

1.- Considere las configuraciones electrónicas en el estado fundamental:

1. $1s^2 2s^2 2p^7$
2. $1s^2 2s^3$
3. $1s^2 2s^2 2p^5$
4. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

- a) Razone cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli.
- b) Deduzca el estado de oxidación más probable de los elementos cuya configuración sea correcta.

2.- Indique razonadamente si son ciertas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:

- a) Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio ($Z = 11$) tienen el mismo comportamiento químico.
- b) El ión de carga -2 del isótopo 16 del oxígeno ($Z = 8$) presenta la misma reactividad que el ión de carga -1 del isótopo 18 del oxígeno.
- c) La masa atómica aproximada del cloro es 35,5 siendo este un valor promedio ponderado entre las masas de los isótopos 35 y 37, de porcentaje de abundancia 75 y 25% respectivamente.
- d) Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.

3.- Las energías de ionización sucesivas para el berilio ($Z = 4$), dadas en eV, son: $E_1 = 9,3$; $E_2 = 18,2$; $E_3 = 153,4$...

- a) Defina "primera energía de ionización" y represente el proceso mediante la ecuación química correspondiente
- b) Justifique el valor tan alto de la tercera energía de ionización.

4.- El espectro visible corresponde a radiaciones de longitud de onda comprendida entre 450 y 700 nm.

- a) Calcule la energía correspondiente a la radiación visible de mayor frecuencia.
- b) Razone si es o no posible conseguir ionización del átomo de litio con dicha radiación.

5.- Dado el elemento A ($Z = 17$), justifique cuál o cuáles de los siguientes elementos, B ($Z = 19$), C ($Z = 35$) y D ($Z = 11$):

- a) Se encuentra en su mismo periodo
- b) Se encuentra en su mismo grupo
- c) Son más electronegativos
- d) Tienen menor energía de ionización.

6.- Considere los elementos con números atómicos 4, 11, 17 y 33:

- a) Escriba la configuración electrónica señalando los electrones de la capa de valencia.
- b) Indique a qué grupo del sistema periódico pertenece cada elemento y si son metales o no metales.
- c) ¿Cuál es el elemento más electronegativo y cuál el menos electronegativo?
- d) ¿Qué estados de oxidación serán los más frecuentes para cada elemento?

7.- Dadas las moléculas HCl, KF y CH_2Cl :

- a) Razone el tipo de enlace presente en cada una de ellas utilizando los datos de electronegatividad.
Datos: Valores de electronegatividad: K = 0,8; H = 2,1; C = 2,5; Cl = 3,0; F = 4,0
- b) Escriba la estructura de Lewis y justifique la geometría de las moléculas que tienen enlace covalente.

8.- Dadas las siguientes moléculas: $BeCl_2$, Cl_2CO , NH_3 y CH_4 .

- a) Escriba las estructuras de Lewis.
- b) Determine sus geometrías (puede emplear la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones o de Hibridación).
- c) Razone si alguna de las moléculas puede formar enlaces de hidrógeno.
- d) Justifique si las moléculas $BeCl_2$ y NH_3 son polares o no polares.

9.- Sabiendo que el boro es el primer elemento del grupo trece del Sistema Periódico, conteste razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La energía de ionización es la energía que desprende un átomo, en estado gaseoso, cuando se convierte en ión positivo.
- La energía de ionización del boro es superior a la del litio ($Z = 3$)
- La configuración electrónica del boro le permite establecer tres enlaces covalentes.
- El átomo de boro en el BH_3 tiene un par de electrones de valencia

10.- Dados los siguientes elementos: F, P, Cl y Na.

- Indique su posición (periodo y grupo) en el sistema periódico.
- Determine sus números atómicos y escriba sus configuraciones electrónicas.
- Ordene razonadamente los elementos de menor a mayor radio atómico.
- Ordene razonadamente los elementos en función de su primera energía de ionización.

11.- Dados los elementos Na, C, Si y Ne:

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- ¿Cuántos electrones desapareados presenta cada uno en su estado fundamental?
- Ordénelos de menor a mayor primer potencial de ionización. Justifique la respuesta.
- Ordénelos de menor a mayor tamaño atómico. Justifique la respuesta.

