

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

Responda a 5 preguntas cualesquiera de entre las 10 propuestas. La calificación máxima de cada pregunta es 2 puntos.

1. (2 puntos)

- Explique las estructuras de Lewis de las moléculas H_2O y CF_4 y determine su geometría según el modelo de RPECV y su polaridad. (1,5 puntos)
- Justifique cuál de ellas debería tener mayor temperatura de ebullición. (0,5 puntos)

2. (2 puntos) Se toman 5 mL de $\text{HCl}(\text{aq})$ cuya densidad es 1,15 g/mL y cuya riqueza en masa es del 30 %, se transfieren a un matraz aforado y se añade agua hasta completar un volumen de 500 mL.

- Calcule el pH de la disolución resultante. (1 punto)
- Calcule el volumen de dicha disolución de HCl que reaccionará completamente con 25 mL de una disolución 0,1 M de NaOH y justifique qué pH (ácido, básico o neutro) tendrá la disolución resultante. (1 punto)

Datos. Masas atómicas: $\text{H} = 1$, $\text{Cl} = 35,5$.

3. (2 puntos) Utilice los datos de potenciales redox estándar para deducir si habrá una reacción espontánea cuando

- se borbotea $\text{Cl}_2(\text{g})$ a través de una disolución de FeCl_2 . (1 punto)
- se añade una viruta de Zn metálico a una disolución de HCl . (1 punto)

Ajuste las ecuaciones correspondientes, tanto en su forma iónica como en su forma molecular, e identifique al oxidante y al reductor.

Datos. $\varepsilon^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = + 1,36 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,0 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = + 0,77 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = - 0,76 \text{ V}$

4. (2 puntos) En un recipiente de 5 L de capacidad se introducen 1 mol de selenio y 1 mol de hidrógeno y se calienta todo a 1000 K, alcanzándose el equilibrio $\text{Se}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{Se}(\text{g})$, para el que $K_c = 2,2$.

- Calcule el número de moles de cada especie en el equilibrio. (1 punto)
- Manteniendo la temperatura constante, se duplica el volumen del recipiente. Una vez alcanzado el nuevo equilibrio ¿habrá aumentado la cantidad de H_2Se ? (0,5 puntos)
- Si la reacción es exotérmica, explique cómo afecta al equilibrio un aumento de la temperatura. (0,5 puntos)

5. (2 puntos) Los elementos X e Y tienen como números atómicos 28 y 17, respectivamente.

- Escriba sus configuraciones electrónicas, identifique los elementos e indique a qué grupo y período pertenecen. (0,5 puntos)
- Explique qué tipo de enlace (iónico, covalente o metálico) se forma
 - entre átomos de X. (0,5 puntos)
 - entre átomos de Y. (0,5 puntos)
 - entre átomos de X y de Y. (0,5 puntos)

En cada caso indique la estequiometría ($X_n, Y_m, X_a Y_b$) de las especies resultantes.

6. **(2 puntos)**

- a) Escriba la expresión de la constante de solubilidad y calcule la solubilidad molar de BaF_2 . (1 punto)
b) Se mezclan 50 mL de una disolución de NaF de concentración 0,1 M con 50 mL de otra disolución de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ de concentración 0,05 M. Determine si se producirá la precipitación de BaF_2 . (1 punto)

Datos: $K_{ps}(\text{BaF}_2) = 2 \times 10^{-6}$

7. **(2 puntos)** Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) Una reacción espontánea no puede ser endotérmica. (0,5 puntos)
b) En la reacción $\text{A}(\text{g}) + 2 \text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{g}) + 2 \text{D}(\text{g})$ un aumento de presión a temperatura constante aumenta la cantidad de productos que se obtienen. (0,5 puntos)
c) Las reacciones cuyo $\Delta G < 0$ son más rápidas que aquellas cuyo $\Delta G > 0$. (0,5 puntos)
d) Cuanto menor es la energía de activación de una reacción, mayor es su velocidad. (0,5 puntos)

8. **(2 puntos)** El dicromato de potasio reacciona con yoduro de potasio en disolución acuosa ácida de ácido clorhídrico para dar yodo elemental I_2 , cloruro de cromo(III), cloruro de potasio y agua.

