

# EBAU QUÍMICA: Julio-2019

Tiempo máximo de la prueba: 1h.30 min.

## Opción A

1.- Sean los elementos químicos: Se, Br, Kr, Rb y Sr.

a) Ordenar los cinco elementos por su radio atómico. Números atómicos (Z): Se= 34; Br= 35; Kr= 36; Rb=37; Sr= 38

La posición en la tabla periódica de los elementos queda determinada por su configuración electrónica. El periodo coincide con el nivel energético (máximo valor de n, número cuántico principal) en el que se alojan electrones. El grupo lo determinamos en función de cómo termina esa configuración electrónica, correspondiendo los grupos 1, 2, 3, 4..., 12, 13, 14...,18 a las terminaciones  $s^1$ ,  $s^2$ ,  $d^1$ ,  $d^2$ ...,  $d^{10}$ ,  $p^1$ ,  $p^2$ ...,  $p^6$ , respectivamente.

Primero vemos las configuraciones electrónicas:

- Se:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ . Período 4, grupo 16.
- Br:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ . Período 4, grupo 17.
- Kr:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ . Período 4, grupo 18.
- Rb:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$ . Período 5, grupo 1.
- Sr:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$ . Período 5, grupo 2.

El tamaño disminuye dentro de un período porque al aumentar el número de electrones en el último nivel, éstos apantallan menos la carga positiva del núcleo para el resto de electrones del mismo nivel, lo que hace que la carga nuclear efectiva que sienten los electrones sea mayor y, en consecuencia, el radio atómico sea menor cuanto mayor es el número atómico en un período.

En un grupo, el tamaño aumenta hacia abajo, con el aumento del número atómico, ya que el número atómico principal, como sabemos, está directamente relacionado con la energía del electrón en dicho orbital y con su volumen. A mayor valor de n, mayor volumen.

Por lo tanto, el orden creciente de radios atómicos es:



b) Razonar cuál es el ion más estable que pueden formar cada uno de estos elementos.

Para determinar los iones más probables de estos elementos vamos a ver cuál es la forma más fácil de que adquieran una estructura electrónica de capa cerrada. Como vemos, el kriptón es un gas noble con su nivel energético más externo completo, por lo que no tiene tendencia a formar iones. Por su parte, la configuración electrónica de selenio y bromo están próximas a la del kriptón, a falta de 2 y 1 electrón, respectivamente. Estos dos elementos tenderán a ganar electrones y formar aniones, el selenio ganará 2 y el bromo 1, formando los aniones selenuro(2-) y bromuro(1-).

- $\text{Se} + 2 e^- \rightarrow \text{Se}^{2-} \Rightarrow \text{Se}^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ .
- $\text{Br} + e^- \rightarrow \text{Br}^- \Rightarrow \text{Br}^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ .

En el caso de rubidio y estroncio, su configuración electrónica es más parecida a la del kriptón, gas noble del período anterior, que a la del xenón, el de su periodo. Si pierden 1 o 2 electrones, respectivamente, adquieren una estructura electrónica de capa cerrada para formar los cationes rubidio(1+) y estroncio(2+).

- $\text{Rb} - e^- \rightarrow \text{Rb}^+ \Rightarrow \text{Rb}^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ .



- c) Razonar, qué tipo de enlace se puede dar entre Br y Sr. Indica dos propiedades de este tipo de enlace.

El bromo es un no metal, un halógeno, y el estroncio un metal, un alcalinotérreo, por lo que se unen por enlace iónico cuando forman compuestos entre sí. De acuerdo con las cargas de ambos iones, como el compuesto iónico es eléctricamente neutro, debe haber dos iones bromuro por cada ión estroncio, de ahí que la fórmula del compuesto sea  $\text{SrBr}_2$ .

Entre las propiedades de los compuestos iónicos destacar:

- Son sólidos de alto punto de fusión y ebullición.
- Son duros y frágiles.
- Son solubles en disolventes polares como el agua.
- No conducen la corriente eléctrica en estado sólido, pero sí que lo hacen cuando se encuentran fundidos o en disolución.

