SELECTIVIDAD QUÍMICA U.I.B. SEPTIEMBRE 2016.

OPCIÓN A.

1. **a. En una serie de televisión, el actor Marc Smith ha aparecido muerto en su apartamento. La policía científica ha analizado una botella de agua que estaba cerca del cadáver y ha demostrado que estaba contaminada con cianuro potásico (KCN), en una concentración de $4{,}80 \cdot 10^{-3}$ M. La policía sabe que la dosis letal en las personas es de 50 mg/kg de masa corporal . Sabiendo que el actor pesa alrededor de 60 kg, ¿cree que es probable que la causa de la muerte fuera la ingesta de 200 mL de agua envenenada con cianuro potásico?**

b. El cianuro de potasio en contacto con el agua reacciona de acuerdo con el siguiente equilibrio químico, formándose HCN, que es un compuesto muy tóxico: $KCN + H_2O \rightarrow HCN + KOH$ Accidentalmente, el cianuro de potasio se ha disuelto en agua. ¿Qué harías para disminuir la formación de HCN (g), añadirías unas cuantas gotas de disolución de HCl o KOH? Razonar la respuesta.

VER VÍDEO https://youtu.be/TRKoD-6tzS0

a.

$$200\ \cancel{mL}\cdot\frac{1\ \cancel{L}}{1000\ \cancel{mL}}\cdot\frac{4{,}8\cdot 10^{-3}\ \cancel{moles\ de\ KCN}}{1\ \cancel{L}}\cdot\frac{65\ \text{g. de KCN}}{1\ \cancel{mol\ de\ KCN}} = 0{,}0624\ \text{g. de KCN.}$$

$$\frac{0'0624\text{g. de HCN}}{60\ \text{Kg.}} = 1{,}04\cdot 10^{-3}\ \text{g. de KCN} = 1{,}04\cdot {}^{\text{mg. de KCN}}/_{\text{Kg.}}$$

La ingesta es menor de 50 mg./Kg de masa corporal.

b. La adición de un producto, según el principio de LeChatelier, desplaza el equilibrio a reactivos. Debemos añadir KOH.

2. Se añaden 25 ml de una disolución 1,65 molar de HClO a un matraz aforado y se enrasa con agua destilada hasta conseguir 250 ml de disolución.

a. Determina el pH de la disolución diluida sabiendo que la constante de acidez vale $3{,}2\cdot 10^{-8}$.

b. Sí se neutralizan 100 ml de la disolución diluida de HClO con 100 ml NaOH 0,25 molar. ¿Cuántos moles de NaOH no habrán reaccionado?

c. ¿Cómo se prepararía en el laboratorio 100 ml de NaOH 0,25 M. a partir de NaOH sólido? Indica el material de laboratorio necesario para preparar dicha disolución.

VER VÍDEO https://youtu.be/UZxxs8tE5h8

a.

C_0 = [HClO] = 0,165 M. (se diluye de 25 mL. a 250 mL.)

Ka = $3{,}2\cdot10^{-8}$

	HClO	+	H_2O	↔	ClO^-	+	H_3O^+
Concent. inicial	C_0				0		0
Concent. Equil.	$C_0(1-\alpha)$				$C_0.\alpha$		$C_0.\alpha$

$$Ka = \frac{[ClO^-][H_3O^+]}{[HClO]} = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1-\alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1-\alpha} \underset{\substack{\text{despreciamos } \alpha \\ \text{si } Ka\leq10^{-5}}}{=} C_0\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{Ka}{C_0}}$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+].\alpha}{1-\alpha} \quad \Big| \quad [H_3O^+] = C_0\alpha \quad \Big| \quad pH = -\log[H_3O^+] \quad \Big| \quad [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$Ka = \frac{C_0\alpha^2}{1-\alpha} \rightarrow \alpha = 4{,}41\cdot10^{-4} \rightarrow [H_3O^+] = 7{,}27\cdot10^{-5}\ M. \rightarrow pH = 4{,}14$$

b.

$$100\ \cancel{mL}.\frac{1\ \cancel{L}.}{1000\ \cancel{mL}.}\cdot\frac{0{,}165\ \cancel{\text{moles de HClO}}}{1\ \cancel{L}.}\cdot\frac{1\text{ mol NaOH}}{1\ \cancel{\text{mol HClO}}} = 0{,}0165 \text{ moles de NaOH.}$$

$$100\ \cancel{mL}.\frac{1\ \cancel{L}.}{1000\ \cancel{mL}.}\cdot\frac{0{,}25 \text{ moles de NaOH}}{1\ \cancel{L}.} = 0{,}025 \text{ moles de NaOH.}$$

