SELECTIVIDAD QUÍMICA U.I.B. JULIO 2018.

OPCIÓN A.

1. Un diodo emisor de luz (LED) es un dispositivo semiconductor que emite luz cuando se aplica una tensión determinada. La tecnología LED está actualmente generalizada en la iluminación, en la medicina y en la industria automotriz. Los estudiantes de química quieren usar una pila formada por electrodos de plata y plomo para el funcionamiento de un LED rojo que requiere un voltaje aproximado de 1,4 a 1,7 voltios. Responde de manera justificada a las siguientes preguntas:

a. ¿se puede afirmar que esta pila permitirá el correcto funcionamiento del LED rojo?

b. si no, ¿qué combinación utilizaría de los electrodos indicados en la tabla 1 para que el LED pudiera emitir luz roja? Indica la reacción redox global que se llevaría a cabo.

Reacción	E^0 (V.)
$Ag^+ \rightarrow Ag + e^-$	+ 0,80 V.
$Cu^{+2} \rightarrow Cu + e^-$	+ 0,34 V.
$Pb^{+2} \rightarrow Pb + e^-$	- 0,13 V.
$Zn^{+2} \rightarrow Zn + e^-$	- 0,76 V.

VER VÍDEO https://youtu.be/7oSKHw1TmiQ

a.

$E_{pila} = E_{cátodo} - E_{ánodo} = 0{,}80 - (-0.13) = 0{,}93$ V. No funciona.

b. Plata – zinc.

$E_{pila} = E_{cátodo} - E_{ánodo} = 0{,}80 - (-0.76) = 1{,}56$ V. No funciona.

$Zn + 2Ag^+ \rightarrow Zn^{2+} + Ag$

2. En un recipiente cerrado de 2 l de capacidad y vacío. se introducen 0,03 moles de gas fosgeno $COCl_2$ y se mantiene la temperatura a 800 K. Al llegar al equilibrio químico $COCl_2(g) \rightleftarrows CO(g) + Cl_2(g)$. se observa que la presión parcial de CO es 0,497 Atm.

a. Calcula el valor de la constante de equilibrio Kc a 800 K.

b. Calcula la presión total del sistema a 800 K.

c. Si se aumenta la presión de CO, ¿hacia dónde se desplazará el equilibrio?

d. ¿Se puede asegurar que, si introducimos inicialmente un catalizador dentro de la mezcla de reacción, se tardará más tiempo en llegar al equilibrio? Justifica la respuesta.

VER VÍDEO https://youtu.be/1mWj0ff3v90

a.

	$COCl_2(g)$ ⇄	$CO(g)$ +	$Cl_2(g)$.
Moles iniciales	0,03	0	0
Moles en el equilibrio	0,03 – x	x = 0,015	x
	0,015	0,015	0,015

$$P_{CO} = \frac{n_{CO} \cdot R \cdot T}{V} \rightarrow n_{CO} = \frac{P_{CO} \cdot V}{R \cdot T} = 0{,}015 = x$$

$$Kc = \frac{[CO] \cdot [Cl_2]}{[COCl_2]} = \frac{\frac{0{,}015}{2}\frac{0{,}015}{2}}{\frac{0{,}015}{2}} = 0{,}0075\ \frac{mol}{L.}$$

b.

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0{,}045 \cdot 0{,}082 \cdot 800}{2} = 1{,}476\ atm.$$

c. Según el Principio de Le Chatelier, aumentar la presión de CO (aumentando su concentración) desplaza el equilibrio a reactivos.

d. Si es un catalizadoR positivo, la reacción es más rápida.

3. **a. Se mezclan en un matraz aforado 10 mL. de $Ca(OH)_2$ 0,0015 M con 10 mL de agua destilada. Suponiendo que los volúmenes son aditivos, determina el pH de la disolución resultante.**

b. Calcula el volumen necesario de una disolución de NaOH 0,1 M para neutralizar 20,0 mL de HNO_3 10^{-2} M. Sin hacer ningún cálculo numérico, razona si la disolución en el punto de equivalencia tendrá un pH ácido, básico o neutro.

c. Nombrar el siguiente compuesto. $NaNO_3$.

VER VÍDEO https://youtu.be/9gU3PHB0f1w

a. El volumen se duplica sin alterar los moles de soluto, la molaridad será la mitad. 0,00075 M. pOH = - log $[OH^-]$ = – log 2·[base] = 2,82 → pH = 11,18

b. Va·Ma:nº H = Vb·Mb·nº OH → Vb = 2 mL. Las disoluciones de nitrato de sodio no experimenta hidrólisis por tanto su pH será neutro.

c. Nitrato de sodio. Trioxidonitrato de sodio.