Puntuación máxima por apartado: a) 0,75 puntos; b) 1 punto; c) 0,75 puntos

2.- A  $25^\circ\text{C}$  la constante de velocidad de una reacción vale  $0,035 \text{ s}^{-1}$ . Esta reacción tiene una energía de activación de  $40,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

- a) Determinar el valor de la constante de velocidad a  $75^\circ\text{C}$ .  $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

$T_1 = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$ ;  $k_1 = 0,035 \text{ s}^{-1}$ ;  $E_a = 40,5 \text{ kJ/mol} = 45000 \text{ J/mol}$ ;  $T_2 = 75^\circ\text{C} = 348 \text{ K}$ .

De acuerdo con la ecuación de Arrhenius:  $k_i = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}$

$$\left. \begin{aligned} k_1 &= A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT_1}} \\ k_2 &= A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT_2}} \end{aligned} \right\} k_2 : k_1 \Rightarrow \frac{k_2}{k_1} = \frac{A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT_2}}}{A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT_1}}} \Rightarrow \frac{k_2}{k_1} = e^{\frac{E_a}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)} \Rightarrow$$

$$k_2 = k_1 \cdot e^{\frac{E_a}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)} = 0,035 \cdot e^{\frac{40500}{8,314} \left( \frac{1}{298} - \frac{1}{348} \right)} = 0,367 \text{ s}^{-1}$$

- b) Razonar cuál será el orden de la reacción mediante la información disponible.

$A \rightarrow \text{Productos}$

$$v = k \cdot [A]^\alpha$$

Sabemos que la velocidad se mide en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$  y la concentración en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , como la constante tiene como unidades  $\text{s}^{-1}$ ,

$$v = k \cdot [A]^\alpha \Rightarrow \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}} = \frac{1}{\text{s}} \cdot \left( \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^\alpha \Rightarrow \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \left( \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^\alpha \Rightarrow \alpha = 1$$

El orden de reacción es 1.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

3.- Se tiene una disolución acuosa de un ácido débil HA 1,5 molar. Si se toman 4,0 mL de esta disolución y se añade agua hasta completar un volumen de 30,0 mL, calcular:

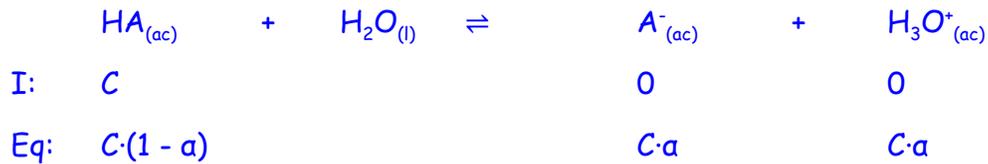
- a) La nueva concentración de ácido, expresada en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , y el pH de la disolución resultante.  
b) El grado de disociación del ácido, expresado en %.  $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$ .

$V_0 = 4,0 \text{ mL}$ ;  $C_0 = 1,5 \text{ M}$ ;  $V = 30 \text{ mL}$ ;  $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$ .

Cuando preparamos una disolución por dilución de una más concentrada, el número de moles de soluto es el que contenía el volumen tomado de la disolución concentrada. Por ello, aplicamos:

$$C_0 \cdot V_0 = C \cdot V \Rightarrow C = \frac{C_0 \cdot V_0}{V} = \frac{1,5 \cdot 4,0}{30} = 0,2 M$$

El equilibrio de disociación de nuestro ácido es:



$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{C \cdot \alpha \cdot C \cdot \alpha}{C \cdot (1 - \alpha)} = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \Rightarrow C \cdot \alpha^2 + K_a \cdot \alpha - C \cdot K_a = 0$$

$$\alpha = \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 + 4 \cdot C \cdot K_a}}{2 \cdot C} = \frac{-1,75 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(-1,75 \cdot 10^{-5})^2 + 4 \cdot 0,2 \cdot -1,75 \cdot 10^{-5}}}{2 \cdot 0,2} = 9,31 \cdot 10^{-3} < 0$$

El ácido se encuentra disociado un 0,931%.

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(C \cdot \alpha) = -\log(0,2 \cdot 9,31 \cdot 10^{-3}) = 2,73$$

Puntuación máxima por apartado: a) 1,5 puntos; b) 0,5 puntos

4.- Se tiene tres sales de AgCl, AgBr y AgI.

a) Calcular la solubilidad de las tres sales, expresándolas en g·L<sup>-1</sup>. Kps: AgCl = 1,7·10<sup>-10</sup>; AgBr = 5,6·10<sup>-13</sup>; AgI = 1,1·10<sup>-16</sup>. Masas atómicas (u): Ag = 107,9; Br = 79,9; I = 126,9; Cl = 35,5.

