISTEMA PERIÓDICO.

30.- Ordena por orden creciente del tamaño de sus átomos los siguientes elementos, todos ellos pertenecientes al período 3º: S, Cl, Mg, Na. (13.12)

31.- Razona si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos:

- Existe un electrón con los siguientes números cuánticos ( $n, l, m, s$ ): 2, 2, 1,  $\frac{1}{2}$ .
- El radio de un elemento A siempre es inferior al radio del catión  $A^+$
- El radio del anión  $A^-$  es mayor que el del elemento A.
- En un orbital p caben como máximo 6 electrones. (Sep-2001)

33.- Compara la configuración electrónica de un átomo de neón con la de un ion fluoruro,  $F^-$ . ¿Cuál de las dos especies crees que tendrá mayor tamaño? Considera la carga positiva existente en los núcleos de esas dos especies. (13.13)

34.- Compara el tamaño del átomo de oxígeno, O, con el del ión óxido  $O^{2-}$ . El número atómico del oxígeno es  $Z=8$ . (13.R2)

36.- Escribe las configuraciones electrónicas del Ca ( $Z=20$ ), Na ( $Z=11$ ), S ( $Z=16$ ) y Br ( $Z=35$ ).

- a) Justifica a partir de la configuración de su última capa cuáles de estos iones es probable que se formen y cuáles no:  $Ca^{2+}$ ;  $Na^{+2}$ ,  $S^{-2}$ ,  $Br^{2-}$ .  
 b) Explica qué especie tendrá un radio mayor: S o  $S^{2-}$ . ¿Y en el caso de Ca y  $Ca^{2+}$ ? (Jun-2001)

37.- Compara el tamaño de las siguientes especies:

- a)  $Na^{+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Al^{3+}$ ,  $Si^{4+}$                       b)  $Cl^{+}$ , Cl,  $Cl^{-}$                       (4.R3)

38.- Compara el tamaño de las siguientes especies:

- a)  $K^{+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Sc^{3+}$ ,  $Ti^{4+}$                       b)  $Br^{+}$ , Br,  $Br^{-}$                       (4.3)

39.- Indica en los siguientes pares de iones cual es el de mayor radio:  $K^{+}$  y  $Ca^{+2}$ ;  $S^{2-}$  y  $Cl^{-}$ . Justifica la respuesta. (Datos: números atómicos: K = 19, Ca = 20, S = 16; Cl = 17). (Jun-2003)

40.- La configuración electrónica del estroncio es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$

- a) ¿Cómo puede un átomo de estroncio alcanzar la configuración noble del tipo de los gases nobles?  
 b) ¿Cuál será la carga de los iones que forme el estroncio?  
 c) Compara el tamaño de los átomos de estroncio neutros con el de los iones de estroncio (4.18)

41.- a) Las siguientes configuraciones electrónicas de átomos en estado fundamental son incorrectas. Indica por qué: (i)  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ ; (ii)  $1s^2 2s^1 2p^6 3s^2$ ; (iii)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$ ; (iv)  $1s^3 2s^2 2p^4$ . b) Ordena los siguientes cationes en orden creciente de radio atómico:  $Be^{2+}$ ,  $Li^{+}$ ,  $Na^{+}$  y  $K^{+}$ . Razona tu respuesta (Jun-2002)

## 5. VARIACIÓN PERIÓDICA DE LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN.

42.- Considerando la posición en la tabla periódica de los elementos silicio y cloro, predice cuál de los dos posee mayor energía de ionización. (13.R3)

43.- ¿Por qué la EI del Na ( $Z=11$ ) es 5,14 eV y la del Mg ( $Z=12$ ) es 7,64 eV? Razona la respuesta. (4.4)

44.- Compara las energías de ionización del carbono y del silicio (13.2)

46.- La energía de ionización del magnesio es mayor que la del calcio. ¿Qué significa esta afirmación? ¿Cómo puede explicarse? (13.18)

47.- Dada esta serie de iones  $Si^{+4}$ ,  $P^{+5}$ ,  $S^{+6}$ , ordénalos según valores crecientes de energía de ionización, justificando la respuesta. (4.R4)

48.- La energía de ionización del ion  $Na^{+}$  es mayor que la del átomo de Ne, a pesar de que ambos poseen 10 electrones. ¿Cuál puede ser la razón? (13.20)

49.- El calcio y el estroncio pertenecen a la misma familia del sistema periódico. Ambos elementos forman fácilmente iones dipositivos. Sin embargo, los iones estroncio,  $Sr^{+2}$ , se forman aún más fácilmente que los iones calcio,  $Ca^{+2}$ . ¿Cuál es la razón? (4.32)



## 6. VARIACIÓN PERIÓDICA DE LA AFINIDAD ELECTRÓNICA.

66.- Tres elementos A, B y C tienen los números atómicos 15, 20 y 33, respectivamente.

