

**Universidad de Castilla la Mancha - Selectividad - Reserva.1 - 2.007****Opción A**

1.- Se tiene una disolución ácida obtenida mediante la mezcla de 150 ml de ácido acético 0,1M y 100 ml de agua. Calcula:

- La concentración inicial de ácido acético en la mezcla anterior
- El pH de dicha disolución.
- El porcentaje de ionización del ácido acético en la misma.

Dato: constante de acidez del ácido acético, $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$.

$$n = M \cdot V = 0.1 \cdot 0.15 \rightarrow n = 0.015 \rightarrow M = \frac{0.015}{0.15+0.1} = 0.06 \text{ M}$$



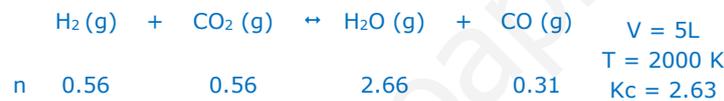
$$\begin{array}{cccc} C_0 & 0.06 & & \\ C_{\text{eq}} & 0.06(1-\alpha) & 0.06\alpha & 0.06\alpha \end{array} \quad \begin{array}{l} \alpha = 0.01 \\ K_b = 1.8 \cdot 10^{-5} \end{array}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}} [\text{H}^+]_{\text{eq}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}}} \rightarrow 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0.06\alpha)^2}{0.06(1-\alpha)} \rightarrow \begin{cases} \alpha = -0.02 \\ \alpha = 0.015 \end{cases}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(9 \cdot 10^{-4}) \rightarrow \text{pH} = 3.04$$

2.- Una mezcla gaseosa compuesta por 0,56 mol de hidrógeno, 0,56 mol de dióxido de carbono, 2,66 mol de agua y 0,31 mol de monóxido de carbono se encuentra en un recipiente de 5 litros a 2000 K. Para el equilibrio a 2000 K: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$, K_c vale 2,63.

- Indica razonadamente si la mezcla gaseosa se encuentra en el equilibrio.
- Calcula las presiones parciales de cada gas en el recipiente cuando se establece el equilibrio a 2000 K.
- Calcula el valor de la constante de equilibrio K_p a 2000 K.



$$Q = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}} \cdot [\text{CO}]_{\text{eq}}}{[\text{H}_2]_{\text{eq}} \cdot [\text{CO}_2]_{\text{eq}}} = \frac{\frac{2.66}{5} \cdot \frac{0.31}{5}}{\frac{0.56}{5} \cdot \frac{0.56}{5}} \rightarrow Q = 2.629$$

Como $Q_c = K_c$: el sistema está en **equilibrio**.

$$n_T = 4.09 \rightarrow P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{4.09 \cdot 0.082 \cdot 2000}{5} \rightarrow P_T = 134.152 \text{ atm} \rightarrow P_p = P_T \cdot X \rightarrow \begin{cases} P_{\text{H}_2} = P_T \cdot \frac{0.56}{4.09} \rightarrow P_{\text{H}_2} = 18.36 \text{ atm} \\ P_{\text{CO}_2} = P_T \cdot \frac{0.56}{4.09} \rightarrow P_{\text{CO}_2} = 18.36 \text{ atm} \\ P_{\text{H}_2\text{O}} = P_T \cdot \frac{2.66}{4.09} \rightarrow P_{\text{H}_2\text{O}} = 87.24 \text{ atm} \\ P_{\text{CO}} = P_T \cdot \frac{0.31}{4.09} \rightarrow P_{\text{CO}} = 10.16 \text{ atm} \end{cases}$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 2.63 \cdot (0.082 \cdot 2000)^0 \rightarrow K_p = 2.63$$

3.- Indica razonadamente:

- Que tienen en común los siguientes átomos e iones: Na^+ , Ne , F^- y O^{2-} .
- Cuál es el orden de sus valores de potencial de ionización.

