Universidad de Castilla la Mancha – Selectividad – Septiembre 2.012

Opción A

1.- La entalpía estándar de combustión del propano es -2200 kJ/mol y las entalpías estándar de formación del agua en estado líquido y del dióxido de carbono son, respectivamente, -285,5 kJ/mol y -393 kJ/mol. Calcula:

a) Los kg de antracita que se deben quemar para producir la misma cantidad de energía que la obtenida en la combustión de 100 g de propano, sabiendo que al quemar 1 g de antracita se desprenden 34,3 kJ.
b) La entalpía estándar de formación del propano
c) El volumen de dióxido de carbono obtenido en la combustión de 100 gramos de propano en condiciones estándar.

Datos: masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

$$C_3H_8\ (l) + 5\ O_2\ (g) \rightarrow 3\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (l) \qquad \Delta H_C^o = -2200\ kJ/mol$$

$$100\ gr\ C_3H_8 \cdot \frac{1\ mol\ C_3H_8}{44\ gr\ C_3H_8} \cdot \frac{-2200\ kJ}{1\ mol\ C_3H_8} \cdot \frac{1\ gr\ antracita}{-34.3\ kJ} \cdot \frac{1\ kg}{1000\ gr} = \mathbf{0.145\ kg\ antracita}$$

Para calcular la entalpía estándar de formación del propano, empleamos la Ley de Hess:

$$C_3H_8\ (l) + 5\ O_2\ (g) \rightarrow 3\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (l) \qquad \Delta H_C^o = -2200\ kJ/mol$$
$$H_2\ (g) + \tfrac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (l) \qquad \Delta H_C^o = -285.5\ kJ/mol$$
$$C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) \qquad \Delta H_C^o = -393\ kJ/mol$$

$3\ CO_2\ (g)$	+	$4\ H_2O\ (l)$	→	$C_3H_8\ (l)$	+	$5\ O_2\ (g)$	$\Delta H_F^o = \mathbf{+}2200\ kJ/mol$
4 $H_2\ (g)$	+	**2** $O_2\ (g)$	→	**4** $H_2O\ (l)$			$\Delta H_F^o = \mathbf{-1142}\ kJ/mol$
3 $C\ (s)$	+	**3** $O_2\ (g)$	→	**3** $CO_2\ (g)$			$\Delta H_F^o = \mathbf{-1179}\ kJ/mol$
3 C (s)	**+**	**4 H_2 (g)**	**→**	**C_3H_8 (l)**			**$\Delta H_F^o = -121\ kJ/mol$**

$$C_3H_8\ (l) + 5\ O_2\ (g) \rightarrow 3\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (l)$$

$$100\ gr\ C_3H_8 \cdot \frac{1\ mol\ C_3H_8}{44\ gr\ C_3H_8} \cdot \frac{3\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_3H_8} = 6.81\ mol\ CO_2 \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{6.81 \cdot 0.082 \cdot 298}{1} = \mathbf{166.4\ L\ CO_2}$$

2.- Se tiene una disolución 0,5 M de ácido nitroso (dioxonitrato (III) de hidrógeno), ácido débil que se encuentra ionizado en un 3%. Calcula:

a) La concentración de iones nitrito de esta disolución.
b) La constante de acidez del ácido nitroso.
c) El pH resultante al añadir 3 litros de agua a 1 litro de la disolución anterior.

	HNO_2	+	H_2O	↔	NO_2^-	+	H_3O^+
C_0	0.5M						
C_{eq}	$C - (1-\alpha)$ **0.485**				$C\alpha$ **0.015**		$C\alpha$ **0.015**

$$\mathbf{[NO_2^-] = 0.015\ M}$$

$$K_a = \frac{[NO_2^-]_{eq} \cdot [H_3O^+]_{eq}}{[HNO_2]_{eq}} = \frac{(0.015)^2}{0.485} \rightarrow \mathbf{K_a = 4.63 \cdot 10^{-4}}$$

$$C_0 \cdot V_0 = C_f \cdot V_f \rightarrow [HNO_2]_f = \frac{0.5M \cdot 1L}{(3+1)L} \rightarrow \mathbf{[HNO_2]_f = 0.125M}$$

	HNO_2	+	H_2O	↔	NO_2^-	+	H_3O^+
C_0	0.125M						
C_{eq}	$C(1-\alpha)$ $0.125(1-\alpha)$				$C\alpha$ 0.125α		$C\alpha$ 0.125α

$$K_a = \frac{[NO_2^-]_{eq} \cdot [H_3O^+]_{eq}}{[HNO_2]_{eq}} \rightarrow 4.63 \cdot 10^{-4} = \frac{(0.125\alpha)^2}{0.125(1-\alpha)} \rightarrow \begin{cases} \alpha = -0.0626 \\ \mathbf{\alpha = 0.0589} \end{cases} \rightarrow \mathbf{[H_3O^+] = 7.36 \cdot 10^{-3} M} \rightarrow pH = -\log[H_3O^+] \rightarrow \mathbf{pH = 2.13}$$

www.clasesalacarta.com

3.- Considera las siguientes configuraciones electrónicas de átomos en estado fundamental: A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^7$; B: $1s^2\ 2s^3$; C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$; D: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$. Indica justificadamente:

a) Cuáles de las configuraciones son posibles y de qué elementos se trata.
b) El estado de oxidación más probable de los elementos cuya configuración electrónica sea correcta.
c) La fórmula del compuesto que se formará cuando se combinen los elementos del apartado anterior y el carácter iónico o covalente del mismo.

a) Las configuraciones electrónicas **A** y **B** son **imposibles** por no cumplir el principio de exclusión de Pauli: "En un átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales".

