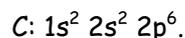
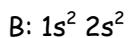
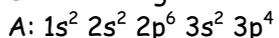


**TEMA II: ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACE**

1. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:



Indique, razonadamente:

- El grupo y período en los que se hallan A, B y C.
- Los iones más estables que formarán A, B y C.

- Escriba la estructura electrónica de los átomos de los elementos cuyos números atómicos son 11, 13 y 16.
  - Indique, justificando la respuesta, el elemento de mayor energía de ionización y el que tiene mayor carácter metálico.
  - ¿En qué grupo y período del sistema periódico está situado cada elemento.

3. Para cada una de las siguientes parejas:

- K(Z = 19) y Cl(Z = 17);
- F(Z = 9) y Na(Z = 11);
- $Cl^-$  y  $K^+$ .

Indique de forma razonada, qué átomo o ión tiene un radio mayor.

- Indique la configuración electrónica de los átomos de los elementos A, B y C cuyos números atómicos son respectivamente: 13, 17 y 20.
  - Escriba la configuración electrónica del ión más estable de cada uno de ellos.
  - Ordene dichos iones por orden creciente de sus radios.
- Ordene los elementos químicos Ca, Cl, Cs y F en sentido creciente de su:
  - Carácter metálico
  - Radio atómico.
 Justifique las respuestas.

6. Dados los valores de números cuánticos:  $(4, 2, 3, -\frac{1}{2})$ ;  $(3, 2, 1, \frac{1}{2})$ ;  $(2, 0, -1, \frac{1}{2})$ ; y  $(1, 0, 0, \frac{1}{2})$ :

- Indique cuáles de ellos no están permitidos.
- Indique el nivel y el orbital en el que se encontrarían los electrones definidos por los valores de los números cuánticos permitidos.

7. Considere la siguiente tabla incompleta:

Elementos	Na	?	Al	?	S	?
Radios atómicos	?	136	?	110	?	99

Residence ESSAADA, entrée 7, 1er étage, Av. Hassan II, Rabat

- Reproduzca la tabla y complétela situando los valores 125 nm, 104 nm y 157 nm y los elementos P, Cl y Mg en los lugares oportunos.
- Indique y explique qué norma ha seguido.

8. Dados los elementos A, B, y C, de números atómicos 9, 19 y 35, respectivamente:

- Escriba la estructura electrónica de esos elementos
- Determine el grupo y período a los que pertenecen.
- Ordénelos en orden creciente de su electronegatividad.

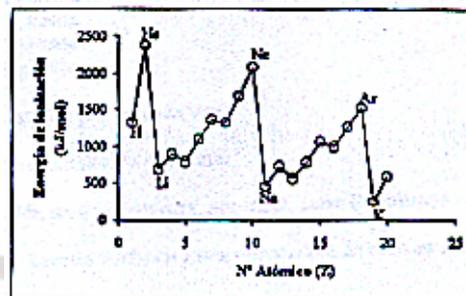
- Escriba la configuración electrónica de los átomos de los elementos con números atómicos 20, 30 y 35.



b) Indique, razonadamente, cuál es el ión más estable de cada uno de ellos y escriba su configuración electrónica.

10. La gráfica adjunta relaciona valores de energía de ionización E.I., con los números atómicos de los elementos. Con la información que obtenga a partir de ella:

- Justifique la variación periódica que se produce en los valores E.I.
- Enumere los factores que influyen en esta variación y razone la influencia del factor determinante



11. En la tabla siguiente se dan las energías de ionización (kJ/mol) de los primeros elementos alcalinos.

	1º E.I.	2º E.I.	3º E.I.	4º E.I.
Li	521	7294	11819	-----
Na	492	4564	6937	9561
K	415	3068	4448	5895

Explique:

- ¿Por qué disminuye la 1ª E.I. del Li al K?
- ¿Por qué no hay valor para la 4ª E.I. del Li?
- ¿Por qué aumenta de la 1ª E.I. a la 4ª E.I.?

12. Dados los elementos A y B cuyos números atómicos son, respectivamente,  $Z = 20$  y  $Z = 35$ .

- Escriba la configuración electrónica de ambos.
- ¿Cuál tendrá mayor radio? Razone la respuesta.
- ¿Cuál tendrá mayor afinidad electrónica? Razone la respuesta.

13. Indique para los elementos A, B y C cuyos números atómicos son, respectivamente, 13, 16 y 20:

- Configuración electrónica.
- Justifique cuál tendrá mayor energía de ionización.
- El grupo y el período del sistema periódico en que se encuentra cada elemento.

14. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros:

A:  $1s^2 2s^2 2p^5$  B:  $1s^2 2s^2 p^6 3 s^2 p^3$  C:  $1s^2 2s^2 p^6 3 s^2 p^6 d^2 4 s^2$  D:  $1s^2 2s^2 p^6 3 s^2 p^6 4 s^1$ .

Indique razonadamente:

- Grupo y período a que pertenece cada elemento.
- Qué elemento posee mayor energía de ionización y cuál menor
- Qué elemento tiene mayor radio atómico y cuál menor

15. Escriba la configuración electrónica de los iones  $Cl^-$  ( $Z = 17$ ) y  $K^+$  ( $Z = 19$ )

- Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
- Razone cuál de los dos elementos neutros tendrá mayor energía de ionización.

16. Tres elementos tienen de número atómico 25, 35 y 38, respectivamente. a) Escriba la configuración electrónica de los mismos. b) Indique, razonadamente, el grupo y periodo a que



pertenece cada uno de los elementos anteriores. c) Indique, razonando la respuesta, el carácter metálico o no metálico de cada uno de los elementos anteriores.

17. Las dos tablas siguientes corresponden a radios atómicos:

Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F
R(Å)	1'23	0'89	0'80	0'77	0'70	0'66	0'64
Elemento	Li	Na	K	Rb	Cs		
R(Å)	1'23	1'57	2'03	2'16	2'35		

- a) Justifique la variación del radio en el período.  
b) Justifique la variación del radio en el grupo.
18. Los números atómicos de los elementos P y Mn son 15 y 25, respectivamente.  
a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.  
b) Indique los números cuánticos que correspondan a los electrones situados, en cada caso, en los orbitales más externos.
19. Los elementos Na, Al, y Cl tienen de números atómicos 11, 13 y 17, respectivamente.  
a) Escriba la configuración electrónica de cada elemento.  
b) Escriba la configuración electrónica de los iones  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Al}^{3+}$  y  $\text{Cl}^-$ .  
c) Ordene, de forma razonada, los radios de los iones anteriores.
20. Los números atómicos de los elementos Br y Rb son 35 y 37, respectivamente.  
a) Escriba la configuración electrónica de ambos elementos.  
b) Indique el ion más estable de cada elemento y su configuración electrónica.  
a) Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
21. El último electrón que completa la configuración electrónica en su estado fundamental, de un átomo del elemento A tiene como números cuánticos  $n=3$  y  $l=2$ . El último electrón que completa la configuración electrónica, en su estado fundamental, de un átomo del elemento B tiene como números cuánticos  $n=4$  y  $l=1$ . Según estos datos, indique razonadamente entre que valores está comprendido el número atómico del elemento A y del elemento B.
22. Las siguientes configuraciones electrónicas de átomos en su estado fundamental son incorrectas:  
a)  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$  b)  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2 3p^6 3d^2$  c)  $1s^3 2s^2 2p^4$   
Indique por qué.
23. La configuración electrónica de un átomo neutro es  $1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$ . Indica cual es la configuración más estable del átomo y si absorbe energía cuando pasa a tener dicha configuración.
24. Ordena los siguientes cationes en orden creciente de radio atómico:  $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ .
25. A dos elementos químicos le corresponden los números atómicos 17 y 55 respectivamente.  
a) Escriba sus configuraciones electrónicas y deduce a que grupo y periodo pertenecen.



- b) Justifica su carácter metálico o no.  
c) Razona cual es más electronegativo.  
d) Razona cual tiene mayor radio atómico.  
e) Razona que iones formará cada elemento.  
f) Razona cual tendrá mayor afinidad electrónica.
26. Los números atómicos del cromo y del cobre son respectivamente 24 y 29.  
a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos y representa los últimos orbitales ocupados de manera gráfica, mediante cuadrados para los orbitales y flechas para los electrones.  
b) Teniendo en cuenta que los orbitales 4s y 3d tienen una diferencia de energía pequeña y que son más estables las configuraciones con orbitales semilleros, ¿qué configuración cabe esperar realmente para los átomos de cobre y cromo?
27. Escriba la configuración electrónica del potasio (Z=19) correspondiente a un estado excitado.
28. Escriba la combinación o combinaciones de números cuánticos correspondientes a:  
a) Un electrón 5p.  
b) Un electrón 1s.  
c) Un electrón 4f.
29. La primera y segunda energía de ionización del átomo de litio es 520 kJ/mol y 7300 kJ/mol. Razona:  
a) La gran diferencia entre ambos valores de energía.  
b) ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que la primera especie iónica?
30. Ordenar razonadamente de mayor a menor afinidad electrónica los elementos Cl, F, P y N.
31. La estructura electrónica del átomo de carbono es  $1s^2 2s^2 2p^2$ .  
a) Como puede justificar la tetravalencia de este átomo?  
b) ¿Qué consecuencias estructurales se derivan de esta tetravalencia?
32. El Uranio tiene de número atómico 92 y presenta tres isótopos de masas 234 (abundancia 0,0057%), 235 (0,72%) y 236 (99,27%). Explicar que caracteriza a estos isótopos y calcular la masa atómica del uranio natural.
33. Los números atómicos de los elementos Br y Rb son 35 y 37, respectivamente.  
a) Escriba la configuración electrónica de ambos elementos.  
b) Indique el ión más estable de cada elemento y su configuración electrónica.  
c) Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
34. Los elementos A y B tienen, en sus últimos niveles, las configuraciones:  $A = 4s^2p^6 5s^1$  y  $B = 3s^2p^6d^{10}4s^2p^4$ . Justifique:  
a) Si A es metal o no metal.  
b) Qué elemento tendrá mayor afinidad electrónica.  
c) Qué elemento tendrá mayor radio.
35. Los átomos neutros X, Y, Z, tienen las siguientes configuraciones:  
 $X=1s^2 2s^2p^1$ ;  $Y=1s^2 2s^2p^5$ ;  $Z= 1s^2 2s^2p^6 3s^2$



