

UNIVERSIDADES PÚBLICAS DE LA COMUNIDAD DE MADRID
PRUEBA DE ACCESO A LAS ENSEÑANZAS UNIVERSITARIAS OFICIALES DE
GRADO

Curso 2009-2010
MATERIA: QUÍMICA

INSTRUCCIONES Y CRITERIOS GENERALES DE CALIFICACIÓN

La prueba consta de dos opciones, A y B, Y el alumno deberá escoger una de las opciones y resolver las tres cuestiones y los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir cuestiones o problemas de diferentes opciones. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos

OPCIÓN A

Cuestión 1A.- Considerando el elemento alcalinotérreo del tercer periodo y el segundo elemento del grupo de los halógenos:

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- Escriba los cuatro números cuánticos posibles para el último electrón de cada elemento.
- ¿Qué tipo de enlace corresponde a la unión química de estos dos elementos entre sí? Razone su respuesta.
- Indique los nombres y símbolos de ambos elementos y escriba la fórmula del compuesto que forman.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Solución.

a. La configuración electrónica de la capa de valencia de los elementos del grupo de los alcalinotérreos (grupo 2) es ns^2 , siendo n el nivel o periodo del elemento, para los halógenos es $ns^2 p^5$, teniendo en cuenta que el primer halógeno aparece el nivel 2

- Alcalinotérreo del tercer periodo: $1s^2; 2s^2 p^6; 3s^2$
- Halógeno del tercer periodo (2º elemento de los halógenos): $1s^2; 2s^2 p^6; 3s^2 p^5$

- b.**
- Alcalinotérreo del tercer periodo ($3s^2$): $n = 3; l = 0; m = 0; s = \pm 1/2$
(3, 0, 0, $\pm 1/2$)
 - Halógeno del tercer periodo ($3p^5$): $n = 3; l = 1; m = -1, 0, 1; s = \pm 1/2$
(3, 1, -1, $\pm 1/2$); (3, 1, 0, $\pm 1/2$); (3, 1, 1, $\pm 1/2$)

c. Por tratarse de un metal (alcalinotérreo) y un no-metal (halógeno), enlace iónico.

d. Alcalinotérreo del tercer periodo: Magnesio (Mg)
Segundo elemento del grupo de los halógenos: Cloro (Cl)

Cuestión 2A.- Teniendo en cuenta los valores de las constantes de acidez de los ácidos fluorhídrico, cianhídrico y etanoico en disolución acuosa, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

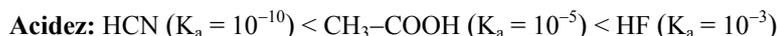
- Ordene los ácidos de menor a mayor acidez en agua.
- A igualdad de concentración inicial de ácido, ¿cuál tiene mayor pH?
- ¿Cuál es la K_b de la base conjugada más débil?
- Escriba la reacción entre el ácido más fuerte y la base conjugada más fuerte.

Datos. K_a : HF = 10^{-3} ; HCN = 10^{-10} ; CH₃-COOH = 10^{-5}

Puntuación máxima por apartado: 0.5 puntos.

Solución.

a. La acidez de una disolución es función de la concentración de protones (H_3O^+), a mayor concentración de protones mayor acidez. La concentración de protones de un ácido débil esta relacionada con la constante de acidez, a mayor valor de la constante de acidez, mayor grado de disociación del ácido y por tanto mayor concentración de protones. Teniendo en cuenta lo anterior, se puede concluir que a mayor valor de la constante, mayor acidez.



b. La relación entre el pH de una disolución acuosa y la concentración de protones es inversa, a mayor concentración de protones, menor pH ($\text{pH} = -\log [H_3O^+]$). Teniendo en cuenta el apartado a), será de mayor pH la disolución del ácido de menor fortaleza, el ácido cianhídrico (HCN).

c. La fortaleza de los pares conjugados es inversa, a mayor fortaleza de un ácido, menor fortaleza de su base conjugada y viceversa, e igual para las bases y sus ácidos conjugados. Teniendo en cuenta lo anterior, la

base conjugada más débil corresponderá al ácido más fuerte, en este caso la base más débil es el $F^-(aq)$ (fluoruro), que es la base conjugada del HF (ácido fluorhídrico).

Para calcular la constante de la base conjugada hay que tener en cuenta que el producto de la constante de acidez de un ácido por la constante de basicidad de su base conjugada es el producto iónico del agua.

$$K(HF) \cdot K(F^-) = K_w : K(F^-) = \frac{K_w}{K(HF)} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11}$$

- d. Teniendo en cuenta que los ácidos ceden protones y que las bases los captan (Brönsted-Lowry):
 $HF + CN^-(aq) \leftrightarrow F^-(aq) + HCN$

Cuestión 3A.- Dados los siguientes pares redox: Mg^{2+}/Mg ; Cl_2/Cl^- ; Al^{3+}/Al ; Ag^+/Ag

- Escriba y ajuste las semirreacciones de reducción de cada uno de ellos.
- ¿Qué especie sería el oxidante más fuerte? Justifique su respuesta.
- ¿Qué especie sería el reductor más fuerte? Justifique su respuesta.
- ¿Podría el Cl_2 oxidar al Al^{3+} ? Justifique su respuesta.

Datos. $E^0(Mg^{2+}/Mg) = -2,37$ V; $E^0(Cl_2/Cl^-) = 1,36$ V; $E^0(Al^{3+}/Al) = -1,66$ V; $E^0(Ag^+/Ag) = 0,80$ V
 Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Solución.

- $Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$
 $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$
 $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$
 $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$

- En una reacción red-ox, $\Delta G = -nFE$, a mayor potencial mayor tendencia a producirse.
 El oxidante más fuerte es el elemento que tiene mayor tendencia a reducirse, es decir, la forma oxidada del par de mayor potencial de reducción, el Cl_2 .

- El reductor más fuerte es el elemento que tiene mayor tendencia a oxidarse, es decir, el que tenga mayor potencial de oxidación, lo que equivale a menor potencial de reducción, que corresponde con la forma reducida del par de menor potencial

Par de menor potencial $\equiv Mg^{2+}/Mg$. Forma reducida del par $\equiv Mg^{2+}$.
 El reductor más fuerte es el Mg.

- No. El Al^{3+} está en su máximo estado de oxidación y por lo tanto no puede ser oxidado por ningún agente oxidante.

Problema 1A.- A 330 K y 1 atm, 368 g de una mezcla al 50% en masa de NO_2 y N_2O_4 se encuentran en equilibrio. Calcule:

- La fracción molar de cada componente en dicha mezcla.
- La constante de equilibrio K_p para la reacción $2 NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$
- La presión necesaria para que la cantidad de NO_2 en el equilibrio se reduzca a la mitad.
- El volumen que ocupa la mezcla del apartado c) en el equilibrio.

Datos. $R = 0,082$ atm·L·K⁻¹·mol⁻¹ masas atómicas: N = 14; O = 16

Puntuación máxima por apartado: 0.5 puntos.

Solución.

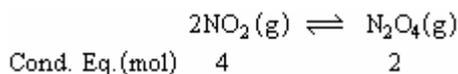
- La fracción molar de un componente de una mezcla gaseosa es:

$$\chi_i = \frac{n_i}{n_T}; \text{ siendo } n_T = \sum n_i$$

$$m(NO_2) = m(N_2O_4) = \frac{368}{2} = 184 \text{ g} : \begin{cases} n(NO_2) = \frac{m(NO_2)}{M(NO_2)} = \frac{184 \text{ g}}{46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4 \text{ mol} \\ n(N_2O_4) = \frac{m(N_2O_4)}{M(N_2O_4)} = \frac{184 \text{ g}}{92 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2 \text{ mol} \end{cases}$$

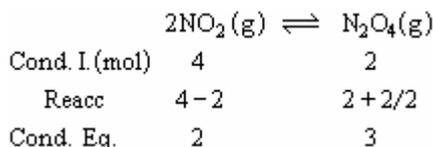
$$\chi_{NO_2} = \frac{4}{4+2} = \frac{4}{6} = 0,67; \chi_{N_2O_4} = \frac{2}{4+2} = \frac{2}{6} = 0,33$$

b. El equilibrio de la reacción de dimerización del dióxido de nitrógeno, viene representado por:



$$K_p = \frac{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}{P_{\text{NO}_2}^2} = \{P_i = P \cdot \chi_i\} = \frac{P \cdot \chi_{\text{N}_2\text{O}_4}}{(P \cdot \chi_{\text{NO}_2})^2} = \frac{1}{P} \cdot \frac{\chi_{\text{N}_2\text{O}_4}}{\chi_{\text{NO}_2}^2} = \frac{1}{1} \cdot \frac{0,33}{0,67^2} = 0,75$$

c. Si la temperatura permanece constante, K_p permanece constante. Para que la cantidad de NO_2 se reduzca a la mitad, deben reaccionar dos moles, según la estequiometría del proceso, la nueva composición de equilibrio será:



Las nuevas fracciones molares son:

$$\left\{ \begin{array}{l} \chi_{\text{NO}_2} = \frac{2}{2+3} = \frac{2}{5} = 0,40 \\ \chi_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{3}{2+3} = \frac{3}{5} = 0,60 \end{array} \right. ;$$

Teniendo en cuenta que la constante de equilibrio no varía, se calcula la nueva presión de equilibrio.

$$K_p = \frac{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}{P_{\text{NO}_2}^2} = \frac{1}{P} \cdot \frac{\chi_{\text{N}_2\text{O}_4}}{\chi_{\text{NO}_2}^2} : P = \frac{1}{K_p} \cdot \frac{\chi_{\text{N}_2\text{O}_4}}{\chi_{\text{NO}_2}^2} = \frac{1}{0,75} \cdot \frac{0,60}{0,40^2} = 5 \text{ atm}$$

El aumento de presión que experimenta el sistema para desplazarse a la derecha y, de esta forma disminuir el número de moles de NO_2 , esta de acuerdo con leyes de Lechatelier. Al aumentar la presión el sistema evoluciona hacia donde menor volumen ocupa, contrarrestando de esta forma el aumento de presión.

d. Conocida la presión, el número de moles y la temperatura, la ecuación de gases ideales permite calcular el volumen de la mezcla de equilibrio.

$$PV = nRT : V = \frac{nRT}{P} = \frac{(2+3) \cdot 0,082 \cdot 330}{5} = 27 \text{ L}$$

Problema 2A.- Para el proceso $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Fe}$, calcule:

- La entalpía de reacción en condiciones estándar.
- La cantidad de calor que se desprende al reaccionar 16 g de Fe_2O_3 con cantidad suficiente de aluminio.
- La masa de óxido de aluminio obtenido en la reacción del apartado anterior.

Datos. $2\text{Al} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$, $\Delta H^\circ = -1672 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

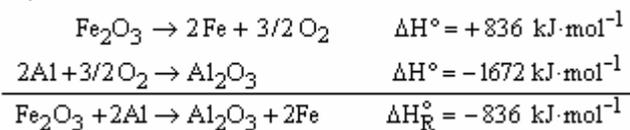
$2 \text{Fe} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$, $\Delta H^\circ = -836 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Masas atómicas: Fe = 56; O = 16; Al = 27

Puntuación máxima por apartado: 0.75 puntos apartados a) y b) y 0.5 puntos apartado e)

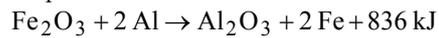
Solución.

a. La entalpía del proceso de reducción de Fe^{3+} con Al, se calcula mediante la Ley de Hess, invirtiendo la reacción de oxidación del Fe y sumándola con la reacción de oxidación del aluminio.



Reacción exotérmica.

b. La ecuación termoquímica del proceso es:



Según la estequiometría del proceso

$$\frac{Q}{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{836 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} : \Delta Q = 836 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 836 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{16 \text{ g}}{160 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 83,6 \text{ kJ se desprenden}$$

c. Por estequiometría: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Fe}$

$$\frac{\text{Al}_2\text{O}_3}{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} : n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol}$$

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = n(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol} \cdot 102 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 10,2 \text{ g}$$

OPCIÓN B

Cuestión 1B.- Considere las dos reacciones siguientes en las que todas las especies son gases ideales:



- a) Escriba para cada una de ellas la relación existente entre su variación de entalpía y su variación de energía interna.
- b) Indique razonadamente cuál de ellas tendrá mayor variación de entropía.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

Solución.

a. Por definición, la entalpía de un proceso es la suma de la variación de energía interna más el trabajo mecánico.

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(PV)$$

Suponiendo gas ideal y trabajando a temperatura constante, el trabajo mecánico (PV) se puede expresar en función de la variación del número moles gaseosos que hay en el proceso.

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(PV): \left\{ \begin{array}{l} PV = nRT \\ \Delta(PV) = \Delta n(g) \cdot RT \end{array} \right\} : \Delta H = \Delta U + \Delta n(g) \cdot RT$$

$$\text{Reacción I: } \Delta n(g) = n(g)_P - n(g)_R = 3 - 1 = 2$$

$$\Delta H(I) = \Delta U + \Delta n(g) \cdot RT = \Delta U + 2RT$$

$$\text{Reacción II: } \Delta n(g) = n(g)_P - n(g)_R = 2 - 2 = 0$$

$$\Delta H(II) = \Delta U + \Delta n(g) \cdot RT = \Delta U + 0 \cdot RT = \Delta U$$

b. La reacción con mayor incremento de entropía es la que mayor desorden conlleva, puesto que las reacciones son en fase gaseosa, tendrá mayor aumento de entropía la que mayor incremento del número de moles tenga

$$\Delta n(g)_I = 2 > \Delta n(g)_{II} = 0 \Rightarrow \Delta S_I > \Delta S_{II}$$

Cuestión 2B.- La siguiente descomposición: $2 \text{NaHCO}_3 (s) \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 (s) + \text{H}_2\text{O} (g) + \text{CO}_2 (g)$, es un proceso endotérmico.

- a) Escriba la expresión para la constante de equilibrio K_p de la reacción indicada.
- b) Razone cómo afecta al equilibrio un aumento de la temperatura.
- c) Razone cómo afecta a la cantidad de CO_2 desprendido un aumento de la cantidad de NaHCO_3
- d) Justifique cómo afecta al equilibrio la eliminación del CO_2 del medio.

Puntuación máxima por apartado: 0.5 puntos.

Solución.

a. Equilibrio heterogéneo. Las sustancias sólidas se encuentran en exceso y por tanto sus concentraciones se mantienen constantes y se introducen en el valor de la constante, quedando la constante únicamente en función de las especies en estado gaseoso.

$$K_p = P_{\text{H}_2\text{O}} \cdot P_{\text{CO}_2}$$

b. Según Le Chatelier, al aumentar la temperatura en un sistema, el equilibrio se restablece desplazándose en el sentido en el que se consuma calor (sentido endotérmico), contrarrestando de esta forma el aumento de temperatura. Teniendo en cuenta que la reacción es endotérmica, el sistema se desplaza hacia la derecha (productos), consumiendo calor.

c. Por estar en fase sólida, y por tanto no formar parte de la constante, el cociente de reacción no se ve afectado por aumentar la concentración de bicarbonato sódico (NaHCO_3), por lo que no desplaza el equilibrio y por tanto no modifica la cantidad de CO_2 .

d. Según Le Chatelier, al introducir una perturbación en un sistema en equilibrio, el sistema reaccionará de forma que se oponga a la perturbación y de esa forma restablecer el equilibrio.

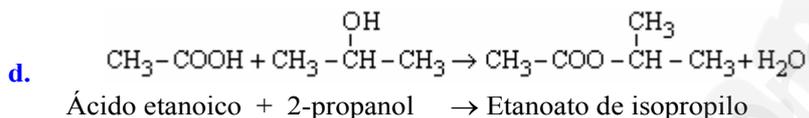
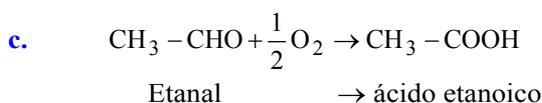
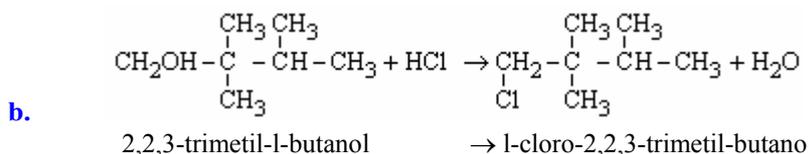
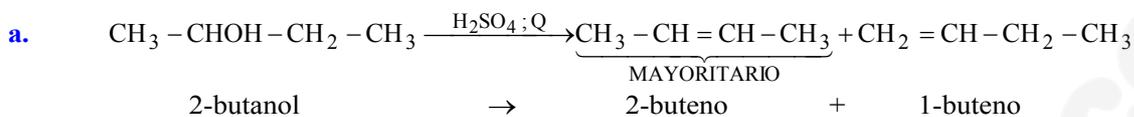
Si se elimina dióxido de carbono, el equilibrio se desplazará en el sentido de formación de CO_2 , es decir, hacia la derecha (productos).

Cuestión 3B.- Escriba las reacciones y nombre de los productos obtenidos en los siguientes casos:

- Deshidratación del 2-butanol con ácido sulfúrico caliente.
- Sustitución del grupo hidroxilo del 2,2,3-trimetil-1-butanol por un átomo de cloro.
- Oxidación del etanal.
- Reacción del 2-propanol con ácido etanoico.

Puntuación máxima por apartado: 0.5 puntos.

Solución.



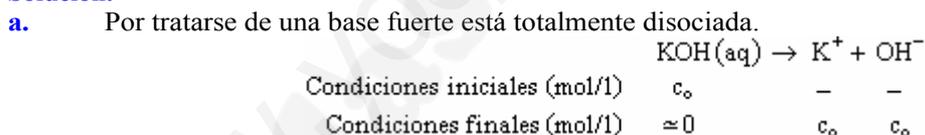
Problema 1B.- Se disuelven 1,4 g de hidróxido de potasio en agua hasta alcanzar un volumen final de 0,25 L.

- Calcule el pH de la disolución resultante.
- Si se diluyen 20 mL de la disolución anterior hasta un volumen final de 1 L, ¿cuál será el valor de pH de la nueva disolución?
- Si a 20 mL de la disolución inicial se le añaden 5 mL de HCl 0,12 M, ¿cuál será el pH de la disolución resultante?
- ¿Qué volumen de ácido nítrico de concentración 0,16 M sería necesario para neutralizar completamente 25 mL de la disolución inicial de KOH?

Datos. Masas atómicas: K = 39; O = 16; H = 1.

Puntuación máxima por apartado: 0.5 puntos.

Solución.



Conocida la concentración de OH^- , el pH se puede calcular por dos vías diferentes, mediante la constante de ionización del agua (K_w), se calcula la concentración de protones (H_3O^+), y de esta el pH, o a partir de la concentración de OH^- , se calcula el pOH, y de este el pH.

$$c_0 = |\text{KOH}| = \frac{n(\text{KOH})}{M(\text{KOH})} = \frac{1,4 \text{ g}}{56 \text{ g mol}^{-1} \cdot 0,25 \text{ L}} = 0,1 \text{ M}$$

$$|\text{OH}^-| = |\text{KOH}| = 0,1$$

$$K_w = |\text{H}_3\text{O}^+| \cdot |\text{OH}^-| : |\text{H}_3\text{O}^+| = \frac{K_w}{|\text{OH}^-|} = \frac{10^{-14}}{0,1} = 10^{-13}$$

$$\text{pH} = -\log|\text{H}_3\text{O}^+| = -\log 10^{-13} = 13$$

Por la otra vía: $|\text{OH}^-| = 0,1 \Rightarrow \text{pOH} = -\log|\text{OH}^-| = -\log(0,1) = 1$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1 = 13$$

- b. Si se diluye la disolución, el número de moles de soluto (KOH) permanece constante.

$$n(\text{KOH})_{\text{conc}} = n(\text{KOH})_{\text{dil}}$$

$$V_{\text{conc}} \cdot |\text{KOH}|_{\text{conc}} = V_{\text{dil}} \cdot |\text{KOH}|_{\text{dil}} : |\text{KOH}|_{\text{dil}} = |\text{KOH}|_{\text{conc}} \frac{V_{\text{conc}}}{V_{\text{dil}}}$$

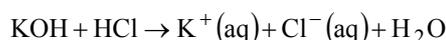
$$|\text{KOH}|_{\text{dil}} = 0,1 \cdot \frac{20 \times 10^{-3}}{1} = 2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

La nueva concentración de KOH coincide con la concentración de hidroxilos (OH^-).

$$|\text{OH}^-| = 2 \times 10^{-3} \Rightarrow \text{pOH} = -\log |\text{OH}^-| = -\log(2 \times 10^{-3}) = 2,7$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,7 = 11,3$$

- c. La reacción entre el hidróxido potásico y el ácido clorhídrico es una reacción de neutralización 1:1 (por cada mol de KOH se neutraliza 1 mol de HCl), se producirá hasta que se agote uno de ellos o los dos simultáneamente.



El número de moles de KOH que contienen 20 mL de disolución de inicial son:

$$n(\text{KOH}) = M \cdot V = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 20 \times 10^{-3} \text{ L} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

El número de moles de HCl que contienen 5 mL de disolución 0,12 M son:

$$n(\text{HCl}) = M \cdot V = 0,12 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 5 \times 10^{-3} \text{ L} = 6 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

El reactivo limitante es el HCl, ye el número de moles en exceso de KOH es:

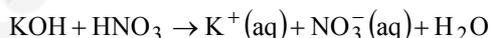
$$n(\text{KOH})_{\text{exc}} = n(\text{KOH})_o - n(\text{KOH})_{\text{reacc}} = n(\text{KOH})_o - n(\text{HCl})_{\text{reacc}} = 2 \times 10^{-3} - 6 \times 10^{-4} = 1,4 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$|\text{KOH}| = |\text{OH}^-| = \frac{n(\text{KOH})_{\text{exc}}}{V} = \frac{1,4 \times 10^{-3}}{(20+5) \times 10^{-3}} = 0,056 \text{ m}$$

$$|\text{OH}^-| = 0,056 \Rightarrow \text{pOH} = -\log |\text{OH}^-| = -\log(0,056) = 1,25$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,25 = 11,75$$

- d. Reacción de neutralización.



Para neutralizar un mol de KOH se necesita un mol de HNO_3 .

$$n(\text{KOH}) = n(\text{HNO}_3) : M(\text{KOH}) \cdot V(\text{KOH}) = M(\text{HNO}_3) \cdot V(\text{HNO}_3)$$

$$V(\text{HNO}_3) = V(\text{KOH}) \frac{M(\text{KOH})}{M(\text{HNO}_3)} = 25 \times 10^{-3} \cdot \frac{0,1}{0,16} = 15,625 \times 10^{-3} \text{ L}$$

$$V(\text{HNO}_3) = 15,625 \text{ mL}$$

Problema 2B.- En dos recipientes que contienen 100 mL de disolución 1 M de sulfato de zinc y de nitrato de plata, respectivamente, se introducen electrodos de cobre metálico. Sabiendo que solo en uno de ellos se produce reacción:

- Calcule los potenciales estándar de las dos posibles reacciones y justifique cuál se produce de forma espontánea. Para el proceso espontáneo, indique la especie que se oxida y la que se reduce.
- Calcule qué masa de cobre ha reaccionado en el proceso espontáneo cuando se consume totalmente el otro reactivo.

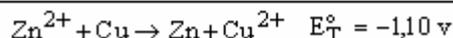
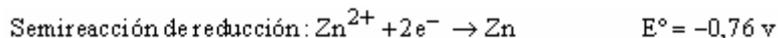
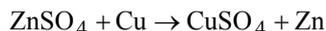
Datos. $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ v}$, $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ v}$, $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ v}$; masa atómica Cu = 63,5

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

Solución.

a. En los dos recipientes de producirse alguna reacción será la reducción del catión metálico mediante la oxidación del Cu.

- 1º recipiente.** Cobre metálico en disolución de sulfato de zinc (Zn^{2+} , SO_4^{2-}).

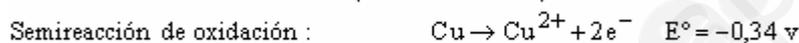
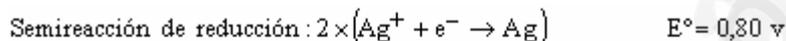
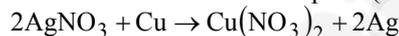


Para una reacción redox, la energía libre se relaciona con el potencial.

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

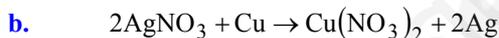
$$E^\circ < 0 \Rightarrow \Delta G^\circ > 0 \text{ Proceso no espontáneo}$$

- 2º recipiente.** Cobre metálico en disolución de nitrato de plata (Ag^+ , NO_3^-).



$$E^\circ > 0 \Rightarrow \Delta G^\circ < 0 \text{ Proceso espontáneo}$$

Se oxida el cobre (Cu) y se reduce el catión plata (Ag^+).



Por estequiometría, conocida la masa de nitrato de plata que reacciona se calcula la cantidad de cobre que se oxida.

$$\frac{\text{Cu}}{\text{AgNO}_3} = \frac{1}{2} : n(\text{Cu}) = \frac{1}{2} n(\text{AgNO}_3) = \frac{1}{2} \text{disolución} \frac{1}{2} \text{M} \cdot V = \frac{1}{2} 1 \cdot 100 \times 10^{-3} = 0,05 \text{ mol}$$

$$m(\text{Cu}) = n(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu}) = 0,05 \text{ mol} \cdot 63,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 3,175 \text{ g}$$