En la configuración A, en los tres orbitales 2p sólo pueden existir 6 electrones, 2 en cada uno de los orbitales, y al existir 7 electrones, ello indica que en uno de los orbitales 2p hay situado 3 electrones, por lo que 2 de ellos han de tener el mismo número cuántico ms, +½ o -½ .

Lo mismo le ocurre a la configuración B, pues en un orbital s sólo pueden existir 2 electrones y aquí aparecen 3, lo que pone de manifiesto que 2 de los electrones tienen, al igual que en el caso anterior, el mismo número cuántico ms.

El elemento C es el **F** y el elemento D es el **Na**

b) El estado de oxidación de un elemento es la carga que tendría el elemento en estado iónico, es decir, cuando gana o cede electrones en la formación de un compuesto.

El elemento con configuración C (halógeno), acepta un electrón y forma el anión haluro, **fluoruro F^-**, siendo su número de oxidación **– 1**.

Por el contrario, la configuración electrónica D (alcalino), cede un electrón y forma el catión sódico, **Na^+**, siendo **+ 1** su número de oxidación.

En ambos casos, tanto el anión como el catión presentan la configuración electrónica del gas noble neón, Ne.

c) El compuesto que se forma al unirse los elementos con configuraciones electrónicas correctas es el **NaF**. Este compuesto, formado por iones positivos y negativos, está constituido por una red cristalina iónica debido a las fuerzas electrostáticas que se produce entre los iones.

4.- Indica los valores posibles de los números cuánticos del electrón diferenciador del arsénico, sabiendo que el número atómico de este elemento es 33.

As: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ \mathbf{4p^3}$

- **n = 4**
- **l = 1**
- **m = +1**
- **s = +½**

5.- Calcula la cantidad de electricidad necesaria para depositar 100 g de cobre a partir de una disolución de $CuSO_4$.
Datos: masas atómicas: Cu = 63,5; constante de Faraday: F= 96485 C/mol.

$$CuSO_4 \rightarrow Cu^{2+} + (SO_4)^{2-} \rightarrow \mathbf{Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu} \rightarrow M_{eq} = \frac{PM\ Cu}{mol\ e^-} = \frac{63.5}{2} \rightarrow \mathbf{M_{eq} = 31.75\ gr}$$

$$\left.\begin{array}{l} Q = I \cdot t \\ m = \frac{I \cdot t}{F} \cdot M_{eq} \end{array}\right\} m = \frac{Q}{F} \cdot M_{eq} \rightarrow Q = \frac{m \cdot F}{M_{eq}} = \frac{100 \cdot 96485}{31.75} \rightarrow \mathbf{Q = 303\ 889.76\ C}$$

www.clasesdeapoyo.com

Opción B

1.- El ácido clorhídrico (cloruro de hidrógeno) concentrado reacciona con dióxido de manganeso para dar cloro elemental, dicloruro de manganeso y agua.

a) Ajusta la ecuación por el método del ión-electrón.
b) Calcula el volumen de ácido clorhídrico que será necesario para hacer reaccionar completamente 1 g de dióxido de manganeso, si el ácido tiene una riqueza del 35% en masa y su densidad es de 1,17 g/cm^3.

Datos: Masas atómicas: Mn = 55; Cl = 35,5; O = 16; H = 1.

$$\overset{-1}{HCl} + \overset{+4}{MnO_2} \rightarrow \overset{+2}{MnCl_2} + \overset{0}{Cl_2} + H_2O$$

Oxidación

$$2\,Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\,e^-$$

Reducción

$$MnO_2 + 4\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2\,H_2O$$

$$2\,Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\,e^-$$

$$+$$

$$MnO_2 + 4\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2\,H_2O$$

Ecuación Iónica $\quad 2\,Cl^- + MnO_2 + 4\,H^+ \rightarrow Cl_2 + Mn^{2+} + 2\,H_2O$

Ecuación Molecular $\quad 4\,HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\,H_2O$

$$1gr\ MnO_2 \cdot \frac{1\ mol\ \ MnO_2}{87\ gr\ MnO_2} \cdot \frac{4\ mol\ HCl}{1\ mol\ \ MnO_2} \cdot \frac{36.5\ gr\ HCl}{1\ mol\ HCl} \cdot \frac{100\ gr\ disolución}{35\ gr\ puros\ HCl} \cdot \frac{1mL}{1.17\ gr} = \mathbf{4.09\ mL}$$

2.- En un recipiente cerrado de 5 litros de volumen se introduce 1 mol de dióxido de azufre y 1 mol de oxígeno. Se establece el siguiente equilibrio al calentar a 727ºC: $2\,SO_2\,(g) + O_2\,(g) \leftrightarrow 2\,SO_3\,(g)$. Al alcanzarse el equilibrio se analiza la mezcla, midiéndose 0,15 moles de SO_2. Calcula:

a) Las concentraciones de todas las sustancias en el equilibrio.
b) Los valores de K_C y de K_P a esa temperatura.