- a) Indique el grupo y el período en el que se encuentran.  
b) Ordénelos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad  
c) ¿Cuál es el de mayor energía de ionización?
36. Dados los siguientes compuestos:  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ .  
a) Indique el tipo de enlace predominante en cada uno de ellos.  
b) Ordene los compuestos anteriores de menor a mayor punto de ebullición.  
Justifique las respuestas.
37. Defina:  
a) Energía de ionización.  
b) Afinidad electrónica.  
c) Electronegatividad.
38. Escriba las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes:  $\text{Al}(Z=13)$ ,  $\text{Na}^+(Z=11)$ ,  $\text{O}^{2-}(Z=8)$ .  
g) ¿Cuáles son isoelectrónicos?  
h) ¿Cuál o cuáles tienen electrones desapareados?
39. Los elementos X, Y y Z tienen números atómicos 13, 20 y 35, respectivamente.  
c) Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.  
d) ¿Serían estables los iones  $\text{X}^{2+}$ ,  $\text{Y}^{2+}$  y  $\text{Z}^{2-}$ ? Justifique las respuestas.
40. Dados los siguientes grupos de números cuánticos (n, l, m): (3, 2, 0); (2, 3, 0); (3, 3, 2); (3, 0, 0); (2, -1, 1); (4, 2, 0). Indique:  
a) Cuáles no son permitidos y por qué.  
b) Los orbitales atómicos que se corresponden con los grupos cuyos números cuánticos sean posibles.
41. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a elementos neutros:  
A ( $1s^2 2s^2 2p^2$ ); B ( $1s^2 2s^2 2p^5$ ); C ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ); D ( $1s^2 2s^2 2p^4$ ).  
Indique razonadamente:  
a) El grupo y periodo al que pertenece cada elemento.  
b) El elemento de mayor y el de menor energía de ionización.  
c) El elemento de mayor y el de menor radio atómico.
42. a) Defina afinidad electrónica.  
b) ¿Qué criterio se sigue para ordenar los elementos en la tabla periódica?  
c) ¿Justifique cómo varía la energía de ionización a lo largo de un periodo?
- Résidence ESSAADA, entrée 7, 1er étage, Av. Hassan II, Rabat
43. a) Escriba las configuraciones electrónicas de los iones siguientes:  $\text{Na}^+(Z=11)$  y  $\text{F}^-(Z=9)$ .  
b) Justifique que el ión  $\text{Na}^+$  tiene menor radio que el ión  $\text{F}^-$ .  
c) Justifique que la energía de ionización del sodio es menor que la del flúor.
44. Dados los elementos A (Z=13), B (Z=9) y C (Z=19)  
a) Escriba sus configuraciones electrónicas.  
b) Ordénelos de menor a mayor electronegatividad.  
c) Razone cuál tiene mayor volumen.
45. a) ¿Por qué el volumen atómico aumenta al bajar en un grupo de la tabla periódica?  
b) ¿Por qué los espectros atómicos son discontinuos?



