

**Universidad de Castilla la Mancha – LOGSE – Septiembre 2.001****Opción A**

1.- Se tiene una disolución de amoníaco, NH_3 , 0,01 N cuyo pH es 10,63. Calcula: La concentración de OH^- en el equilibrio, el grado de disociación del amoníaco y el valor de la constante de basicidad del amoníaco K_b



$$0.01\text{N} = 0.01\text{M}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pOH} = 14 - 10.63 \rightarrow \text{pOH} = 3.37 \rightarrow \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \rightarrow [\text{OH}^-] = 4.27 \cdot 10^{-4}\text{M}$$

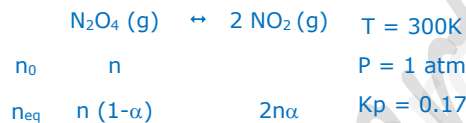
$$\% \text{ de Ionización } (\alpha) = \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \times 100 \rightarrow \alpha = \frac{4.27 \cdot 10^{-4}\text{M}}{0.01\text{M}} \times 100 \rightarrow \alpha = 4.27\%$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_{\text{eq}} [\text{OH}^-]_{\text{eq}}}{[\text{NH}_3]_{\text{eq}}} = \frac{(4.27 \cdot 10^{-4})^2}{0.01} \rightarrow K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

2.- Para el equilibrio de disociación $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$, a 27°C y 2 atm, la constante de equilibrio K_p vale 0,17. Calcula:

- El grado de disociación del N_2O_4 en estas condiciones.
- Las presiones parciales de los dos compuestos en el equilibrio.
- El valor de K_c a esa temperatura.

DATOS: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.



$$n_T = n(1-\alpha) + 2n\alpha \rightarrow n_T = n(1+\alpha)$$

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{(P_T \cdot \chi_{\text{NO}_2})^2}{P_T \cdot \chi_{\text{N}_2\text{O}_4}} \rightarrow 0.17 = \frac{2^2 \cdot \left(\frac{2n\alpha}{n(1+\alpha)}\right)^2}{2 \cdot \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)}} = \frac{2 \cdot \frac{4\alpha^2}{(1+\alpha)}}{(1-\alpha)} = -8.17\alpha^2 + 0.17 = 0 \rightarrow \alpha = 0.1422 = 14.22\%$$

$$P_{\text{NO}_2} = P_T \cdot \chi_{\text{NO}_2} = 2 \cdot \frac{2n(0.1422)}{n(1+0.1422)} \rightarrow P_{\text{NO}_2} = 0.505 \text{ atm} \quad P_{\text{N}_2\text{O}_4} = P_T \cdot \chi_{\text{N}_2\text{O}_4} = 2 \cdot \frac{n(1-0.1422)}{n(1+0.1422)} \rightarrow P_{\text{N}_2\text{O}_4} = 1.5 \text{ atm}$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \rightarrow K_c = \frac{K_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} = \frac{0.17}{(0.082 \cdot 300)^1} \rightarrow K_c = 6.9 \cdot 10^{-3}$$

3.- Razona si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos:

- Existe un electrón con los siguientes números cuánticos (n, l, m, s): 2, 2, 1, $\frac{1}{2}$.
- El radio de un elemento A siempre es inferior al radio del catión A^+ .
- El radio del anión A^- es mayor que el del elemento A.
- En un orbital p caben como máximo 6 electrones.

A.- **Falso.** Nunca un electrón puede tener un número cuántico secundario, l , cuyo valor coincida con el del número cuántico principal n , ya que el número l toma los valores desde 0 hasta $n-1$.

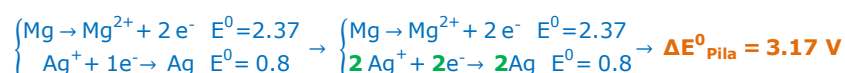
B.- **Falso.** El catión tiene un electrón menos que el átomo neutro, por lo que, la fuerza atractiva núcleo-electrón más externo es más intensa, lo que provoca una contracción del volumen del catión, o lo que es lo mismo, una disminución de su radio respecto al del átomo neutro.

