



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) Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

 - La reacción: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$, $\Delta H > 0$ es espontánea a cualquier temperatura. (0,5 puntos)
 - La entalpía de la reacción $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{CH}_3\text{Cl}$ calculada a partir de los valores de energía media de enlace, está entre -100 y -150 KJ/mol. (1 punto)

Datos: ΔH_{enlace} (KJ/mol): (C-H) = 414; (Cl-Cl) = 242; (H-Cl) = 432 y (C-Cl) = 339.
- (1,5 puntos)

 - Explique cuál es el tipo de hibridación que presenta el átomo central en la molécula de amoníaco y en la molécula de trifluoruro de boro. (0,5 puntos)
 - Justifique cuál de los elementos centrales de las moléculas anteriores será más electronegativo. (0,5 puntos)
 - Justifique si alguna de las dos moléculas del apartado a) es polar. (0,5 puntos)
- (2 puntos) Considere los siguientes equilibrios:

$$\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g}) \quad \Delta H > 0$$
$$2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 2 \text{SO}_2(\text{g}) \quad \Delta H < 0$$
$$2 \text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g}) \quad \Delta H < 0$$
 - Justifique en qué equilibrio $K_p = K_c$. (0,6 puntos)
 - Justifique en qué equilibrio se favorecerá la formación de productos al aumentar la presión y en cuál al aumentar la temperatura. (1,4 puntos)
- (2,5 puntos) Se tiene una disolución de ácido hipobromoso (HBrO) 0,1 M que tiene el mismo pH que una disolución de HCl $1,45 \cdot 10^{-5}$ M. Calcule:

 - El pH de la disolución del ácido hipobromoso y su constante K_a . (1 punto)
 - El grado de disociación de HBrO si se reduce la concentración inicial a la mitad. (1 punto)
 - El volumen de una disolución de NaOH 0,25 M necesario para neutralizar 20 mL de la disolución de HBrO 0,1 M. Escriba la ecuación de neutralización. (0,5 puntos)
- (2,5 puntos) Para la siguiente reacción redox:

$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$$
 - Ajuste la ecuación por el método del ión-electrón señalando el agente oxidante y el agente reductor. (1,1 puntos)
 - Determine la masa de CrCl_3 obtenido si se adicionan 20,6 g de dicromato de potasio sobre 300 mL de FeCl_2 2 M. (0,9 puntos)
 - ¿Qué volumen de HCl del 37% de riqueza y densidad $1,18 \text{ g/cm}^3$ será necesario para consumir los 20,6 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?. (0,5 puntos)

Datos: Masas atómicas: Cr = 52; K = 39; O = 16; Cl = 35,5; H = 1.

OPCIÓN B

1. (1,5 puntos)

a) Justifique si las siguientes configuraciones son posibles e identifique el elemento al que corresponda: (1 punto)

i) $1s^2 2s^2 2p^5$ ii) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2d^2$ iii) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ iv) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^3$

b) Explique porqué hay tanta diferencia entre la temperatura de ebullición del agua (100°C) y la del sulfuro de hidrógeno (-60°C). (0,5 puntos)

2. (1,5 puntos) Responda de forma justificada a las siguientes preguntas:

a) ¿Qué sal CaCO_3 o CaF_2 será más soluble en agua, sabiendo que sus constantes de solubilidad K_{ps} son $8,7 \cdot 10^{-9}$ y $4 \cdot 10^{-11}$ respectivamente?. Escriba los correspondientes equilibrios de solubilidad. (1 punto)

b) ¿Tiene carácter anfótero el ión HCO_3^- ? (0,5 puntos)

Datos: H_2CO_3 ($K_{a1} = 4,4 \cdot 10^{-7}$; $K_{a2} = 4,6 \cdot 10^{-11}$)

3. (2 puntos) Teniendo en cuenta los siguientes potenciales de reducción: $\varepsilon^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,53 \text{ V}$ y $\varepsilon^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$:

a) Explique cuál de las dos afirmaciones siguientes es la correcta: el yodo oxidará al ión cloruro o el cloro oxidará al ión ioduro. (0,5 puntos)

b) Justifique si el ión Fe^{2+} será oxidado de forma espontánea con Cl_2 o con I_2 . (0,5 puntos)

c) Ajuste las ecuaciones iónicas globales de los apartados anteriores que sean espontáneas y señale los agentes oxidante y reductor. (1 punto)