Puesto que tenemos que calcular las solubilidades de los tres halogenuros de plata en g/L, lo primero que debemos hacer es calcular sus masas molares:

$$A_{Ag} = 107,9; A_{Cl} = 35,5; A_{Br} = 79,9; A_I = 126,9$$

$$M_{AgX} = A_{Ag} + A_X \Rightarrow \begin{cases} M_{AgCl} = 107,9 + 35,5 = 143,4 \text{ g/mol} \\ M_{AgBr} = 107,9 + 79,9 = 187,8 \text{ g/mol} \\ M_{AgI} = 107,9 + 126,9 = 234,8 \text{ g/mol} \end{cases}$$



$$\begin{aligned} K_{ps} &= [Ag^+] \cdot [X^-] = S \cdot S = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_{ps}} \\ K_{ps \text{ AgCl}} &= 1,7 \cdot 10^{-10}; K_{ps \text{ AgBr}} = 5,6 \cdot 10^{-13}; K_{ps \text{ AgI}} = 1,1 \cdot 10^{-16} \\ S_{AgCl} &= \sqrt{1,7 \cdot 10^{-10}} = 1,30 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{L} \cdot \frac{143,4 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,87 \cdot 10^{-3} \text{ g/L} \\ S_{AgBr} &= \sqrt{5,6 \cdot 10^{-13}} = 7,48 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{L} \cdot \frac{187,8 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,41 \cdot 10^{-4} \text{ g/L} \\ S_{AgI} &= \sqrt{1,1 \cdot 10^{-16}} = 1,05 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{L} \cdot \frac{234,8 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 2,46 \cdot 10^{-6} \text{ g/L} \end{aligned}$$

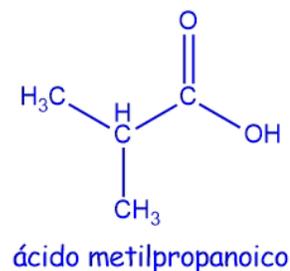
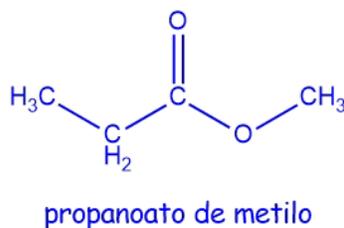
b) Ordenar las tres sales de mayor a menor solubilidad.

Para ordenar de mayor a menor solubilidad las tres sales debemos comparar sus solubilidades en concentración molar ya que los valores en g/L se ven muy afectados por las masas moleculares de las distintas sustancias. En cualquier caso, a tenor de los resultados obtenidos en el apartado anterior, vemos que la ordenación es la misma atendiendo a unas u otras unidades. Así:



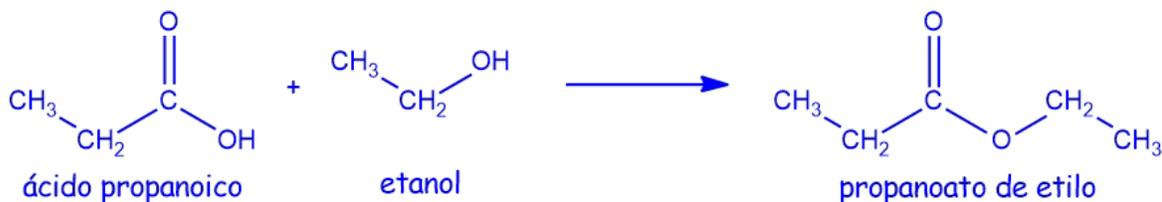
Puntuación máxima por apartado: a) 1,5 puntos; b) 0,5 puntos

5.- a) Dada la fórmula molecular  $C_4H_8O_2$ , escribir y nombrar tres posibles isómeros.



b) Completa la reacción, nombrando el producto final  $CH_3-CH_2OH + CH_3-CH_2-COOH \rightarrow$

Se trata de una reacción de esterificación, conocidas como reacciones de condensación porque se producen con pérdida de una molécula de agua. También podemos clasificarla como una reacción de sustitución, en la que se sustituye el grupo hidroxilo del carboxilo por un grupo etoxi, en este caso.



Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos; b) 1 punto

## Opción B

1.- Dados los elementos A, B, C, D y E, cuyos números atómicos son, 20, 26, 29, 31 y 34, respectivamente. Indicar, razonando la respuesta:

a) La configuración electrónica de sus respectivos estados fundamentales, y el grupo y nivel al que pertenecen.

La posición en la tabla periódica de los elementos queda determinada por su configuración electrónica. El periodo coincide con el nivel energético (máximo valor de n, número cuántico principal) en el que se alojan electrones. El grupo lo determinamos en función de cómo termina esa configuración electrónica, correspondiendo los grupos 1, 2, 3, 4..., 12, 13, 14..., 18 a las terminaciones  $s^1$ ,  $s^2$ ,  $d^1$ ,  $d^2$ ...,  $d^{10}$ ,  $p^1$ ,  $p^2$ ...,  $p^6$ , respectivamente.

Primero vemos las configuraciones electrónicas:

- A:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ . Período 4, grupo 2.
- B:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ . Período 4, grupo 8.
- C:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ . Período 4, grupo 11.
- D:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ . Período 4, grupo 13.

- E:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ . Período 4, grupo 16.
- b) Indicar, **razonadamente**, cuál es el elemento de mayor radio atómico y el de mayor energía de ionización.

El tamaño disminuye dentro de un período porque al aumentar el número de electrones en el último nivel, éstos apantallan menos la carga positiva del núcleo para el resto de electrones del mismo nivel, lo que hace que la carga nuclear efectiva que sienten los electrones sea mayor y, en consecuencia, el radio atómico sea menor cuanto mayor es el número atómico en un período. Como todos los elementos indicados son del mismo período, el de mayor radio atómico será **A**.

La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón a un átomo en estado gas y en su estado fundamental para formar el ión monopositivo también en estado gas. Dentro de un período, la energía de ionización aumenta hacia la derecha, con el aumento de número atómico, ya que, como hemos dicho arriba, así aumenta la carga nuclear efectiva y disminuye el radio, por lo que los electrones son atraídos con mayor fuerza y es más difícil arrancarlos. En términos de configuración electrónica, cuanto más a la derecha los átomos se acercan más a una estructura electrónica de capa cerrada (como la de los gases nobles), por lo que tienen tendencia a ganar electrones y es más difícil arrancárselos que a los que están más a la izquierda, que tienden a perderlos para adquirir una configuración electrónica como la del gas noble del período anterior. El elemento con mayor energía de ionización será **E**.

Puntuación máxima por apartado: a) 1,5 puntos; b) 1 punto

2.- Conocidos los potenciales normales de reducción de los siguientes pares redox:  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,346 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ .

- a) Indicar, razonadamente, la especie más oxidante y la más reductora.

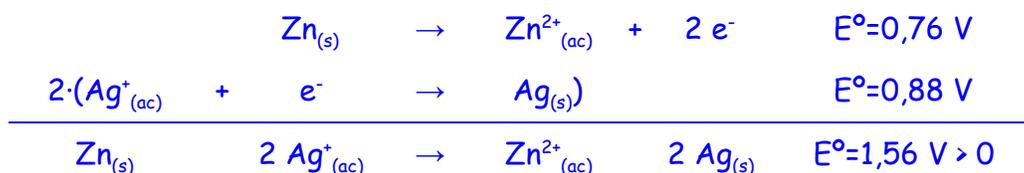
Como datos tenemos los potenciales de reducción de tres pares. Aquel par que presenta un mayor potencial de reducción será el que se reduzca con mayor facilidad. La especie oxidada de dicho par será la especie más oxidante. Por el contrario, la más reductora será la especie reducida del par que presenta menor potencial de reducción, ya que es la que se oxidará con mayor facilidad.

En nuestro caso,  $\text{Ag}^+$  es la especie más oxidante, ya que es la especie oxidada del par  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  que es el de mayor potencial de reducción.

La especie más reductora es el Zn, especie reducida del par  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ , que es el que presenta un potencial de reducción más bajo.

- b) Explicar qué sucedería si se introduce una barra de zinc en una disolución de iones  $\text{Ag}^+$ .