- Escribe sus estructuras electrónicas y a partir de ellas indica de qué elementos se trata.
- Explica cuál tiene mayor afinidad electrónica y cuál presenta un menor potencial de ionización. (Sep-2000)

67.- La afinidad electrónica del cloro es  $-3,61$  eV/átomo, y la del carbono,  $-1,25$  eV/átomo.

- Teniendo en cuenta la posición del cloro en la tabla periódica, razona qué convenio de signos se ha utilizado.
- Indica qué proceso resulta más fácil: la captura de un electrón por parte de un átomo de cloro o por parte de un átomo de carbono. (4.27)

## 7. ELECTRONEGATIVIDAD

74.- Teniendo en cuenta la posición en la tabla periódica de los cuatro elementos siguientes: Sr, Cs, Cl y Cu, razona cuál de ellos es:

- El más electronegativo
- El menos electronegativo
- El de mayor energía de ionización.
- El más reactivo en función de los valores de su energía de ionización
- El más cercano a una configuración de gas noble y el ion que formaría. (13.36)

75.- Para los elementos A, B, C y D, cuyos números atómicos respectivos son  $Z = 2, 11, 12$  y  $17$ ; razona cuál será:

- Un gas noble
- Un metal del grupo 2
- El más electronegativo
- El que presenta valencia 1. (R.1-2000)

76.- Indica cuáles serán los elementos cuyas configuraciones electrónicas son las siguientes y explica si la electronegatividad que se les puede suponer a partir de su posición en la tabla periódica será alta o baja: a)

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$  b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$  (R.2-2000)

## 8. CARÁCTER METÁLICO.

77.- Compara los metales y los no metales en cada uno de los siguientes aspectos:

- Signo de las cargas de los iones monoatómicos que forman.
- Su posición en la tabla periódica.
- Valores típicos de sus energías de ionización (4.27)

78.- Con respecto a los elementos de números atómicos 8, 9, 19 y 20, indica razonadamente:

- El grupo del Sistema Periódico al que pertenecen.
- Cuales son no metales y cuales metales.
- Los elementos de mayor y menor electronegatividad.
- Los elementos de mayor y menor radio. (Sep-2003)

## 9. PROBLEMAS GENERALES VARIACIÓN DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS.

86.- Utilizando la tabla periódica, nombra y escribe el símbolo de:

- El elemento cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- El metal alcalino de mayor radio atómico.
- El elemento del grupo 17 que tiene menor energía de ionización.
- El elemento del periodo 3º que tiene mayor energía de ionización
- El elemento del periodo 3º que tiene menor electronegatividad. (13.37)

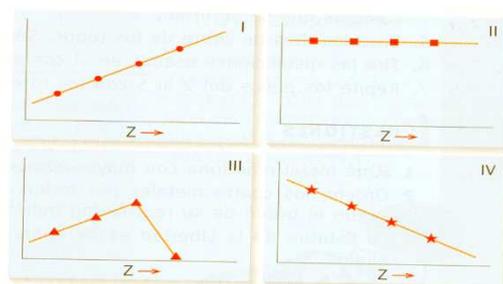
87.- Compara los elementos cloro y azufre con respecto a las siguientes propiedades.

- Configuración electrónica.
- Carga iónica más común
- Primera energía de ionización
- Radio atómico.
- Reactividad química. (13.38)

88.- Las siguientes gráficas muestran la variación de ciertas propiedades físicas a lo largo de un período o al descender en un grupo de la tabla periódica.

Razona qué gráfica puede representar:

- El número de electrones de las especies  $\text{Ne}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  y  $\text{Al}^{3+}$
- El radio atómico de F, Cl, Br y I
- La energía de ionización de Li, Na, K y Rb
- La reactividad de P, S, Cl y Ar (13.40)



## TEMA 4 (3) ENLACE QUÍMICO

### 2. ENLACE IÓNICO.

8.- ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones, referentes a un enlace iónico, son válidas?

