

EBAU QUÍMICA: Julio-2018

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

Opción A

- 1.- Dadas las moléculas: 1) eteno; 2) etino; 3) trifluoruro de boro y 4) amoníaco:
- Escribir sus estructuras de Lewis. Números atómicos, Z: H:1; B:5; C:6; N:7; F:9.
 - Razonar sus polaridades, si la tienen.
 - Explicar su hibridación según la TRPECV.

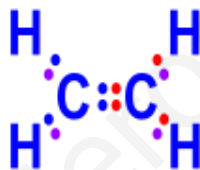
En este ejercicio debemos hacer los tres apartados a la vez ya que para predecir la polaridad debemos proponer una estructura en base a la TRPECV.

1) Eteno: $\text{CH}_2=\text{CH}_2$.

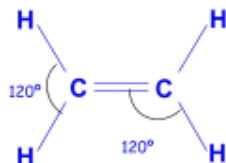
$\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$

$\text{H} \rightarrow 1s^1$

Al carbono le faltan 4 electrones (e^-) para completar su nivel más externo, y al hidrógeno 1 e^- para alcanzar una configuración electrónica de gas noble (como el helio). Para conseguirlo cada átomo de carbono comparte dos electrones con el otro átomo de carbono y otros dos e^- con dos átomos de hidrógeno, de tal forma que nos queda:



Consideramos los átomos de C como átomos centrales de forma independiente para ver cómo es la geometría en torno a cada uno de ellos y así poder predecir su polaridad e hibridación. Cada átomo de carbono tiene tres regiones electrónicas en su capa de valencia, por lo que se dirigirán hacia los vértices de un triángulo equilátero para minimizar las repulsiones entre ellas, tal y como indica la TRPECV. La molécula será plana con ángulos de enlace HCH e HCC de 120° .



Los enlaces C-H son poco polares, lo que unido a la simetría de la molécula nos permite afirmar que será una molécula apolar.

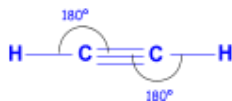
Los dos átomos de carbono, para justificar los ángulos de enlace de 120° , deben tener hibridación sp^2 .

2) Etino: $\text{CH}\equiv\text{CH}$.

Con un razonamiento similar al del caso anterior, vemos que ahora un átomo de carbono comparte 3 e^- con el otro y 1 e^- con un átomo de hidrógeno, y, de esta forma, todos los átomos adquieren una configuración electrónica de capa cerrada.

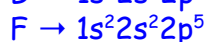
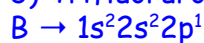


Cada átomo de carbono presenta dos regiones electrónicas en su nivel más externo. Según la TRPECV se dirigirán en sentidos opuestos, formando un ángulo de 180° . De esta forma, la molécula será lineal. Como carbono e hidrógeno tienen electronegatividades similares y la molécula es lineal, también podemos afirmar que el etino es apolar.

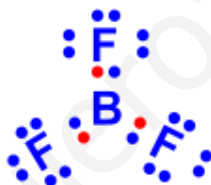


La hibridación de los átomos de carbono en el etino es sp para justificar los ángulos de enlace HCC de 180° .

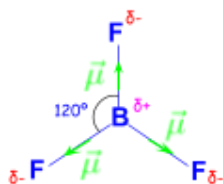
3) Trifluoruro de boro: BF_3 .



El boro, con tres e^- en su capa de valencia, necesitaría 5 e^- para completar su nivel más externo. Cada átomo de flúor sólo necesita 1 e^- para adquirir una estructura electrónica de capa cerrada. Como sólo tenemos tres átomos de flúor, cada uno de estos compartirá un e^- con uno del boro. Como vemos, el boro no cumple la regla del octeto por defecto, ya que no tiene suficientes e^- para compartir con otros átomos:



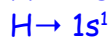
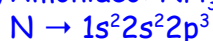
El boro tiene tres pares de electrones en su capa de valencia. De acuerdo con la teoría RPECV, éstos se dirigen hacia los vértices de un triángulo equilátero. Como todos los pares son enlazantes, la molécula es triangular plana, con ángulos de enlace FBF de 120° .



Aunque los enlaces BF son claramente polares por la diferencia de electronegatividad de los dos elementos, la geometría de la molécula hace que la molécula sea apolar.

