Universidad de Castilla la Mancha – LOGSE – Junio 2.006

Opción A

1.- Se tiene una disolución 0,5 M de un ácido débil AH cuya constante de acidez vale $7{,}21\cdot10^{-6}$. Calcula:

a) El pH de la disolución

b) El grado de disociación del ácido en la misma.

	HA	↔	A^-	+	H^+	
C_0	0. 5 M					$Ka = 7{,}21\cdot10^{-6}$
C_{eq}	$0.5\,(1-\alpha)$		0.5α		0.5α	

$$K_a=\frac{[A^-]_{eq}[H^+]_{eq}}{[HA]_{eq}}\rightarrow 7.21\cdot10^{-6}=\frac{(0.5\alpha)^2}{0.5(1-\alpha)}\rightarrow \boldsymbol{\alpha = 1.84\cdot10^{-5}M}$$

$$\boldsymbol{[H_3O^+]_{eq}=9.5\cdot10^{-4}M} \rightarrow pH = -\log[H^+] = \log[9.5\cdot10^{-4}] \rightarrow \boldsymbol{pH=3.02}$$

2.- El sulfuro plumboso (sulfuro de plomo (II)) reacciona con agua oxigenada (dióxido de dihidrógeno) para dar sulfato plumboso (tetraoxosulfato (VI) de plomo (II)) y agua.

a) Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón. (Se puede ajustar tanto en medio básico como en medio ácido)

b) Calcula el rendimiento con el que transcurre la reacción si al oxidar 5 gramos de sulfuro de plomo (II) se obtienen 4,77 gramos de sulfato plumboso.

$$\overset{-2}{PbS} + \overset{-1}{H_2O_2} \rightarrow \overset{+6}{PbSO_4} + \overset{-2}{H_2O}$$

Oxidación

$$S^{2-} + \mathbf{4\ H_2O} \rightarrow SO_4^{2-} + \mathbf{8\ H^+} + \mathbf{8\ e^-}$$

Reducción

$$H_2O_2 + \mathbf{2\ H^+} + \mathbf{2\ e^-} \rightarrow 2\ H_2O$$

x 4

$$S^{2-} + 4\ H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 8\ H^+ + 8\ e^-$$

+

$$4\ H_2O_2 + 8\ H^+ + 8\ e^- \rightarrow 8\ H_2O$$

Ecuación Iónica $\mathbf{Sn^{2-} + 4\ H_2O_2 \rightarrow SO_4^{2-} + 4\ H_2O}$

Ecuación Molecular $\mathbf{PbS + 4\ H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + 4\ H_2O}$

Suponiendo un rendimiento del 100%, los gramos de sulfato plumboso que se obtendrían:

$$5\text{ g PbS}\cdot\frac{1\text{ mol PbS}}{239\text{ g PbS}}\cdot\frac{1\text{ mol }PbSO_4}{1\text{ mol PbS}}\cdot\frac{303\text{ gr }PbSO_4}{1\text{ mol }PbSO_4}=\mathbf{6.34\text{ gr }PbSO_4}$$

$$\text{Rto }\% = \frac{\text{gr reales}}{\text{gr teóricos}}\cdot 100 = \frac{4.77}{6.34}\cdot 100 = \mathbf{75.24\%}$$

3.- Indica las dos posibles combinaciones de números cuánticos para el electrón de valencia de los átomos de Na y K (dos combinaciones por elemento) ¿Cuál de estos elementos será más electropositivo? ¿Por qué?
Datos: números atómicos: Na = 11; K = 19.

Los elementos Na y K pertenecen al grupo 1(s^1), metales alcalinos, del sistema periódico, siendo la configuración electrónica de su capa de valencia $3s^1$ para el Na y $4s^1$ para el K. Debido a que el número cuántico de espín, relacionado con el giro del electrón alrededor de su eje, puede ser ± ½, las dos posibles combinaciones de números cuánticos para el último electrón serán:

Na: (3, 0, 0, +½) **K: (4, 0, 0, +½)**

Na: (3, 0, 0, -½) **K: (4, 0, 0, -½)**

Al ser la electropositividad, contraria a la electronegatividad, una propiedad periódica que ↑ al bajar en un grupo, el **K**, más bajo en el grupo de los alcalinos que el Na, es el elemento más electropositivo.

4.- ¿Cómo serán los tamaños del protón, H^+, y del hidruro, H^-, en comparación con el del átomo de H? Razona tu respuesta.

El tamaño del protón H^+ es mucho menor que el del átomo de H, pues al no poseer electrones en su corteza, su tamaño es prácticamente el del núcleo del átomo de hidrógeno. Por el contrario, en el anión hidruro H^-, el electrón demás que posee respecto al átomo neutro sufre apantallamiento y, por ello, la atracción nuclear sobre él es menor, lo que provoca que su tamaño sea superior al del átomo neutro. $\mathbf{H^+ < H < H^-}$

5.- Indica los dos grupos representativos o principales del Sistema Periódico a que podría pertenecer un elemento cuyo átomo neutro en estado fundamental tiene dos electrones no apareados.

Se trata de un grupo con electrones en orbitales s o p. Y teniendo en cuenta la regla de Hund, sólo puede haber dos electrones no aparados en el subnivel p para los elementos químicos de los grupos que tienen la configuración: $ns^2\ np^2$, que es la del **grupo 14**, o la $ns^2\ np^4$, que es la del **grupo16**, ya que:

$ns^2\ np^2 \rightarrow ns^2\ npx^1\ npy^1$

$ns^2\ np^4 \rightarrow ns^2\ npx^2\ npy^1\ npz^1$

www.clasesalacarta.com

Opción B

1.- En un matraz de 5 litros se introduce una mezcla de 0,92 moles de N_2 y 0,51 moles de O_2. Se calienta la mezcla hasta 2200 K, estableciéndose el equilibrio: N_2 (g) + O_2 (g) ↔ 2 NO (g). Teniendo en cuenta que en estas condiciones reacciona el 1,09% del nitrógeno inicial (con el oxígeno correspondiente), calcula:

a) La concentración de todos los compuestos en el equilibrio a 2200 K.
b) El valor de las constantes de equilibrio Kc y K_P a esa temperatura.