- a) Ajuste la ecuación iónica por el método del ion-electrón y escriba la ecuación molecular completa. (1 punto)
b) Para la reacción se dispone de 6,5 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ y de 200 mL de una disolución 0,5 M de KI . Calcule la cantidad máxima (en g) de I_2 que se podrá obtener. (1 punto)

Datos. Masas atómicas: I = 126,9; Cr = 52; K = 39; O = 16

9. **(2 puntos)** Se dispone de las especies H_2O , NH_3 , HF y HClO_2 .

- a) Clasifíquelas como ácidas, básicas o anfóteras. Escriba los equilibrios de disociación e indique el ácido conjugado o la base conjugada, según corresponda, de cada una de ellas. (1 punto)
b) ¿Para cuál de esas especies esperaría un menor valor del pH de sus disoluciones, a igualdad de concentración? Calcule el pH de una disolución 1 M de esa especie. (1 punto)

Datos. $K_a(\text{HF}) = 6,4 \times 10^{-4}$, $K_a(\text{HClO}_2) = 1,1 \times 10^{-2}$, $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$

10. **(2 puntos)** El etano (g) reacciona con oxígeno (g) para producir dióxido de carbono (g) y agua (l).

- a) Calcule el valor de ΔH° molar para la combustión del etano. (0,75 puntos)
b) Se introducen en un reactor de combustión 15 g de etano junto con el oxígeno contenido en una bombona de 5 L de capacidad a una presión de 10 atm a 298 K. Determine el reactivo limitante de la reacción y calcule el calor puesto en juego en la misma. (0,75 puntos)
c) ¿A qué temperaturas (altas o bajas) será espontánea la reacción? (0,5 puntos)

Datos. Masas atómicas: C = 12, H = 1 R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹

ΔH°_f (kJ·mol⁻¹): $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) = -84,7$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8$

CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN

- Las puntuaciones máximas figuran en los apartados de cada pregunta y sólo se podrán alcanzar cuando la solución sea correcta y el resultado esté convenientemente razonado.
- 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 0,25 puntos como máximo.
- Se exigirá que los resultados de los distintos ejercicios sean obtenidos paso a paso y que estén debidamente razonados.
- Los errores de formulación se podrán penalizar con hasta 0,25 puntos por fórmula, pero en ningún caso se podrá obtener una puntuación negativa.
- Se valorará la presentación del ejercicio. Por errores ortográficos y redacción defectuosa se podrá bajar la calificación hasta en 1 punto.

1. (2 puntos)

- a) Explique las estructuras de Lewis de las moléculas H_2O y CF_4 y determine su geometría según el modelo de RPECV y su polaridad. (1,5 puntos)
- b) Justifique cuál de ellas debería tener mayor temperatura de ebullición (0,5 puntos)

Respuesta

a) H_2O O: $[\text{He}] 2s^2 2p^4 \rightarrow 6$ electrones de valencia; H: $1s^1 \rightarrow 1$ electrón de valencia

El átomo de oxígeno comparte 2 electrones con los átomos de hidrógeno formando 2 enlaces covalentes y le quedan 2 pares de electrones sin compartir. (0,25 puntos)

Los 4 pares de electrones alrededor del oxígeno se distribuyen de modo que las repulsiones entre ellos sean mínimas, adoptando una distribución tetraédrica. Como hay 2 pares de electrones libres, la geometría de la molécula es angular. (0,25 puntos)

Los enlaces O–H son polares y la suma vectorial de los momentos de cada enlace da un valor no nulo, por lo que la molécula es polar. (0,25 puntos)