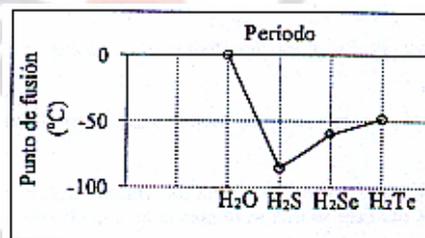
- c) Defina el concepto de electronegatividad.
46. Razone si las siguientes configuraciones electrónicas son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado:
- $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$ .
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ .
  - $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2$ .
47. Dados los elementos cuyos números atómicos son 7, 17 y 20.
- Escriba sus configuraciones electrónicas.
  - Razone a qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenecen.
  - ¿Cuál será el ión más estable de cada uno? Justifique la respuesta.
48. Dado el elemento de  $Z = 19$ :
- Escriba su configuración electrónica.
  - Indique a qué grupo y periodo pertenece.
  - ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?
49. Cuatro elementos que llamaremos A, B, C y D tienen, respectivamente, los números atómicos: 2, 11, 17 y 25. Indique:
- El grupo y el periodo al que pertenecen.
  - Cuáles son metales.
  - El elemento que tiene mayor afinidad electrónica.
50. a) Indique cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo:  $(4,2,0,+1/2)$ ;  $(3,3,2,-1/2)$ ;  $(2,0,1,+1/2)$ ;  $(3,2,-2,-1/2)$ ;  $(2,0,0,-1/2)$ .
- De las combinaciones de números cuánticos anteriores que sean correctas, indique el orbital donde se encuentra el electrón.
  - Enumere los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía.
51. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia:
- 1)  $ns^1$  2)  $ns^2 np^4$  3)  $ns^2 np^6$
- Indique el grupo al que corresponde cada una de ellas.
  - Nombre dos elementos de cada uno de los grupos anteriores.
  - Razone cuáles serán los estados de oxidación más estables de los elementos de esos grupos.
52. a) Defina el concepto de energía de ionización de un elemento.
- Justifique por qué la primera energía de ionización disminuye al descender en un grupo de la tabla periódica. Residence ESSAADA, entrée 7, 1er étage, Av. Hassan II, Rabat
  - Dados los elementos F, Ne y Na, ordénelos de mayor a menor energía de ionización info@selectividad-cgranada.com
53. a) Escriba las configuraciones electrónicas del cloro ( $Z = 17$ ) y del potasio ( $Z = 19$ ).
- ¿Cuáles serán los iones más estables a que darán lugar los átomos anteriores?
  - ¿Cuál de esos iones tendrá menor radio?
54. Los números atómicos de los elementos A, B y C son, respectivamente, 19, 31 y 36.
- Escriba las configuraciones electrónicas de estos elementos.



- b) Indique qué elementos, de los citados, tienen electrones desapareados.  
c) Indique los números cuánticos que caracterizan a esos electrones desapareados.
55. Dados los siguientes grupos de números cuánticos:  
A: (2, 2, 1, 1/2) ; B: (3, 2, 0, -1/2) ; C: (4, 2, 2, 0) ; D: (3, 1, 1, 1/2)
- a) Razone qué grupos no son válidos para caracterizar un electrón.  
b) Indique a qué orbitales corresponden los grupos permitidos.
56. La configuración electrónica de un átomo excitado de un elemento es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$ . Razone cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas y cuáles falsas para ese elemento:
- a) Pertenece al grupo de los alcalinos.  
b) Pertenece al periodo 5 del sistema periódico.  
c) Tiene carácter metálico.
57. Dadas las especies:  $Cl^-$  ( $Z = 17$ ),  $K^+$  ( $Z = 19$ ) y  $Ar$  ( $Z = 18$ ):
- a) Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.  
b) Justifique cuál tendrá un radio mayor.
58. Considere la serie de elementos: Li, Na, K, Rb y Cs.
- a) Defina Energía de ionización.  
b) Indique cómo varía la Energía de Ionización en la serie de los elementos citados.  
c) Explique cuál es el factor determinante de esta variación.
59. Los números atómicos de los elementos A, B y C son respectivamente 20, 27 y 34.
- a) Escriba la configuración electrónica de cada elemento.  
b) Indique qué elemento es el más electronegativo y cuál el de mayor radio.  
c) Indique razonadamente cuál o cuáles de los elementos son metales y cuál o cuáles no metales.
60. Comente cada una de las frases siguientes, indicando si son verdaderas o falsas, y explique las razones en las que se basa.
- a) Para fundir hielo han de romperse enlaces covalentes.  
b) Para evaporar agua hay que romper enlaces de hidrógeno.
61. Para las especies químicas: yodo, metano, cloruro de potasio, cloruro de hidrógeno, mercurio y amoníaco, indique de forma razonada:
- a) Las que poseen enlace covalente.  
b) De entre las del apartado a), las que son polares, teniendo en cuenta su geometría.
62. Dadas las especies químicas tetracloruro de carbono y amoníaco:
- a) Indique la geometría de las moléculas, utilizando para ello el modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia.  
b) Indique la hibridación del átomo central.  
c) Justifique la polaridad de las mismas.
63. a) Indique el tipo de enlace que predomina (iónico, covalente o metálico) en las siguientes especies químicas: cobre, tricloruro de boro, agua y fluoruro de cesio.  
b) En el caso que predomine el enlace covalente, justifique la geometría y la polaridad de las moléculas.
64. Dadas las moléculas de agua y difloruro de berilio, justifique:



- a) La geometría de las mismas, de acuerdo con la teoría de la repulsión de pares de electrones de la capa de valencia.  
b) La polaridad de los enlaces y la polaridad de las moléculas.
65. Comente cada una de las frases siguientes, indicando si pueden ser verdaderas o no, y explique las razones en las que se basa:  
a) El agua es un compuesto covalente apolar.  
b) El agua es un buen disolvente de sustancias iónicas
66. a) Escribe las configuraciones electrónicas de los átomos X ( $Z = 19$ ); Y ( $Z = 17$ ).  
b) Justifique el tipo de enlace que se formará cuando se combinen X-Y o Y-Y.  
c) Justifique si las dos especies formadas en el apartado anterior serán solubles.
67. a) Dibuje la geometría de las moléculas:  $\text{BCl}_3$  y  $\text{H}_2\text{O}$ , aplicando la teoría de la Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia.  
b) Explique si poseen momento dipolar.  
c) Indique la hibridación que tiene el átomo central.
68. Calcule la energía reticular del cloruro de sodio sabiendo:  
Entalpía de formación ( $\text{NaCl}$ ) = - 411 kJ/mol  
Energía de sublimación del sodio = + 108 kJ/mol  
Potencial de ionización del sodio = + 495 kJ/mol  
Energía de disociación del cloro = + 242 kJ/mol  
Afinidad electrónica del cloro = - 394 kJ/mol
69. a) Represente, según la teoría de Lewis, las moléculas de etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ), eteno ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ) y etino ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ). Comente las diferencias más significativas que encuentre.  
b) Qué tipo de hibridación presenta el carbono en cada una de las moléculas.
70. Dada la gráfica adjunta, justifique:  
a) El tipo de enlace dentro de cada compuesto  
b) La variación de los puntos de fusión  
c) Si todas las moléculas tienen una geometría angular, ¿Cuál será la más polar?



71. Dadas las energías reticulares de las siguientes sustancias:

	U (kJ/mol)
NaF	- 914
NaCl	- 770
NaBr	- 728

Razone cómo varían:

- a) Sus puntos de fusión  
b) Su dureza.  
c) Su solubilidad en agua.



72. Cuatro elementos diferentes A, B, C y D tienen números atómicos 6, 9, 13 y 19, respectivamente. Se desea saber, sin necesidad de identificarlos:
- La configuración electrónica y el número de electrones de valencia de cada uno de ellos.
  - El orden de menor a mayor según su electronegatividad.
  - La fórmula de los compuestos resultantes al combinarse B con cada uno de los restantes elementos, así como el tipo de enlace que formarán.
73. Justifique la veracidad de las siguientes afirmaciones:
- El agua pura es mala conductora de la electricidad.
  - El cloruro de sodio, en estado sólido, conduce la electricidad.
  - La disolución formada por cloruro de sodio en agua conduce la electricidad.
74. Dadas las especies moleculares  $\text{PF}_3$  y  $\text{SiF}_4$ .
- Determine su geometría mediante la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia
  - Razone si los enlaces serán polares.
  - Razone si las moléculas presentarán momento dipolar.
75. Los átomos A, B, C y D corresponden a elementos del mismo período y tienen 1, 3, 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:
- ¿Qué fórmulas tendrán los compuestos formados por A y D, y por B y D?
  - ¿El compuesto formado por B y D será iónico o covalente?
  - ¿Qué elemento tiene la energía de ionización más alta y cuál más baja?
76. Las configuraciones electrónicas:  $A = 1s^2 2s^2 p^6 3s^1$        $B = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^1$        $C = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$   
Corresponden a átomos neutros. Indique las fórmulas y justifique el tipo predominante de enlace de los posibles compuestos que pueden formarse cuando se combinan las siguientes parejas:
- A y C
  - B y C
  - C y C
77. Describa el tipo de fuerzas que hay que vencer para llevar a cabo los siguientes procesos:
- Fundir hielo
  - Hervir bromo ( $\text{Br}_2$ )
  - Fundir cloruro de sodio.
78. Explique desde el punto de vista de las interacciones moleculares los siguientes hechos:
- El etano tiene un punto de ebullición más alto que el metano
  - El etanol tiene un punto de ebullición más alto que el etano.
79. a) Represente la estructura del trifluoruro de fósforo, según la teoría de Lewis.  
b) Indique cuál será su geometría según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.  
c) ¿Podrá tener el fósforo una covalencia superior a la presentada en el trifluoruro de fósforo? Razone la respuesta.
80. Los elementos A, B, C y D pertenecen al mismo período y tienen 1, 3, 5 y 7, electrones de valencia, respectivamente. Indique, razonando la respuesta: a) Qué elemento tiene P.I 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.