- Se forma entre átomos de un mismo elemento químico.
- Supone que un átomo ceda uno o más electrones a otro diferente.
- Se forma entre átomos con electronegatividades muy diferentes.
- Los elementos que han intervenido en el enlace se encuentran en forma de iones (14.5)

9.- ¿Cuál es la fórmula del compuesto formado por reacción entre el calcio y el bromo? (14.R1)

10.- ¿Entre qué grupos del sistema periódico se forman fundamentalmente enlaces iónicos?

- 1 y 2
- 6 y 7
- 1 y 6
- 2 y 16
- 1 y 17
- 2 y 7 (5.7)

11.- ¿Cuáles de los siguientes pares de elementos no forman compuestos iónicos?

- Azufre y oxígeno
- Sodio y flúor
- Sodio y calcio
- Oxígeno y cloro (14.6)

12.- ¿En cuáles de los siguientes compuestos se forman con enlaces iónicos?

- NO
- KCl
- F<sub>2</sub>
- Ne
- MgO (14.7)

13.- ¿Cuáles de los siguientes compuestos se forman con enlaces iónicos?

- a) CO                    b) Cl<sub>2</sub>                    c) HBr                    d) H<sub>2</sub>S                    e) CaO                    (5.11)

15.- Dados los siguientes compuestos iónicos, indica los pares de iones que forman cada uno:

- a) KCl                    b) CaBr<sub>2</sub>                    c) NaNO<sub>3</sub>                    d) Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>                    (5.6)

16.- Escribe la fórmula empírica del compuesto que forman cada uno de los pares de iones siguientes:

- a) NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup>                    b) Fe<sup>+3</sup>, O<sup>-2</sup>                    c) Cu<sup>+</sup>, O<sup>-2</sup>                    d) K<sup>+</sup>, MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>                    e) Al<sup>+3</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>                    (14.10)

18.- Predice razonadamente, la fórmula empírica del compuesto iónico que forma cada uno de los pares de elementos siguientes:

- a) Na, F                    b) Ba, O                    c) Ca, F                    d) Al, O                    e) Na, S                    f) Rb, Cl                    (14.9)

19.- Predice razonadamente, la fórmula empírica del compuesto iónico que forma cada uno de los pares de elementos siguientes:

- a) K y F                    b) Al y Cl                    c) Mg y O                    d) Na y S                    e) Ca y Br                    (5.17)

20.- Dados los siguientes elementos Ca (20); Cl (17); Na (11); O (8) y Ne (10), indica cuáles formaran enlace iónico entre sí y cuáles serían las formulas resultantes (5.15)

21.- Dados los elementos A, B y C cuyos números atómicos son, respectivamente, 12,16 y 17:

- a) Indica su configuración electrónica.  
b) Comenta la naturaleza de los enlaces de los compuestos obtenidos al combinarse los elementos de las forma siguiente: A con B y A con C.  
c) Indica la formula de los compuestos formados. Razona la respuesta. (5.R8)

22.- La configuración electrónica de la última capa de un elemento X es 5s<sup>2</sup> 5p<sup>5</sup>. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?

- a) El Sb tiene mayor energía de ionización que el X.  
b) El Br tiene mayor energía de ionización que el X.  
c) Al unirse el X con el Na forma enlace iónico.  
d) Al unirse el X con el Cl forma enlace iónico.                    (5.36)

23.- Cuando los metales se combinan con otros no metales. ¿Qué átomos ganan electrones y qué átomos los pierden? (5.44)

### Energía reticular.

28.- a) Ordena razonadamente según el valor de su energía reticular creciente, sin considerar la constante de Madelung, los siguientes compuestos: KCl, CaCl<sub>2</sub> y KI. b) Deduce si el cloruro potásico tendrá mayor o menor carácter iónico que el yoduro potásico.

(Datos: números atómicos: Cl(Z=17); K(Z=19); Ca(Z=20); I(Z=53) (R1-2001)

29.- Clasifica los siguientes compuestos en orden creciente de sus energías reticulares: BeO, MgO, CaO, SrO, BaO. (5.R3)

30.- De los compuestos iónicos que pueden formarse con los iones Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>, Na<sup>+</sup> y K<sup>+</sup>, cuyos radios respectivos son 195, 216, 95 y 133 (pm), ¿cuál tendría mayor energía reticular? (5.3)

31.- De los siguientes compuestos iónicos, ¿cuál será más estable? (5.37)

Compuesto	RbF	LiF	RbI	KCl
Energía reticular (kJ/mol)	760	1019,6	613	697,9

### Propiedades de los compuestos iónicos.

38.- El compuesto  $AB_2$  es un sólido iónico. ¿Cuáles de las siguientes propiedades posee?