C.- **Verdadero.** Al tener el anión un electrón más en el último nivel, se produce una disminución de la fuerza atractiva núcleo-electrón más externo y, por ello, un incremento en el volumen del anión, o lo que es lo mismo, un aumento de su radio respecto al del átomo neutro.

D.- **Falso.** En un orbital p caben sólo dos electrones con espines diferentes, dando cumplimiento al principio de exclusión de Pauli que dice: en un átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. En los tres orbitales atómicos n_p , si caben un total de 6 electrones.

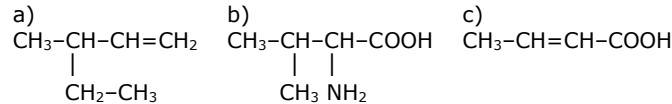
4.- Escribe la ecuación iónica ajustada para la pila galvánica formada al sumergir una tira de magnesio en una disolución de Mg^{2+} y una tira de plata en una disolución de Ag^+ . Calcula el potencial normal de la pila.

DATOS: $E^0(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = 0,8 \text{ V}$; $E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$.



Septiembre 2001

5.- Nombra los siguientes compuestos orgánicos e indica de entre ellos uno que presente isomería geométrica (cis-trans).

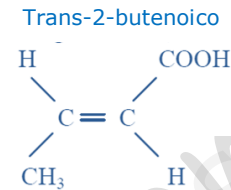
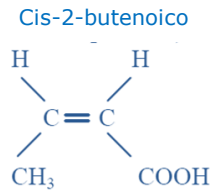


a) 3-etil-1-penteno

b) Ácido 3-metil-2-aminobutanoico

c) Ácido 2-butenico

El compuesto c) es el que presenta isomería geométrica, siendo los isómeros:

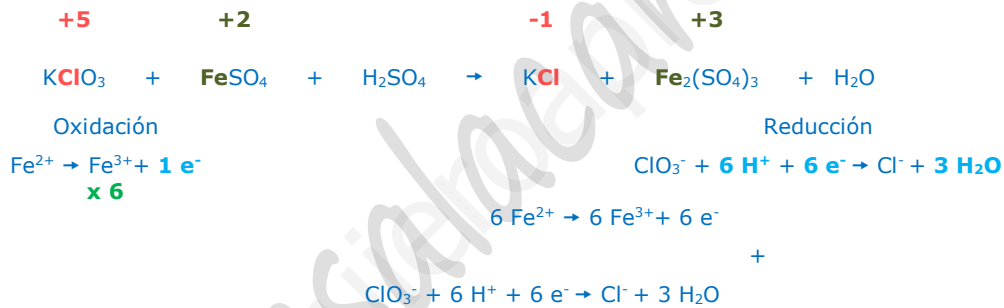


Opción B

1.- En presencia de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , el clorato de potasio, KClO_3 , oxida al sulfato de hierro (II), FeSO_4 , a sulfato de hierro (III), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, reduciéndose a su vez a cloruro de potasio, KCl , y obteniéndose también agua en la reacción.

a) Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ión electrón.

b) Calcula el volumen necesario de disolución 0,05 M de sulfato de hierro (II) que ha de reaccionar para obtener 150 g de sulfato de hierro (III), si el rendimiento es del 90 %.

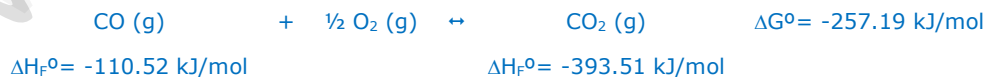
DATOS: $\text{Ar}(\text{Fe})=55,8 \text{ u}$; $\text{Ar}(\text{S})=32 \text{ u}$; $\text{Ar}(\text{O})=16 \text{ u}$.

$$150 \text{ gr } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{399,6 \text{ gr } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{6 \text{ mol } \text{FeSO}_4}{3 \text{ mol } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{90}{100} \cdot \frac{1 \text{ L } \text{FeSO}_4}{0,05 \text{ mol } \text{FeSO}_4} = 13,51 \text{ L } \text{FeSO}_4$$

