

**Universidad de Castilla la Mancha – Selectividad – Septiembre 2.008****Opción A**

1.- En la reacción de combustión de 2 gramos de benceno (C_6H_6 (l)), en condiciones estándar de presión y temperatura, se liberan -83,6 kJ. En esta reacción se produce CO_2 (g) y H_2O (l). Sabiendo que los calores de formación del dióxido de carbono y del agua líquida son -393,50 kJ/mol y -285,84 kJ/mol, respectivamente, calcula para el benceno:

a) El calor estándar de combustión en kJ/mol.

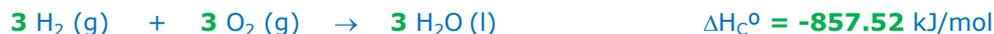
b) El calor estándar de formación en kJ/mol.

Datos: masas atómicas: C = 12; H = 1.



$$\frac{-83.6 \text{ kJ}}{2 \text{ gr } C_6H_6} \cdot \frac{78 \text{ gr } C_6H_6}{1 \text{ mol } C_6H_6} = -3260.4 \text{ kJ/mol}$$

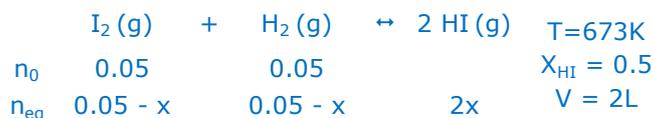
Para calcular el calor estándar de formación del benceno, empleamos la Ley de Hess:



2.- En un matraz de 2 litros se introducen 0,05 moles de I_2 gaseoso y 0,05 moles de H_2 . A continuación, se calienta a 400 °C, estableciéndose el siguiente equilibrio: $I_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2 HI(g)$. La fracción molar del yoduro de hidrógeno en el equilibrio es 0,5. Calcula:

a) Los moles en equilibrio de cada una de las especies y el valor de la constante de equilibrio K_C .

b) La presión total y la de cada una de las especies en el equilibrio.



$$n_T = (0.05 - x) + (0.05 - x) + 2x \rightarrow n_T = 0.1$$

$$X_{HI} = \frac{n_{HI}}{n_T} \rightarrow 0.5 = \frac{2x}{0.1} \rightarrow x = 0.025 \rightarrow \begin{cases} n_{I_2} = 0.025 \text{ moles } I_2 \\ n_{H_2} = 0.025 \text{ moles } H_2 \\ n_{HI} = 0.05 \text{ moles } HI \end{cases}$$

$$K_C = \frac{[HI]_{eq}^2}{[I_2]_{eq} \cdot [H_2]_{eq}} = \frac{\left(\frac{0.05}{2}\right)^2}{\left(\frac{0.025}{2}\right)^2} \rightarrow K_C = 4$$

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \rightarrow P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0.1 \cdot 0.082 \cdot 673}{2} \rightarrow P_T = 2.76 \text{ atm}$$

$$P_p = P_T \cdot X \rightarrow \begin{cases} P_{H_2} = 2.76 \cdot \frac{0.025}{0.1} \rightarrow P_{H_2} = 0.69 \text{ atm} \\ P_{I_2} = 2.76 \cdot \frac{0.025}{0.1} \rightarrow P_{I_2} = 0.69 \text{ atm} \\ P_{HI} = 2.76 \cdot \frac{0.05}{0.1} \rightarrow P_{HI} = 1.38 \text{ atm} \end{cases}$$



3.- Indica razonadamente:

- La ordenación de los elementos Cl, Si, S y P según su electronegatividad decreciente.
- Las valencias covalentes del Cl (Z=17) y del S (Z=16).

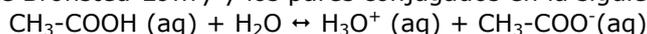
a) La electronegatividad de los elementos (tendencia de sus átomos para atraer hacia sí el par de electrones del enlace covalente que lo une a otro átomo) depende de su situación en la tabla periódica, por lo que, si se ordenan los elementos dados en dicha tabla puede establecerse el orden de electronegatividad pedido.

Estos elementos se encuentran en el tercer período, grupos 14 el Si, 15 el P, 16 el S y 17 el Cl, y como la electronegatividad es una propiedad periódica que ↑ al avanzar en un período de izquierda a derecha, el orden decreciente de dicha propiedad es el inverso que el expuesto anteriormente, es decir: **Cl > S > P > Si**

b) Valencia covalente de un elemento químico o covalencia, es su capacidad de combinación con otros átomos mediante enlaces covalentes. Se considera el número de electrones que el elemento aporta a la formación de los enlaces covalentes en la molécula de la que forma parte. Luego, las valencias covalentes del **Cl** son **1, 3, 5 y 7**, por ser esos los electrones de su capa de valencia que utiliza para formar los enlaces en sus compuestos con el oxígeno

Las valencias covalentes del **S** son, **2, 4 y 6**, que son los electrones de su capa de valencia que emplea para formar los enlaces covalentes en sus compuestos oxigenados

4.- Indica los ácidos y bases de Brönsted-Lowry y los pares conjugados en la siguiente reacción ácido-base:



Según Brönsted-Lowry un ácido es toda especie química capaz de ceder un protón a otra sustancia, que es la base, es decir, una base es toda especie química capaz de aceptar un protón, por tanto:



5.- Cuando se hace pasar a través de una célula electrolítica una corriente de 0,2 amperios durante 2 horas, se depositan 0,47 g de un metal, cuya masa atómica es 63,5. ¿Cuál es la carga de ese metal?