81. La tabla que sigue corresponde a los puntos de fusión de distintos sólidos iónicos:
- |                    |      |      |      |     |
|--------------------|------|------|------|-----|
| Compuesto          | Na F | 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.
82. Escriba la estructura de Lewis para las moléculas  $\text{NF}_3$  y  $\text{CF}_4$ .
- a) Dibuje la geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- b) Considerando las geometrías moleculares, razone acerca de la polaridad de ambas moléculas. Números atómicos: C = 6; N = 7; F = 9.
83. 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:
- 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 = -348,0 kJ/mol;
- Entalpía de formación del cloruro de sodio = -401,8 kJ/mol.
84. a) Escriba las estructuras de Lewis correspondientes a las moléculas de etano ( $\text{CH}_3\text{CH}_3$ ) y eteno ( $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ )
- b) Explique qué tipo de hibridación tiene el carbono en cada compuesto.
85. Dadas las especies químicas  $\text{H}_2\text{S}$  y  $\text{PH}_3$ :
- 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.
86. Dadas las siguientes moléculas:  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{NH}_3$  y  $\text{BeH}_2$ .
- a) Represente sus estructuras de Lewis.
- b) Prediga la geometría de cada una de ellas según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- c) Indique la hibridación del átomo central.
87. Indique el tipo de hibridación que presenta cada uno de los átomos de carbono en las siguientes moléculas:
- a)  $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CCH}_3$
- b)  $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$
- c)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
88. Cuatro elementos se designan arbitrariamente como A, B, C y D. Sus electronegatividades se muestran en la tabla siguiente:

Elemento	A	B	C	D
Electronegatividad	3,0	2,8	2,5	2,1

Si se forman las moléculas AB, AC, AD y BD:

- a) Clasifíquelas en orden creciente por su carácter covalente. Justifique la respuesta.



- b) ¿Cuál será la molécula más polar? Justifique la respuesta.
89. Dadas las siguientes moléculas:  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{BF}_3$  y  $\text{PCl}_3$
- Represente sus estructuras de Lewis.
  - Prediga la geometría de cada una de ellas según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
  - Indique la polaridad de cada una de las moléculas.
90. En función del tipo de enlace explique por qué:
- El  $\text{NH}_3$  tiene un punto de ebullición más alto que el  $\text{CH}_4$ .
  - El  $\text{KCl}$  tiene un punto de fusión mayor que el  $\text{Cl}_2$ .
  - El  $\text{CH}_4$  es insoluble en agua y el  $\text{KCl}$  es soluble.
91. Dadas las moléculas  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ , razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas
- En la molécula  $\text{C}_2\text{H}_4$  los dos átomos de carbono presentan hibridación  $\text{sp}^3$ .
  - El átomo de carbono de la molécula  $\text{CH}_4$  posee hibridación  $\text{sp}^3$ .
  - La molécula de  $\text{C}_2\text{H}_2$  es lineal.
92. a) Represente el ciclo de Born-Haber para el fluoruro de litio.  
b) Calcule el valor de la energía reticular del fluoruro de litio sabiendo:  
Entalpía de formación del  $[\text{LiF}(s)] = -594,1 \text{ kJ/mol}$   
Energía de sublimación del litio =  $155,2 \text{ kJ/mol}$   
Energía de disociación del  $\text{F}_2 = 150,6 \text{ kJ/mol}$   
Energía de ionización del litio =  $520,0 \text{ kJ/mol}$   
Afinidad electrónica del flúor =  $-333,0 \text{ kJ/mol}$ .
93. Dadas las sustancias  $\text{PCl}_3$  y  $\text{CH}_4$ :
- Represente sus estructuras de Lewis.
  - Prediga la geometría de las moléculas anteriores según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
  - Indique la hibridación que presenta el átomo central en cada caso.
94. Explique, en función del tipo de enlace que presentan, las siguientes afirmaciones:
- El cloruro de sodio es soluble en agua.
  - El hierro es conductor de la electricidad.
  - El metano tiene bajo punto de fusión.
95. Dadas las sustancias:  $\text{NH}_3$  y  $\text{H}_2\text{O}$ .
- Represente sus estructuras de Lewis.
  - Prediga la geometría de las moléculas anteriores mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
  - Indique la hibridación del átomo central en cada caso.
96. a) ¿Cuál es la geometría de la molécula  $\text{BCl}_3$ ?  
b) ¿Es una molécula polar?  
c) ¿Es soluble en agua?  
Justifique las respuestas.
97. a) ¿Por qué el  $\text{H}_2$  y el  $\text{I}_2$  no son solubles en agua y el  $\text{HI}$  sí lo es?  
b) ¿Por qué la molécula  $\text{BF}_3$  es apolar, aunque sus enlaces estén polarizados?