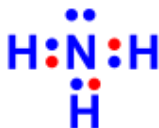
El boro presentará hibridación sp^2 en el trifluoruro de boro, ya que al combinar un orbital s con dos orbitales p del mismo nivel se obtienen otros tres orbitales atómicos híbridos iguales, dirigidos hacia los vértices de un triángulo equilátero.

4) Amoníaco: NH_3 .

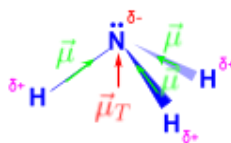


El nitrógeno, con cinco e^- en su capa de valencia, necesita 3 e^- para

completar su nivel más externo, al mismo tiempo que cada átomo de hidrógeno sólo necesita 1 e⁻ para adquirir una estructura electrónica de capa cerrada. Si cada uno de los tres átomos de hidrógeno comparte un e⁻ con uno del nitrógeno, todos acabarán con la configuración electrónica de su capa de valencia completa:



El nitrógeno tiene cuatro pares de electrones en su capa de valencia. De acuerdo con la teoría RPECV, éstos se dirigen hacia los vértices de un tetraedro. Como tiene un par de electrones no enlazante, la molécula es piramidal de base triangular, con ángulos de enlace HNH próximo a los 109°.



Los enlaces N-H son polares, (el nitrógeno es más electronegativo que el hidrógeno). La geometría piramidal del amoniaco hace que la suma vectorial de los momento dipolares de enlace de un momento dipolar total distinto de cero. Por eso, la molécula de amoniaco es polar.

Esta geometría sólo puede explicarse con una hibridación sp³ para el nitrógeno. La combinación del orbital 2s y los tres orbitales 2p del nitrógeno da lugar a cuatro orbitales híbridos iguales dirigidos hacia los vértices de un tetraedro.

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

2.- La constante de equilibrio K_c para la reacción $\text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)}$ vale 5,1 a 800 K. Si 1 mol de CO y 1 mol de H₂O se calientan a 800 K en un recipiente vacío de 50 L, **cuando se alcanza el equilibrio**, calcular:

a) Cuántos moles de CO quedan sin reaccionar.

V = 50 L; K_c = 5,1; T = 800 K

	CO _(g)	+	H ₂ O _(g)	⇌	CO _(g)	+	H _{2(g)}
I:	1		1		0		0
R:	x		x		0		0
F:	0		0		x		x
E:	1 - x		1 - x		x		x

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{\frac{n_{\text{CO}_2}}{V} \cdot \frac{n_{\text{H}_2}}{V}}{\frac{n_{\text{CO}}}{V} \cdot \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V}} = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot n_{\text{H}_2}}{n_{\text{CO}} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{x^2}{(1-x)^2} \Rightarrow$$

$$\sqrt{K_c} = \frac{x}{1-x} \Rightarrow x \cdot (1 + \sqrt{K_c}) = \sqrt{K_c} \Rightarrow x = \frac{\sqrt{K_c}}{1 + \sqrt{K_c}}$$

$$x = \frac{\sqrt{5,1}}{1 + \sqrt{5,1}} = 0,69 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}} = n_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - x = 1 - 0,69 = 0,31 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{H}_2} = x = 0,69 \text{ mol}$$

Quedan 0,31 mol de CO sin reaccionar en el equilibrio.

- b) La presión parcial de cada gas, la presión total en el recipiente y la constante K_p . $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$$P_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P_{CO} = P_{H_2O} = \frac{0,31 \cdot 0,082 \cdot 800}{50} = 0,407 \text{ atm}$$

$$P_{CO_2} = P_{H_2} = \frac{0,69 \cdot 0,082 \cdot 800}{50} = 0,905 \text{ atm}$$

$$P_{eq} = P_{CO} + P_{H_2O} + P_{CO_2} + P_{H_2} = 2 \cdot 0,407 + 2 \cdot 0,905 = 2,624 \text{ atm}$$

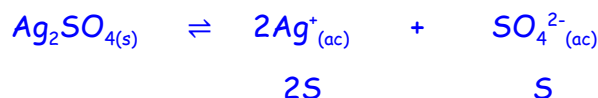
$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \xrightarrow{\Delta n=0} K_p = K_c = 5,1$$

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

- 3.- La solubilidad de sulfato de plata (Ag_2SO_4) en agua es $8,11 \cdot 10^{-2} \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$, a 25°C .