- a) Conduce la electricidad en estado sólido                      c) Soluble en disolventes polares  
b) Puntos de fusión y ebullición altos                              d) En el retículo existen átomos (5.26)

39.- Una de las siguientes propiedades no es una propiedad de los compuestos iónicos:

- a) Son sólidos  
b) El punto de fusión es tanto mayor cuanto mayor es la energía reticular.  
c) Las disoluciones son conductoras  
d) A mayor carácter iónico, menor solubilidad (5.27)

40.- Un enlace iónico se forma:

- a) Entre dos metales.  
b) Entre dos no metales.  
c) Entre elementos de baja energía de ionización.  
d) En estado gaseoso  
e) Entre iones positivos y negativos (5.28)

41.- ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas en los compuestos iónicos?

- a) Las energías de ionización de los átomos unidos son elevadas.  
b) A mayor energía reticular, más estable resulta la red cristalina.  
c) Las electronegatividades de los átomos unidos mediante enlace iónicos son pequeñas.  
d) Los cationes tienen menor volumen que los átomos de los que provienen. (5.31)

42.- ¿Cuál de los siguientes grupos de propiedades es el que corresponde a un compuesto iónico? (5.32)

	Conductividad eléctrica en estado sólido	Conductividad eléctrica en estado líquido	Punto de fusión (°C)
1	Mala	Mala	1170
2	Buena	Buena	98
3	Buena	Buena	1083
4	Mala	Buena	712

44.- La energía reticular se calcula de forma aproximada con la expresión:

$$U = K \cdot (q_1 \cdot q_2) / d_0 \quad (5.33)$$

Tomando como referencia esta ecuación, escribe entre los pares de compuestos siguientes los símbolos que correspondan (> o <):

- a) Temperatura de fusión: NaCl, LiF      b) Solubilidad en agua: CsI, CaO      c) Dureza: BeO, MgO

45.- Con los datos de los radios de los iones de los elementos, predice el orden creciente de los puntos de fusión de los compuestos:  $SrF_2$ ,  $SrCl_2$ ,  $SrBr_2$ ,  $SrI_2$  (5.25)

Elementos	$Sr^{+2}$	$F^-$	$Cl^-$	$Br^-$	$I^-$
Radio (Å)	1,13	1,36	1,81	1,95	2,16

46.- Se ha calculado experimentalmente la energía reticular de los siguientes compuestos:

Compuesto	LiF	RbI	KCl
U (kJ/mol)	1019,6	613	697,9

Ordena los compuestos según el orden creciente de los puntos de fusión. (5.40)

50.- ¿Cómo variara la solubilidad en los siguientes compuestos?

Compuesto	CaO	MgS	ZnO	CdS
$d_0$ (Å)	2,39	2,49	2,14	2,81

¿Es relevante el dato aportado sobre los radios iónicos? (5.39)

### 3. EL ENLACE METÁLICO.

54.- ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?

- Los elementos más electronegativos son los metales.
- Los metales se comportan como si los núcleos atómicos pudieran moverse en la red cristalina.
- La existencia de electrones móviles explica la conductividad eléctrica de los metales. (5.34)

### 4. EL ENLACE COVALENTE.

58.- ¿Qué tipo de enlace cabe esperar en las sustancias?

- NaBr
  - CuSO<sub>4</sub>
  - O<sub>2</sub>
  - Ag
- (6.10)

59.- Razona el tipo de enlace químico que predomina en cada una de las siguientes sustancias:

- Yoduro de cesio
- Níquel
- Cloruro cálcico
- Trióxido de dicloro (Jun-2004)

60.- ¿Cuales de los siguientes pares de elementos se unen por enlace covalente?

- Cl y Li
- I y Mg
- F y Br
- Fe y Ni
- N y O
- P y Ca (6.12)

61.- ¿En cuáles de las siguientes moléculas existen enlaces múltiples?