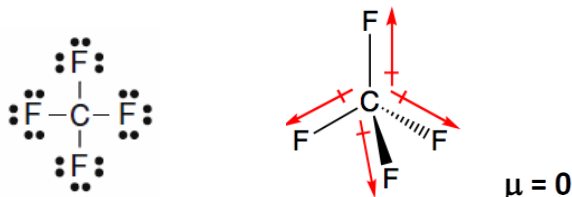


CF_4 C: $[\text{He}] 2s^2 2p^2 \rightarrow 4$ electrones de valencia; F: $[\text{He}] 2s^2 2p^5 \rightarrow 7$ electrones de valencia

El átomo de C comparte sus 4 electrones de valencia con los átomos de F. Cada F comparte 1 electrón con el C y tiene 3 pares sin compartir. (0,25 puntos)

La geometría de la molécula es tetraédrica. (0,25 puntos)

Los enlaces C–F son polares, pero la suma vectorial de los momentos de cada enlace da 0, por lo que la molécula es apolar. (0,25 puntos)



b) En CF_4 , al no ser polar, las interacciones entre moléculas se deben a fuerzas de London, muy débiles.

En H_2O entre moléculas se establecen interacciones por puente de hidrógeno, que son más fuertes que las fuerzas de London. Por lo tanto, la temperatura de ebullición más alta corresponde a H_2O . (0,5 puntos)

2. (2 puntos) Se toman 5 mL de HCl(aq) cuya densidad es 1,15 g/mL y cuya riqueza en masa es del 30 %, se transfieren a un matraz aforado y se añade agua hasta completar un volumen de 500 mL.

a) Calcule el pH de la disolución resultante. (1 punto)

b) Calcule el volumen de dicha disolución de HCl que reaccionará completamente con 25 mL de una disolución 0,1 M de NaOH y justifique qué pH (ácido, básico o neutro) tendrá la disolución resultante. (1 punto)

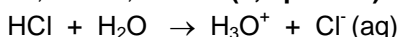
Datos. Masas atómicas: H = 1, Cl = 35,5.

Respuesta

a) Cálculo de la concentración de la disolución

$$5 \text{ mL HCl(aq)} \times \frac{1,15 \text{ g HCl(aq)}}{1 \text{ mL HCl(aq)}} \times \frac{30 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl(aq)}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,047 \text{ mol HCl}$$

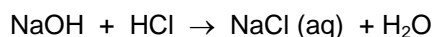
$$M = 0,047 \text{ mol} / 0,5 \text{ L} = 0,094 \text{ M} \quad \text{(0,5 puntos)}$$



conc. inic	0,094	-	-	
conc. final	-	0,094	0,094	

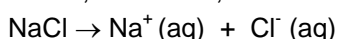
Cálculo del pH $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0,094), \text{ pH} = 1,03 \quad \text{(0,5 puntos)}$

b) Reacción con NaOH



$$\text{mol de NaOH} = 2,5 \times 10^{-3} \rightarrow \text{se necesitan } 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

$$2,5 \times 10^{-3} = 0,094 \text{ V} \rightarrow V = 0,0266 \text{ L}, \quad V = 26,6 \text{ mL} \quad \text{(0,5 puntos)}$$



Los iones Na^+ y Cl^- no se hidrolizan porque proceden de la reacción de un ácido fuerte y una base fuerte. Por lo tanto el pH es 7. (0,5 puntos)

3. (2 puntos) Utilice los datos de potenciales redox estándar para deducir si habrá reacción cuando

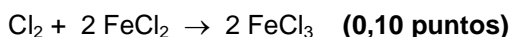
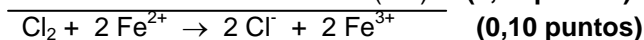
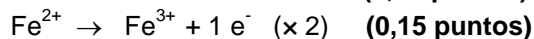
a) se borbotea $\text{Cl}_2(\text{g})$ a través de una disolución de FeCl_2 . (1 punto)

b) se añade una viruta de Zn metálico a una disolución de HCl. (1 punto)

Ajuste las ecuaciones correspondientes, tanto en su forma iónica como en su forma molecular, e identifique al oxidante y al reductor.