- a) Escribir correctamente el equilibrio de solubilidad y calcular K_{ps} . Masas atómicas (u): O = 16; S = 32; Ag = 107,9.

El equilibrio de solubilidad del sulfato de plata es:



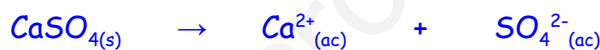
$$M_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot A_{\text{Ag}} + A_{\text{S}} + 4 \cdot A_{\text{O}} = 2 \cdot 108 + 32 + 4 \cdot 16 = 311,8 \text{ g/mol}$$

$$S = 8,11 \cdot 10^{-2} \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{311,8 \text{ g}} = 2,60 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = (2 \cdot S)^2 \cdot S = 4 \cdot S^3 = 4 \cdot (2,60 \cdot 10^{-4})^3 = 7,04 \cdot 10^{-11}$$

- b) ¿Cuál será la solubilidad (en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$) del sulfato de plata en presencia de una disolución acuosa de sulfato de calcio (CaSO_4) $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

El sulfato de calcio es una sal soluble. La presencia del ión sulfato va a hacer que la solubilidad del sulfato de plata disminuya por efecto ión común:



0,1 M

$$[\text{SO}_4^{2-}] = C_{\text{CaSO}_4} = 0,1 \text{ mol/L}$$

El equilibrio de solubilidad del cromato de plata en agua es:



Inicial: 0 0,1

Equilibrio 2S' 0,1 + S'

S' es despreciable frente a 0,1 por el efecto ión común, de ahí que podamos afirmar que $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,1 \text{ mol/L}$.

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \Rightarrow K_{ps} = (2 \cdot S')^2 \cdot 0,1 \Rightarrow K_{ps} = 0,4 \cdot S'^2 \Rightarrow S' = \sqrt{\frac{K_{ps}}{0,4}}$$

$$S' = \sqrt{\frac{7,04 \cdot 10^{-11}}{0,4}} = 4,19 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$S = 1,33 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{311,8 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 4,14 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$$

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

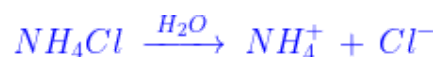
- 4.- a) Razonar el carácter ácido, básico o neutro de disoluciones de las siguientes sales: NH_4Cl ; KCN ; NaCl y CH_3COONa .
b) Escribir las reacciones de hidrólisis de las sales anteriores que procedan. Constantes: $K_a(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{HCN}) = 6,31 \cdot 10^{-10}$; $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

Resolvemos los dos apartados conjuntamente, ya que para explicar el carácter ácido o básico de una disolución debemos escribir todas las reacciones químicas que tienen lugar.

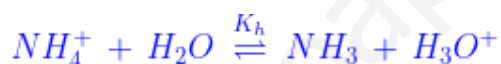
De los datos del problema deducimos que el amoníaco es una base débil y el ácido cianhídrico y el acético son ácidos débiles, cualquier otro ácido o base implicado en nuestros procesos será fuerte (HCl , NaOH , por ejemplo).

Para cada una de las sales vemos la reacción de disolución en agua, disociándose en sus correspondientes iones. Luego analizamos si alguno de estos sufre equilibrio de hidrólisis.

NH_4Cl :



El ión amonio es el ácido conjugado del amoníaco (base débil), por lo que sufre equilibrio de hidrólisis. Por su parte, el anión cloruro es la base conjugada del ácido clorhídrico, un ácido fuerte, por lo que no sufre hidrólisis. Como consecuencia, la disolución tiene carácter ácido, lo que se puede comprobar con el equilibrio de hidrólisis del catión amonio, ya que el ión oxonio es un producto de la reacción.



KCN :



El anión cianuro es la base conjugada del ácido cianhídrico (ácido débil), por lo que sufre equilibrio de hidrólisis. El catión potasio es el ácido conjugado del hidróxido de potasio, base fuerte, por lo que no sufre hidrólisis. Como consecuencia, la disolución tiene carácter básico, lo que se puede comprobar con el equilibrio de hidrólisis del anión cianuro, ya que el ión hidroxilo es un producto de la reacción.