98. Justifique las siguientes afirmaciones:
- A  $25^{\circ}\text{C}$  y 1 atm, el agua es un líquido y el sulfuro de hidrógeno es un gas.
  - El etanol es soluble en agua y el etano no lo es.
  - En condiciones normales el flúor y el cloro son gases, el bromo es líquido y el yodo es sólido.
99. a) Represente la estructura de Lewis de la molécula  $\text{NF}_3$ .  
b) Prediga la geometría de esta molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.  
c) Justifique si la molécula de  $\text{NF}_3$  es polar o apolar.
100. Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
- Los metales son buenos conductores de la electricidad.
  - Todos los compuestos de carbono presentan hibridación  $\text{sp}^3$ .
  - Los compuestos iónicos conducen la corriente eléctrica en estado sólido.
101. Para las moléculas  $\text{BCl}_3$  y  $\text{NH}_3$ , indique:
- El número de pares de electrones sin compartir de cada átomo central.
  - La hibridación del átomo central.
  - La geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
102. Dadas las especies químicas  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{PH}_3$  y  $\text{CCl}_4$ , indique:
- La estructura de Lewis de cada molécula.
  - La geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
  - La hibridación que presenta el átomo central de cada una de ellas.
103. A partir de los átomos A y B cuyas configuraciones electrónicas son, respectivamente,  $1s^2 2s^2 2p^2$  y  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- Explique la posible existencia de las moléculas:  $\text{AB}$ ,  $\text{B}_2$  y  $\text{AB}_4$ .
  - Justifique la geometría de la molécula  $\text{AB}_4$ .
  - Discuta la existencia o no de momento dipolar en  $\text{AB}_4$ .
104. Comente, razonadamente, la conductividad eléctrica de los siguientes sistemas:
- Un hilo de cobre.
  - Un cristal de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .
  - Una disolución de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .
105. En los siguientes compuestos:  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{SiF}_4$  y  $\text{BeCl}_2$ .
- Justifique la geometría de estas moléculas mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
  - ¿Qué orbitales híbridos presenta el átomo central?
106. Dadas las especies:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_4^+$  y  $\text{PH}_3$
- Represéntelas mediante estructuras de Lewis.
  - Justifique su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
107. Escriba el ciclo de Born-Haber para el KCl.  
¿Cómo explica el hecho de que los metales sean conductores de la electricidad?



108. Dadas las especies químicas  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HCl}$  y  $\text{CCl}_4$ :
- Indique el tipo de enlace que existirá en cada una.
  - Justifique si los enlaces están polarizados.
  - Razone si dichas moléculas serán polares o a polares.
109. Dadas las moléculas  $\text{CF}_4$  y  $\text{NH}_3$ :
- Representélas mediante estructuras de Lewis.
  - Justifique su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
  - Indique la hibridación del átomo central.
110. Teniendo en cuenta la energía reticular de los compuestos iónicos, conteste razonadamente:
- ¿Cuál de los siguientes compuestos tendrá mayor dureza:  $\text{LiF}$  o  $\text{KBr}$ ?
  - ¿Cuál de los siguientes compuestos será más soluble en agua:  $\text{MgO}$  o  $\text{CaS}$ ?
111. 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:  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^0 2p_z^0$ ;  
Indique razonadamente:
- La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.
  - La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.
  - La que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.
112. a) Escriba la configuración electrónica de los iones  $\text{Mg}^{2+}$  ( $Z=12$ ) y  $\text{S}^{2-}$  ( $Z=16$ ).  
b) Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.  
c) Justifique cuál de los dos elementos,  $\text{Mg}$  o  $\text{S}$ , tendrá mayor energía de ionización.
113. Supongamos que los sólidos cristalinos  $\text{CsBr}$ ,  $\text{NaBr}$  y  $\text{KBr}$  cristalizan con el mismo tipo de red.
- Ordénelos de mayor a menor según su energía reticular. Razone la respuesta.
  - Justifique cuál de ellos será menos soluble.
114. Los números atómicos de los elementos A, B, C y D son 2, 11, 17 y 25, respectivamente.
- Escriba, para cada uno de ellos, la configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados.
  - Justifique qué elemento tiene mayor radio.
  - Entre los elementos B y C, razone cuál tiene mayor energía de ionización.
115. Dadas las moléculas  $\text{BF}_3$  y  $\text{PF}_3$ :
- ¿Son polares los enlaces boro-flúor y fósforo-flúor? Razone su respuesta.
  - Prediga su geometría a partir de la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. Residence ESSAADA, entrée 7, 1er étage, Av. Hassan II, Rabat
  - ¿Son polares esas moléculas? Justifique su respuesta. 43

