

Universidad de Castilla la Mancha – Selectividad – Junio 2015

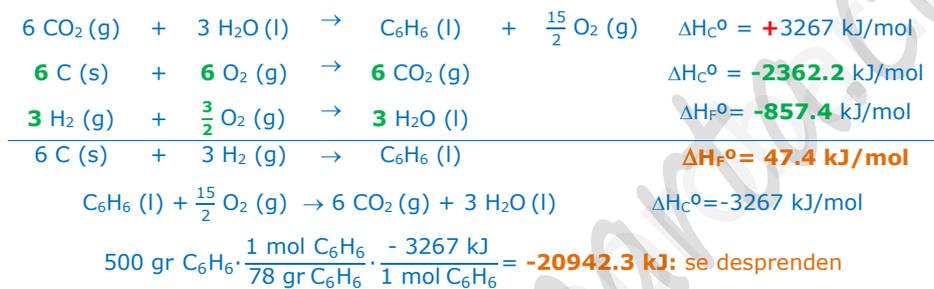
Opción A

1.- Las entalpías estándar de combustión del benceno (C₆H₆) y del carbono son -3267 y -393,7 KJ.mol⁻¹, respectivamente, y la entalpía estándar de formación del agua líquida es -285,8 KJ.mol⁻¹.

- Escribe las reacciones correspondientes a los procesos citados y al de formación del benceno.
- Calcula la entalpía estándar de formación del benceno.
- Calcula la energía que se desprenderá o absorberá en la combustión de 500 g de benceno en condiciones estándar.

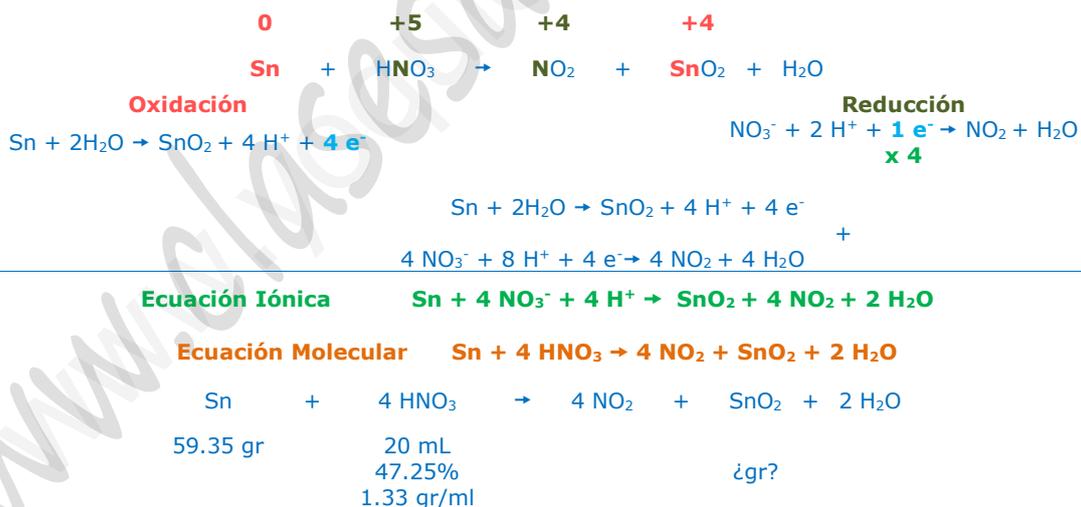
Combustión benceno	$C_6H_6(l) + \frac{15}{2} O_2(g) \rightarrow 6 CO_2(g) + 3 H_2O(l)$	$\Delta H_c^\circ = -3267 \text{ kJ/mol}$
Combustión carbono	$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$	$\Delta H_c^\circ = -393.7 \text{ kJ/mol}$
Formación agua líquida	$H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$	$\Delta H_f^\circ = -285.8 \text{ kJ/mol}$
Formación benceno	$6 C(s) + 3 H_2(g) \rightarrow C_6H_6(l)$	

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



2.- El estaño metálico (Sn) reacciona con el ácido nítrico (trioxonitrato (V) de hidrógeno), obteniéndose como productos dióxido de nitrógeno, dióxido de estaño y agua.