NaCl :



El catión sodio es el ácido conjugado del hidróxido de sodio (base fuerte) y el anión cloruro es la base conjugada del ácido clorhídrico, un ácido fuerte, por lo que ninguno de los dos iones sufre hidrólisis. Como consecuencia, la disolución será neutra.

CH_3COONa :



El catión sodio es el ácido conjugado del hidróxido de sodio (base fuerte), por lo que no se hidroliza. Por su parte, el anión acetato es la base conjugada del ácido acético, un ácido débil, por lo que sufrirá un equilibrio de hidrólisis. Como consecuencia, la disolución tiene carácter básico, como se ve en la ecuación química del equilibrio de hidrólisis del anión acetato, ya que el ión hidroxilo es un producto de la reacción.



Puntuación máxima por apartado: 1 punto

- 5.- Se dispone de 2,81 g de un compuesto orgánico oxigenado. Por combustión de esta muestra, se producen 5,75 g de dióxido de carbono y 1,76 g de agua. Además se sabe que 17,2 g de este compuesto orgánico contienen $1,204 \cdot 10^{23}$ moléculas.

a) Determinar la fórmula empírica.

Nuestro compuesto orgánico tiene como fórmula empírica $C_xH_yO_z$.

Por combustión, todo el carbono de nuestro compuesto pasa al dióxido de carbono y el hidrógeno al agua. Conociendo las masas de CO_2 y H_2O , ya podemos calcular las masas de C e H, y, por diferencia con la masa de compuesto, la de O.

$$\left. \begin{array}{l} M_{CO_2} = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol} \\ M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol} \end{array} \right\} \Rightarrow \left. \begin{array}{l} 5,75 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g } CO_2} = 1,57 \text{ g C} \\ 1,76 \text{ g } H_2O \cdot \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g } H_2O} = 0,20 \text{ g H} \end{array} \right\}$$

$$m_C = 1,57 \text{ g C}$$

$$m_H = 0,20 \text{ g H}$$

$$m_O = m_{C_xH_yO_z} - m_C - m_H = 2,81 - 1,57 - 0,20 = 1,04 \text{ g O}$$

$\left. \begin{array}{l} \div A_i \\ \Rightarrow \end{array} \right\}$

$$\left. \begin{array}{l} \frac{1,57}{12} = 0,131 \text{ mol C} \\ \frac{0,20}{1} = 0,20 \text{ mol H} \\ \frac{1,04}{16} = 0,065 \text{ mol O} \end{array} \right\} \Rightarrow \left. \begin{array}{l} \frac{0,131}{0,065} = 2 \text{ at. C} \\ \frac{0,20}{0,065} = 3 \text{ at. H} \\ \frac{0,065}{0,065} = 1 \text{ at. O} \end{array} \right\}$$

La fórmula empírica de nuestro compuesto es: C_2H_3O

b) Hallar la fórmula molecular.

La fórmula empírica nos informa sobre la relación más sencilla en número de átomos en un compuesto químico. Es la fórmula molecular la que nos indica cuántos átomos de cada elemento tenemos por unidad molecular, y se trata de un múltiplo de la fórmula empírica.



Para su determinación necesitamos conocer su masa molecular, ya que:

$$M_{\text{compuesto}} = x \cdot (2 \cdot A_C + 3 \cdot A_H + A_O) = x \cdot (2 \cdot 12 + 3 \cdot 1 + 16) = 43 \cdot x$$

La masa molecular la calculamos, en este caso, a partir del número de moléculas correspondiente a 17,2 g de compuesto ($1,204 \cdot 10^{23}$ moléculas):

$$M_{\text{compuesto}} = \frac{m_{\text{compuesto}}}{N_{\text{compuesto}}} = \frac{m_{\text{compuesto}} \cdot N_A}{N_{\text{compuesto}}} = \frac{17,2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}}{1,204 \cdot 10^{23}} = 86 \text{ g/mol} \Rightarrow$$

$$43 \cdot x = 86 \Rightarrow x = \frac{86}{43} = 2$$

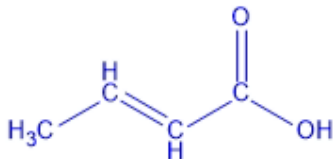
La fórmula molecular de nuestro compuesto es $C_4H_6O_2$.

c) Escribir y nombrar un isómero del compuesto orgánico. Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; O = 16. $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

El compuesto presenta dos insaturaciones (pueden ser por cierre de ciclo o por la presencia de dobles enlaces, o un triple enlace).

$$N_{ins} = \frac{2 \cdot N_C + 2 - N_H}{2} = \frac{2 \cdot 4 + 2 - 6}{2} = 2$$

Un isómero que cumpliría con estas características podría ser el ácido but-2-enoico:



Otros isómeros posibles, serían: butanodial, butanodiona, propenoato de metilo, but-3-in-1-ol (o cualquier otro butinol)...