Ponemos en contacto zinc metálico con ión plata. De producirse alguna reacción sería la oxidación del zinc y la reducción del ión plata, lo que ocurrirá de forma espontánea si el potencial de reacción es positivo.



Como vemos, el potencial de la reacción es positivo, por lo que la reacción es espontánea y se disolverá la barra de zinc y aparecerá un residuo sólido de plata.



b) El pH de la disolución.

$$pH = 14 - pOH = 14 + \log[OH^-] = 14 + \log(C \cdot \alpha)$$

$$pH = 14 + \log(7,88 \cdot 10^{-2} \cdot \alpha) = 11,07$$

Puntuación máxima por apartado: a) 1 punto; b) 1 punto

5.- Por combustión de 2,0 gramos de un hidrocarburo ( $C_xH_y$ ) se obtienen 6,29 gramos de  $CO_2$ . Si la densidad del hidrocarburo en estado gaseoso es  $1,78 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$  a  $287,8 \text{ K}$  y  $1 \text{ atm}$  de presión. Determinar:

a) La fórmula empírica y molecular del hidrocarburo.  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ; Masas atómicas (u):  $C = 12$ ;  $H = 1$ .

Por combustión, todo el carbono de nuestro compuesto ( $C_xH_y$ ) pasa al dióxido de carbono y el hidrógeno al agua. Conociendo la masa de  $CO_2$  podemos calcular la masa de  $C$  y, por diferencia con la masa de compuesto, la de  $H$ .

$$M_{CO_2} = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol} \Rightarrow 6,29 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{12 \text{ g } C}{44 \text{ g } CO_2} = 1,7155 \text{ g } C$$

$$\left. \begin{array}{l} m_C = 1,7155 \text{ g } C \\ m_H = m_{C_xH_y} - m_C = 2 - 1,7155 = 0,2845 \text{ g } H \end{array} \right\} \begin{array}{l} \xrightarrow{\div A_i} \frac{1,7155}{12} = 0,1430 \text{ mol } C \\ \frac{0,2845}{1} = 0,2845 \text{ mol } H \end{array} \right\} \Rightarrow$$

$$\left. \begin{array}{l} \frac{0,1430}{0,1430} = 1 \text{ at. } C \\ \frac{0,2845}{0,1430} = 2 \text{ at. } H \end{array} \right\} \Rightarrow \text{fórmula empírica: } CH_2$$

La fórmula molecular de nuestro compuesto será:  $(CH_2)_x$

La masa molar de este compuesto es:

$$M = x \cdot (A_C + 2 \cdot A_H) = x \cdot (12 + 2 \cdot 1) = 14 \cdot x$$

A partir de la densidad sabemos que  $1 \text{ L}$  de este gas medido a  $1 \text{ atm}$  de presión y a la temperatura de  $287,8 \text{ K}$  tiene una masa de  $1,78 \text{ g}$ . Aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Rightarrow$$
$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{1,78 \cdot 0,082 \cdot 287,8}{1 \cdot 1} = 42 \text{ g/mol}$$

Comparando los valores de  $M$ , determinamos el número de veces que se repite  $CH_2$  en la fórmula molecular:

$$14 \cdot x = 42 \Rightarrow x = \frac{42}{14} = 3$$

Nuestro compuesto es  $C_3H_6$ .

b) Indicar si el hidrocarburo es saturado o insaturado, y formular un isómero.

Los hidrocarburos saturados son aquellos que presentan todos los carbonos unidos por enlace sencillo y sin cierre de anillos. Esto hace que la fórmula general de los hidrocarburos saturados sea  $C_nH_{2n+2}$ .

Para determinar si un hidrocarburo tiene o no insaturaciones por dobles o triples enlaces, o por cierre de anillos, basta con aplicar la fórmula:

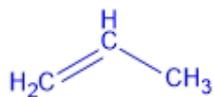
$$N_{ins} = \frac{2 \cdot N_C + 2 - N_H}{2}$$

En nuestro caso queda:

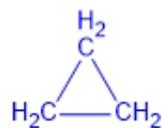
$$N_{ins} = \frac{2 \cdot 3 + 2 - 6}{2} = 1$$

Presenta una insaturación.

Sólo tenemos dos posibles isómeros con esta fórmula molecular, el propeno y el ciclopropano:



propeno



ciclopropano

Puntuación máxima por apartado: 0,75 puntos