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 amoniaco y el valor de la constante de basicidad del amoníaco Kb

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

$$0.01N = 0.01M$$

$$pH + pOH = 14 \rightarrow pOH = 14 - 10.63 \rightarrow \mathbf{pOH = 3.37} \rightarrow pOH = -\log[OH^-] \rightarrow \mathbf{[OH^-] = 4.27\cdot10^{-4}M}$$

$$\%\text{ de Ionización }(\alpha) = \frac{[OH^-]}{[NH_3]}\times 100 \rightarrow \alpha = \frac{4.27\cdot10^{-4}M}{0.01\ M}\times 100 \rightarrow \mathbf{\alpha = 4.27\%}$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+]_{eq}[OH^-]_{eq}}{[NH_3]_{eq}} = \frac{(4.27\cdot10^{-4})^2}{0.01} \rightarrow \mathbf{K_b = 1.8\cdot10^{-5}}$$

2.- Para el equilibrio de disociación N_2O_4 (g) ↔ 2 NO_2 (g), a 27 º C y 2 atm, la constante de equilibrio Kp vale 0,17. Calcula:

a) El grado de disociación del N_2O_4 en estas condiciones.
b) Las presiones parciales de los dos compuestos en el equilibrio.
c) El valor de Kc a esa temperatura.

DATOS: R = 0,082 atm · L · mol^{-1} · K^{-1}.

	N_2O_4 (g)	↔	2 NO_2 (g)	
n_0	n			T = 300K
				P = 1 atm
n_{eq}	n (1-α)		2nα	Kp = 0.17

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

$$K_P = \frac{P_{NO2}^2}{P_{N2O4}} = \frac{(P_T\cdot\chi_{NO2})^2}{P_T\cdot\chi_{N2O4}} \rightarrow 0.17 = \frac{2^2\cdot\left(\frac{2n\alpha}{n(1+\alpha)}\right)^2}{2\cdot\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)}} = \frac{2\cdot\frac{4\alpha^2}{(1+\alpha)}}{(1-\alpha)} = -8.17\alpha^2 + 0.17 = 0 \rightarrow \mathbf{\alpha = 0.1422 = 14.22\%}$$

$$P_{NO2} = P_T\cdot\chi_{NO2} = 2\cdot\frac{2n(0.1422)}{n(1+0.1422)} \rightarrow \mathbf{P_{NO2} = 0.505\ atm} \qquad P_{N2O4} = P_T\cdot\chi_{N2O4} = 2\cdot\frac{n(1-0.1422)}{n(1+0.1422)} \rightarrow \mathbf{P_{N2O4} = 1.5\ atm}$$

$$K_P = K_C\cdot(R\cdot T)^{\Delta n} \rightarrow K_C = \frac{K_P}{(R\cdot T)^{\Delta n}} = \frac{0.17}{(0.082\cdot300)^1} \rightarrow \mathbf{K_C = 6.9\cdot10^{-3}}$$

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

a) Existe un electrón con los siguientes números cuánticos (n, l, m, s): 2, 2, 1, ½).
b) El radio de un elemento A siempre es inferior al radio del catión A^+.
c) El radio del anión A^- es mayor que el del elemento A.
d) 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 np, 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: $E^0(Ag/Ag^+)$=0,8 V; $E^0(Mg^{2+}/Mg)$=-2,37 V.

$$\begin{cases} Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\,e^- & E^0 = 2.37 \\ Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag & E^0 = 0.8 \end{cases} \rightarrow \begin{cases} Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\,e^- & E^0 = 2.37 \\ \mathbf{2}\,Ag^+ + \mathbf{2}e^- \rightarrow \mathbf{2}Ag & E^0 = 0.8 \end{cases} \rightarrow \mathbf{\Delta E^0_{Pila} = 3.17\ V}$$

www.clasesalacarta.com

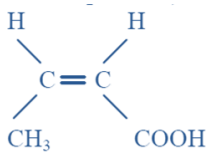
5.- Nombra los siguientes compuestos orgánicos e indica de entre ellos uno que presente isomería geométrica (cis-trans).