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos

Opción B

1.- a) Expresar el significado de los cuatro números cuánticos y **razonar** los valores numéricos que puede adoptar cada uno.

Los números cuánticos que caracterizan a un electrón son n , l , m_l y m_s , (n, l, m_l, m_s). Los tres primeros caracterizan al orbital en el que se encuentra el electrón, veamos con qué está relacionado cada número cuántico:

- n : Es el número cuántico principal. Está relacionado con la energía y tamaño del orbital. Puede tomar los valores 1, 2, 3...
- l : Número cuántico secundario o azimutal está relacionado con la forma del orbital, realmente con el momento angular del orbital. En átomos polielectrónicos su valor también va a determinar la energía del electrón en un orbital. Puede tomar los valores 0, 1, ..., $n - 1$.
- m_l : Es el número cuántico magnético y está relacionado con la orientación espacial del orbital. Sus valores están comprendidos entre $-l$ y l , incluido el 0 ($m_l = -l, -(l-1), \dots, -1, 0, 1, \dots, l-1, l$).
- m_s : Es el número cuántico de espín. Está relacionado con el momento magnético intrínseco del electrón. Puede tomar los valores $\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.

b) De los siguientes conjuntos de números cuánticos, **razonar** cuáles son permitidos identificando el orbital al que pertenecen: 1) (4, 2, 0, +1); 2) (3, 3, -3, -1/2); 3) (3, 2, 2, -1/2); 4) (4, 3, 0, +1/2); y 5) (3, 2, -3, +1/2).

1) (4, 2, 0, +1) no es posible porque el número cuántico de espín (m_s) sólo puede ser $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$.

2) (3, 3, -3, $-\frac{1}{2}$) no es correcto, pues el valor máximo de l es $n - 1$. En nuestro caso podría ser 0, 1 o 2.

3) (3, 2, 2, $-\frac{1}{2}$) es posible. Se corresponde con un electrón en un orbital 3d. 3 porque el número cuántico principal es 3 y d porque $l = 2$ es el valor que caracteriza a estos orbitales.

4) (4, 3, 0, $+\frac{1}{2}$) es posible. Se corresponde con un electrón en un orbital 4f. 4 porque el valor del número cuántico principal es 4 y f porque el valor de l propio de estos orbitales es 3 ($l = 3$).

5) (3, 2, -3, $+\frac{1}{2}$) no es posible. Los valores de m_l posibles son los comprendidos entre $-l$ y l , incluido el 0. En este caso podrían ser -2, -1, 0, 1 ó 2, pero nunca -3.

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

2.- Para la reacción $A_{(g)} \rightarrow B_{(g)} + C_{(g)}$, se sabe que su energía de activación es $140 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, y su constante de velocidad vale $0,34 \text{ s}^{-1}$, a $300 \text{ }^\circ\text{C}$.

a) Calcular el factor de frecuencia y sus unidades. $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

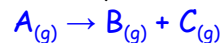
De acuerdo con la ecuación de Arrhenius, la relación entre la constante de velocidad y la temperatura viene dada por $k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$, donde A es el factor de frecuencia y tiene las mismas unidades que k .

Escribimos los datos con las unidades apropiadas para su utilización en esta expresión:

$E_a = 140 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = 140000 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$; $T = 300 \text{ }^\circ\text{C} = 573 \text{ K}$; $k = 0,34 \text{ s}^{-1}$.

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}} \Rightarrow A = k \cdot e^{\frac{E_a}{RT}} = 0,34 \cdot e^{\frac{140000}{8,314 \cdot 573}} = 1,97 \cdot 10^{12} \text{ s}^{-1}$$

b) **Razonar** el orden de la reacción y calcular la concentración inicial de $A_{(g)}$ si la velocidad de reacción es $0,68 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.



