



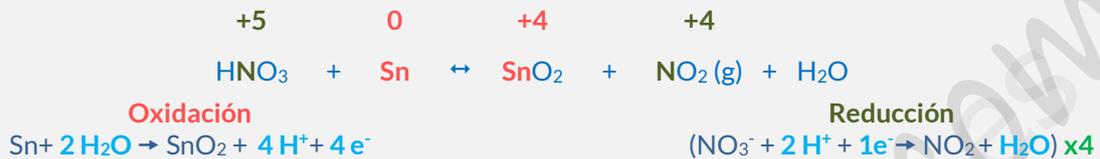
Universidad de Castilla la Mancha - Selectividad - Junio 2.008

Opción A

1.- El ácido nítrico (trioxonitrato (V) de hidrógeno) reacciona con estaño metálico (Sn). Los productos de esta reacción son dióxido de estaño, dióxido de nitrógeno (gas) y agua.

- Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón.
- Calcula el volumen de dióxido de nitrógeno gaseoso, medido en condiciones normales, que se desprenderá por cada 10 gramos de estaño oxidado.

Datos: masas atómicas Sn=118,7.



+



Ecuación Iónica



Ecuación Molecular



$$10 \text{ gr Sn} \cdot \frac{1 \text{ mol Sn}}{118.7 \text{ gr Sn}} \cdot \frac{4 \text{ mol NO}_2}{1 \text{ mol Sn}} \cdot \frac{22.4 \text{ L NO}_2}{1 \text{ mol NO}_2} \rightarrow 7.54 \text{ L NO}_2$$

2.- Mediante la fotosíntesis las plantas verdes producen oxígeno y glucosa a partir de dióxido de carbono y agua, según la reacción: $6\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6\text{O}_2(\text{g})$. La variación de entalpía estándar de esta reacción es de 2813,1 kJ/mol. Calcula:

- La entalpía de formación estándar de la glucosa.
- La energía necesaria para obtener 100 gramos de glucosa mediante fotosíntesis.

Datos: ΔH_f° en kJ/mol: $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,51$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8$; masas atómicas C = 12; O = 16; H = 1.



$$\begin{aligned}
 \Delta H^\circ_R &= \sum \Delta H^\circ_F(\text{productos}) - \sum \Delta H^\circ_F(\text{reactivos}) \rightarrow 2813.1 = [\Delta H^\circ_F(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)] - [6 \cdot (-393.5) + 6 \cdot (-285.8)] \\
 &\rightarrow \Delta H^\circ_F(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = -1262.7 \text{ kJ/mol}
 \end{aligned}$$

$$100 \text{ gr C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180 \text{ gr C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{2813.1 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 1562.83 \text{ kJ/mol}$$

3.- Dados los elementos Ca, As, K, Br, responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Cómo quedarían ordenados según su energía de ionización creciente?
- ¿Qué elemento poseerá un mayor carácter metálico? ¿Y una mayor electronegatividad?

- Los cuatro elementos pertenecen al mismo período, el 4º, y como la energía de ionización es una propiedad periódica que \uparrow al avanzar de izquierda a derecha en un período, ordenando los elementos se obtiene el orden creciente de sus energías de ionización. El K se sitúa en el grupo 1 ($4s^1$), el Ca en el grupo 2 ($4s^2$), el As en el grupo 15 ($4p^3$) y el Br en el grupo 17 ($4p^5$), por lo que el orden creciente de su energía de ionización es: **K < Ca < As < Br**
- De su ubicación en el sistema periódico puede deducirse el carácter metálico de los elementos.

Según la tabla periódica, los metales se encuentran situados en la parte izquierda de la misma y en la parte central, y como el **K** es el que se encuentran más a la izquierda, es el de **mayor carácter metálico**.

La electronegatividad es también una propiedad periódica que \uparrow al avanzar en un período de izquierda a derecha, por lo que el **Br** es el elemento más **electronegativo**, el que tiene más tendencia a atraer hacia sí, el par de electrones del enlace covalente que lo une a otro átomo.



4.- Escribe dos posibles combinaciones de números cuánticos para un electrón situado en un orbital 3p.

Si el electrón se encuentra situado en un orbital 3p, los números cuánticos que lo caracteriza son

$n = 3$ $l = 1$ $m = +1, 0, -1$.

Por tanto, dos combinaciones posibles: **(3, 1, +1, +½)**, **(3, 1, +1, -½)**

5.- Explica la verdad o falsedad de los siguientes enunciados:

- Los catalizadores disminuyen el calor de reacción.
 - Los catalizadores aumentan la velocidad de reacción.
- Falsa.** Los catalizadores no afectan a ninguna magnitud termoquímica como el calor o entalpía de reacción, ya que son funciones de estado y no dependen del camino seguido sino del inicio y el final.
 - Verdadera.** Los catalizadores disminuyen la energía de activación de la reacción, aumentando así la velocidad de la reacción.

Opción B

1.- Una muestra de 10 gramos de SO_2Cl_2 gaseoso se descompone a 450°C en un recipiente de 3 litros, hasta alcanzarse el equilibrio $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. En el equilibrio a 450°C , el SO_2Cl_2 se encuentra disociado en un 79%. Calcula:

- Los moles de cada una de las especies en el equilibrio.
- El valor de las constantes K_C y K_P a 450°C .
- La presión total en el recipiente.