- HCN
- H<sub>2</sub>S
- CS<sub>2</sub>
- C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>
- CH<sub>4</sub> (6.16)

62.- ¿De las siguientes moléculas SCl<sub>2</sub>, HCN, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O (propanona), indica en cuáles existen:

- Solo enlaces sencillos
- Algún enlace doble
- Algún enlace triple (6.18)

64.- Determina las posibles valencias covalentes de:

- Be
- B
- C
- P
- O
- F
- Br
- Ne (6.6)

65.- Deduce a partir de la configuración electrónica qué elemento del tercer periodo tiene cinco electrones p (Z=17). Razona cuáles serán sus valencias covalentes. Razona las valencias covalentes del azufre y del arsénico. (Jun-2000)

66.- Representa la estructura de Lewis:

- Del tetracloruro de silicio, SiCl<sub>4</sub>, un líquido volátil incoloro. (14.R2)
- De la molécula de eteno, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> (6.R1)
- De la molécula de dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>. (14.1)

68.- Representa la estructura de Lewis de las siguientes moléculas:

a) H<sub>2</sub>      b) HBr      c) PH<sub>3</sub>      d) H<sub>2</sub>S      e) CO<sub>2</sub>      f) CH<sub>4</sub>      (14.13)

69.- Representa las siguientes moléculas con estructuras de Lewis.

a) O<sub>2</sub>      b) HCl      c) HOCl      d) NO      e) HCN      (6.8)

78.- A es un elemento químico cuya configuración electrónica en la última capa es 3s<sup>1</sup>, mientras que B es otro elemento cuya configuración para la capa de valencia es 4s<sup>2</sup>4p<sup>5</sup>. a) ¿Cuál de estos elementos tiende a perder electrones y cuál a ganarlos? b) ¿Qué tipo de enlace cabe esperar para el compuesto AB? (Jun-2004)

79.- Escribe las configuraciones electrónicas del azufre (Z=16) y del magnesio (Z=12) y las de los iones más estables a que darían lugar. Responde razonadamente cuál de esos iones tendrá menor radio y el tipo de enlace predominante en el compuesto que formen los elementos referidos. (R2-2004)

80.- Sean los elementos A (Z=4), B (Z=9), C (Z=19) y D (Z=15). a) indica el grupo y periodo en el que se encuentran e identifica de que elementos se trata. b) Indica las fórmulas de todos los compuestos que pueden formarse entre las parejas AB y DB, señalando el carácter iónico o covalente de los enlaces formados (R2-2003)

81.- a) Para las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia en el estado fundamental, indica grupo, periodo y nombre del elemento de que se trata: A: 3s<sup>2</sup>; B: 2s<sup>2</sup>2p<sup>5</sup>; C: 4s<sup>2</sup>4p<sup>3</sup>; D: 4s<sup>1</sup>. b) Para los elementos anteriores, indica la estequiometría y el carácter del enlace de los compuestos A-B y A-C. (R1-2002)

82.- Tres elementos A, B y C tienen números atómicos Z=19, 15 y 35, respectivamente. a) Justifica mediante la configuración electrónica de qué elementos se trata. b) Ordénalos según el volumen atómico creciente. c) ¿Qué tipo de enlace presentaría un compuesto formado por A-C? ¿Y uno formado por B-C? (R2-2001)

## 5. GEOMETRÍA MOLECULAR.

83.- Predice la forma geométrica de las moléculas e iones siguientes:

a) SO<sub>2</sub>      b) BF<sub>3</sub>      c) BiBr<sub>3</sub>      d) NH<sub>4</sub><sup>+</sup>      e) BF<sub>4</sub><sup>-</sup>      (6.26)

84.- Indica la geometría molecular de los compuestos siguientes:

a) CS<sub>2</sub>      b) BCl<sub>2</sub>      c) CF<sub>4</sub>      d) SiH<sub>4</sub>      (6.31)

85.- Relaciona los compuestos de las columnas utilizando el método de RPECV:

1. HI	a) Angular
2. SiF <sub>4</sub>	b) Lineal
3. PCl <sub>3</sub>	c) Piramidal
4. F <sub>2</sub> O	d) Tetraédrica

(6.28)

## 6. MOLECULAS POLARES.

86.- Teniendo en cuenta los valores de electronegatividades dados en la tabla siguiente:

Indica cuál de los enlaces covalentes siguientes es el más polar y cuál es el menos polar.

- a) C – N    b) S – H    c) F – F    d) N – H    e) C – Si  
f) H – F    (14.33)

H (2,1)						
Li (1,0)	Be (1,5)	B (2,0)	C (2,5)	N (3,0)	O (3,5)	F (4,0)
Na (0,9)	Mg (1,2)	Al (1,5)	Si (1,8)	P (2,1)	S (2,5)	Cl (3,0)
K (0,8)	Ca (1,0)	Ga (1,6)	Ge (1,8)	As (2,0)	Se (2,4)	Br (2,8)

87.- Teniendo en cuenta la posición en la tabla periódica, discute cuál de los siguientes enlaces será el más polar y cuál el menos polar:

- a) N – O    b) As – O    c) As – F    (14.34)

88.- ¿Cuál o cuáles de las siguientes moléculas son polares?