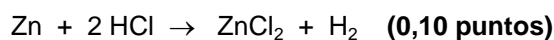
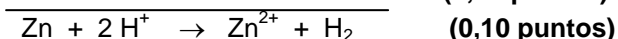
Datos. $\varepsilon^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,0 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$

Respuesta



$$\Delta\varepsilon^\circ = 1,36 - (+0,77) = 0,59 \text{ V} > 0 \rightarrow \text{hay reacción} \quad \text{(0,25 puntos)}$$

oxidante: Cl_2 (gana e^- y se reduce a Cl^-); reductor: Fe^{2+} (pierde e^- y se oxida a Fe^{3+}) (0,25 puntos)



$$\Delta\varepsilon^\circ = 0,0 - (-0,76) = 0,76 > 0 \rightarrow \text{hay reacción} \quad \text{(0,25 puntos)}$$

oxidante: H^+ (gana e^- y se reduce a H_2); reductor: Zn (pierde e^- y se oxida a Zn^{2+}) (0,25 puntos)

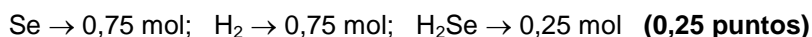
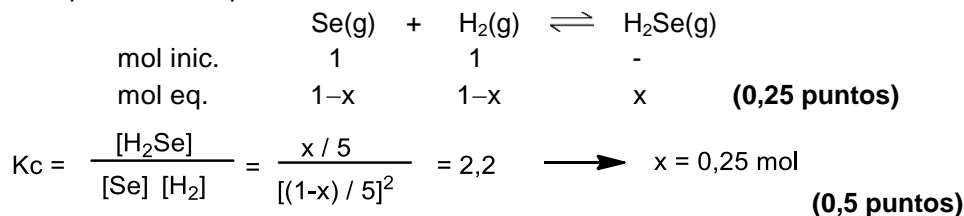
4. (2 puntos) En un recipiente de 5 L de capacidad se introducen 1 mol de selenio y 1 mol de hidrógeno y se calienta todo a 1000 K, alcanzándose el equilibrio $\text{Se(g)} + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{Se(g)}$, para el que $K_c = 2,2$.

a) Calcule el número de moles de cada especie en el equilibrio. (1 punto)

- b)** Manteniendo la temperatura constante, se duplica el volumen del recipiente. Una vez alcanzado el nuevo equilibrio ¿habrá aumentado la cantidad de H_2Se ? (0,5 puntos)
- c)** Si la reacción es exotérmica, explique cómo afecta al equilibrio un aumento de la temperatura. (0,5 puntos)

Respuesta

a) Moles de cada especie en el equilibrio



- b)** No. Si se duplica el volumen, disminuye la presión. Por el Principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará en el sentido en el que aumente la presión, es decir, hacia donde haya más moles de gas, hacia los reactivos (\leftarrow). Por tanto, la cantidad de H_2Se disminuye. **(0,5 puntos)**
- c)** Al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza en el sentido en que se absorbe calor. Por lo tanto, si la reacción es exotérmica, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda (\leftarrow). Aumenta la concentración de los reactivos y disminuye la de los productos. **(0,5 puntos)**

5. (2 puntos) Los elementos X e Y tienen como números atómicos 28 y 17, respectivamente.

- a)** Escriba sus configuraciones electrónicas, identifique los elementos e indique a qué grupo y período pertenecen. (0,5 puntos)
- b)** Explique qué tipo de enlace (iónico, covalente o metálico) se forma
- i) entre átomos de X. (0,5 puntos)
 - ii) entre átomos de Y. (0,5 puntos)
 - iii) entre átomos de X y de Y. (0,5 puntos)

En cada caso indique la estequiometría ($X_n, Y_m, X_a Y_b$) de las especies resultantes.