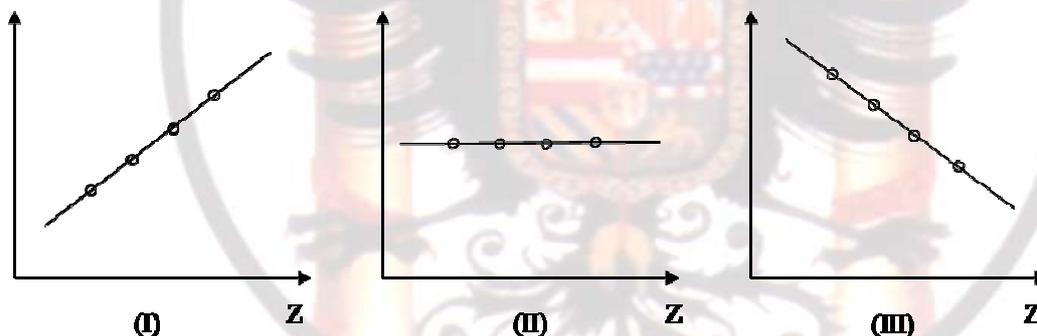
116. La configuración electrónica del ion  $\text{X}^{3+}$  es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .
- ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?
  - ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?
  - Razone si posee electrones desapareados el elemento X.

117. a) ¿Qué se entiende por energía reticular?  
b) Represente el ciclo de Born-Haber para el bromuro de sodio.  
c) Expresé la entalpía de formación ( $\Delta H_f$ ) del bromuro de sodio en función de las siguientes variables: la energía de ionización (I) y el calor de sublimación (S) del sodio,



la energía de disociación (D) y la afinidad electrónica (AE) del bromo y la energía reticular (U) del bromuro de sodio.

118. a) Escriba la configuración electrónica de los iones:  $\text{Al}^{3+}$  ( $Z = 13$ ) y  $\text{Cl}^-$  ( $Z = 17$ ).  
b) Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.  
c) Razone cuál de los elementos correspondientes tendrá mayor energía de ionización.
119. Para las moléculas  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{NH}_3$  y  $\text{BeH}_2$ , indique:  
a) El número de pares de electrones sin compartir de cada átomo.  
b) La geometría de cada molécula utilizando la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.  
c) La hibridación del átomo central.
120. Dadas las moléculas de  $\text{BCl}_3$  y  $\text{H}_2\text{O}$ :  
a) Deduzca la geometría de cada una mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.  
b) Justifique la polaridad de las mismas.
121. Razone qué gráfica puede representar:  
a) El número de electrones de las especies:  $\text{Ne}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{+2}$  y  $\text{Al}^{+3}$ .  
b) El radio atómico de los elementos:  $\text{F}$ ,  $\text{Cl}$ ,  $\text{Br}$  y  $\text{I}$ .  
c) La energía de ionización de:  $\text{Li}$ ,  $\text{Na}$ ,  $\text{K}$  y  $\text{Rb}$ .



122. Los elementos nitrógeno ( $Z=7$ ) y fósforo ( $Z=15$ ) del mismo grupo de la tabla periódica pueden actuar con valencias 3 el nitrógeno y con valencias 3 y 5 el fósforo. Justifíquelo en función de sus configuraciones electrónicas.
123. La configuración electrónica de un elemento es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$   
a) Indicar si se trata de un metal o un no metal.  
b) A que grupo pertenece y cual es su símbolo.  
c) Indicar dos elementos que tengan mayor E.I. que él y otros dos que tengan menor.  
d) Formular un compuesto iónico y otro covalente en que intervenga este elemento.
124. Para ionizar el átomo de sodio se necesitan 118,5 kcal/mol. Si esta energía es de procedencia luminosa. ¿cuál será la frecuencia mas baja posible de un haz luminoso capaz de efectuar tal ionización?. Datos  $h=6,62 \cdot 10^{-34}$  J·s,  $C=3 \cdot 10^8$  m/s  $1 \text{ cal}=4,18 \text{ J}$
125. a) Calcular la energía de un fotón de longitud de onda 550 n.m.  
b) Calcular la energía de un mol de esos fotones.