

## QUIMICA 2º Bach – Prueba 2

Alumno \_\_\_\_\_

1. Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Óxido de Cobalto (II)

d)  $\text{Sn}(\text{OH})_4$

b) Dicromato de potasio

e)  $\text{HBrO}_2$

c) Propino

f)  $\text{CH}_3\text{CONH}_2$

a)  $\text{CoO}$

d) Hidróxido de estaño (IV)

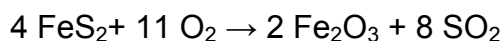
b)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

e) Ácido bromoso

c)  $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$

f) Etanamida

2. La tostación de la pirita se produce según la reacción:



Calcula:

a. La cantidad de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  que se obtiene al tratar 500 kg de pirita de un 92 % de riqueza en  $\text{FeS}_2$ , con exceso de oxígeno.

b. El volumen de oxígeno, medido a 20 °C y 720 mm de Hg, necesario para tostar los 500 kg de pirita del 92 % de riqueza.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas: Fe = 56; S = 32; O = 16.

a) Calculamos la cantidad de  $\text{FeS}_2$  (masa pura) que hay en 500 kg de pirita al 92%.

$$\% \text{ riqueza} = \frac{\text{masa pura}}{\text{masa total}} \cdot 100; \quad 92 = \frac{\text{masa pura}}{500000} \cdot 100$$

$$\text{masa pura} = 460000 \text{ g de } \text{FeS}_2$$

$$PM_{\text{FeS}_2} = 56 + 32 \cdot 2 = 120 \text{ g/mol}$$

El número de moles, por tanto

$$n = \frac{m}{PM}; \quad n = \frac{460000}{120} = 3833\bar{3} \text{ moles } \text{FeS}_2$$

de forma que



$$\frac{4}{3833\bar{3}} = \frac{2}{x} \quad x = 1916\bar{67} \text{ moles de } \text{Fe}_2\text{O}_3$$

$$PM_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 160 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{PM} \Rightarrow 1916\bar{67} = \frac{m}{160} \Rightarrow m = \underline{\underline{306667\bar{2} \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3}}$$

b) Para calcular el volumen debemos atender a



$$\frac{4}{3833'3} = \frac{11}{x} \quad x = 10541'66 \text{ moles de O}_2$$

y en las condiciones propuestas

$$T = 20 + 273 = 293^\circ\text{K} \quad P = \frac{720 \text{ mm Hg}}{760 \frac{\text{mm Hg}}{\text{atm}}} = 0'947 \text{ atm}$$

$$PV = nRT \quad 0'947V = 10541'66 \cdot 293 \cdot 10541'66$$

$$V = \underline{\underline{267448'7 \text{ L de O}_2}}$$

3. a) Razona si para un electrón son posibles las siguientes series de números cuánticos:

(0, 0, 0, -1/2); (1, 1, 0, +1/2); (2, 1, -1, +1/2); (3, 2, 1, -1/2).

b) Indica a qué tipo de orbital corresponden los estados anteriores que sean posibles.

c) Indica los orbitales anteriores en orden creciente de energía.

Los números cuánticos de un electrón son cuatro:

- n Número cuántico principal (nivel de energía/capa electrónica) = 1, 2, 3, ...
- l Número cuántico secundario (subnivel energía/forma orbital) = 0, ..., (n-1)
- m Número cuántico magnético (orientación orbital) = -l, ..., 0, ..., +l
- s Número cuántico de spin (momento angular del e<sup>-</sup>) = ± 1/2

a) En base a esto:

(0, 0, 0, -1/2) no sería posible ya que "n" no puede tener valor cero.

(1, 1, 0, +1/2) no sería posible ya que "l" es siempre menor que "n"

(2, 1, -1, +1/2) si sería posible; con n=2, por las razones anteriores.

(3, 2, 1, -1/2) si sería posible; con n=3, por las razones anteriores.

b) Un orbital se puede designar mediante un número y una letra, siendo el número el que hace referencia al nivel energético del orbital ("n") y la letra la que hace referencia a la forma del orbital tal que:

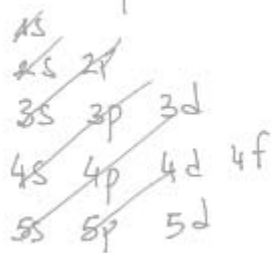
$$l=0 \Rightarrow \text{"s"} \quad l=1 \Rightarrow \text{"p"} \quad l=2 \Rightarrow \text{"d"} \quad l=3 \Rightarrow \text{"f"}$$