4. (2,5 puntos) Se introducen 4 moles de metano junto con 1 mol de agua y 2,6 moles de hidrógeno gaseosos en un reactor de 2 L y se eleva la temperatura a 800°C. Sabiendo que una vez alcanzado el equilibrio: $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$, se detectan 0,8 moles de monóxido de carbono, determine:

a) Las presiones parciales de todos los gases en el equilibrio. (2 puntos)

b) Los valores de K_c y K_p . (0,5 puntos)

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

5. (2,5 puntos) Para determinar la pureza de una muestra de sulfato de aluminio(III) se hace reaccionar con cloruro de bario para dar sulfato de bario y cloruro de aluminio(III).

a) Escriba la ecuación química ajustada. (0,5 puntos)

b) Calcule la pureza de una muestra de 0,5 g de sulfato de aluminio impuro que tras reaccionar genera 1 g de sulfato de bario. (1,2 puntos)

c) Calcule la cantidad de calor necesario para que reaccionen los 0,5 g de sulfato de aluminio teniendo en cuenta la pureza calculada en el apartado b. (0,8 puntos)

Datos: $\Delta H^\circ(\text{formación})$ (kJ/mol): sulfato de aluminio(s) = -3420,4; cloruro de bario(s) = -860; sulfato de bario(s) = -1464,4; cloruro de aluminio(s) = -692,5.

Masas atómicas: Al = 27; S = 32,1; O = 16; Ba = 137,3; Cl = 35,5

CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN EJERCICIO DE QUÍMICA

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) Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) La reacción: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$, $\Delta H > 0$ es espontánea a cualquier temperatura. (0,5 puntos)
b) La entalpía de la reacción $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{CH}_3\text{Cl}$ calculada a partir de los valores de energía media de enlace, está entre -100 y -150 KJ/mol. (1 punto)

Datos: ΔH_{enlace} (KJ/mol): (C-H) = 414; (Cl-Cl) = 242; (H-Cl) = 432 y (C-Cl) = 339

RESPUESTA:

a) (0,5 puntos)

Para que una reacción sea espontánea $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ tiene que ser < 0 (0,2 puntos)

En esta reacción se pasa de 1 mol sólido a 1 mol sólido y 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 debe ser alto** por lo que será falso. (0,3 puntos)

b) (1 punto)

La entalpia de una reacción se puede calcular de forma aproximada a partir de la energía de enlace de las sustancias que forman parte de la misma

$$\Delta H = \sum (n_i \cdot E_i)_{\text{enlaces rotos}} - \sum (n_i \cdot E_i)_{\text{enlaces formados}} \quad (0,25 \text{ puntos})$$

En la reacción propuesta se forman un enlace H-Cl, 3 enlaces C-H y un enlace C-Cl y se rompe 1 enlace Cl-Cl y 4 enlaces C-H (0,25 puntos)

$$\Delta H = (4 \cdot \Delta H_{\text{C-H}} + \Delta H_{\text{Cl-Cl}}) - (3 \cdot \Delta H_{\text{C-H}} + \Delta H_{\text{C-Cl}} + \Delta H_{\text{H-Cl}}) = 4 \cdot 414 + 242 - (3 \cdot 414 + 339 + 432) = -115 \text{ KJ/mol,}$$

así que verdadero. (0,50 puntos)

2. (1,5 puntos)

- a) Explique cuál es el tipo de hibridación que presenta el átomo central en la molécula de amoníaco y en la molécula de trifluoruro de boro. (0,5 puntos)
b) Justifique cuál de los elementos centrales de las moléculas anteriores será más electronegativo. (0,5 puntos)
c) Justifique si alguna de las dos moléculas del apartado a) es polar. (0,5 puntos)

RESPUESTA:

a) (0,5 puntos)

NH₃:

N: 1s² 2s² 2p³. Los orbitales 2s y 2p se combinan dando 4 orbitales **híbridos sp³**, 1 orbital con 2 electrones y 3 con 1 electrón, que se orientarían entre sí a 109,5 grados. 3 de estos orbitales híbridos se solapan frontalmente con un orbital s del H dando 3 enlaces N-H quedando el otro orbital híbrido ocupado por un par de electrones no compartidos dando una geometría piramidal. (0,25 puntos)

BF₃:

B: 1s² 2s² 2p¹ promueve 1 e⁻ 2s a uno de los orbitales 2p vacío dando 1s² 2s¹ 2p². Los orbitales 2s y 2p se combinan dando 3 orbitales **híbridos sp²**, que se orientan entre sí a 120 grados. Estos orbitales sp² híbridos se solapan frontalmente con un orbital s del H dando 3 enlaces B-F dando una geometría trigonal plana. (0,25 puntos)

b) (0,5 puntos)