4. Dados los siguientes elementos K y Cl.

a. Escribe la configuración electrónica del ión más estable del cloro.

b. ¿Cuál de los 2 elementos presenta mayor energía de ionización? Justifica la respuesta.

c. ¿Se puede afirmar que el radio del ión K^+ es más grande que el del K? Razona la respuesta.

d. Explica el tipo de enlace químico en el potasio y en la molécula de cloro Cl_2.

VER VÍDEO https://youtu.be/WhiQaL4hElM

a. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$.

b. Cl. Pues en un grupo, el potencial de ionización aumenta hacia la derecha, pues, al aumentar el nº atómico aumenta la carga nuclear efectiva, siendo los electrones de la última capa más atraídos por el núcleo.

c. No es más pequeño. El K al perder un electrón y convertirse en K^+ pierde una capa.

d. En el K metálico. Y en el dicloro covalente.

---

5. En la figura se muestran tres isómeros de formula molecular $C_2H_2Cl_2$.Responder razonadamente a las preguntas siguientes:

a. Indica el tipo de isomería que presentan las estructuras A y B.

b. Indica el tipo de isomería que presentan las estructuras B y C.

c. Indica ¿cuál es la hibridación de los orbitales atómicos que presentan los átomos de carbono en la estructura C?

A	B	C
Cl H \ / C = C / \ Cl H	H Cl \ / C = C / \ Cl H	H H \ / C = C / \ Cl Cl

VER VÍDEO https://youtu.be/fSm6P_ywufc

---

a. A y B son isómeros de posición. Se trata del 1,1 – dicloroeteno (A) y del 1,2 – dicloroeteno (B)

b. B y C son isómeros cis – trans. Ambos son 1,2 – dicloroeteno.

c. Los átomos de C, con doble enlace, tienen hibridación sp^2. Los carbonos con todos sus enlaces simple tienen hibridación sp^3, con un doble sp^2 y con un triple o dos doble sp.

OPCIÓN B.

1. El Fe reacciona con el H_2SO_4 según la reacción no ajustada siguiente:

$Fe\ (s) + H_2SO_{4\ (AQ)} \longrightarrow Fe_2\ (SO_4)_{3\ (AQ)} + SO_{2\ (g)} + H_2O_{\ (l)}$

a. Escribir y ajustar la reacción iónica y molecular por el método del ion – electrón.

b. ¿Cuál es la especie oxidante? Justifique la respuesta.

c. Indica un procedimiento para prevenir la corrosión del hierro debido a la acción ambiental.

VER VÍDEO https://youtu.be/hM9lbpP-AuU

● Calculamos los números de oxidación de cada átomo.

$$\overset{0}{Fe} + \overset{+1}{H_2}\ \overset{+6}{S}\ \overset{-2}{O_4} \rightarrow \overset{+3}{Fe_2}\left(\overset{+6}{S}\ \overset{-2}{O_4}\right)_3 + \overset{+4}{S}\ \overset{-2}{O_2} + \overset{+1}{H_2}\ \overset{-2}{O}$$

● ¿Qué elementos cambian de número de oxidación?

Fe (de 0 a +3), se oxida. El reductor es el Fe.

S (de +6 a +4) 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.

Fe no se disocia	$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{-2}$
$Fe_2\ (SO_4)_3 \rightarrow 2Fe^{3+} + 3SO_4^{-2}$	SO_2 no se disocia.

● Escribimos las semireacciones de oxidación y reducción.

Oxidación. $Fe \rightarrow Fe^{+3}$

Reducción. $SO_4^{-2} \rightarrow SO_2$

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

$Fe \rightarrow Fe^{+3} + 3e^-$

$$\left.\begin{array}{r} SO_4^{-2} \rightarrow SO_2 \\ SO_4^{-2} \rightarrow SO_2 + 2H_2O \\ 4H^+ + SO_4^{-2} \rightarrow SO_2 + 2H_2O \\ \text{ajustamos electrónicamente:} \\ 2e^- + 4H^+ + SO_4^{-2} \rightarrow SO_2 + 2H_2O \end{array}\right\} \qquad 2e^- + 4H^+ + SO_4^{-2} \rightarrow SO_2 + 2H_2O$$

● Para que el número de e^- de ambas semireacciones coincida, debemos multiplicar la primera reacción por 2 y la segunda por 3, así tendremos 6 e^- en cada una.

$2Fe \rightarrow 2Fe^{+3} + 6e^-$

$6e^- + 12H^+ + 3SO_4^{-2} \rightarrow 3SO_2 + 6H_2O$

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

$2Fe + 6e^- + 12H^+ + 3SO_4^{-2} \rightarrow 2Fe^{+3} + 3SO_2 + 6H_2O$

● Trasladando esta información a la reacción inicial:

$2Fe\ (s) + 6H_2SO_{4\ (AQ)} \rightarrow Fe_2\ (SO_4)_{3\ (AQ)} + 3SO_{2\ (g)} + 6H_2O_{\ (l)}$

Para ajustar el H_2SO_4 con un 6 nos fijamos en los $6H^+$ y no en los $3SO_4^{-2}$, pues si solo hay un ácido me guio por los H^+.

c. El uso de pinturas para cubrirlo con una capa protectora, galvanizado (hierro recubierto con una capa de zinc) o la formación de aleaciones con cromo y níquel

---

2. En un laboratorio se dispone de una disolución de HF de concentración desconocida.

a. Determina la concentración del ácido sabiendo que el pH de la disolución es 1,85.

Datos: Ka (HF) = $6{,}7 \cdot 10^{-4}$.

b. Calcula el volumen de una disolución 1,0 M de HF que se necesita para preparar 500 mL de una disolución 0,01 M de HF. Indica el material de vidrio que utilizarías en el laboratorio para preparar la disolución 0,01 M de HF.

VER VÍDEO https://youtu.be/nUB6zWxzXUA

---

a. Aplicando el formulario para el cálculo del pH de un ácido débil:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 0{,}014\ M. \rightarrow Ka = \frac{\alpha \cdot [H_3O^+]}{1-\alpha} \rightarrow \alpha = 0{,}046 \rightarrow c_0 = \frac{[H_3O^+]}{\alpha} = 0{,}31\ M.$$

b. Para preparar una disolución a partir de otra: $V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$ de donde $V_2 = 5$ mL. Utilizamos una pipeta y un matraz aforado.

---

3. a. Los valores de las energías reticulares de los compuestos KF y CaO son, respectivamente, -826 i -3461 kJ·mol-1. Justifica la diferencia entre los valores de dichas energías reticulares. ¿Cuál de los 2 compuestos presenta mayor dureza? Razón la respuesta.

b. Justifica la geometría de la molécula de CH_3Cl mediante el modelo de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia. ¿Se puede afirmar que la molécula es apolar? Razona la respuesta.

VER VÍDEO https://youtu.be/ZE2GfJ5LO4c

---

a. La energía reticular depende de las cargas de los iones y de sus radios según:

$$U = \propto \frac{q_+ \cdot q_-}{r_+ + r_-} \rightarrow \begin{cases} KF \rightarrow K^+, F^- \\ CaO \rightarrow Ca^{2+}, O^{2-} \end{cases} \rightarrow \begin{cases} U_{CaO} > U_{KF} \\ Dur._{CaO} > Dur._{KF} \end{cases}$$

b. Según la T.R.P.E.C.V. es una molécula AB_4, por tanto, tetraédrica. Al ser los átomos B (H, Cl) distintos la molécula es polar.

---

4. En un recipiente de volumen constante se genera $SO_3(g)$ a 500 K según la siguiente reacción ajustada:

$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftarrows 2SO_3\ (g)$; $\Delta H = -1200$ kJ; Kp (500 K) = $2{,}5 \cdot 10^{10}$ atm^{-1}.

a. ¿Cómo afecta al equilibrio una disminución del volumen total del recipiente?

b) Determina el valor de la constante Kc a 500 K.

c. Si la temperatura se cambia a 600 K, ¿se puede afirmar que aumentará la formación de $SO_3(g)$?

VER VÍDEO https://youtu.be/m4YlK2-Ekjk

a. Según el Principio de Le Chatelier, una disminución de volumen desplaza el equilibrio hacia mayor número de moles de gas, en este caso, hacia reactivos.

b. $K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n} \rightarrow Kc = 1{,}25 \cdot 10^{12} \left(\frac{mol}{L.}\right)^{-1}$

c. Según el Principio de le Chatelier, si aumentamos la temperatura, favorecemos los procesos endotérmicos. En este caso, el equilibrio se desplazaría hacia reactivos, disminuyendo pues la formación de SO_3.

5. Dada la siguiente reacción de adición de Br_2 a un alqueno:

$CH_3\text{-}CH = CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_3\text{-}CHBr\text{-}CH_2Br$

a. Nombrar los compuestos $CH_3\text{-}CH = CH_2$ y $CH_3\text{-}CHBr\text{-}CH_2Br$.

b. ¿En general, se puede afirmar que si aumentamos la concentración de reactivos disminuirá la velocidad de reacción? Razonar la respuesta.

a. Propeno, 1,2 – dibromopropano.

b. Al aumentar la concentración de reactivos aumenta el número de choques entre moléculas, lo que aumenta la velocidad de la reacción. (Teoría de colisiones.)