De las series anteriores solo son posibles las dos últimas y los orbitales correspondientes serán:

$$\left. \begin{array}{l} (2, 1, -1, +1/2) \\ (2, 1, 0, +1/2) \\ (2, 1, 1, -1/2) \end{array} \right\} n=2, l=1 \quad 2p$$

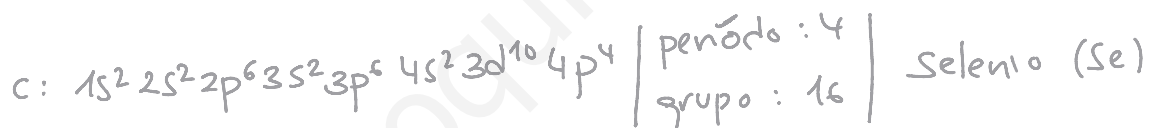
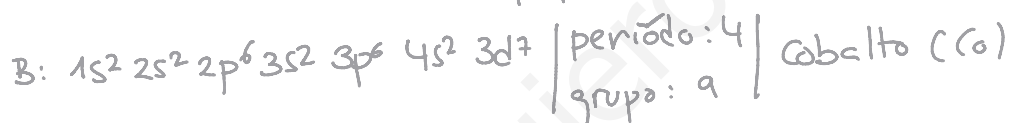
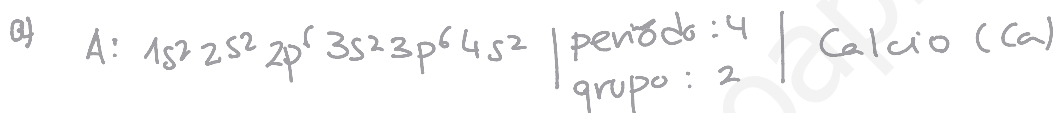
$$\left. \begin{array}{l} (3, 2, 1, -1/2) \\ (3, 2, 0, +1/2) \\ (3, 2, 0, -1/2) \\ (3, 2, 1, +1/2) \end{array} \right\} n=3, l=2 \quad 3d$$

9) El diagrama de Möller representa el orden de llenado electrónico en orden creciente de energía, observándose que  $3d > 2p$



Además para  $3d: n+l=5$  }  $5 > 3$  y  
 y para  $2p: n+l=3$  }  $3d > 2p$

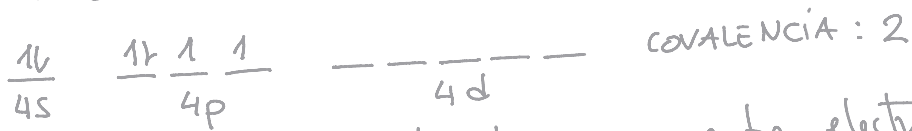
4. Los números atómicos de los elementos A, B y C son respectivamente 20, 27 y 34.
- Escribe la configuración electrónica de cada elemento y sus grupos y períodos.
  - Indica qué elemento es el más electronegativo y cuál el de mayor radio.
  - Indica razonadamente las covalencias que presentará  $Z = 34$ .



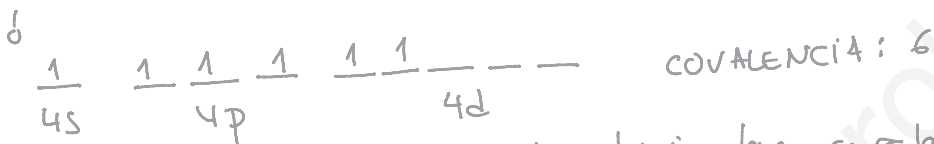
b) El más electronegativo será el Se ( $Z_c = 34$ ) por ser más pequeño y estar más cerca de adquirir configuración electrónica externa de gas noble.

En cuanto al radio, a medida que nos desplazamos a la derecha en el período (los tres pertenecen al cuarto), se produce una contracción en el tamaño atómico debido a la atracción electrostática entre los electrones de 4º nivel y el núcleo. Si seguimos avanzando, el número de electrones es ya lo suficientemente grande para que predomine la repulsión entre ellos y, además, disminuye la "carga nuclear efectiva", por lo que el tamaño aumentará ligeramente. Así, el de mayor radio será el Ca ( $Z_A = 20$ )

g) Para  $Z=34$  (Se) nos encontramos en un nivel  $n=4$ . Para este nivel son posibles los valores de  $l=0(s), 1(p), 2(d), 3(f)$  de valores energéticos muy cercanos. La configuración electrónica en el estado fundamental será:



aunque son posibles los despareamientos electrónicos y



Así, serán posibles para el selenio las covalencias 2, 4, 6.