	$2\,SO_2\,(g)$	$+\ O_2\,(g)$	$\leftrightarrow\ 2\,SO_3\,(g)$	
n_0	1	1		T = 1000K
n_{eq}	1 – 2x 0.15	1 - x	2x	V = 5L P_T = 2.29 atm

$$1 - 2x = 0.15 \rightarrow \mathbf{x = 0.425}$$

$[SO_2]_{eq} = \mathbf{0.03\ M}$ $\qquad [O_2]_{eq} = \mathbf{0.115\ M}$ $\qquad [SO_3]_{eq} = \mathbf{0.17\ M}$

$$K_C = \frac{[SO_3]^2_{eq}}{[SO_2]^2_{eq} \cdot [O_2]_{eq}} = \frac{0.17^2}{0.03^2 \cdot 0.115} \rightarrow \mathbf{K_C = 279.22}$$

$$K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 279.22 \cdot (0.082 \cdot 1000)^{-1} \rightarrow \mathbf{K_P = 3.4}$$

3.- Formula la molécula del eteno. Indica razonadamente:

a) La hibridación de los átomos de carbono.
b) La geometría molecular.
c) Señala todos los enlaces sigma y pi de la molécula.

$$CH_2{=}CH_2$$

a) El átomo de carbono ($2s^2p^4$) promociona un electrón 2s al orbital vacío 2p, pasando la configuración electrónica a ser $2s^1p^3$, es decir, ahora posee cuatro electrones desapareados.

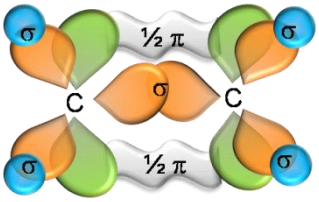
En la molécula de eteno, ambos carbonos utilizan orbitales híbridos sp^2, para unirse entre sí y con los átomos de hidrógeno. Los tres orbitales híbridos sp^2 los usan para unirse a los dos hidrógenos mediante enlace σ, y para formar el enlace σ entre ambos. El enlace tipo π, corresponden al solapamiento lateral del orbital atómico 2p (p_z) que aún poseen los átomos.

El enlace σ junto con el enlace π, forma el doble enlace entre ambos carbonos

b) Los orbitales híbridos se disponen formando un ángulo de 120º, originándose una geometría plana.

www.clasesalacarta.com

c) Los enlaces σ se establecen entre los orbitales s de los hidrógenos y dos orbitales sp^2 de cada carbono. Además, también existe un enlace σ entre el otro orbital sp^2 que queda en cada carbono, y que va a formar parte del doble enlace. El enlace π se establece entre los orbitales p_Z que quedan sin hibridar en los carbonos, formando parte también del doble enlace C=C.



4.- Se tiene una disolución acuosa de un ácido débil AH. Indica razonadamente la verdad o falsedad de los siguientes enunciados:

a) $[AH] < [A^-]$.
b) $[OH^-] < 10^{-7}$ M.

a) **Falsa**: al ser un ácido débil, su ionización es pequeña, por lo que, su concentración es superior a la del anión en el equilibrio.

b) **Verdadera**: en el equilibrio de ionización del ácido, la concentración de iones oxonio es también pequeña, pero siempre superior a 10^{-7}, y como en toda disolución, de un ácido o una base, ha de cumplirse el producto iónico del agua, se comprende que la concentración de iones hidróxido ha de ser inferior a 10^{-7} M:

$$[H_3O^+]\cdot[OH^-] = 10^{-14} \rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} \rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+] > 10^{-7}} \rightarrow \mathbf{[OH^-] < 10^{-7}}$$

5.- Una reacción es espontánea a altas temperaturas y no lo es a bajas temperaturas. Justifica los signos, positivos o negativos, de los valores de su variación de entalpía, ΔH, y de su variación de entropía, ΔS.

La espontaneidad de una reacción se debe al valor negativo de su energía de Gibbs: $\Delta G = \Delta H - (T \cdot \Delta S) < 0$.

Si la reacción es espontánea a altas temperaturas (↑T) es debido a que, tanto la variación de entalpía como la de entropía son positivas, cumpliéndose además que el valor absoluto de $|\Delta H|$ es menor que el de $|T \cdot \Delta S|$, por lo que, $\Delta G < 0$.

A bajas temperaturas (↓T) se cumple que, el producto de la temperatura por la variación de entropía es menor que el valor de la variación de entalpía, y por ello, la diferencia entre ΔH y $T \cdot \Delta S$ es positiva: $\Delta G > 0$.

www.clasesalacarta.com