El reactivo limitante es el N_2 ya que el dato del grado de disociación, nos lo dan en referencia a él.

	N_2 (g)	+	O_2 (g)	↔	2 NO (g)
n_0	**0.92**		0.51		
n_{eq}	0.92 (1-α) ↓ 0.9099		0.51 (1-α) ↓ 0.5044		2·**0.92**·α ↓ 0.02

V = 5L
T = 2200K
$\alpha = 1.09\% = 1.09\cdot10^{-2}$

$[N_2]_{eq}$ **= 0.182 M** $[O_2]_{eq}$ **= 0.1 M** $[NO]_{eq}$ **= 0.004 M**

$$K_C = \frac{[NO]^2_{eq}}{[N_2]_{eq}\cdot[O_2]_{eq}} = \frac{0.004^2}{0.182\cdot 0.1} \rightarrow \mathbf{K_C = 6.79\cdot10^{-4}} \rightarrow K_P = K_C\cdot(R\cdot T)^{\Delta n} = 6.79\cdot10^{-4}\cdot(0.082\cdot 2200)^0 \rightarrow \mathbf{K_P = 6.79\cdot10^{-4}}$$

2.- El etano se puede sintetizar por hidrogenación del eteno según la reacción: C_2H_4 (g) + H_2 (g) → C_2H_6 (g). A partir de los datos siguientes de entalpías de formación y entropías estándar, calcula los valores de ΔH_R^o y de ΔS_R^o para esa reacción e indica razonadamente si será espontánea a 25ºC.

	C_2H_4 (g)	H_2 (g)	C_2H_6 (g)
ΔH_f^o (kJ/mol)	52,3	-	-84,9
S^o (J/K.mol)	209	130,6	229

C_2H_4 (g) + H_2 (g) → C_2H_6 (g)

$$\Delta H^o_R = \sum \Delta H^o_F \text{ (productos)} - \sum \Delta H^o_F \text{ (reactivos)} = [-84.9] - [52.3] \rightarrow \mathbf{\Delta H^o_R = -137.2\ {}^{kJ}/_{mol}}$$

$$\Delta S^o_R = \sum \Delta S^o_F \text{ (productos)} - \sum \Delta S^o_F \text{ (reactivos)} = [229] - [209+130.6] \rightarrow \mathbf{\Delta S^o_R = -110.6\ {}^{J}/_{K\cdot mol}}$$

$$\Delta G = \Delta H - T\cdot\Delta S = -137.2\cdot10^3 - (298\cdot -110.6) \rightarrow \mathbf{\Delta G} = -104241.2 \text{ kJ/mol} < \mathbf{0} \rightarrow \textbf{Espontánea}$$

3.- Escribe la fórmula del ácido 3-butenoico. Indica la hibridación de cada uno de los carbonos. Señala un enlace polarizado indicando la carga parcial de cada átomo en el mismo (δ+ y δ-). Razona el carácter ácido del compuesto.

CH_2=CH–CH_2–COOH. El C del grupo ácido y los C-3 y C-4 presentan hibridación **sp^2**, mientras que el C-2 posee hibridación **sp^3**. Un enlace polarizado es el **$O^{\delta-} \rightarrow H^{\delta+}$** del grupo ácido. El carácter ácido del compuesto se debe a la **electronegatividad** del átomo de **O** del grupo hidróxido **–OH** (grupo carboxilo –COOH), que provoca un aumento de la polarización del enlace O–H, favoreciendo la ionización del mismo.

4.- Dados 3 electrodos, el orden de sus potenciales normales de reducción es el siguiente: $E^o(Cu^{2+}/Cu) > E^o(Zn^{2+}/Zn) > E^o(Mg^{2+}/Mg)$. Escribe las ecuaciones ajustadas de 2 de las celdas galvánicas que pueden formarse con ellos.

El elemento que se reduce siempre será el que tenga un potencial de reducción más positivo (mayor), por lo tanto, podemos construir:

$$1^a \text{ celda galvánica: } \begin{cases} \text{Ox. (ánodo)} \\ \text{Red. (cátodo)} \end{cases} \rightarrow \begin{cases} Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^- \\ Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu \end{cases} \rightarrow \mathbf{Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu \quad E^0 > 0}$$

$$2^a \text{ celda galvánica: } \begin{cases} \text{Ox. (ánodo)} \\ \text{Red. (cátodo)} \end{cases} \rightarrow \begin{cases} Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^- \\ Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn \end{cases} \rightarrow \mathbf{Mg + Zn^{2+} \rightarrow Mg^{2+} + Zn \quad E^0 > 0}$$

5.- Escribe la configuración electrónica del K(Z=19) y Rb(Z=37) en su estado fundamental y explica, en base a sus configuraciones, los iones cuya formación es más probable.

K (Z = 19): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ Rb (Z = 37): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 5s^1$

Debido a que ambos elementos se encuentran en el mismo grupo, el de los alcalinos (1), tienen la misma configuración electrónica en su capa de valencia, y como todo elemento tiende a ceder o aceptar electrones para conseguir la configuración electrónica estable del gas noble más próximo, el ión más estable es el que forman cuando pierden un electrón, transformándose en los iones **K^+** y **Rb^+**

www.clasesalacarta.com