5. Teniendo en cuenta la energía reticular, contesta razonadamente:

- ¿Cuál de los siguientes compuestos tendrá mayor dureza: LiF o KBr?
- ¿Cuál de los siguientes compuestos será más soluble en agua: MgO o CaS?
- Representa el ciclo de Born-Haber para la formación del bromuro de potasio y expresa la entalpía de formación ( $\Delta H_f$ ) en función de las siguientes variables: la energía de ionización (I) y el calor de sublimación (S) del potasio, la energía de disociación (D) y la afinidad electrónica (AE) del bromo y la energía reticular (U) del bromuro de potasio.

La Energía Reticular ( $U_0$ ) de un compuesto varía según la carga de sus iones de forma directamente proporcional y según el tamaño de estos de forma indirectamente proporcional. Esto es, a mayor carga de iones con mayor fuerza se atraerán y a menor tamaño, más unidos los núcleos y más difícil su separación. Además la  $U_0$  influye de manera proporcional en la dureza, los puntos de fusión y ebullición (a mayor  $U_0 \rightarrow$  mayor dureza); y de manera inversamente proporcional a la solubilidad (a mayor  $U_0 \rightarrow$  menor solubilidad).

a) En el caso de LiF y KBr, las cargas de sus iones son las mismas

+1	para Li y K
-1	para F y Br

Debemos, pues, fijarnos en el tamaño de los iones. Así, los iones del  $\text{KBr}$  ( $\text{K}^+$  y  $\text{Br}^-$ ) tienen mayor radio que los del  $\text{LiF}$  ( $\text{Li}^+$  y  $\text{F}^-$ ) [Recordemos que el tamaño atómico e iónico en la tabla periódica aumenta al descender en un grupo y al movernos hacia la izquierda en un período].  
 El  $\text{KBr}$  será el compuesto con iones de mayor tamaño, es el que los núcleos están más alejados siendo más fáciles de separar.  
 Así, el más duro será el  $\text{LiF}$ .

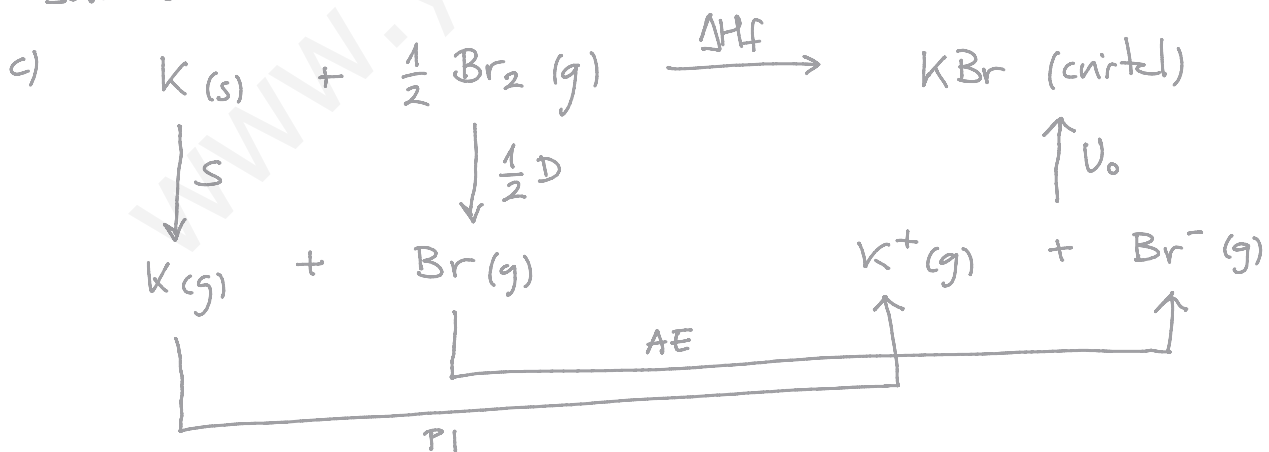
b) Análogamente al apartado anterior,  $\text{MgO}$  y  $\text{CaS}$  tendrán las mismas cargas

+2 para  $\text{Mg}$  y  $\text{Ca}$

-2 para  $\text{O}$  y  $\text{S}$

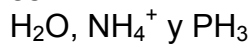
y debemos atender al radio.

Al compararlos, el tamaño de los iones  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{S}^{2-}$  es mayor que los de  $\text{Mg}^{2+}$  y  $\text{O}^{2-}$ . Debido a esto,  $\text{CaS}$  será el de menor energía reticular y, por tanto, el más soluble.