Sobran 0,025 – 0,0165 = $8{,}5\cdot10^{-3}$ moles de NaOH.

c.

$$0{,}025 \text{ moles de NaOH}\cdot\frac{40 \text{ g. de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} = 1 \text{ g. de NaOH.}$$

Pesar 1 g. de NaOH (pesa sustancias) y disolverlo en 50 mL. de agua destilada (en el interior de un vaso de precipitados). Si necesita calentar se calienta. Una vez enfriado se vierten los 50 mL. en un matraz aforado de 100 mL. Se enrasa con agua destilada hasta los 100 mL.

3. a. Determina el valor de la variación de entalpía para la siguiente reacción no ajustada:

$CS_2 + 2H_2O \rightarrow CO_2 + 2H_2S$

a partir de los datos siguientes:

$H_2S(g) + 3/2\ O_2(g) \rightarrow H_2O\ (l) + 2\ SO_2(g)$; $\Delta H = -563$ kJ/mol

$CO_2(g) + SO_2(g) \rightarrow CS_2(l) + 3\ O_2(g)$; $\Delta H = 1075$ kJ/mol

b. Determina el calor que se ha de aportar al sistema cuando reaccionan 10 mL. de CS_2 (densidad 1,2 g/ml) con 10 g de agua para producir CO_2 i H_2S.

c. ¿Cuál de los siguientes elementos presenta un potencial de ionización mayor, el azufre o el oxígeno? Razona la respuesta.

VER VÍDEO https://youtu.be/12q0MTK4eQo

a.

$CS_2 + 2H_2O \rightarrow CO_2 + 2H_2S$; $\Delta H = ¿? = -2\cdot(-563) - (1075) = 51$ KJ/mol

$(H_2S(g) + 3/2\ O_2(g) \rightarrow H_2O\ (l) + 2\ SO_2(g)$; $\Delta H = -563$ kJ/mol)x(- 2)

$(CO_2(g) + SO_2(g) \rightarrow CS_2(I) + 3\ O_2(g)$; $\Delta H = 1075$ kJ/mol)x(- 1)

b.

$$\text{R. L.}\begin{cases} 10\ \cancel{\text{mL}}.\dfrac{1{,}2\ \cancel{\text{g}}.}{1\ \cancel{\text{mL}}.}\cdot\dfrac{1\text{ mol }CS_2}{76\ \cancel{\text{g}}.\text{ de }CS_2} = 0{,}158\text{ moles de }CS_2 \\ 10\text{ g. de agua}\cdot\dfrac{1\text{ mol de agua}}{18\text{ g de agua.}} = 0{,}56\text{ mol de agua.} \rightarrow \dfrac{0{,}56}{2} = 0{,}28 \end{cases}\qquad \text{R. L.}: CS_2$$

$$0{,}158\text{ moles de }CS_2\cdot\frac{51\text{ KJ.}}{1\text{ mol de }CS_2} = 8{,}058\text{ KJ.}$$

c. Ambos elementos pertenecen al mismo grupo. En un grupo, al aumentar el n.º atómico, aumenta la distancia de los electrones al núcleo, siendo estos menos atraídos. El potencial de O es mayor que el del S.

---

4. Justifica si son correctas o no las siguientes afirmaciones:

a. En la reacción $S + O_2 \rightarrow CO_2$, la molécula de oxígeno es la especie reductora.

b. Una pila formada por los electrodos de Cu^{2+}/Cu y Ag^{+}/Ag tiene un potencial normal de 1,14 V..

c. En una celda galvánica espontánea, el polo negativo recibe el nombre de cátodo.

d. Cuando introducimos una lámina de plomo en un vaso de precipitados que contiene una disolución de $CuCl_2$, no se produce ningún proceso redox espontáneo.

$E_o(Cu^{+2}/Cu) = 0{,}34$ V.; $E_o(Ag^{+}/Ag) = 0{,}80$ V.; $E_o(Pb^{2+}/Pb) = -0{,}13$ V.