Respuesta

- a)** $Z = 28$ Elemento: níquel, Ni. Grupo 10. Período 4. $\text{Ni} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ **(0,25 puntos)**
 $Z = 17$ Elemento: cloro, Cl. Grupo 17. Período 3. $\text{Cl} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ **(0,25 puntos)**

- b)** El Ni es un metal y formará enlaces metálicos con otros átomos de Ni. La estequiometría es Ni o Ni_x . **(0,5 puntos)**

El cloro es un no metal y se une con otro átomo de cloro, mediante un enlace covalente sencillo, formando moléculas diatómicas Cl_2 . **(0,5 puntos)**

Los átomos de Ni (metal) y Cl (no metal) se combinan dando un compuesto iónico de estequiometría NiCl_2 . El enlace iónico se forma por la atracción electrostática entre los cationes Ni^{2+} y los aniones Cl^- . Si se responde que se forma NiCl_3 también se considerará correcto. **(0,5 puntos)**

6. (2 puntos)

- a)** Escriba la expresión de la constante de solubilidad y calcule la solubilidad molar de BaF_2 . (1 punto)
- b)** Se mezclan 50 mL de una disolución de NaF de concentración 0,1 M con 50 mL de otra disolución de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ de concentración 0,05 M. Determine si se producirá la precipitación de BaF_2 (1 punto)

Datos: $K_{ps}(\text{BaF}_2) = 2 \times 10^{-6}$

Respuesta

- a)** $\text{BaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^{-}(\text{aq})$ $K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2$ **(0,5 puntos)**
- $s \qquad \qquad 2s$
- $K_{ps} = s (2s)^2 = 4s^3 = 2 \times 10^{-6} \rightarrow s = 7,9 \times 10^{-3} \text{ M}$ **(0,5 puntos)**

- b) $[F^-] = (0,05 \times 0,1) / 0,1 = 0,05 \text{ M}$ **(0,25 puntos)**
 $[Ba^{2+}] = (0,05 \times 0,05) / 0,1 = 0,025 \text{ M}$ **(0,25 puntos)**
 $[Ba^{2+}][F^-]^2 = 0,025 \times 0,05^2 = 6,25 \times 10^{-5} > K_{ps} \rightarrow$ se producirá un precipitado de BaF_2 **(0,5 puntos)**

7. **(2 puntos)** Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) Una reacción espontánea no puede ser endotérmica. *(0,5 puntos)*
b) En la reacción $A(g) + 2 B(g) \rightleftharpoons C(g) + 2 D(g)$ un aumento de presión a temperatura constante aumenta la cantidad de productos que se obtienen. *(0,5 puntos)*
c) Las reacciones cuyo $\Delta G < 0$ son más rápidas que aquellas cuyo $\Delta G > 0$. *(0,5 puntos)*
d) Cuanto menor es la energía de activación de una reacción, mayor es su velocidad. *(0,5 puntos)*

Respuesta

- a) Falso. Una reacción es espontánea cuando $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$. Si la reacción es endotérmica ($\Delta H > 0$) y la variación de entropía es positiva ($\Delta S > 0$), a temperaturas suficientemente altas ($T > \Delta H/\Delta S$) la reacción será espontánea, ya que $\Delta G < 0$. **(0,5 puntos)**
b) Falso. Como el número de moles de gases de reactivos y de productos en la estequiometría de la reacción es el mismo, la variación de presión no va a alterar el equilibrio. Por lo tanto, no se modifica la cantidad de reactivos y productos. **(0,5 puntos)**
c) Falso. ΔG no influye en la velocidad de reacción. **(0,5 puntos)**
d) Verdadero. Cuanto menor sea la energía de activación mayor será el número de moléculas con energía suficiente para reaccionar, por lo tanto la velocidad aumentará. **(0,5 puntos)**