- a) F<sub>2</sub>    b) O<sub>2</sub>    c) NaBr    d) HCl    (6.21)

89.- Indica razonadamente: a) si es posible que una molécula con enlaces polares tenga momento dipolar nulo; b) si las moléculas de NH<sub>3</sub> y CH<sub>4</sub> son polares o no. (Sep-2004)

90.- El flúor es un átomo más electronegativo que el berilio. Sin embargo, la molécula de BeF<sub>2</sub> es apolar. ¿Cómo se puede explicar este hecho? (14.35)

91.- El dióxido de azufre y el dióxido de nitrógeno son moléculas polares, mientras que el dióxido de carbono no es polar. ¿Qué sugiere esto sobre la estructura de estos óxidos? (Jun-2001)

92.- ¿Cuáles de las siguientes moléculas son angulares y cuáles son lineales?

- a) BeCl<sub>2</sub> ( $\mu_D = 0$ )    b) CO<sub>2</sub> ( $\mu_D = 0$ )    c) CS<sub>2</sub> ( $\mu_D = 0$ )    d) SeH<sub>2</sub> ( $\mu_D \neq 0$ )    e) OF<sub>2</sub> ( $\mu_D \neq 0$ )    (6.27)

93.- Predice la forma geométrica de las moléculas siguientes (ninguna de ellas posee momento dipolar)

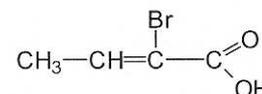
- a) CO<sub>2</sub>    b) SO<sub>3</sub>    c) Cl<sub>4</sub>C    (6.32)

94.- ¿Cuál o cuáles de las siguientes moléculas son polares?

- a) N<sub>2</sub>    b) H<sub>2</sub>S    c) PH<sub>3</sub>    d) HCl    e) BI<sub>3</sub>    f) SiCl<sub>4</sub>

## 7. TEORÍA DEL ENLACE DE VALENCIA.

95.- Nombra el siguiente compuesto orgánico y señala en él un enlace sigma, un enlace pi y un enlace polarizado. (Sep-2004) Orgánica



### 7.1 HIBRIDACIÓN DE ORBITALES ATOMICOS.

96.- Considerando la molécula de propeno, indica razonadamente: a) el número de electrones de valencia de los átomos de C e H; b) la hibridación que presentan los tres átomos de carbono de la misma; c) el número de enlaces covalentes que posee. (Datos: números atómicos: C=6, H=1). (R1-2004)

97.- La geometría molecular es un factor importante para predecir la polaridad de una determinada molécula. Teniendo esto en cuenta, responde razonadamente: a) ¿Qué forma geométrica presentan las moléculas de metano y amoníaco considerando la hibridación del átomo central? b) ¿Qué molécula es más polar, la del metano o la del amoníaco? (R1-2003)

98.- a) Explica cual es la hibridación de los orbitales de los átomos de carbono en la molécula de eteno. b) Indica si las moléculas de H<sub>2</sub>O y CO<sub>2</sub> presentan momento dipolar. (Jun-2003)

99.- Describe y representa la molécula de etino C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> según la teoría de hibridación de orbitales. (6.R9)

100.- Explica a partir de la teoría de hibridación de orbitales, la geometría de la molécula de etano y los enlaces que intervienen. Enuncia que diferencias existen entre un enlace  $\sigma$  y un enlace  $\pi$ . ¿Por qué tiene mayor punto de ebullición el etanol que el etano? (R2-2000) Orgánica.

101.- A partir de la configuración electrónica del boro,  $1s^2 2s^2 2p^1$ , podemos ver que sólo tiene un electrón desapareado. Sin embargo, puede formar la molécula BCl<sub>3</sub>. a) ¿Cómo podría explicarse esta combinación con tres átomos de cloro mediante tres enlaces equivalentes? b) Dibuja su estructura y deduce si será una molécula polar. (R2-2001)

102.- La molécula de trifluoruro de boro, BF<sub>3</sub>, es plana y todos sus ángulos de enlace miden 120°. Esta geometría puede explicarse suponiendo que los electrones de valencia del boro se alojan en orbitales híbridos de cierto tipo. ¿Cómo se denominan esos orbitales? (14.26)