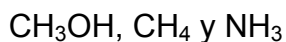
$$\Delta H_f = S + \frac{1}{2} D + PI + AE + U_o$$

6. a) Dadas las especies:



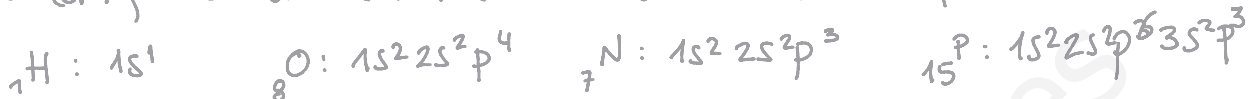
representálas mediante estructuras de Lewis y justifica su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

b) Dadas las siguientes especies químicas:

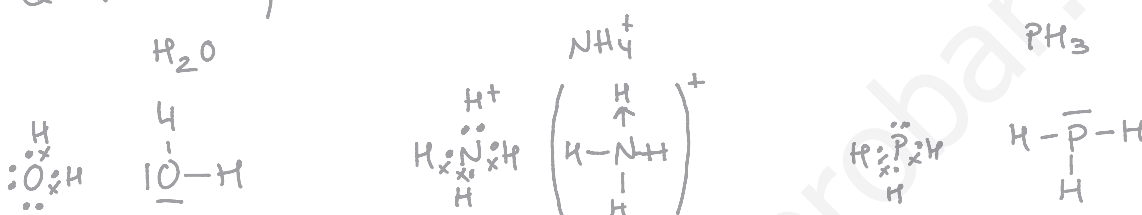


ordénalas, justificando la respuesta, de menor a mayor punto de fusión y razona si serán solubles en agua.

a) Las configuraciones electrónicas de los elementos implicados son:

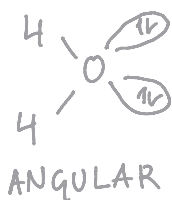


de forma que las estructuras de Lewis para

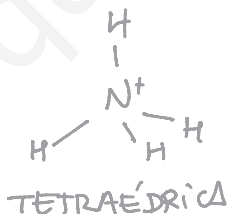


Según la teoría de RPECV, encontremos

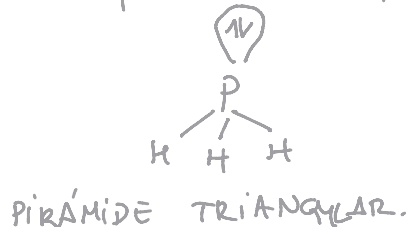
$H_2O$   
( $AB_2E_2$ )  
2 pares  $e^-$  compartidos  
2 pares  $e^-$  sin compartir



$NH_4^+$   
( $AB_4$ )  
4 pares  $e^-$  compartidos  
0 pares  $e^-$  sin compartir



$PH_3$   
( $AB_3E$ )  
3 pares  $e^-$  compartidos  
1 par  $e^-$  sin compartir



b) En el metanol,  $CH_3OH$ , la suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces que le forman da un valor no nulo y, por tanto, será una molécula POLAR. Además, se darán puentes de hidrógeno con otras moléculas cercanas ya que el oxígeno es un átomo pequeño y muy electronegativo.

En el caso del amoníaco,  $NH_3$ , ocurre algo similar al caso anterior y nos encontramos ante una molécula POLAR debido también puentes de hidrógeno, aunque en el metanol los enlaces están más polarizados por la mayor diferencia de electronegatividad entre los átomos que los forman.

En el caso del metano  $CH_4$ , los cuatro enlaces polares C-H en disposición tetraédrica alrededor del átomo de C dan como resultado un momento total nulo, estando ante una molécula APOLAR.

Por otro lado, la magnitud de las fuerzas intermoleculares depende, en gran medida de:

- la polaridad de las moléculas,
- la masa molecular, y
- la existencia de puentes de hidrógeno

Cuanto mayores sean las fuerzas intermoleculares, mayor será el punto de fusión.

En consecuencia, el metanol por la existencia de puentes de hidrógeno y su masa molecular será el que más intensas fuerzas presente, seguido del amoníaco en el que serán menos intensas y del metano en el que solo exhiben fuerzas de Van der Waals muy débiles.

Así

$$PF_{\text{metanol}} > PF_{\text{amoníaco}} > PF_{\text{metano}}$$

En cuanto a la solubilidad, cuanto mayor es la polaridad de una molécula mayor es la solubilidad en disolventes polares como el agua, ya que la interacción entre los dipolos del agua y las moléculas polares facilita la disolución.

Así, metanol y amoníaco serán solubles y el metano no.