Datos: números atómicos: $\text{Na} = 11$; $\text{Ne} = 10$; $\text{F} = 9$; $\text{O} = 8$.



Estos cuatro átomos e iones tienen el mismo número de electrones, es decir, son **isoelectrónicos**.

El potencial de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo gas en su estado fundamental, para arrancarle un electrón de su capa de valencia. En el caso de átomos/iones isoelectrónicos, cuanto mayor sea la carga nuclear positiva, más fuertemente estará atraído el electrón a arrancar y por tanto, mayor será la energía de ionización. Es decir, en orden creciente: **$\text{O}^{2-} < \text{F}^- < \text{Ne} < \text{Na}^+$** .

4.- Una reacción es espontánea a 800°C, pero es no espontánea a 25°C. Indica razonadamente que signo (+ o -) tendrán ΔH y ΔS de dicha reacción.

La espontaneidad de una reacción depende del signo del incremento de la energía libre de Gibbs, que viene dada por la expresión: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. Si ΔG es negativo la reacción es espontánea y lo contrario, si el ΔG es positivo la reacción no es espontánea.

Si esta reacción es espontánea a altas temperaturas pero no a bajas temperaturas, significa que:

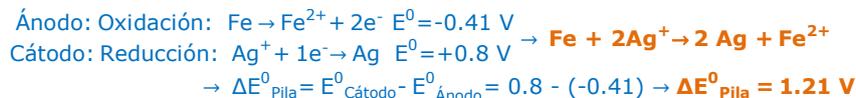
$$\Delta H - (T)\Delta S < 0$$

$$\Delta H - (T)\Delta S > 0$$

La única forma de que esto se cumpla es que el signo tanto del ΔH como del ΔS , sea **positivo**.

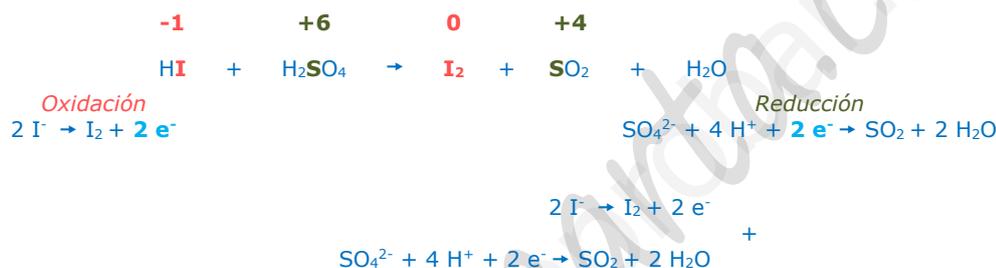
- 5.-** Considerar una pila electroquímica preparada al conectar una semicelda Ag^+/Ag a otra Fe^{2+}/Fe mediante un puente salino.
- Indica cual electrodo es el cátodo y cuál es el ánodo.
 - Escribe la reacción global de la pila y calcula su fuerza electromotriz estándar.
- Datos: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,41 \text{ V}$.

El cátodo lo constituye el par con mayor potencial estándar de reducción:



Opción B

- 1.-** El yoduro de hidrógeno es oxidado a yodo (I_2) mediante tratamiento con ácido sulfúrico (tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno) el cual, a su vez, se reduce a dióxido de azufre obteniéndose agua en la reacción.
- Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón.
 - Calcula los volúmenes de disolución 0,1 M de ácido sulfúrico y 0,05 M de yoduro de hidrógeno que tendrán que reaccionar para obtener 5 g de dióxido de azufre mediante la reacción anterior.



$$5 \text{ gr SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{64 \text{ gr SO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol SO}_2} \cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4}{0.1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0.781 \text{ L H}_2\text{SO}_4 = 781 \text{ mL}$$

$$5 \text{ gr SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{64 \text{ gr SO}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol HI}}{1 \text{ mol SO}_2} \cdot \frac{1 \text{ L HI}}{0.05 \text{ mol HI}} = 1.56 \text{ L HI}$$

- 2.-** En la fabricación del vino, la glucosa de la uva es transformada en etanol mediante la acción de las levaduras, según la reacción: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) \rightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + 2 \text{CO}_2(\text{g})$. La energía libre estándar de esta reacción es $-227,76 \text{ kJ}$. Con los datos que se dan más abajo, calcula:

- ΔS estándar de la reacción
- La entalpía estándar de formación del etanol líquido.