VER VÍDEO https://youtu.be/my3v-IGdspU

---

a. El O pasa de nº de oxidación 0 a – 2, se reduce. El O_2 es el oxidante.

b.

$$\begin{cases} Cu \rightarrow Cu^{+2} + 2e^{-};\ E = -0{,}34\text{ V.} \\ (Ag \rightarrow Ag^{+} + e^{-})x2;\ E = 0{,}80\text{ V.} \end{cases} \rightarrow Cu^{+2} + 2Ag \rightarrow Cu + 2Ag^{+};\ E = 0{,}46\text{ V.}$$

c. El polo negativo es el ánodo.

d. $Pb + Cu^{2+} \rightarrow Pb^{2+} + Cu$;

$E_{reacción} = E_{elemento\ que\ se\ reduce} - E_{elemento\ que\ se\ oxida} = 0{,}34 - (-0{,}13) = 0{,}47\text{ V.} > 0$ espontáneo.

---

5. Sean los compuestos químicos $BaCl_2$ y NCl_3.

a. ¿Qué tipo de enlace químico presentan las moléculas anteriores? Razona la respuesta.

b. De los compuestos químicos anteriores ¿hay alguno que conduce la corriente eléctrica en estado fundido? Razona la respuesta.

c. Justifica la geometría de la molécula de NCl_3 mediante el modelo de la repulsión de pares de electrones de la capa de valencia.

VER VÍDEO https://youtu.be/eXGj3xRPYyY

---

a. Enlace iónico (metal – no metal). Enlace covalente (no metal – no metal).

b. El $BaCl_2$ pues iónico.

c. Se trata de un compuesto del tipo AB_3E, con geometría de pirámide trigonal.

OPCIÓN B.

1. El dióxido de carbono reacciona con el sulfuro de hidrogeno a 337 ºC según la siguiente reacción: $CO_2 + H_2S \rightleftarrows COS + H_2O$. En un recipiente cerrado y vacío de 2,5 L. se introducen 4,4 g. de dióxido de carbono. Una vez alcanzado el equilibrio a 337º la presión total es 10 atm. y se han obtenido 0,01 moles de agua.

a. Calcula la concentración de CO_2 y de H_2S en el equilibrio.

b. ¿Es cierto que para el equilibrio químico anterior Kp = 1/Kc

c. Sí introducimos en el recipiente un catalizador, ¿cómo afecta al equilibrio?

VER VÍDEO https://youtu.be/YXSSy0Glb6o

a.

	CO_2 +	H_2S ⇄	COS +	H_2O
Moles iniciales	4,4 g = 0,1 mol	a	0	0
Moles en equilibrio	0,1 – x	a – x	x	x = 0,01
	0,09	a – 0,01	0,01	0,01

$$\left.\begin{array}{l} n = \dfrac{P \cdot V}{R \cdot T} = 0{,}5 \text{ moles} \\ \text{moles totales} = 0{,}1 + a \end{array}\right\} a = 0{,}4 \text{ moles.}$$

$$[CO_2] = \frac{0{,}09}{2{,}5} = 0{,}036 \text{ M.}; \; [H_2S] = \frac{0{,}4 - 0{,}01}{2{,}5} = 0{,}156 \text{ M.}$$

b. Falso. $\Delta n = 0 \rightarrow Kc = Kp$

c. Un catalizador disminuye la energía de activación, pero no afecta al equilibrio.

2. Ajusta la siguiente reacción. $NaI + H_2SO_4 \rightarrow H_2S + I_2 + Na_2SO_4 + H_2O$

VER VÍDEO https://youtu.be/XM27GjYk8po

● Calculamos los números de oxidación de cada átomo.

$$\overset{+1}{Na}\,\overset{-1}{I} + \overset{+1}{H_2}\,\overset{+6}{S}\,\overset{-8}{O_4} \rightarrow \overset{+1}{H_2}\,\overset{-2}{S} + \overset{0}{I_2} + \overset{+1}{Na_2}\,\overset{+6}{S}\,\overset{-8}{O_4} + \overset{+1}{H_2}\,\overset{-2}{O}$$

● ¿Qué elementos cambian de número de oxidación?

I (de –1 a 0), se oxida. El reductor es el NaI.

S (de +6 a – 2) se reduce. El oxidante es el H_2SO_4

● Disociamos las sustancias (solo ácidos, hidróxidos y sales) que intervienen en la oxidación y la reducción.

$NaI \rightarrow Na^+ + I^-$	$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$
$H_2S \rightarrow 2H^+ + S^{2-}$	I_2 no se disocia

● Escribimos las semireacciones de oxidación y reducción.