- Ajusta la reacción por el método del ion-electrón.
- Calcula la masa de dióxido de estaño que se puede obtener cuando 20 mL de ácido nítrico, del 47,25% de riqueza en masa y densidad 1,33 g/mL, reaccionan con 59,35 g de Sn.



Para saber cuál es el limitante, calculamos los moles de SnO₂ que se formarán en ambos casos:

$$\begin{array}{l}
 59.35 \text{ gr Sn} \cdot \frac{1 \text{ mol Sn}}{118.7 \text{ gr Sn}} \cdot \frac{1 \text{ mol SnO}_2}{1 \text{ mol Sn}} = \mathbf{0.5 \text{ mol SnO}_2} \\
 \\
 20 \text{ ml HNO}_3 \cdot \frac{1.33 \text{ gr disolución}}{1 \text{ ml}} \cdot \frac{47.25 \text{ gr HNO}_3}{100 \text{ gr disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ gr HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol SnO}_2}{4 \text{ mol HNO}_3} = \mathbf{0.049 \text{ mol SnO}_2}
 \end{array}$$

Por tanto, el **reactivo limitante** es el **ácido nítrico**, obteniéndose:

$$0.049 \text{ mol SnO}_2 \cdot \frac{150.7 \text{ gr SnO}_2}{1 \text{ mol SnO}_2} = \mathbf{7.51 \text{ gr SnO}_2}$$

3.- Sean los elementos A, B, C y D cuyos números atómicos son 9, 17, 35 y 11, respectivamente.

a) Escribe sus configuraciones electrónicas.

Indica razonadamente:

b) El orden de electronegatividad de los elementos.

c) El tipo de enlace del compuesto formado por los elementos C y D.

d) Si el átomo neutro del elemento D tendrá mayor o menor radio atómico que su ion más probable.

(a) A (Z=9): $1s^2 2s^2 p^5$

B (Z=17): $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$

C (Z=35): $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^5$

D (Z=11): $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$

(b) La electronegatividad es la capacidad de un átomo de atraer hacia sí los electrones que forman parte de un enlace covalente. Es una propiedad periódica que aumenta conforme disminuimos de periodo (los electrones están cada vez más cerca del núcleo, siendo más fácilmente atraídos por los átomos) y avanzamos dentro de un mismo periodo (ya que cuanto mayor sea el número atómico, mayor será el número de protones del núcleo, siendo la fuerza de atracción entre la carga positiva nuclear y los electrones cada vez mayor). Por tanto, de los cuatro elementos el que tiene menor electronegatividad es el D (sodio), después los tres halógenos de mayor a menor periodo, es decir, en orden creciente: **D (Na) < C (Br) < B (Cl) < A (F)**.

(c) El elemento C necesita un electrón para cumplir la regla del octeto ($4s^2 p^6$), mientras que al elemento D le sobra un electrón para obtener la configuración de gas noble ($2s^2 p^6$), por tanto, formarán un compuesto **iónico** donde el D le cede un electrón al C, obteniéndose el Bromuro de sodio (NaBr).

(d) El ión más probable del elemento D es el catión monopositivo D^+ . Al tener un electrón menos y el mismo número de protones que el átomo neutro, la fuerza de atracción entre la carga positiva nuclear y los electrones de la corteza será mayor, por tanto, el catión **D^+** tendrá **menor** radio atómico.

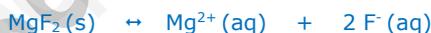
4.- Formula la molécula del 1,4-diclorobenceno. Indica los enlaces polarizados que posee y razona si la molécula es polar o no.

Un enlace está polarizado cuando los elementos que forman parte de él tienen diferente electronegatividad. En este caso, los únicos enlaces polarizados son los dos enlaces **C-Cl**. La molécula es **no polar** debido a la simetría de la geometría, ya que los dos momentos dipolares C-Cl se anulan al ser iguales y opuestos.



5.- El producto de solubilidad (a 298 K) del fluoruro de magnesio es $6,8 \cdot 10^{-9}$. Calcula su solubilidad en mol/L y en g/L.

Datos: Masas atómicas: F = 19 ; Mg = 24,31.