La ley de velocidad para esta reacción será de la forma: $v = k \cdot [A]^\alpha$

Las unidades de la velocidad son $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$, las de k s^{-1} y las de $[A]$ $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Sustituyendo las unidades en la ley de velocidad calculamos α .

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}^{-1}} = \frac{1}{\text{s}} \cdot \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^\alpha \Rightarrow \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^\alpha \Rightarrow \alpha = 1$$

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

La reacción es de orden 1.

Para que la velocidad de reacción sea de $0,68 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$, la concentración de A deberá ser:

$$[A] = \frac{v}{k} = \frac{0,68}{0,34} = 2 \text{ mol/L}$$

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

3.- Se dispone de una disolución acuosa de KOH cuya concentración es $0,175 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

a) ¿Cuál será el pH de la disolución?

El hidróxido de potasio es una base fuerte que se encuentra totalmente disociada en disolución acuosa:



$$[\text{OH}^-] = C_{\text{KOH}} = 0,175 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log[\text{OH}^-] = 14 + \log(0,175) = 13,24$$

b) ¿Cuál sería el pH y el grado de ionización de una disolución acuosa de ácido etanoico, CH_3COOH , que tuviera la misma concentración que la de KOH ? Constantes: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

Representamos al ácido acético y al ión acetato como AcOH y AcO^- , respectivamente.

El equilibrio de disociación del ácido acético será:



I: C 0 0

Eq: $C(1 - \alpha)$ $C\alpha$ $C\alpha$

$$[H_3O^+] = [AcO^-] = C \cdot \alpha \Rightarrow K_a = \frac{[AcO^-] \cdot [H_3O^+]}{[AcOH]} = \frac{C \cdot \alpha \cdot C \cdot \alpha}{C \cdot (1-\alpha)} \Rightarrow$$

$$K_a = \frac{C \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \Rightarrow C \cdot \alpha^2 + K_a \cdot \alpha - K_a = 0 \Rightarrow$$

$$0,175 \cdot \alpha^2 + 1,76 \cdot 10^{-5} \cdot \alpha - 1,76 \cdot 10^{-5} = 0 \Rightarrow$$

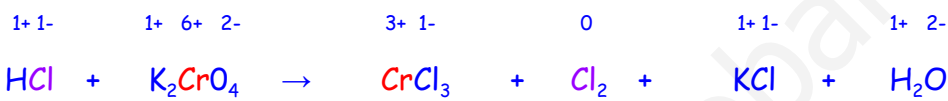
$$\alpha = \frac{-1,76 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(1,76 \cdot 10^{-5})^2 + 4 \cdot 0,175 \cdot 1,76 \cdot 10^{-5}}}{2 \cdot 0,175} = 9,98 \cdot 10^{-3} < 0$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(C \cdot \alpha) = -\log(0,175 \cdot 9,98 \cdot 10^{-3}) = 2,76$$

Puntuación máxima por apartado: a) 0,75 puntos; b) 1,25 puntos

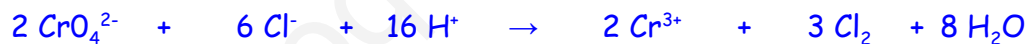
4.- Dada la reacción: $HCl + K_2CrO_4 \rightarrow CrCl_3 + KCl + Cl_2 + H_2O$:

a) Ajustar la ecuación por el método del ión-electrón, identificando las sustancias oxidante y reductora y dar el nombre de todas las sales presentes en la reacción.



Las sales presentes en la reacción son el tetraoxidodicromato de dipotasio (cromato de potasio, K_2CrO_4), el tricloruro de cromo ($CrCl_3$) y el cloruro de potasio (KCl).

La sustancia oxidante es el tetraoxidocromato de dipotasio, ya que se reduce pasando el cromo de número de oxidación 6+ a 3+. La sustancia reductora es el ácido clorhídrico, para la que el cloro se oxida, pasando de número de oxidación 1- a 0.