2.- A 25 ° C, la variación de energía libre de Gibbs para la reacción de oxidación del monóxido de carbono a dióxido de carbono $\text{CO}(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$ vale $-257,19 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Teniendo en cuenta que las entalpías estándar de formación del monóxido de carbono y del dióxido de carbono son $-110,52$ y $-393,51 \text{ kJ/mol}$, respectivamente, calcula:

a) La entalpía de la reacción de oxidación a 25 ° C.

b) La variación de entropía de la reacción a esa misma temperatura.



$$\Delta \text{H}^\circ_\text{R} = \sum \Delta \text{H}^\circ_\text{F}(\text{productos}) - \sum \Delta \text{H}^\circ_\text{F}(\text{reactivos}) = (-393,51) - (-110,52) \rightarrow \Delta \text{H}^\circ_\text{R} = -282,99 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta \text{G}^\circ = \Delta \text{H}^\circ - T \Delta \text{S}^\circ \rightarrow -257,19 = (-282,99) - 298 \Delta \text{S}^\circ \rightarrow \Delta \text{S}^\circ = 0,08657 \text{ kJ/mol}\cdot\text{K} = 86,57 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$$



3.- Razona si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos:

- El enlace iónico suele darse entre elementos de parecida electronegatividad.
- Los compuestos iónicos son solubles en agua.
- Las moléculas covalentes siempre son apolares.
- En la molécula de eteno los átomos de carbono presentan hibridación sp^2 .

A.- **Falso.** El enlace iónico se produce con transferencia total de electrones entre los átomos que lo forman, por lo que la diferencia en electronegatividad entre ellos es grande (metal: electropositivo + no metal: electronegativo)

B.- **Verdadero.** Los compuestos iónicos forman redes cristalinas en cuyos vértices se encuentran los iones, y a ellos se aproximan las moléculas de agua con el polo correspondiente, desprendiendo la energía de solvatación (suficiente para vencer las fuerzas que mantienen unidos a los iones en el cristal), que disuelve al compuesto.

C.- **Falso.** La polaridad de una molécula depende de su geometría y polarización de sus enlaces. Si el momento dipolar resultante de los enlaces de una molécula es mayor que cero, la molécula es polar, y si es cero, o los enlaces que la forman son apolares, es apolar

D.- **Verdadero.** La configuración electrónica de la última capa del carbono es $2s^2 2p^2$. Estos átomos promocionan un electrón del orbital $2s$ al orbital $2p$ vacío, siendo su nueva configuración electrónica $2s^1 2p^3$, adquiriendo covalencia 4 (cuatro electrones desapareados)

En los alquenos los carbonos que se unen con un doble enlace combinan el orbital $2s^1$ con dos de los orbitales $2p^1$, formando tres orbitales híbridos sp^2 uno de los cuales los utiliza para unirse entre ellos mediante un enlace covalente tipo σ , y el orbital atómico $2p^1$ que a cada átomo le queda solapan lateralmente para formar el enlace covalente tipo π , que junto con el anterior, constituyen el doble enlace covalente

4.- Justifica por qué el pH de una disolución acuosa de nitrato de amonio, NH_4NO_3 , será ácido. Escribe las reacciones correspondientes.

El nitrato de amonio, NH_4NO_3 , es una sal que en disolución se encuentra totalmente disociada. El ión NO_3^- , base conjugada extremadamente débil del ácido muy fuerte HNO_3 , no sufre reacción de hidrólisis con el agua, mientras que el catión NH_4^+ , ácido conjugado relativamente fuerte de la base débil NH_3 , sufre reacción de hidrólisis con el agua según la ecuación:



y por aportar a la disolución un incremento de la concentración de iones H_3O^+ , el pH de la misma es ácido.

5.- En relación con el papel de los catalizadores en las reacciones químicas, responde justificadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Hacen variar ΔH de la reacción?
- ¿Hacen variar la energía de activación?

A.- **Falsa.** No afectan a la energía, ni de reactivos ni de productos, con lo que tampoco afectan a la entalpía de reacción

B.- **Verdadera.** Proporcionan un camino alternativo por el que transcurre la reacción, con una energía de activación menor, aumentando la velocidad de la reacción