15.- La primera y segunda energía de ionización para el átomo A, cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2$, son 520 y 7300 Kj mol^{-1} , respectivamente:

- Indique qué elemento es A, así como el grupo y periodo a los que pertenece.
- Defina el término energía de ionización. Justifique la gran diferencia existente entre los valores de la primera y la segunda energía de ionización del átomo A.
- Ordene las especies A, A^+ y A^{2+} de menor a mayor tamaño. Justifique la respuesta.
- ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que la especie iónica A^+ ?

16.- Considerando las moléculas H_2CO (metanal) y Br_2O (óxido de dibromo):

- Represente su estructura de Lewis.
- Justifique su geometría molecular.
- Razone si cada una de estas moléculas tiene o no momento dipolar.

17.- El elemento de número atómico 12 se combina fácilmente con el elemento de número atómico 17.

- La configuración electrónica de los dos elementos en su estado fundamental.
- El grupo y periodo al que pertenece cada uno
- El nombre y símbolo de dichos elementos y del compuesto que pueden formar.
- El tipo de enlace y dos propiedades del compuesto formado.

18.- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando en cada caso su respuesta:

- La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde al estado fundamental de un átomo.
- La configuración $1s^2 2s^2 2p^7 3s^1$ es imposible
- Las configuraciones electrónicas $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$ y $1s^2 2s^2 2p^5 2d^1 3s^2$ corresponden a dos estados posibles del mismo átomo.
- La configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde a un elemento alcalinotérreo.

19.- Considere las moléculas de HCN, CHCl_3 y Cl_2O .

- Escriba sus estructuras de Lewis
- Justifique cuáles son sus ángulos de enlace aproximados.

- c) Justifique cuál o cuáles son polares.
d) Justifique si alguna de ellas puede formar enlaces de hidrógeno.

20.- Considere las moléculas: OF_2 , BI_3 , CCl_4 , C_2H_2 :

- a) Escriba sus representaciones de Lewis.
b) Indique razonadamente sus geometrías moleculares utilizando la teoría de hibridación de orbitales o bien la teoría de la repulsión de pares electrónicos.
c) Justifique cuáles son moléculas polares.
d) ¿Qué moléculas presentan enlaces múltiples?

21.- Dados los elementos A, B y C, de números atómicos 6, 11 y 17 respectivamente, indique:

- a) La configuración electrónica de cada uno de ellos.
b) Su situación en la tabla periódica (grupo y período),
c) El orden decreciente de electronegatividad.
d) Las fórmulas de los compuestos formados por C con cada uno de los otros dos, A y B. Y el tipo de enlace que presentan al unirse.

22.- Para el elemento alcalino del tercer periodo y para el segundo elemento del grupo de los halógenos:

- a) escriba sus configuraciones electrónicas.
b) Escriba los cuatro números cuánticos del último electrón de cada elemento.
c) ¿Qué elemento de los dos indicados tendrá la primera energía de ionización menor? Razone la respuesta.
d) ¿Cuál es el elemento que presenta mayor tendencia a perder electrones? Razone la respuesta

23.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de los niveles de energía más externos, identifique el grupo de la Tabla Periódica al que pertenecen. Indique el símbolo, el número atómico y el periodo del primer elemento de dicho grupo.

- a) $ns^2 np^4$
b) ns^2
c) $ns^2 np^1$
d) $ns^2 np^5$

24.- Para cada uno de los elementos con la siguiente configuración electrónica en los niveles de energía más externos:
 $A = 2s^2 2p^4$; $B = 2s^2$; $C = 3s^2 3p^2$; $D = 3s^2 3p^5$

- a) Identifique el símbolo del elemento, el grupo y el periodo en la Tabla Periódica.
b) Indique los estados de oxidación posibles para cada uno de esos elementos
c) Justifique cuál tendrá mayor radio atómico, A o B.
d) Justifique cuál tendrá mayor electronegatividad, C o D.

25.- Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) Los metales alcalinos no reaccionan con los halógenos.
b) Los metales alcalinos reaccionan vigorosamente con el agua,
c) Los halógenos reaccionan con la mayoría de los metales, formando sales iónicas.
d) La obtención industrial de amoníaco a partir de hidrógeno y nitrógeno moleculares es un proceso rápido a temperatura ambiente, aunque no se utilicen catalizadores.