Ahora debemos traspasar los coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada en forma iónica a la ecuación en forma molecular. Hay que tener en cuenta que debe ajustarse el K_2SO_4 , ya que se trata de una especie espectadora.



b) Calcular la masa de K_2CrO_4 necesaria para producir 92,25 L de Cl_2 gaseoso, medidos a 1,2 atm y 300 K. Masas atómicas (u): O = 16; K = 39; Cr = 52. $R=0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Lo primero que vamos a necesitar es calcular la masa molar del cromato de potasio (tetraoxidocromato de dipotasio). Se puede resolver calculando el número de moles de cloro ($P \cdot V = n \cdot R \cdot T$) y después ir aplicando factores de conversión o ver la relación entre los moles de cloro y cromato de potasio.

$$M_{K_2CrO_4} = 2 \cdot A_K + A_{Cr} + 4 \cdot A_O = 2 \cdot 39 + 52 + 4 \cdot 16 = 194 \text{ g/mol}$$

$$n_{Cl_2} = \frac{P \cdot V_{Cl_2}}{R \cdot T} = \frac{1,2 \cdot 92,25}{0,082 \cdot 300} = 4,5 \text{ mol de } Cl_2$$

$$4,5 \text{ mol } Cl_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } K_2CrO_4}{3 \text{ mol } Cl_2} \cdot \frac{194 \text{ g } K_2CrO_4}{1 \text{ mol } K_2CrO_4} = 582 \text{ g de } K_2CrO_4$$

Lo voy a resolver, ahora, aplicando el concepto de mol y su cálculo en función de la masa. Según la estequiometría, se forman 3 moles de cloro por cada dos moles de cromato que reaccionan, lo que nos lleva a que el número de moles

de cromato son las dos terceras partes del de cloro obtenido.

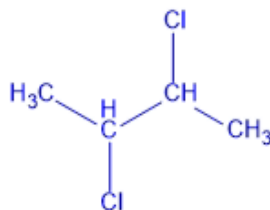
$$M_{K_2CrO_4} = 2 \cdot A_K + A_{Cr} + 4 \cdot A_O = 2 \cdot 39 + 52 + 4 \cdot 16 = 194 \text{ g/mol}$$

$$m_{K_2CrO_4} = n_{K_2CrO_4} \cdot M_{K_2CrO_4} = \frac{2}{3} \cdot n_{Cl_2} \cdot M_{K_2CrO_4} = \frac{2}{3} \cdot \frac{P \cdot V_{Cl_2}}{RT} \cdot M_{K_2CrO_4} \Rightarrow$$
$$m_{K_2CrO_4} = \frac{2}{3} \cdot \frac{1,2 \cdot 92,25}{0,082 \cdot 300} \cdot 194 = 582 \text{ g de } K_2CrO_4$$

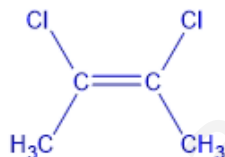
Puntuación máxima por apartado: a) 1,25 puntos; c) 0,75 puntos

- 5.- a) Escribir la fórmula de las siguientes moléculas: 1) 2,3-diclorobutano; 2) 2,3-diclorobut-2-eno; 3) 4,4-dimetilpent-2-ino e indicar aquellas que presenten isomería geométrica (cis-trans) y escribir la fórmula de estos isómeros.

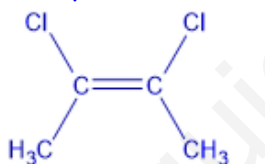
1) 2,3-diclorobutano



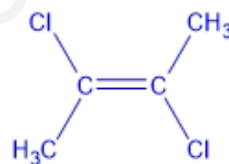
2) 2,3-diclorobut-2-eno



Este compuesto presenta isomería geométrica cis-trans

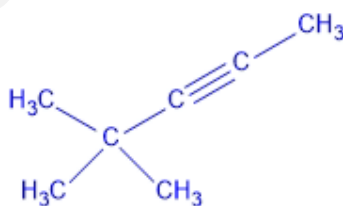


cis-2,3-diclorobut-2-eno



trans-2,3-diclorobut-2-eno

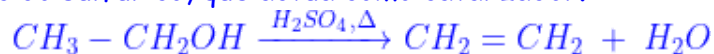
3) 4,4-dimetilpent-2-ino



- b) Escribir y nombrar el compuesto que se forma al calentar suavemente etanol en presencia de ácido sulfúrico concentrado, indicando el tipo de reacción descrita.

Se produce una reacción de **eliminación**, concretamente una deshidratación de alcoholes que da como producto un alqueno.

En nuestro caso, el etanol da el eteno por deshidratación calentando en presencia de ácido sulfúrico, que actúa como catalizador.



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