C_o s

C_f

s

2s

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}]_{\text{eq}} \cdot [\text{F}^{-}]_{\text{eq}}^2 \rightarrow 6,8 \cdot 10^{-9} = s \cdot (2s)^2 = s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{6,8 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1,19 \cdot 10^{-3} \text{ M} \rightarrow s = \frac{1,19 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{62,31 \text{ gr}}{1 \text{ mol}} = 0,074 \text{ gr/L}$$

Opción B

1.- Sea el equilibrio a 700°C : $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$. En un recipiente de 2 litros se encuentra una mezcla gaseosa en equilibrio con la siguiente composición: 0,7 mol de SO_2 , 0,48 mol de O_2 y 0,9 mol de SO_3 . Calcula:

a) La presión total de la mezcla y las presiones parciales de cada gas en el equilibrio.

b) Las constantes K_c y K_p a 700°C .

c) El valor del cociente de reacción cuando se reduce el volumen del recipiente a la mitad e indica en qué sentido se desplaza el equilibrio.





$$n_T = 0.7 + 0.48 + 0.9 \rightarrow n_T = \mathbf{2.08 \text{ mol}} \rightarrow P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{2.08 \cdot 0.082 \cdot 973}{2} \rightarrow P_T = \mathbf{82.977 \text{ atm}} \rightarrow P_P = P_T \cdot X = P_T \cdot \frac{n_P}{n_T}$$

$$\rightarrow \begin{cases} P_{\text{SO}_2} = 82.977 \cdot \frac{0.7}{2.08} \rightarrow P_{\text{SO}_2} = \mathbf{27.92 \text{ atm}} \\ P_{\text{O}_2} = 82.977 \cdot \frac{0.48}{2.08} \rightarrow P_{\text{O}_2} = \mathbf{19.14 \text{ atm}} \\ P_{\text{SO}_3} = 82.977 \cdot \frac{0.9}{2.08} \rightarrow P_{\text{SO}_3} = \mathbf{35.90 \text{ atm}} \end{cases}$$

$$K_P = \frac{P_{\text{SO}_3}^2_{\text{eq}}}{P_{\text{SO}_2}^2_{\text{eq}} \cdot P_{\text{O}_2\text{eq}}} = \frac{35.90^2}{27.92^2 \cdot 19.14} \rightarrow K_P = \mathbf{0.086}$$

$$\rightarrow K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \rightarrow K_C = \frac{K_P}{(R \cdot T)^{\Delta n}} = \frac{0.086}{(0.082 \cdot 973)^{-1}} = 0.414 (0.082 \cdot 973) \rightarrow K_C = \mathbf{6.891}$$



$$n_0 \quad 0.7 \quad 0.48 \quad 0.9 \quad V = 1 \text{ L}$$

$$Q = \frac{[\text{SO}_3]_{\text{eq}}^2}{[\text{SO}_2]_{\text{eq}}^2 \cdot [\text{O}_2]_{\text{eq}}} = \frac{\left(\frac{0.9}{1}\right)^2}{\left(\frac{0.7}{1}\right)^2 \cdot \frac{0.48}{1}} \rightarrow Q = \mathbf{3.443}$$

Como $Q < K_C$, podemos decir que la concentración de SO_3 es menor en las nuevas condiciones que en el equilibrio, por tanto, la reacción se desplazará **hacia la formación de productos** para aumentar su concentración y restablecer de nuevo el equilibrio.

2.- Se disuelven 0,94 g de ácido nitroso (dioxonitrato (III) de hidrógeno) en agua suficiente para obtener 0,2 L de disolución. Calcula:

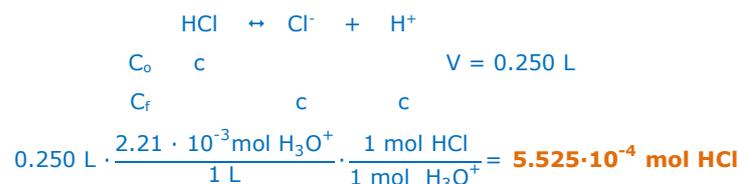
- El grado de ionización del ácido nitroso.
- El pH y el pOH de la disolución.
- Los moles de ácido clorhídrico que deben disolverse en agua para obtener 250 mL de una disolución que tenga el mismo pH que la disolución anterior.