26.- Para el conjunto de números cuánticos que aparecen en los siguientes apartados, explique si pueden pertenecer a un orbital atómico y, en los casos afirmativos, indique de qué orbital se trata.

- a) $n = 5, l = 2, m = 2$ c) $n = 2, l = -1, m = 1$
b) $n = 1, l = 0, m = -\frac{1}{2}$ d) $n = 3, l = 1, m = 0$

27.- Para el segundo elemento alcalinotérreo y para el tercer elemento del grupo de los halógenos:

- Escriba su configuración electrónica.
- Escriba los cuatro números cuánticos de su último electrón,
- ¿Cuál de los dos elementos tendrá mayor afinidad electrónica, en valor absoluto?
- ¿Cuál de los dos elementos es más oxidante? Justifique la respuesta.

28.- Considere los elementos H, O y F.

- Escriba sus configuraciones electrónicas e indique grupo y periodo de cada uno de ellos.
- Explique mediante la teoría de hibridación la geometría de las moléculas de H₂O y OF₂.
- Justifique que molécula de H₂O es más polar que la molécula de OF₂.
- ¿A qué se debe que la temperatura de ebullición del H₂O sea mucho mayor que la del OF₂?

29.- Considere las siguientes moléculas: H₂O, HF, H₂, CH₄ y NH₄. Conteste:

- ¿Cuál o cuáles son polares?
- ¿Cuál presenta el enlace con mayor contribución iónica?
- ¿Cuál presenta el enlace con mayor contribución covalente?
- ¿Cuál o cuáles pueden presentar enlace de hidrógeno?

30.- Dados los elementos A, B y C, de números atómicos 6, 11 y 17 respectivamente, indique:

- La configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Su situación en la tabla periódica (grupo y periodo)
- El orden decreciente de electronegatividad
- Las fórmulas de los compuestos formados por C con cada uno de los otros dos, A y B, y el tipo de enlace que presentan al unirse.

31.- Dados los siguientes compuestos: NaH, CH₄, H₂O, CaH₂ y HF. Conteste razonadamente:

- ¿Cuáles tienen enlace iónico y cuáles enlace covalente?
- ¿Cuáles de las moléculas covalentes son polares y cuáles no polares?
- ¿Cuáles presentan enlace de hidrógeno?
- Atendiendo únicamente a la diferencia de electronegatividad, ¿cuál presenta la mayor acidez?

32.- Para cada uno de los elementos con la siguiente configuración electrónica en los niveles de energía más externos:
A = 2s² 2p⁴; B = 2s²; C = 3s² 3p²; D = 3s² 3p⁵

- Identifique el símbolo del elemento, el grupo y el periodo en la Tabla Periódica.
- Indique los estados de oxidación posibles para cada uno de esos elementos.
- Justifique cuál tendrá mayor radio atómico A o B.
- Justifique cuál tendrá mayor electronegatividad, C o D.

33.- Dados los siguientes compuestos: H₂S, BCl₃ y N₂.

- Escriba sus estructuras de Lewis
- Deduzca la geometría de cada molécula por el método RPECV o a partir de la hibridación
- Deduzca cuáles de las moléculas son polares y cuáles no polares.
- Indique razonadamente la especie que tendrá un menor punto de fusión.

34.- Dados los elementos de números atómicos 19, 23 y 48.

- Escriba la configuración electrónica en el estado fundamental de estos elementos.
- Explique si el elemento de número atómico 30 pertenece al mismo periodo y/o al mismo grupo que los elementos anteriores.
- ¿Qué característica común presentan en su configuración electrónica los elementos de un mismo grupo?

35.- Teniendo en cuenta los elementos $Z = 7$, $Z = 13$ y $Z = 15$, conteste razonadamente:

- ¿Cuáles pertenecen al mismo periodo?
- ¿Cuáles pertenecen al mismo grupo?
- ¿Cuál es el orden decreciente de radio atómico?
- De los dos elementos $Z = 13$ y $Z = 15$, ¿cuál tiene el primer potencial de ionización mayor?