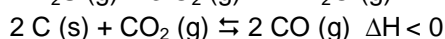
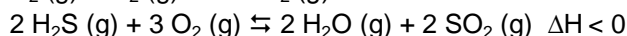
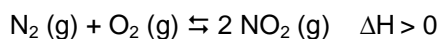
La electronegatividad se define como la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia sí. Sus valores, basados en datos termoquímicos, han sido determinados en una escala arbitraria, denominada escala de Pauling. El valor máximo de la electronegatividad se da en los elementos de mayor capacidad de captar electrones y es mayor cuanto más a la derecha de la tabla periódica. De acuerdo con ello N será más electronegativo que B.

c) (0,5 puntos)

NH₃ Hay diferencia de electronegatividades entre los átomos y cada enlace N-H es polar. Al tener estructura piramidal hace que momento dipolar sea distinto de 0, es decir polar. (0,25 puntos)

BF₃ También hay diferencia de electronegatividades y cada enlace B-F es polar, sin embargo, la estructura triangular plana hace que se anulen las 3 contribuciones haciendo el momento dipolar 0, es decir apolar. (0,25 puntos)

3. (2 puntos) Considere los siguientes equilibrios:



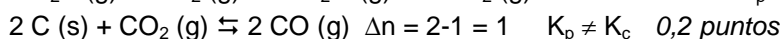
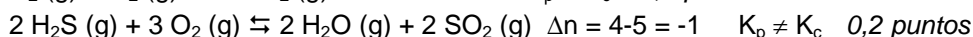
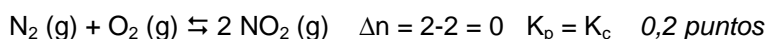
a) Justifique en qué equilibrio $K_p = K_c$. (0,6 puntos)

b) Justifique en qué equilibrio se favorecerá la formación de productos al aumentar la presión y en cuál al aumentar la temperatura. (1,4 puntos)

RESPUESTA:

a) (0,6 puntos)

$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$ $\Delta n = \text{moles gaseosos de productos} - \text{moles gaseosos de reactivos}$. Para que sean iguales $\Delta n = 0$



b) (1,4 puntos)

Explicación principio Le Chatelier: 0,1 puntos

Con un aumento de la presión, el sistema evolucionará oponiéndose a dicho cambio, por lo que se desplazará en el sentido que haya menor n° de moles gaseosos.

Aplicación principio Le Chatelier: 0,2 puntos cada uno

N₂ (g) + O₂ (g) ⇌ 2 NO₂ (g) Igual número de moles gaseosos por lo que **no** habrá modificación.

2 H₂S (g) + 3 O₂ (g) ⇌ 2 H₂O (g) + 2 SO₂ (g) Menor número de moles gaseosos en los productos, así que **se verá favorecido** al aumentar la presión.

2 C (s) + CO₂ (g) ⇌ 2 CO (g) Hay más moles gaseosos en los productos por lo que **no** se verá favorecido.

Aumento de la T:

Explicación principio Le Chatelier: 0,1 puntos

Cuando se aumenta la temperatura de un sistema en equilibrio, este evoluciona en el sentido que absorba el calor que se le proporciona.

Aplicación principio Le Chatelier: 0,2 puntos cada uno

$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$ $\Delta H > 0$. Es endotérmico, por lo que si se calienta se desplaza hacia la derecha (productos). **Se verá favorecido**

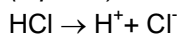
$2 H_2S(g) + 3 O_2(g) \rightleftharpoons 2 H_2O(g) + 2 SO_2(g)$ $\Delta H < 0$ y $2 C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2 CO(g)$ $\Delta H < 0$

Ambos son exotérmicos, por lo que si se sube la temperatura se desplazará hacia la izquierda (reactivos) para compensar el aumento. **No** se verán favorecidos.

4. (2,5 puntos) Se tiene una disolución de ácido hipobromoso (HBrO) 0,1 M que tiene el mismo pH que una disolución de HCl $1,45 \cdot 10^{-5}$ M. Calcule:
- El pH de la disolución del ácido hipobromoso y su constante K_a . (1 punto)
 - El grado de disociación de HBrO si se reduce la concentración inicial a la mitad. (1 punto)
 - El volumen de una disolución de NaOH 0,25 M necesario para neutralizar 20 mL de la disolución de HBrO 0,1 M. Escriba la ecuación de neutralización. (0,5 puntos)

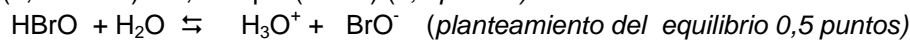
RESPUESTA:

- a) (1 punto)



HCl $1,45 \cdot 10^{-5}$ M. Al ser un ácido fuerte $[H^+] = [H_3O^+] = 1,45 \cdot 10^{-5}$ M.