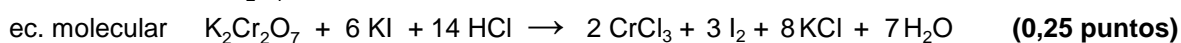
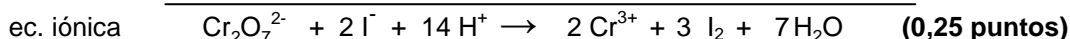
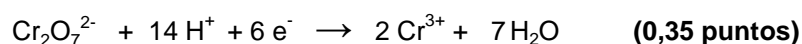
8. **(2 puntos)** El dicromato de potasio reacciona con yoduro de potasio en disolución acuosa ácida de ácido clorhídrico para dar yodo elemental I_2 , cloruro de cromo(III), cloruro de potasio y agua.

- a) Ajuste la ecuación iónica por el método del ion-electrón y escriba la ecuación molecular completa. *(1 punto)*
b) Para la reacción se dispone de 6,5 g de $K_2Cr_2O_7$ y de 200 mL de una disolución 0,5 M de KI. Calcule la cantidad máxima (en g) de I_2 que se podrá obtener. *(1 punto)*

Datos. Masas atómicas: I = 126,9; Cr = 52; K = 39; O = 16

Respuesta

a) Ecuaciones.



b) Cantidad máxima de I_2 que se puede obtener.

- Cantidades de partida **(0,25 puntos)**

$$6,5 \text{ g de } K_2Cr_2O_7 \times \frac{1 \text{ mol de } K_2Cr_2O_7}{294 \text{ g de } K_2Cr_2O_7} = 0,022 \text{ mol de } K_2Cr_2O_7$$

$$0,2 \text{ L} \times 0,5 \text{ M} = 0,1 \text{ mol de KI}$$

- Determinación del reactivo limitante $1 \text{ mol } K_2Cr_2O_7 \rightarrow 6 \text{ mol de KI}$

$$0,1 \text{ mol de KI} \times \frac{1 \text{ mol de } K_2Cr_2O_7}{6 \text{ mol de KI}} = 0,017 \text{ mol de } K_2Cr_2O_7$$

Hay 0,022 mol de $K_2Cr_2O_7$, por lo tanto el reactivo limitante es KI. **(0,5 puntos)**

- Cálculo de la cantidad de I_2 $2 \text{ mol de KI} \rightarrow 1 \text{ mol de } I_2$

$$0,1 \text{ mol de KI} \times \frac{1 \text{ mol de } I_2}{2 \text{ mol de KI}} \times \frac{253,8 \text{ g de } I_2}{1 \text{ mol de } I_2} = 12,7 \text{ g de } I_2 \quad \text{(0,25 puntos)}$$

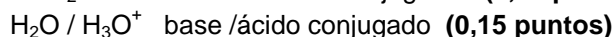
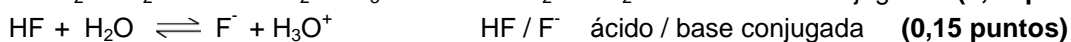
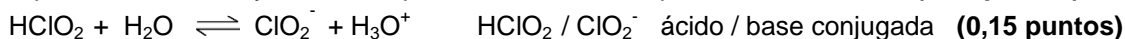
9. **(2 puntos)** Se dispone de las especies H_2O , NH_3 , HF y $HClO_2$.