36.- Explique razonadamente por qué se producen los siguientes hechos:

- El elemento con $Z = 25$ posee más estados de oxidación estables que el elemento con $Z = 19$.
- Los elementos con $Z = 10$, $Z = 18$ y $Z = 36$ forman pocos compuestos.
- El estado de oxidación más estable del elemento $Z = 37$ es $+1$.
- El estado de oxidación $+2$ es menos estable que el $+1$ para el elemento $Z = 11$.

37.- Sabiendo que las temperaturas de 3550 , 650 , -107 y -196°C corresponden a las temperaturas de fusión de los compuestos nitrógeno, aluminio, diamante y tricloruro de boro:

- Asigne a cada compuesto el valor que le corresponde a su temperatura de fusión y justifique esta asignación.
- Justifique los tipos de enlaces y/o las fuerzas que están presentes en cada uno de los compuestos cuando se encuentran en estado sólido.

38.- Considere las siguientes moléculas: H_2O , HF , H_2 , CH_4 y NH_3 . Conteste justificadamente a cada una de las siguientes cuestiones:

- ¿Cuál o cuáles son polares?
- ¿Cuál presenta el enlace con mayor contribución iónica?
- ¿Cuál presenta el enlace con mayor contribución covalente?
- ¿Cuál o cuáles pueden presentar enlace de hidrógeno?

39.- Considere los compuestos BaO , HBr , MgF_2 y CCl_4

- Indique su nombre.
- Razone el tipo de enlace que posee cada uno.
- Explique la geometría de la molécula de CCl_4 .

40.- La configuración electrónica del último nivel energético de un elemento es $4s^2 4p^3$. De acuerdo con este dato:

- Deduzca la situación de dicho elemento en la Tabla Periódica.
- Escriba los números posibles de los números cuánticos para su último electrón.
- Deduzca cuántos protones tiene un átomo de dicho elemento.
- Deduzca los estados de oxidación más probables de este elemento.

41.- Para las siguientes especies: Br_2 , NaCl , H_2O y Fe

- Razone el tipo de enlace presente en cada caso.
- Indique el tipo de interacción que debe romperse al fundir cada compuesto.
- ¿Cuál tendrá un menor punto de fusión?
- Razone qué compuesto/s conducirá/n la corriente en estado sólido, cuál/es lo hará/n en estado fundido y cuál/es no conducirá/n la corriente eléctrica en ningún caso.

42.- Dadas las siguientes moléculas: PH_3 , H_2S , CH_3OH , BeI_2

- Escriba sus estructuras de Lewis.
- Razone si forman o no enlaces de hidrógeno.
- Deduzca su geometría aplicando la teoría de hibridación.
- Explique si estas moléculas son polares o apolares.

43.- A las siguientes especies: X^- , Y y Z^+ , les corresponden los números 17, 18 y 19, respectivamente.

- Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.
- Ordene razonadamente, de menor a mayor, las diferentes especies según su tamaño y su energía de ionización.
- ¿Qué especies son X^- e Y ?
- ¿Qué tipo de enlace presenta ZX ? Describa brevemente las características de este enlace.

44.- Dadas las siguientes moléculas: CH_4 , NH_3 , SH_2 , BH_3

- Justifique sus geometrías moleculares en función de la hibridación del átomo central.
- Razone qué moléculas serán polares y cuáles apolares,
- ¿De qué tipo serán las fuerzas intermoleculares en el CH_4 ?
- Indique, razonadamente, por qué el NH_3 es el compuesto que tiene mayor temperatura de ebullición.

45.- Considere los elementos A ($Z = 12$) y B ($Z = 17$). Conteste razonadamente:

- ¿Cuáles son las configuraciones electrónicas de A y B?
- ¿Cuál es el grupo, el periodo, el nombre y el símbolo de cada uno de los elementos?
- ¿Cuál tendrá mayor su primera energía de ionización?
- ¿Qué tipo de enlace se puede formar entre A y B? ¿Cuál será la fórmula del compuesto resultante? ¿Será soluble en agua?

46.- Considere las sustancias: cloruro de potasio, agua, cloro y sodio.