Datos: Constante de acidez del ácido nitroso, $K_a = 5 \cdot 10^{-4}$.



$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-]_{\text{eq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{HNO}_2]_{\text{eq}}} \rightarrow 5 \cdot 10^{-5} = \frac{\left(\frac{0.02\alpha}{0.2}\right)^2}{\frac{0.02(1-\alpha)}{0.2}} \rightarrow -2 \cdot 10^{-3}\alpha - 10^{-6}\alpha + 10^{-6} = 0 \rightarrow \begin{cases} \alpha = -0.0226 \\ \alpha = \mathbf{0.0221} \end{cases} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = \mathbf{2.21 \cdot 10^{-3} \text{ M}}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (2.21 \cdot 10^{-3}) \rightarrow \mathbf{pH = 2.65} \rightarrow \text{pOH} = 14 - \text{pH} \rightarrow \mathbf{pOH = 11.34}$$



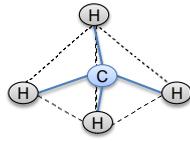
3.- Justifica la polaridad de las siguientes moléculas basándote en su geometría molecular: CO_2 , CH_4 , BeCl_2 y NH_3 .

CO_2	CH_4	BeCl_2	NH_3
Covalente	Covalente	Covalente	Covalente
El C y el O tienen diferente electronegatividad, por tanto, los enlaces estarán polarizados. Sin embargo, al tener geometría lineal (simétrica) los 2 momentos	El C y el H tienen diferente electronegatividad, por tanto, los enlaces estarán polarizados. Sin embargo, al tener geometría tetraédrica (simétrica) los 4 momentos	El Be y el Cl tienen diferente electronegatividad, por tanto, los enlaces estarán polarizados. Tiene geometría lineal . Por tanto, los momentos dipolares se	El N y el H tienen diferente electronegatividad, por tanto, los enlaces estarán polarizados. El átomo central posee un par de electrones desapareados. Tiene

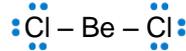
dipolares se anulan al ser opuestos e iguales, con lo que el momento dipolar será nulo ($\sum \vec{\mu} = 0$), siendo el resultado una molécula **apolar**.



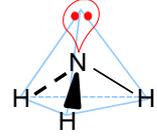
dipolares se anulan dos a dos al ser opuestos e iguales, con lo que el momento dipolar será nulo ($\sum \vec{\mu} = 0$), siendo el resultado una molécula **apolar**.



anularán al ser iguales y opuestos, con lo que el momento dipolar resultante será nulo ($\sum \vec{\mu} = 0$), siendo el resultado una molécula **apolar**.



geometría **trigonal piramidal**. Por tanto, el sumatorio de los momentos dipolares será distinto de cero ($\sum \vec{\mu} \neq 0$), siendo el resultado una molécula **polar**.



- 4.- Sea la pila cuya notación es $\text{Fe}/\text{Fe}^{3+}/\text{Ag}^+/\text{Ag}$. Indica razonadamente:
- Cuáles son las especies oxidante y reductora.
 - Cuál es el electrodo con mayor potencial estándar de reducción.

Según la anotación de la pila, la especie **oxidante** es el catión Ag^+ , mientras que el **reductor** es el **Fe**. El electrodo con mayor potencial de reducción estándar siempre es el cátodo, que es el electrodo donde se lleva a cabo la reducción, por tanto, el electrodo con mayor E^0 será el formado por el par Ag^+/Ag .

- 5.- Escribe dos combinaciones posibles de números cuánticos para los electrones de valencia de un metal alcalinotérreo situado en el 4º periodo. Indica de qué metal se trata.

Los alcalinotérreos se encuentran en la segunda columna del sistema periódico, por tanto, su capa de valencia será s^2 , además, es del cuarto periodo, por tanto, se trata del **Calcio: $4s^2$** .

Para el electrón $4s^1 \rightarrow (4, 0, 0, +1/2)$

Para el electrón $4s^2 \rightarrow (4, 0, 0, -1/2)$