103.- Explica el tipo de hibridación y la geometría de las moléculas de BeCl<sub>2</sub> y CH<sub>4</sub>. A partir de la respuesta anterior deduce su polaridad. (Jun-2000)

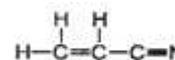
104.- Que hibridación presentan los siguientes compuestos:

1. Metano                      2. Eteno                      3. Acetona                      4. Amoniaco                      (6.29)

105.- Describe, mediante la teoría de orbitales híbridos, la molécula de dióxido de azufre. (6.30)

106.- El acrílonitrilo es una molécula que se utiliza en la síntesis de la fibra sintética orlón. Su fórmula es la siguiente:

- Señala un carbono con hibridación  $sp^2$  y otro con hibridación  $sp$ .
- ¿Qué enlace carbono-carbono es el más fuerte?
- ¿Cuál es el enlace más polar? (Sep-2002)



107.- a) Ordena las siguientes moléculas por orden creciente de momento dipolar: BCl<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O y H<sub>2</sub>S.

b) Explica la hibridación del átomo de B en la molécula de BCl<sub>3</sub> (Datos: Números atómicos: B=5; Cl=17) (Jun-2002)

## 8. FUERZAS INTERMOLECULARES.

108.- Considera la molécula de F<sub>2</sub>.

- ¿Qué tipo de enlace mantiene unidos los dos átomos de flúor?
- En el F<sub>2</sub>, ¿son más intensas las fuerzas intermoleculares o intramoleculares?
- ¿Cuál será el estado de agregación del flúor a temperatura ambiente? (14.R9)

109.- Considera la molécula de cloro,  $\text{Cl}_2$

- a) ¿qué tipo de enlace mantiene unidos los dos átomos de cloro?  
 b) En el cloro, ¿son más intensas las fuerzas intermoleculares o intramoleculares? (14.29)

110.- Justifica la variación de las temperaturas de fusión de los halógenos.



111.- ¿En cuál de los compuestos siguientes son mayores las fuerzas intermoleculares?

- a)  $\text{F}_2$       b)  $\text{Cl}_2$       c)  $\text{Br}_2$       d)  $\text{I}_2$       (14.30)

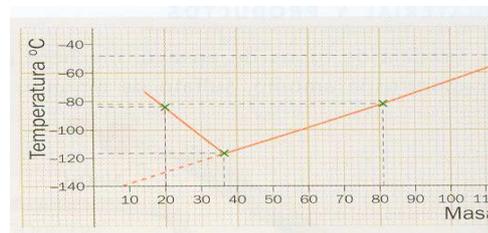
112.- Explica, en términos de las fuerzas intermoleculares, por qué el punto de ebullición del  $\text{O}_2$  ( $-183^\circ\text{C}$ ) es más alto que el  $\text{N}_2$  ( $-196^\circ\text{C}$ ) (14.R5)

113.- Explica por qué el  $\text{F}_2$  es un gas a temperatura ambiente, mientras que el  $\text{Br}_2$  es un líquido (14.3)

114.- La gráfica representa los puntos de fusión de los compuestos que forman los halógenos con el hidrógeno: Teniendo en cuenta la naturaleza de las distintas fuerzas intermoleculares existentes:

a) Explica el aumento de la temperatura de fusión que se observa al crecer la masa molecular.

b) Explica el comportamiento excepcional del HF (14.32)



115.- ¿En cuáles de las siguientes sustancias existen uniones por puentes de hidrógeno?

- a) Amoníaco    b) Sílice      c) Ácido fluorhídrico      d) Hidrógeno      (6.37)

116.- Indica qué tipo de fuerzas intermoleculares están presentes en el  $\text{H}_2$ , el  $\text{HBr}$  y el  $\text{NH}_3$  (14.R4)

117.- Indica con qué tipo de enlace se unen las especies siguientes:

- a) HF con HF      b) HF con  $\text{F}^-$       c)  $\text{Cl}_2$  con  $\text{Cl}_2$       d)  $\text{H}_2\text{O}$  con  $\text{H}_2\text{O}$  (6.40)

118.- ¿Por qué el  $\text{CO}_2$  es gas a  $25^\circ\text{C}$  y el  $\text{H}_2\text{O}$  es líquido? (6.R5)

119.- Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Por qué el punto de fusión del amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) es más elevado que el de la estibina ( $\text{SbH}_3$ ), siendo mayor la masa molecular de esta?