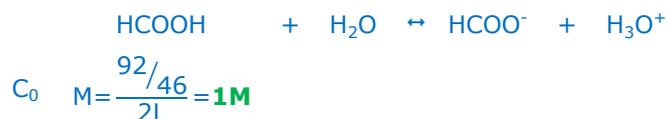
Datos: 1 Faraday = 96500 culombios

$$m = \frac{Q \cdot M_{\text{eq}}}{F} \rightarrow M_{\text{eq}} = \frac{m \cdot F}{Q} = \frac{m \cdot F}{I \cdot t} = \frac{0.47 \cdot 96500}{0.2 \cdot 7200} \rightarrow M_{\text{eq}} = 31.49 \text{ gr} \rightarrow M_{\text{eq}} = \frac{P.A}{q} \rightarrow q = \frac{M_{\text{eq}}}{P.A} = \frac{63.5}{31.49} = 2.01 \rightarrow q = +2 \text{ (metal)}$$

**Opción B**

1.- El ácido fórmico (metanoico) en disolución acuosa se disocia según el equilibrio: $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. Si se disuelven 92 g del ácido en agua hasta obtener 2 L de disolución acuosa: calcula las concentraciones de las especies iónicas y del ácido fórmico en el equilibrio, determina el pH de la disolución.

Datos: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$.



$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-]_{\text{eq}}[\text{H}^+]_{\text{eq}}}{[\text{HCOOH}]_{\text{eq}}} \rightarrow 1,8 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{1-x} \rightarrow x = 0.0133$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = [\text{HCOO}^-]_{\text{eq}} = 0.0133\text{M}$$

$$[\text{HCOOH}]_{\text{eq}} = 0.9867\text{M}$$

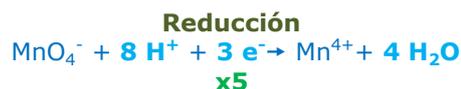
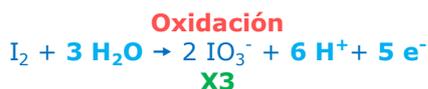
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = \log[0.0133] \rightarrow \text{pH} = 1.87$$

2.- El yodo es oxidado a yodato potásico (trioxoyodato (V) de potasio) por acción del permanganato potásico (tetraoxomanganato (VII) de potasio), en presencia de ácido sulfúrico (tetraoxosulfato (VI) de dihidrógeno). En la reacción se forman además dióxido de manganeso, sulfato potásico (tetraoxosulfato (VI) de dipotasio) y agua.

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

b) Calcula los gramos de permanganato potásico necesarios para obtener 428 gramos de yodato potásico, teniendo en cuenta que la reacción transcurre con un rendimiento del 70 %.

Datos: masas atómicas: Mn = 55; K = 39; I = 127; O = 16.



$$428 \text{ gr KIO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KIO}_3}{214 \text{ gr KIO}_3} \cdot \frac{5 \text{ mol KMnO}_4}{6 \text{ mol KIO}_3} \cdot \frac{158 \text{ gr KMnO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} \cdot \frac{100}{70} = 376.19 \text{ gr KMnO}_4$$

3.- Indica razonadamente para el elemento de número atómico 20 y número másico 40:

a) La composición del núcleo y de la corteza.

b) La estructura electrónica.

c) El ion más probable que puede originar, con la configuración electrónica correspondiente.

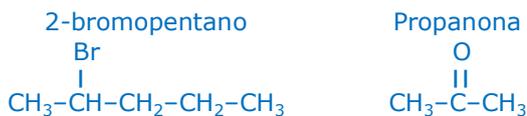
a) En el núcleo se encuentran situados los protones y neutrones cuya suma componen el número másico: $A = Z + N$, en donde A es el número másico, Z el número atómico y N el número de neutrones. Por tanto, en el núcleo hay **20 protones y 20 neutrones**; y en la corteza hay **20 electrones**

b) **$2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$**

c) El ión más estable que puede formar este átomo, es el que aparece después de perder los dos electrones de su capa de valencia, **X^{2+}** , cuya configuración electrónica es la que corresponde al gas noble más próximo: **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$**

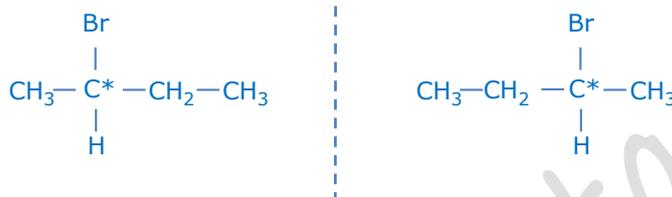
4.- Formula los siguientes compuestos orgánicos e indica el que presenta isomería óptica, señalando su carbono quiral:

- a) 2-bromopentano.
b) propanona



Los isómeros ópticos son imágenes especulares no superponibles. Tienen la propiedad de desviar el plano de vibración de la luz polarizada, uno hacia la derecha (dextrógiro) y otro hacia la izquierda (levógiro). Para que exista esta isomería es necesaria la presencia de, al menos, un carbono asimétrico (C^*) que es el que tiene los cuatro sustituyentes distintos.

De las dos moléculas, la única que posee un carbono asimétrico es el 2-bromopentano, siendo sus isómeros:



5.- Dibuja los diagramas entálpicos correspondientes a una reacción exotérmica rápida y a una reacción endotérmica más lenta que la anterior.