a) $CH_3–\underset{\displaystyle CH_2–CH_3}{\underset{|}{CH}}–CH=CH_2$ b) $CH_3–\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}–\underset{\displaystyle NH_2}{\underset{|}{CH}}–COOH$ c) $CH_3–CH=CH–COOH$

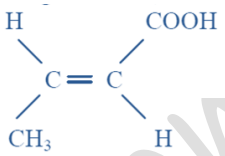
a) 3-etil-1-penteno b) Ácido 3-metil-2-aminobutanoico c) Ácido 2-butenoico

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

Cis-2-butenoico



Trans-2-butenoico



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), $Fe_2(SO_4)_3$, 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: Ar(Fe)=55,8 u; Ar(S)=32 u; Ar(O)=16 u.

$$\overset{+5}{K\mathbf{Cl}O_3} + \overset{+2}{\mathbf{Fe}SO_4} + H_2SO_4 \rightarrow \overset{-1}{K\mathbf{Cl}} + \mathbf{Fe}_2(SO_4)_3 + H_2O$$

Oxidación

$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + \mathbf{1\ e^-}$ **x 6**

Reducción

$ClO_3^- + \mathbf{6\ H^+} + \mathbf{6\ e^-} \rightarrow Cl^- + \mathbf{3\ H_2O}$

$6\ Fe^{2+} \rightarrow 6\ Fe^{3+} + 6\ e^-$

+

$ClO_3^- + 6\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow Cl^- + 3\ H_2O$

Ecuación Iónica $6\ Fe^{2+} + ClO_3^- + 6\ H^+ \rightarrow 6\ Fe^{3+} + Cl^- + 3\ H_2O$

Ecuación Molecular $\mathbf{KClO_3 + 6\ FeSO_4 + 3\ H_2SO_4 \rightarrow KCl + 3\ Fe_2(SO_4)_3 + 3\ H_2O}$

$$150gr\ Fe_2(SO_4)_3 \cdot \frac{1\ mol\ Fe_2(SO_4)_3}{399.6\ gr\ Fe_2(SO_4)_3} \cdot \frac{6\ mol\ FeSO_4}{3\ mol\ Fe_2(SO_4)_3} \cdot \frac{90}{100} \cdot \frac{1\ L\ FeSO_4}{0.05\ mol\ FeSO_4} = \mathbf{13.51\ L\ FeSO_4}$$

2.- A 25 º C, la variación de energía libre de Gibbs para la reacción de oxidación del monóxido de carbono a dióxido de carbono $CO\ (g) + ½\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)$ vale $-257{,}19\ kJ \cdot mol^{-1}$. Teniendo en cuenta que las entalpías estándar de formación del monóxido de carbono y del dióxido de carbono son −110,52 y −393,51 kJ/mol, respectivamente, calcula:

a) La entalpía de la reacción de oxidación a 25 º C.
b) La variación de entropía de la reacción a esa misma temperatura.

$$CO\ (g) + ½\ O_2\ (g) \leftrightarrow CO_2\ (g) \qquad \Delta G^o = -257.19\ kJ/mol$$

$\Delta H_F^o = -110.52\ kJ/mol$ $\Delta H_F^o = -393.51\ kJ/mol$

$$\Delta H°_R = \sum \Delta H°_F\ (productos) - \sum \Delta H°_F\ (reactivos) = (-393.51) - (-110.52) \rightarrow \mathbf{\Delta H°_R = -282.99\ \frac{kJ}{mol}}$$

$$\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S° \rightarrow -257.19 = (-282.99) - 298\ \Delta S° \rightarrow \mathbf{\Delta S° = 0.08657\ \frac{kJ}{mol \cdot K} = 86.57\ \frac{J}{mol \cdot K}}$$

www.clasesalacarta.com

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

a) El enlace iónico suele darse entre elementos de parecida electronegatividad.
b) Los compuestos iónicos son solubles en agua.
c) Las moléculas covalentes siempre son apolares.
d) En la molécula de eteno los átomos de carbono presentan hibridación sp2.

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:

$$NH_4NO_3 \rightarrow NO_3^- + NH_4^+ \rightarrow \mathbf{NH_4^+} + H_2O \leftrightarrow NH_3 + \mathbf{H_3O^+}$$

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:

a) ¿Hacen variar ΔH de la reacción?
b) ¿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