b) ¿Es mayor el punto de fusión de la fosfina ( $\text{PH}_3$ ) o el de la estibina ( $\text{SbH}_3$ )? (6.4)

120.- Formula los siguientes compuestos orgánicos e indica cuáles de ellos pueden formar enlaces de hidrógeno:

- a) Etanol      b) 2-butanona    c) Ácido propanoico    d) Propano. (R2-2004) Orgánica

## 9. ENLACE, TIPOS DE COMPUESTO Y PROPIEDADES

121.- Indica dos compuestos de cada clase:

- a) Compuestos covalentes apolares.      b) Compuestos covalentes polares.  
 c) Compuestos con enlaces de hidrógeno.      e) Cristales covalentes (6.42)

- 122.- Indica el tipo de enlace que presentan los siguientes compuestos:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{CH}_4$ . Ordena estas sustancias por el orden creciente de su punto de ebullición. Razona la respuesta. (Sep-2000)
- 123.- Razona cuáles de los siguientes compuestos cabe esperar que tengan puntos de fusión y ebullición más altos: a)  $\text{Al}_2\text{O}_3$  b)  $\text{HCl}$  c)  $\text{N}_2$  d)  $\text{SiO}_2$  (14.37)
- 124.- Ordena de mayor a menor punto de ebullición: a)  $\text{F}_2$  b)  $\text{ClF}$  c)  $\text{BrF}$  d)  $\text{IF}$  (6.43)
- 125.- Explica por qué el punto de ebullición del monóxido de nitrógeno,  $\text{NO}$ , es más alto que el de  $\text{O}_2$  y que el del  $\text{N}_2$  (14.39)
- 126.- El diamante tiene un punto de fusión superior a  $3000\text{ }^\circ\text{C}$  y el yodo de  $112,8\text{ }^\circ\text{C}$ . ¿Cómo puedes explicar esa diferencia sabiendo que ambas sustancias son covalentes? (R1-2000)
- 127.- ¿Por qué el cloro y el hidrógeno no son solubles en agua y el ácido clorhídrico si lo es? (6.44)
- 128.- Indica una razón por la cual una sustancia covalente puede ser soluble en agua y otra no. Pon un ejemplo. (6.55)
- 129.- Explica en función del enlace correspondiente, las diferencias en la conductividad eléctrica entre:  $\text{Na}$  (s),  $\text{KCl}$  (s),  $\text{H}_2\text{O}$  (l),  $\text{Fe}$  (s),  $\text{KBr}$  (fundido) (6.50)
- 130.- Indica si el diamante, el cobre, la sal común y el grafito conducen la electricidad y por qué. (6.54)
- 131.- Clasifica como compuestos moleculares, metálicos, iónicos o sólidos covalentes las siguientes sustancias:  
a) Un sólido no conductor que funde por debajo de  $100\text{ }^\circ\text{C}$  y es insoluble en agua.  
b) Un sólido que conduce la electricidad solo cuando está disuelto en agua. (14.4)
- 132.- Clasifica como sólido covalente, metálico, iónico o molecular cada una de las siguientes sustancias:  
a) Un sólido insoluble en agua que funde a temperatura alta y no conduce la electricidad.  
b) Un sólido que se disuelve en agua, funde por encima de  $500\text{ }^\circ\text{C}$  y conduce la electricidad en disolución acuosa.  
c) Un sólido de bajo punto de fusión que no conduce la electricidad ni siquiera en estado fundido. (14.41)
- 133.- ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones no son ciertas?  
a) El cobre es iónico porque conduce la electricidad.  
b) La plata es iónica porque tiene elevada temperatura de fusión.  
c) Un compuesto iónico se disuelve en disolventes polares.  
d) En un compuesto iónico todos los iones tienen igual carga.  
e) El diamante es un cristal, luego es iónico.  
f) El azúcar es soluble en agua, luego es iónico.  
g) Los compuestos iónicos son duros y quebradizos (5.29)
- 134.- Indica los enlaces existentes en las siguientes sustancias, el tipo de sustancia y dos propiedades de cada una de ellas: a)  $\text{HCl}$  b) Estaño c) Diamante d) Dióxido de carbono e) Cloruro de sodio f) Sulfato potásico (6.51)
- 135.- Justifica que clase de enlace es preciso romper para fundir cada una de las siguientes sustancias sólidas:  $\text{KCl}$ ,  $\text{C}$ (Diamante) y  $\text{Fe}$ (Sólido). (R1-2004)