Datos: ΔH°_f en kJ mol^{-1} : $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) = -1274,4$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,51$; S° en $\text{J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) = 212,1$; $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) = 160,7$; $\text{CO}_2(\text{g}) = 213,74$

Primer calculamos el incremento de entropía estándar de la reacción:



$$\Delta S^\circ_R = \sum S^\circ_{\text{F. Productos}} - \sum S^\circ_{\text{F. Reactivos}} = [2(160.7) + 2(213.74)] - [212.1] \rightarrow \Delta S^\circ_R = 536.78 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$$

Para calcular la entalpía estándar de formación del etanol líquido, primero tenemos que calcular el incremento de entalpía estándar de la reacción, despejándola de la fórmula:

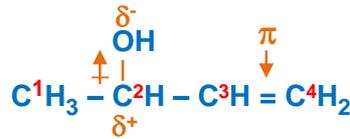
$$\Delta G^\circ_R = \Delta H^\circ_R - T \cdot \Delta S^\circ_R \rightarrow -227.76 = \Delta H^\circ_R - 298(0.53678) \rightarrow \Delta H^\circ_R = -67.79 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_R = \sum \Delta H^\circ_{\text{F. Productos}} - \sum \Delta H^\circ_{\text{F. Reactivos}} \rightarrow -67.79 = [2\Delta H^\circ_{\text{F. C}_2\text{H}_5\text{OH}} + 2(-393.51)] - [-1274.4] \rightarrow \Delta H^\circ_{\text{f. C}_2\text{H}_5\text{OH}} = -277.58 \text{ kJ/mol}$$



3.- Para el compuesto orgánico 3-buten-2-ol:

- Escribe su fórmula química
- Indica la hibridación que presentan cada uno de los átomos de carbono
- Señala un enlace pi
- Señala un enlace polarizado indicando la carga parcial de cada átomo en el mismo (δ^+ y δ^-)



Su fórmula es $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH=CH}_2$.

Los carbonos 1 y 2 tienen hibridación sp^3 , mientras que los carbonos 3 y 4 presentan hibridación sp^2 .

El enlace pi se encuentra en el doble enlace, ya que este está formado por uno sigma y otro pi.

El enlace polarizado es entre el C-2 y el oxígeno del grupo hidroxilo, al ser el oxígeno más electronegativo, los electrones estarán más desplazados hacia dicho átomo, estando la carga parcial negativa sobre él y la carga parcial positiva sobre el carbono 2.

4.- Indica la cantidad de electrones necesarios para llenar la subcapa electrónica 3d y alguna combinación posible de números cuánticos para un electrón situado en dicha subcapa.

La subcapa 3d se llena con **10 electrones**. La combinación de números cuánticos para el electrón $3d^5$ es **(3, 2, 2, +1/2)**.

5.- Escribe el nombre y la fórmula de una sal cuya hidrólisis haga disminuir el pH del agua. Escribe la correspondiente ecuación de hidrólisis.

El **cloruro amónico** se disocia en catión amonio y anión cloruro:



El cloruro es la base débil conjugada del ácido clorhídrico, por lo que no sufre hidrólisis. Sin embargo, el amonio es el ácido conjugado de la base débil amoniacal, por lo que tiene la suficiente "fortaleza" como para reaccionar con el agua, liberándose cationes hidronio que harán bajar el pH:

