



PUNTUACIÓN QUE SE OTORGARÁ A ESTE EJERCICIO: (véanse las distintas partes del examen)

Elija una de las dos opciones propuestas, A o B. En cada pregunta se señala la puntuación máxima.

OPCIÓN A

- (1,5 puntos) Para las siguientes moléculas: NH₃, H₂O y CH₄

 - Escriba las estructuras de Lewis y prediga su geometría de acuerdo con el modelo de repulsión de pares electrónicos. (0,6 puntos)
 - ¿Son moléculas polares? (0,6 puntos)
 - ¿Por qué NH₃ y H₂O tienen puntos de ebullición mayores que CH₄? (0,3 puntos)
- (1,5 puntos) ¿Cuál de las siguientes reacciones nunca será espontánea independientemente del valor de la temperatura?, ¿cuál será espontánea a altas temperaturas? y ¿cuál a bajas temperaturas?

 - I₂ (s) → I₂ (g) ΔH = 62,64 KJ. (0,5 puntos)
 - 2 H₂ (g) + O₂ (g) → 2 H₂O (l) ΔH = -571,6 KJ. (0,5 puntos)
 - N₂ (g) + 3 Cl₂ (g) → 2 NCl₃ (l) ΔH = 230 KJ. (0,5 puntos)
- (2 puntos) Responda razonadamente a las siguientes preguntas:

 - ¿Qué disolución tiene el pH más alto, una disolución 10⁻¹ M de un ácido fuerte o una disolución 10⁻¹ M de un ácido débil? (0,6 puntos)
 - De las siguientes sustancias: PO₄³⁻, HNO₂ y HCO₃⁻, una es ácida, otra básica y otra anfótera. ¿Cuál es cada una? Escriba los equilibrios que así lo demuestren. (0,8 puntos)
 - ¿Cuál de las siguientes parejas: NaNO₃ 1 M/ NaOH 1 M y NH₄Cl 0,5 M/ NH₃ 0,5 M formará una disolución amortiguadora, sabiendo que K(NH₃) = 1,8 · 10⁻⁵? (0,6 puntos)
- (2,5 puntos) En un recipiente de 10 litros se introducen 2 moles de N₂O₄ gaseoso a 50°C produciéndose el siguiente equilibrio de disociación: N₂O₄ (g) ⇌ 2 NO₂ (g). Si la constante K_p a dicha temperatura es de 1,06, calcule:

 - Las concentraciones de los dos gases tras alcanzar el equilibrio. (2 puntos)
 - El % de disociación del N₂O₄. (0,5 puntos)

Datos: R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹
- (2,5 puntos) El sulfuro de hierro (II) reacciona con ácido nítrico para dar monóxido de nitrógeno gas, sulfato de hierro (II) y agua líquida.

 - Ajuste la reacción por el método del ion-electrón señalando el agente oxidante y el reductor. (1,3 puntos)
 - ¿Qué masa de sulfato de hierro (II) se obtendrá si se hacen reaccionar 20 gramos de un mineral que contiene un 85% de riqueza de sulfuro de hierro (II) con 250 mL de una disolución 3 M de ácido nítrico? (1,2 puntos)

Datos: Masas atómicas: Fe = 55,8; S = 32; O = 16

OPCIÓN B

1. (2 puntos) Para los siguientes elementos A, B y C con $Z = 10, 17$ y 37 , respectivamente:
- Identifíquelos y sitúelos en su grupo y periodo. Escriba sus correspondientes configuraciones electrónicas. ¿Qué iones podrían dar cada uno de ellos?, ¿cuál será el elemento con mayor energía de ionización? (1,4 puntos)
 - ¿Qué tipo de compuestos podría dar el elemento B consigo mismo y/o con los demás? ¿Mediante qué tipo de enlace? (0,6 puntos)
2. (1,5 puntos) Para el siguiente equilibrio $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$ $\Delta H = 41 \text{ KJ}$, discuta de forma razonada cómo influirá cada uno de los siguientes cambios en el equilibrio y en la concentración de H_2 :
- Adición de CO_2 . (0,5 puntos)
 - Aumento de la temperatura. (0,5 puntos)
 - Disminución del volumen. (0,5 puntos)
3. (1,5 puntos) Teniendo en cuenta los potenciales de reducción de los siguientes semisistemas:
- $$\varepsilon^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}; \quad \varepsilon^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}; \quad \varepsilon^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}; \quad \varepsilon^\circ(\text{M}^{3+}/\text{M}) = -2,03 \text{ V}; \quad \varepsilon^\circ(\text{M}^{4+}/\text{M}^{3+}) = 0,47 \text{ V};$$
- Determine si en condiciones estándar: ¿M reaccionará con Ag^+ ?, ¿podrá el hierro metálico reducir al catión M^{3+} ?, ¿podrá el cloro Cl_2 oxidar al catión M^{3+} ? (0,9 puntos)
 - Ajuste por el método del ión-electrón aquellas reacciones que sí sean posibles. (0,6 puntos)
4. (2,5 puntos) Sabiendo que ΔH_f° del etano gas, dióxido de carbono gas y agua líquida son respectivamente: $-84,7 \text{ KJ mol}^{-1}$; $-393,5 \text{ KJ mol}^{-1}$ y $-285,8 \text{ KJ mol}^{-1}$, calcule:
- La variación de entalpía estándar de la combustión del etano (reacción con oxígeno para dar dióxido de carbono y agua). Escriba la ecuación ajustada. (1,2 puntos)
 - ¿Qué variación de entalpía se producirá en la combustión del etano gaseoso contenido en un recipiente de 20 litros a 25°C , cuya presión parcial es de 0,61 atmósferas? (0,8 puntos)
 - ¿Cuántos gramos de agua líquida se obtendrán? (0,5 puntos)
- Datos: Masas atómicas: $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$; $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
5. (2,5 puntos)
- Sobre 10 mL de una disolución 1,65 M de HClO se adicionan 100 mL de agua para obtener una disolución diluida de dicho ácido. Si la constante de disociación vale $3,2 \cdot 10^{-8}$, calcule el pH de la disolución diluida. (1,3 puntos)
 - Para neutralizar este ácido adicionamos 100 mL de una disolución 0,25 M de KOH sobre 150 mL de la disolución diluida del ácido hipocloroso. ¿Cuántos gramos de KOH nos han sobrado? Escriba la correspondiente reacción de neutralización. (1,2 puntos)
- Datos: Masas atómicas: $\text{K} = 39,1$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$

Las puntuaciones máximas figuran en los apartados de cada pregunta, y sólo se podrán alcanzar cuando la solución sea correcta y el resultado este convenientemente razonado.

Se considerará MAL la respuesta cuando el alumno no la razone en las condiciones que se especifica la pregunta.

En los problemas donde haya que resolver varios apartados en los que la solución numérica obtenida en uno de ellos sea imprescindible para resolver el siguiente, se puntuará éste independientemente del resultado anterior, salvo que el resultado sea incoherente.

En caso de error algebraico solo se penalizará gravemente una solución incorrecta cuando sea incoherente; si la solución es coherente, el error se penalizará como máximo 0,25 puntos.

Se exigirá que los resultados de los distintos ejercicios sean obtenidos paso a paso y los correctores no los tendrán en cuenta si no están debidamente razonados.

Los errores de formulación se podrán penalizar hasta con 0,5 puntos por fórmula, pero en ningún caso se puede obtener una puntuación negativa.

Se valorará la presentación del ejercicio, por errores ortográficos y redacción defectuosa se podrá bajar la calificación hasta 1 punto.

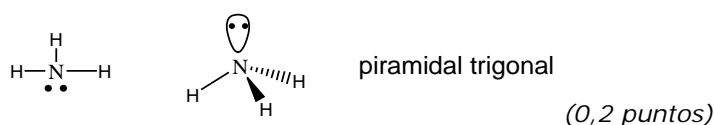
OPCIÓN A

1. (1,5 puntos) Para las siguientes moléculas: NH_3 , H_2O y CH_4

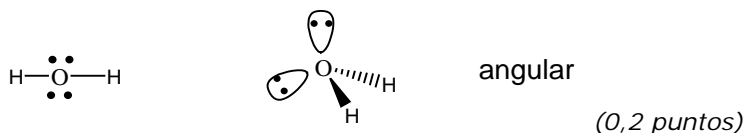
- Escriba las estructuras de Lewis y prediga su geometría de acuerdo con el modelo de repulsión de pares electrónicos. (0,6 puntos)
- ¿Son moléculas polares? (0,6 puntos)
- ¿Por qué NH_3 y H_2O tienen puntos de ebullición mayores que CH_4 ? (0,3 puntos)

Respuesta:

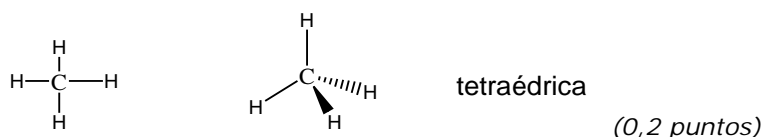
a) NH_3



H_2O



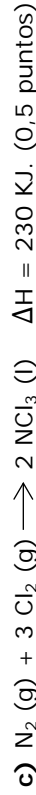
CH_4



- b) NH_3 y H_2O son polares. De acuerdo con su geometría, los momentos dipolares de los enlaces N-H y O-H (por la diferencia de electronegatividad entre ambos elementos) no se anulan (0,4 puntos). En CH_4 sí que se anulan por lo que es no polar o apolar. (0,2 puntos)

c) En NH_3 y H_2O hay mucha diferencia de electronegatividad entre los átomos N-H y O-H, por lo que entre las moléculas existen enlaces de hidrógeno que hacen que sea más costoso cambiar de estado de líquido a gas para el punto de ebullición. En el caso de CH_4 no existen los enlaces de hidrógeno por lo que su punto de ebullición será menor que las otras moléculas. (0,3 puntos)

2. (1,5 puntos) ¿Cuál de las siguientes reacciones nunca será espontánea independientemente del valor de la temperatura?, ¿cuál será espontánea a altas temperaturas? y ¿cuál a bajas temperaturas?



Respuesta:

Para que una reacción sea espontánea $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ tiene que ser < 0

a) $\text{I}_2(\text{s}) \longrightarrow \text{I}_2(\text{g}) \quad \Delta H = 62,64 \text{ KJ}$. En esta reacción se pasa de 1 mol sólido a 1 mol gas, por lo que aumenta el desorden $\Delta S > 0$, como $\Delta H > 0$, $\Delta G = (+) - T(+)$ para que sea negativo el valor de **T deberá ser muy alto** para que el segundo término sea mayor que el primero y la diferencia sea negativa. (0,5 puntos)

b) $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = -571,6 \text{ KJ}$. En esta reacción se pasa de 3 moles gas a 2 moles líquidos, por lo que disminuye el desorden $\Delta S < 0$, como $\Delta H < 0$, $\Delta G = (-) - T(-)$ para que sea negativo el valor de **T deberá ser bajo** para que el segundo término no supere al primero y la diferencia sea negativa. (0,5 puntos)

c) $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{NCl}_3(\text{l}) \quad \Delta H = 230 \text{ KJ}$. En esta reacción se pasa de 4 moles gas a 2 moles líquidos, por lo que disminuye el desorden $\Delta S < 0$, como $\Delta H > 0$, $\Delta G = (+) - T(-)$, que nunca será negativo ni siquiera variando la temperatura, **nunca será espontánea**. (0,5 puntos)

3. (2 puntos) Responda razonadamente a las siguientes preguntas:

a) ¿Qué disolución tiene el pH más alto, una disolución 10^{-1} M de un ácido fuerte o una disolución 10^{-1} M de un ácido débil? (0,6 puntos)

b) De las siguientes sustancias: PO_4^{3-} , HNO_2 y HCO_3^- , una es ácida, otra básica y otra anfótera. ¿Cuál es cada una? Escriba los equilibrios que así lo demuestren. (0,8 puntos)

c) ¿Cuál de las siguientes parejas: NaNO_3 1 M/ NaOH 1 M y NH_4Cl 0,5 M/ NH_3 0,5 M formará una disolución amortiguadora, sabiendo que $K(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$? (0,6 puntos)

Respuesta:

a) Un ácido fuerte está totalmente disociado $\text{HX} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{X}^-$ y la $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ M}$ por lo tanto $\text{pH} = 1$ (0,3 puntos).

En cambio un ácido débil está parcialmente disociado. $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$ y la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es mucho menor que 0,1 M por lo que el pH será mayor que 1. (0,3 puntos)

b) $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^- + \text{OH}^-$ (base) toma H^+ del agua. (0,2 puntos)

$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$ (ácido) libera H^+ . (0,2 puntos)

$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ (ácido) libera H^+ . (0,2 puntos)

$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ (base) toma H^+ del agua. (0,2 puntos) (Por lo tanto HCO_3^- tiene carácter anfótero al actuar como ácido y como base)

c) NH_4Cl 0,5 M/ NH_3 0,5 M formará disolución tampón o reguladora ya que está formada por una mezcla de una base débil y una sal del ácido conjugado. (0,3 puntos)

NaNO_3 1 M/ NaOH 1 M no es disolución reguladora porque está formada por una base fuerte. (0,3 puntos)

4. (2,5 puntos) En un recipiente de 10 litros se introducen 2 moles de N_2O_4 gaseoso a $50^\circ C$ produciéndose el siguiente equilibrio de disociación: $N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2 NO_2 (g)$. Si la constante K_p a dicha temperatura es de 1,06, calcule:

a) Las concentraciones de los dos gases tras alcanzar el equilibrio. (2 puntos)

b) El % de disociación del N_2O_4 . (0,5 puntos)

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Respuesta:

a) $N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2 NO_2 (g)$ (planteamiento del equilibrio 0,4 puntos)

Moles_{inic} 2

Moles_{equo} 2-x 2x

$K_p = 1,06 = K_c (0,082 * (273+50))^{\Delta n}$ $\Delta n = 2-1 = 1$

$K_c = K_p/RT = 0,04$. (0,4 puntos)

$K_c = [NO_2]^2/[N_2O_4] = (2x/10)^2/(2-x)/10 = 0,04$

Resolviendo la ecuación de segundo grado $x = 0,4$ moles (0,8 puntos). Si no dividen la cantidad de moles por el volumen para determinar la concentración en la ecuación de K_c se restarán 0,25 puntos.

$[N_2O_4] = 2-x/V = 2-0,4/10 = 0,16 \text{ mol/L}$ (0,2 puntos)

$[NO_2] = 2x/V = 0,8/10 = 0,08 \text{ mol/L}$ (0,2 puntos)

b) $x = 0,04 = n_0 \alpha$ $\alpha = 0,4/2 = 0,2$ que supone un 20% de disociación. (0,5 puntos)

5. (2,5 puntos) El sulfuro de hierro (II) reacciona con ácido nítrico para dar monóxido de nitrógeno gas, sulfato de hierro (II) y agua líquida.

a) Ajuste la reacción por el método del ion-electrón señalando el agente oxidante y el reductor. (1,3 puntos)

b) ¿Qué masa de sulfato de hierro (II) se obtendrá si se hacen reaccionar 20 gramos de un mineral que contiene un 85% de riqueza de sulfuro de hierro (II) con 250 mL de una disolución 3 M de ácido nítrico? (1,2 puntos)

Datos: Masas atómicas: Fe = 55,8; S = 32; O = 16

Respuesta:

a) $FeS + HNO_3 \longrightarrow NO + FeSO_4 + H_2O$ (0,3 puntos)

$3(S^{2-} + 4H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 8 H^+ + 8 e^-)$ (0,2 puntos)

$8(NO_3^- + 4 H^+ + 3e^- \longrightarrow NO + 2 H_2O)$ (0,2 puntos)

$3 S^{2-} + 12H_2O + 8NO_3^- + 32 H^+ \longrightarrow 3 SO_4^{2-} + 24 H^+ + 8 NO + 16 H_2O$ ec. iónica: 0,2 puntos

$3 FeS + 8 HNO_3 \longrightarrow 8 NO + 3 FeSO_4 + 4 H_2O$ ecuación molecular: 0,2 puntos

FeS pierde electrones, por tanto es el reductor. (0,1 puntos)

HNO_3 gana electrones, es el oxidante. (0,1 puntos)

b) Gramos de FeS = $20 * 85/100 = 17$ gramos. (0,2 puntos)

PM (FeS) = $55,8 + 32 = 87,8$

Moles de FeS = $17/87,8 = 0,19$ moles de FeS. (0,2 puntos)

3 moles de FeS \longrightarrow 8 moles de HNO_3

Moles de HNO_3 por estequiometria = $0,19 * 8/3 = 0,5$ moles

Moles de HNO_3 adicionados: $0,250 \text{ L} * 3 \text{ M} = 0,75$ moles (hay exceso, por tanto FeS es el reactivo limitante). (0,4 puntos)

PM $FeSO_4 = 55,8 + 32 + 16*4 = 151,8$

Moles de $FeSO_4 =$ moles de FeS = 0,19 moles. (0,2 puntos)

Gramos de $FeSO_4 = 0,19 * 151,8 = 28,84$ gramos. (0,2 puntos)

OPCIÓN B

1. (2 puntos) Para los siguientes elementos A, B y C con $Z = 10, 17$ y 37 , respectivamente:
- Identifíquelos y sitúelos en su grupo y periodo. Escriba sus correspondientes configuraciones electrónicas. ¿Qué iones podrían dar cada uno de ellos?, ¿cuál será el elemento con mayor energía de ionización? (1,4 puntos)
 - ¿Qué tipo de compuestos podría dar el elemento B consigo mismo y/o con los demás? ¿Mediante qué tipo de enlace? (0,6 puntos)

Respuesta:

- a) $Z = 10$ (Ne) $1s^2 2s^2 2p^6$, 2º periodo, grupo gases nobles (grupo 18). No forma iones, configuración completa. (0,4 puntos)
 $Z = 17$ (Cl) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, 3º periodo, grupo halógenos (grupo 17). Forma Cl^- ganando un electrón. (0,4 puntos)
 $Z = 37$ (Rb) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$, 5º periodo, grupo alcalinos (grupo 1). Forma Rb^+ perdiendo un electrón. (0,4 puntos)
El Ne será el que mayor energía de ionización tendrá porque tiene la configuración estable y le costará perder un electrón. (0,2 puntos)
- b) El elemento B puede formar un enlace consigo mismo dando la molécula B_2 (Cl_2) mediante el enlace covalente. (0,2 puntos)
B no se combina con A porque es un gas noble y tiene la configuración estable. (0,2 puntos)
B se combina con C para dar un compuesto de enlace iónico ($RbCl$) al formar B^- y C^+ por pérdida y ganancia de un electrón respectivamente. (0,2 puntos)

2. (1,5 puntos) Para el siguiente equilibrio $H_2(g) + CO_2(g) \rightleftharpoons H_2O(g) + CO(g)$ $\Delta H = 41$ KJ, discuta de forma razonada cómo influirá cada uno de los siguientes cambios en el equilibrio y en la concentración de H_2 :
- Adición de CO_2 . (0,5 puntos)
 - Aumento de la temperatura. (0,5 puntos)
 - Disminución del volumen. (0,5 puntos)

Respuesta:

- a) Explicación principio Le Chatelier: 0,25 puntos.
La adición de un reactivo desplaza el equilibrio hacia el sentido que haga consumir dicho reactivo.
Aplicación principio Le Chatelier: 0,25 puntos.
En este caso el equilibrio se desplaza hacia la derecha disminuyendo la $[CO_2]$ y también la $[H_2]$.
- b) Explicación principio Le Chatelier: 0,25 puntos.
Cuando se aumenta la temperatura de un sistema en equilibrio, éste evoluciona en el sentido que absorba el calor que se le proporciona.
Aplicación principio Le Chatelier: 0,25 puntos.
En este caso la reacción a la derecha es endotérmica, al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la derecha disminuyendo la $[H_2]$.
- c) Explicación principio Le Chatelier: 0,25 puntos.
La modificación del volumen supone una variación de la presión. Si el volumen disminuye la presión aumenta. Según Le Chatelier si la presión aumenta el equilibrio se desplaza hacia donde hay menor número de moles gaseosas.
Aplicación principio Le Chatelier: 0,25 puntos.
En este caso el equilibrio no se desplaza porque hay igual nº de moles gaseosas en ambos miembros, por tanto no se modifica la $[H_2]$.

3. (1,5 puntos) Teniendo en cuenta los potenciales de reducción de los siguientes semisistemas:

$$\varepsilon^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}; \varepsilon^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}; \varepsilon^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}; \varepsilon^\circ(\text{M}^{3+}/\text{M}) = -2,03 \text{ V}; \varepsilon^\circ(\text{M}^{4+}/\text{M}^{3+}) = 0,47 \text{ V};$$

- a)** Determine si en condiciones estándar: ¿M reaccionará con Ag^+ ?, ¿podrá el hierro metálico reducir al catión M^{3+} ?, ¿podrá el cloro Cl_2 oxidar al catión M^{3+} ? (0,9 puntos)
- b)** Ajuste por el método del ión-electrón aquellas reacciones que si sean posibles. (0,6 puntos)

Respuesta:

a) Para que las reacciones sean espontáneas se tiene que cumplir que $\Delta G < 0$ y como $\Delta G = -nF\Delta\varepsilon$,

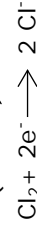
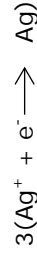
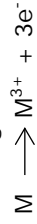
$$\Delta\varepsilon > 0, \text{ es decir que } \varepsilon^\circ(\text{cátodo}) - \varepsilon^\circ(\text{ánodo}) > 0. \text{ (0,15 puntos)}$$

$$\text{M} + \text{Ag}^+ \longrightarrow \text{M}^{3+} + \text{Ag}; \varepsilon^\circ(\text{cátodo}) - \varepsilon^\circ(\text{ánodo}) = 0,80 - (-2,03) = 2,83 \text{ V}, \text{ si es posible. (0,25 puntos)}$$

$$\text{Fe} + \text{M}^{3+} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{M}; \varepsilon^\circ(\text{cátodo}) - \varepsilon^\circ(\text{ánodo}) = -2,03 - (-0,44) = -1,59 \text{ V}, \text{ no es posible. (0,25 puntos)}$$

$$\text{Cl}_2 + \text{M}^{3+} \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{M}^{4+}; \varepsilon^\circ(\text{cátodo}) - \varepsilon^\circ(\text{ánodo}) = 1,36 - (0,47) = 0,89 \text{ V}, \text{ si es posible. (0,25 puntos)}$$

b) Ajuste de cada reacción: 0,3 puntos.



4. (2,5 puntos) Sabiendo que ΔH_f° del etano gas, dióxido de carbono gas y agua líquida son respectivamente: $-84,7 \text{ KJ mol}^{-1}$; $-393,5 \text{ KJ mol}^{-1}$ y $-285,8 \text{ KJ mol}^{-1}$, calcule:

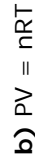
- a)** La variación de entalpía estándar de la combustión del etano (reacción con oxígeno para dar dióxido de carbono y agua). Escriba la ecuación ajustada. (1,2 puntos)
- b)** ¿Qué variación de entalpía se producirá en la combustión del etano gaseoso contenido en un recipiente de 20 litros a 25°C , cuya presión parcial es de $0,61 \text{ atm}$ ósféras? (0,8 puntos)
- c)** ¿Cuántos gramos de agua líquida se obtendrán? (0,5 puntos)

Datos: Masas atómicas: O = 16; H = 1; R = $0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Respuesta:



$$\Delta H = 2 \Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) + 3 \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_6) = 2 (-393,5) + 3 (-285,8) - (-84,5) = -1559,9 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ (0,6 puntos)}$$



$$n (\text{etano}) = PV/RT = 0,61 * 20/0,082 * (273+25) = 0,499 = 0,5 \text{ moles de etano (0,4 puntos)}$$

$$0,5 * (-1559,9 \text{ kJ mol}^{-1}) = -779,95 \text{ kJ (0,4 puntos)}$$

c) 0,5 moles de etano

$$1 \text{ mol C}_2\text{H}_6 \longrightarrow 3 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

$$\text{Moles de H}_2\text{O} = 0,5 * 3 = 1,5 \text{ moles (0,25 puntos)}$$

$$PM(\text{H}_2\text{O}) = 16 + 2 = 18$$

$$\text{Gramos de H}_2\text{O} = 1,5 * 18 \text{ g/mol} = 27 \text{ g agua líquida (0,25 puntos)}$$

5. (2,5 puntos)

- a) Sobre 10 mL de una disolución 1,65 M de HClO se adicionan 100 mL de agua para obtener una disolución diluida de dicho ácido. Si la constante de disociación vale $3,2 \cdot 10^{-8}$, calcule el pH de la disolución diluida. (1,3 puntos)
- b) Para neutralizar este ácido adicionamos 100 mL de una disolución 0,25 M de KOH sobre 150 mL de la disolución diluida del ácido hipocloroso. ¿Cuántos gramos de KOH nos han sobrado? Escriba la correspondiente reacción de neutralización. (1,2 puntos)

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

Respuesta:

a) 10 mL (HClO) + 100 mL (H₂O) = 110 mL de volumen

$$[\text{HClO}] = 0,01 \cdot 1,65 / 0,11 = 0,15 \text{ M (0,3 puntos)}$$



$$[\]_{\text{inicial}} \quad 0,15$$

$$[\]_{\text{eq}^\circ} \quad 0,15-x \qquad \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

$K_a = 3,2 \cdot 10^{-8} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{ClO}^-] / [\text{HClO}] = x^2 / 0,15-x$. Se desprecia la x frente a 0,15 porque la constante de disociación es muy pequeña. Si no se explica restar 0,1 puntos.

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 6,92 \cdot 10^{-5} \quad \text{pH} = 4,16 \text{ (0,6 puntos)}$$

b) 100 mL KOH 0,25 M

150 mL HClO 0,15 M

Ecuación de neutralización:



$$\text{Moles de KOH} = 0,1 \cdot 0,25 = 0,025 \text{ moles (0,2 puntos)}$$

$$\text{Moles de HClO} = 0,15 \cdot 0,15 = 0,0225 \text{ moles (0,2 puntos)}$$

$$\text{Moles de KOH sobrantes} = 0,025 - 0,0225 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ (0,3 puntos)}$$

$$\text{PM (KOH)} = 39,1 + 16 + 1 = 56,1$$

$$\text{Gramos de KOH} = 56,1 \cdot 2,5 \cdot 10^{-3} = 0,14 \text{ gramos (0,3 puntos)}$$