- Indique el tipo de enlace que presenta cada una de ellas.
- Escriba las configuraciones de Lewis de aquellas que sean covalentes.
- Justifique la polaridad del enlace en las moléculas covalentes.
- Justifique la geometría y el momento dipolar de la molécula de agua.

47.- Considerando el elemento alcalinotérreo del tercer periodo y el segundo elemento del grupo de los halógenos:

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- Escriba los cuatro números cuánticos posibles para el último electrón de cada elemento
- ¿Qué tipo de enlace corresponde a la unión química de estos dos elementos entre sí? Razone su respuesta.
- Indique los nombres y símbolos de ambos elementos y escriba la fórmula del compuesto que forman.

48.- Para los elementos A, B, C y D, de números atómicos, 3, 10, 20 y 35 respectivamente:

- Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos
- Indique su situación en la tabla periódica (periodo y grupo)
- Justifique si los siguientes números cuánticos corresponden a los electrones más externos de alguno de ellos, indicando a cuál ($2, 1, 0, +\frac{1}{2}$); ($3, 0, 1, +\frac{1}{2}$); ($3, 2, 1, +\frac{1}{2}$); ($4, 1, 1, +\frac{1}{2}$)
- Justifique cuál de estos elementos tiene la menor reactividad química.

49.- Considere los elementos A ($Z = 11$), B ($Z = 17$), C ($Z = 12$) y D ($Z = 10$)

- Escriba sus configuraciones electrónicas e identifique los cuatro elementos
- ¿Qué formulación de los siguientes compuestos es posible: B_2 ; A; D_2 ; AB; AC; AD; BC; BD? Nómbralos
- Explique el tipo de enlace en los compuestos posibles.
- De los compuestos imposibles del apartado b) ¿qué modificaría para hacerlos posibles?

50.- Considere los elementos de números atómicos 9 y 11

- Identifíquelos con nombre y símbolo y escriba sus configuraciones electrónicas.
- Justifique cuál tiene mayor el segundo potencial de ionización.
- Justifique cuál es más electronegativo
- Justifique qué tipo de enlace presentaría el compuesto formado por estos dos elementos.

51.- Dadas las moléculas HCl, KF, CF₄ y CH₂Cl₂:

- Razone el tipo de enlace presente en cada una de ellas.
- Escriba la estructura de Lewis y justifique la geometría de las moléculas que tienen enlaces covalentes.
- Justifique cuáles de ellas son solubles en agua.

52.- Se tienen los elementos de números atómicos 12, 17 y 18. Indique razonadamente:

- La configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Los números cuánticos del último electrón de cada uno de ellos.
- ¿Qué ion es el más estable para cada uno de ellos? ¿Por qué?
- Escriba los elementos del enunciado en orden creciente de primer potencial de ionización, justificando su respuesta.

53.- Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Una molécula que contenga enlaces polares necesariamente es apolar
- Un orbital s²p² se obtiene por combinación de dos orbitales s y dos orbitales p.
- Los compuestos iónicos en disolución acuosa son conductores de la electricidad
- La temperatura de ebullición del HCl es superior a la del HF.

54.- Cuando una muestra de átomos del elemento con Z = 19 se irradia con luz ultravioleta, se produce la emisión de electrones, formándose iones con carga +1.

- Escriba la configuración electrónica del átomo, indicando su grupo y periodo
- Razone si el segundo potencial de ionización de estos átomos será mayor o menor que el primero.
- Calcule la velocidad de los electrones emitidos si se utiliza radiación con $\lambda = 200$ nm, sabiendo que el valor del primer potencial de ionización es 418'8 kJ mol⁻¹.

Datos: $m_e = 9 \cdot 10^{-31}$ kg; $h = 6'626 \cdot 10^{-34}$ Js; $c = 3 \cdot 10^8$ ms⁻¹; $N_A = 6'022 \cdot 10^{23}$ mol⁻¹

55.- Los átomos X, Y y Z corresponden a los tres primeros elementos consecutivos del grupo de los anfígenos. Se sabe que los hidrocarburos que forman estos elementos tienen temperaturas de ebullición de 373, 213 y 232 K, respectivamente.