Datos: Masas atómicas: S = 32; O = 16; Cl = 35,5.

Primero calculamos los moles iniciales de SO_2Cl_2 :

$$10 \text{ gr} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{135 \text{ gr}} = 0.074 \text{ moles}$$

	$\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g})$	\rightarrow	$\text{SO}_2(\text{g})$	$+$	$\text{Cl}_2(\text{g})$	
n_0	0.074					$V = 3\text{L}$
						$T = 723\text{K}$
						$\alpha = 0.79$
n_{eq}	$0.074(1-\alpha)$ 0.015 mol		0.074α 0.058 mol		0.074α 0.058 mol	
C_{eq}	0.005M		0.0193M		0.0193M	

$$K_C = \frac{[\text{SO}_2]_{\text{eq}} + [\text{Cl}_2]_{\text{eq}}}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_{\text{eq}}} = \frac{(0.0193)^2}{0.005} \rightarrow K_C = 7.47 \cdot 10^{-2}$$

$$K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 7.47 \cdot 10^{-2} \cdot (0.082 \cdot 723)^1 \rightarrow K_P = 4.44$$

$$n_T = 0.131 \text{ mol} \rightarrow P = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0.131 \cdot 0.082 \cdot 723}{3} \rightarrow P_T = 2.58 \text{ atm}$$

2.- Se prepara una disolución de un ácido monoprótico débil HA cuya constante de ionización es $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$. En ella, el ácido se encuentra disociado en un 0,5%, según el equilibrio $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. Calcula:

- La concentración inicial de ácido
- El pH de la disolución.

	HA	\leftrightarrow	A^-	$+$	H^+	
C_0	C					$K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$
	$C(1-\alpha)$		C α		C α	$\alpha = 0.005$
C_{eq}	0.995C		0.005C		0.005C	

$$K_a = \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}[\text{H}^+]_{\text{eq}}}{[\text{HA}]_{\text{eq}}} \rightarrow 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0.005C)^2}{0.995C} \rightarrow C = 0.7164 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = 3.582 \cdot 10^{-3} \text{ M} \rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = \log[3.582 \cdot 10^{-3}] \rightarrow \text{pH} = 2.44$$

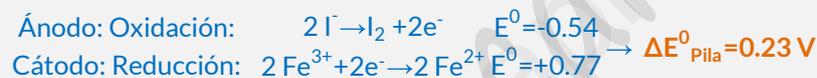


3.- Razona si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos:

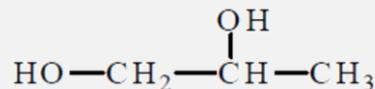
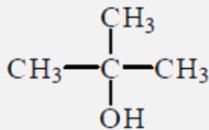
- Los compuestos covalentes conducen la corriente eléctrica.
 - Los sólidos covalentes tienen puntos de fusión y ebullición elevados.
 - Todos los compuestos iónicos, disueltos en agua, son buenos conductores de la corriente eléctrica.
 - Los compuestos covalentes polares son solubles en disolventes polares.
- Falso.** Por ser la corriente eléctrica un movimiento de cargas, electrones o iones, y carecer los compuestos covalentes de dichas cargas con capacidad de movimiento, estos compuestos no conducen la corriente eléctrica
 - Verdadero.** Estos compuestos forman redes cristalinas en cuyos nudos se encuentran átomos que se unen, entre sí, por enlaces covalentes.
 - Verdadero.** Los sólidos iónicos en disolución se encuentran totalmente ionizados, quedando en libertad los iones positivos y negativos que, al someterlos a un campo eléctrico, se desplazan a través de la disolución hacia los electrodos de una cuba electrolítica. Este tipo de conductividad eléctrica se conoce como conductividad iónica o electrolítica
 - Verdadero.** Las fuerzas atractivas que mantienen las moléculas unidas entre sí en el soluto, son superadas por las fuerzas atractivas, dipolo-dipolo, que se producen entre las moléculas de disolvente y soluto.

4.- Calcula E° para una célula galvánica cuya reacción es $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^{-} \rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$. Escribe las semirreacciones correspondientes al ánodo y al cátodo.

Datos: $E^{\circ}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})=0,77\text{ V}$; $E^{\circ}(\text{I}_2/\text{I}^{-})=0,54\text{ V}$.



5.- Nombra los siguientes alcoholes y explica qué característica posee su grupo funcional que les hace tener un punto de ebullición mayor que los correspondientes hidrocarburos:



El primero es el **2-metil-2-propanol** y el segundo es el **1,2-propanodiol**.

El grupo funcional de los alcoholes es el grupo hidroxilo (-OH), que se caracteriza por estar formado por un átomo de H unido covalentemente a un átomo de O de pequeño tamaño y muy electronegativo. Esto hace que el enlace O-H se encuentre muy polarizado ($\text{O}^{\delta-} - \text{H}^{\delta+}$) y, por tanto, las moléculas que contengan este grupo se unirán entre sí a través de puentes de hidrógeno que se establecen entre dicho grupo funcional.

En el caso de los hidrocarburos, sólo contienen enlaces C-H, que no están polarizados. Es decir, sus moléculas no van a establecer puentes de hidrógeno para unirse entre sí, sino fuerzas de Van der Waals, que son mucho menos fuertes que los puentes de hidrógeno. De ahí el mayor punto de fusión de los alcoholes en comparación con los hidrocarburos.