Oxidación. $I^- \rightarrow I_2$

Reducción. $SO_4^{2-} \rightarrow S^{2-}$

● Ajustamos atómica y electrónicamente las semireacciones. Los O se ajustan añadiendo H_2O y los H se ajustan añadiendo H^+.

$2\,I^- \rightarrow I_2 + 2\,e^-$

$$\left.\begin{array}{r} SO_4^{2-} \rightarrow S^{2-} \\ SO_4^{2-} \rightarrow S^{2-} + 4H_2O \\ 8H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow S^{2-} + 4H_2O \\ \text{ajustamos electrónicamente:} \\ 8e^- + 8H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow S^{2-} + 4H_2O \end{array}\right\} 8e^- + 8H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow S^{2-} + 4H_2O$$

● Para que el número de e^- de ambas semireacciones coincida, debemos multiplicar la primera reacción por 4, así tendremos 8 e^- en cada una.

$2\,I^- \rightarrow I_2 + 2\,e^-$

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

● Sumamos ambas semireacciones ya ajustadas obteniendo la reacción iónica ajustada.

$8I^- + 8H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow 4I_2 + S^{2-} + 4H_2O$

● Trasladando esta información a la reacción inicial:

$8NaI + 4H_2SO_4 \rightarrow H_2S + 4I_2 + 4Na_2SO_4 + 4H_2O$

El 4 del Na_2SO_4 se ha ajustado por tanteo mirando el Na.

El $4H_2SO_4$ se cambia por tanteo a $5H_2SO_4$.

$8NaI + 5H_2SO_4 \rightarrow H_2S + 4I_2 + 4Na_2SO_4 + 4H_2O$

---

3. Cuando se hace reaccionar CO con un exceso de O_2 tiene lugar la siguiente reacción:

$CO_{(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow CO_{2\,(g)}$ $\Delta H = 600$ kJ/mol

Contestar las siguientes preguntas de una manera razonada:

a. ¿Se puede afirmar que la variación de la entropía de este proceso es positiva?

b. Sabiendo que la reacción directa de la formación de CO_2 presenta una energía de activación de 1000 kJ/mol, determina la energía de activación de la reacción inversa.

c. ¿Es verdad que las reacciones exotérmicas tienen energías de activación negativas?

VER VÍDEO https://youtu.be/o8xfuf46j9s

---

a. El número de moles disminuye (3→2) disminuyendo el desorden, la variación de entropía es negativa.

b. En una reacción endotérmica $Eac_{directa} = Eac_{inversa} + \Delta H_{reacción}$.

$Eac_{inversa} = 400$ KJ/mol

c. Las reacciones exotérmicas tienen variación de entalpia negativa, no la energía de activación.

4. Un elemento A es alcalinotérreo del tercer periodo, mientras que un elemento B es el halógeno del segundo periodo.

a. Escribe la configuración electrónica del ión más estable del elemento A.

b. ¿Podemos afirmar que radio atómico del elemento B es mayor que el del anión B^- ? Razona la respuesta.

c. ¿Qué elemento tiene una menor afinidad electrónica A o B? razona la respuesta.

d. ¿Es cierto que el ion B^- y el elemento A son isoeléctricos? Razona la respuesta.

VER VÍDEO https://youtu.be/1RvRcWc-xcY

a. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ Tiende a perder un electrón. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.

b. No. Los iones negativos son más grandes que los átomos correspondientes. El B^- tiene un electrón más, mayor efecto pantalla, mayor tamaño.

c. La afinidad electrónica crece en un grupo hacia arriba y en un periodo hacia la derecha. B tiene mayor afinidad electrónica.

d. No pues no tienen el mismo número de electrones.

5. a. En un laboratorio se dispone de dos disoluciones separadas NH_4NO_3 y NaCl. ¿Cómo son estas disoluciones: ácidas, básicas o neutras?

b. ¿Cómo gestionarías el residuo de NaCl, lo neutralizarías con un ácido diluido o simplemente lo echarías por el desagüe?

VER VÍDEO https://youtu.be/ZZ6pLxVzCWo

a. NH_4NO_3 . $NH_4^+ + H_2O \rightarrow NH_3 + H_3O^+$ hidrólisis ácida. pH ácido. NaCl no da hidrólisis. pH neutro.

b. El NaCl es inocuo, se puede tirar directamente al fregadero.