- Explique por qué la temperatura de ebullición del hidruro de X es mucho mayor que la de los otros dos.
- Explique por qué la temperatura de ebullición del hidruro de Y es menor que la del hidruro de Z.
- Justifique la geometría molecular del hidruro del elemento X
- Explique el carácter anfótero del hidruro del elemento X.

56.- Sean dos átomos X e Y. Los números cuánticos posibles para el último electrón de cada uno de ellos en su estado fundamental son: X = (4, 0, 0, $\pm \frac{1}{2}$), Y = (3, 1, 0 ó ± 1 , $\pm \frac{1}{2}$). Justifique:

- El periodo y los grupos posibles a los que pertenece cada uno de ellos.
- Cuál de ellos es más electronegativo
- Cuál tiene menor radio atómico
- Si X conduce la electricidad en estado sólido.

57.- Para las sustancias HF, Fe, KF y BF₃, justifique:

- El tipo de enlace presente en cada una de ellas.
- Qué sustancia tendrá menor punto de fusión.
- Cuál o cuáles conducen la electricidad en estado sólido, cuál o cuáles la conducen en estado fundido y cuál p cuáles no la conducen en ningún caso.
- La geometría de la molécula BF₃, a partir de la hibridación del átomo central.

58.- El uranio es un elemento con Z = 92. En la naturaleza se encuentra mayoritariamente como U²³⁸, con una pequeña cantidad de U²³⁵, que es el que se emplea en reactores nucleares.

- Explique la diferencia entre las configuraciones electrónicas del U^{238} y el U^{235} .
- Calcule el número de neutrones en un núcleo de U^{235} .
- Escriba la configuración electrónica del U^{235} .
- Escriba los números cuánticos posibles para los electrones más externos del U^{235} .

59.- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando la respuesta.

- Un fotón con frecuencia 2000 s^{-1} tiene mayor longitud de onda que otro con frecuencia 1000 s^{-1} .
- De acuerdo al modelo de Bohr, la energía de un electrón de un átomo de hidrógeno en el nivel $n = 1$ es cuatro veces la energía del nivel $n = 2$.
- Cuando un átomo emite radiación, sus electrones pasan a un nivel de energía inferior.
- Los números cuánticos (3, 1, 1, +1/2) corresponde a un electrón de la configuración electrónica fundamental del átomo de carbono.

60.- Considerando las moléculas H_2CO (metanal) y Br_2O (óxido de dibromo):

- Represente su estructura de Lewis
- Justifique su geometría molecular
- Razone si cada una de estas moléculas tiene o no momento dipolar.

61.- Considerando los elementos Na, Mg, Si y Cl:

- Indique los números cuánticos del electrón más externo del Na.
- Ordene los elementos por orden creciente de radio atómico y justifique la respuesta.
- Ordene los elementos por orden creciente de su primer potencial de ionización y justifique la respuesta.
- Escriba la configuración electrónica de las especies Na^+ , Mg^{2+} , Si y Cl^- .

62.- Considere los elementos siguientes: Ti ($Z = 22$), Mn ($Z = 25$), Ni ($Z = 28$) y Zn ($Z = 30$)

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- Indique el grupo y el periodo a los que pertenece cada uno de los elementos.
- Justifique si alguno de ellos presenta electrones desapareados.
- Justifique si alguno de ellos conduce la electricidad en estado sólido.

63.- Considere las cuatro configuraciones electrónicas siguientes: (A) $1s^2 2s^2 2p^7$; (B) $1s^2 2s^3$; (C) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ y (D) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

- Razone cuál(es) no cumple(n) el principio de exclusión de Pauli.
- Indique el grupo y el periodo de los elementos a los que pertenecen las configuraciones que sí lo cumplen e indique su carácter metálico o no metálico.
- Escriba las posibles combinaciones de números cuánticos para un electrón situado en un orbital 3d.
- Justifique cuál será el ión más estable del elemento D.

64.- Un elemento tiene como número atómico $Z = 26$.

- Escriba su configuración electrónica.
 - Indique el grupo y el periodo al que pertenece
 - Se sabe que una muestra de 7'00 g de este elemento puro contiene $7'55 \cdot 10^{22}$ átomos de dicho elemento. Calcule su masa atómica.
 - Justifique el enlace que presenta este elemento como sustancia pura
- Dato: $N_A = 6'022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$