- a) Clasifíquelas como ácidas, básicas o anfóteras. Escriba los equilibrios de disociación e indique el ácido conjugado o la base conjugada, según corresponda, de cada una de ellas. (1 punto)
- b) ¿Para cuál de esas especies esperaría un menor valor del pH de sus disoluciones, a igualdad de concentración? Calcule el pH de una disolución 1 M de esa especie. (1 punto)

Datos. $K_a(\text{HF}) = 6,4 \times 10^{-4}$, $K_a(\text{HClO}_2) = 1,1 \times 10^{-2}$, $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$

Respuesta

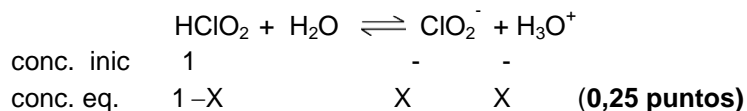
- a) Especies ácidas: HF y HClO₂. Especie básica: NH₃. Especie anfótera: H₂O. (0,25 puntos)



El agua es anfótera y se puede proponer ambos pares conjugados.



- b) Las disoluciones ácidas tendrán menor valor de pH y cuanto más fuerte sea el ácido (mayor K_a) menor será el pH. El pH más bajo corresponde a la disolución de HClO₂. (0,25 puntos)



$$K_a = \frac{[\text{ClO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}_2]} = \frac{X^2}{1-X} = 1,1 \times 10^{-2} \quad (0,25 \text{ puntos})$$

$$X = [\text{H}^+] = 0,1 \text{ M} \quad \text{pH} = 1 \quad (0,25 \text{ puntos})$$

10. (2 puntos) El etano (g) reacciona con oxígeno (g) para producir dióxido de carbono (g) y agua (l).

- a) Calcule el valor de ΔH° molar para la combustión del etano. (0,75 puntos)

- b) Se introducen en un reactor de combustión 15 g de etano junto con el oxígeno contenido en una bombona de 5 L de capacidad a una presión de 10 atm y a 298 K. Determine el reactivo limitante de la reacción y calcule el calor puesto en juego en la misma. (0,75 puntos)

- c) ¿A qué temperaturas (altas o bajas) será espontánea la reacción? (0,5 puntos)

Datos. Masas atómicas: C = 12, H = 1 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\Delta H^\circ_f (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}): \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) = -84,7; \text{CO}_2(\text{g}) = -393,5; \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8$$

Respuesta

- a) $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 7/2 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ CO}_2(\text{g}) + 3 \text{ H}_2\text{O}(\text{l})$ (0,25 puntos)

$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}}(\text{C}_2\text{H}_6) = \Delta H^\circ_f(\text{prod}) - \Delta H^\circ_f(\text{reac}) = 2 \Delta H^\circ_f \text{ CO}_2(\text{g}) + 3 \Delta H^\circ_f \text{ H}_2\text{O}(\text{g}) - \Delta H^\circ_f \text{ C}_2\text{H}_6(\text{g}) - \Delta H^\circ_f \text{ O}_2(\text{g})$$

$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}}(\text{C}_2\text{H}_6) = 2 \times (-393,5) + 3 \times (-285,8) - (-84,7) - 0 = -1559,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \quad (0,5 \text{ puntos})$$

- b) 15 g de etano / 30 g = 0,5 mol etano

$$PV = nRT \quad 10 \times 5 = n \times 0,082 \times 298 \quad n = 2,05 \text{ mol de O}_2 \quad (0,15 \text{ puntos})$$

La reacción tiene lugar en proporción 1 mol de etano : 7/2 mol de O₂

0,5 mol etano necesitan 1,75 mol de O₂ → el reactivo limitante es el etano (0,35 puntos)

Calor desprendido.

$$0,5 \text{ mol} \times 1559,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 780 \text{ kJ se desprenden} \quad (\Delta H = -780 \text{ kJ}) \quad (0,25 \text{ puntos})$$

- c) Espontaneidad de la reacción.

Hay 4,5 moles de gas en los reactivos y 2 moles de gas en los productos → $\Delta S < 0$ (0,25 puntos)

$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$; $\Delta H < 0$; $\Delta S < 0$ → La reacción será espontánea a bajas temperaturas.

(0,25 puntos)