$pH = -\log(1,45 \cdot 10^{-5}) = 4,84 = pH(HBrO)$ (0,2 puntos)



[]_{inic} 0,1

[]_{equo} 0,1-x x x x = $[H_3O^+] = 1,45 \cdot 10^{-5}$ M.

$K_a = [BrO^-][H_3O^+]/[HBrO] = (1,45 \cdot 10^{-5})^2/[0,1 - 1,45 \cdot 10^{-5}] = 2,1 \cdot 10^{-9}$ (0,3 puntos)

- b) (1 punto)

$[HBrO] = 0,1/2 = 0,05$



[]_{inic} 0,05

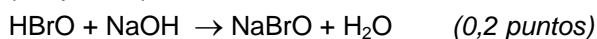
[]_{equo} 0,05(1- α) 0,05 α 0,05 α

Planteamiento y resolución de la ecuación (0,5 puntos)

$K_a = [BrO^-][H_3O^+]/[HBrO] = 2,1 \cdot 10^{-9} = (0,05\alpha)^2/0,05(1-\alpha)$. Si desprecian α , lo tienen que justificar, de lo contrario restar 0,1 puntos

Resolviendo $\alpha = 2,05 \cdot 10^{-4}$ es decir $2,05 \cdot 10^{-2} \%$ (0,02%)

- c) (0,5 puntos)



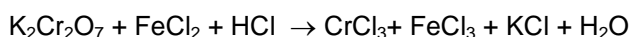
Para neutralizar moles de NaOH = moles de HBrO

Moles de HBrO = $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 20 \text{ mL} \cdot 10^{-3} \text{ L/mL} = 2 \cdot 10^{-3}$ moles

$2 \cdot 10^{-3} \text{ moles} = V \cdot 0,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$V = 8 \text{ mL}$ (0,3 puntos)

5. (2,5 puntos) Para el siguiente proceso redox:

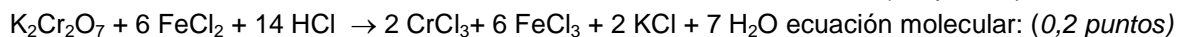
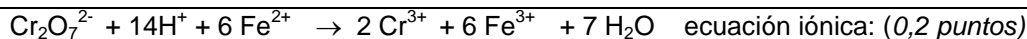
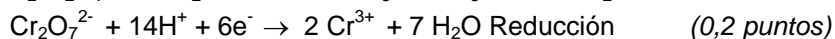
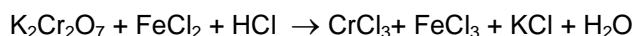


- Ajuste la ecuación por el método del ión-electrón y señalando el agente oxidante y agente reductor. (1,1 puntos)
- Determine la masa de $CrCl_3$ obtenido si se adicionan 20,6 g de dicromato de potasio sobre 300 mL de $FeCl_2$ 2 M. (0,9 puntos)
- ¿Qué volumen de HCl del 37% de riqueza y densidad $1,18 \text{ g/cm}^3$ será necesario para consumir los 20,6 g de $K_2Cr_2O_7$?. (0,5 puntos)

Datos: Masas atómicas: Cr = 52; K = 39; O = 16; Cl = 35,5; H = 1.

RESPUESTA:

a) (1,1 puntos)



Fe^{2+} se oxida, pierde electrones, es el reductor. (0,15 puntos)

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ se reduce, gana electrones, es el oxidante. (0,15 puntos)

Cada error resta 0,1 puntos

b) (0,9 puntos)

Calculo reactivo limitante 0,5 puntos

$$\text{Masa molar } (\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 39 \cdot 2 + 52 \cdot 2 + 16 \cdot 7 = 294 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$20,6 \text{ g } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / 294 = 0,07 \text{ moles de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$0,07 \text{ moles de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 6 \text{ moles } \text{FeCl}_2 / \text{mol de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 0,42 \text{ moles de } \text{FeCl}_2 \text{ estequiométricos}$$

$$2\text{M} \cdot 0,3\text{L} = 0,6 \text{ moles de } \text{FeCl}_2. \text{ FeCl}_2 \text{ en exceso}$$

Cálculo de CrCl_3 0,4 puntos

$$0,07 \text{ moles de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 2 \text{ moles } \text{CrCl}_3 / \text{mol de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 0,14 \text{ moles de } \text{CrCl}_3 \text{ estequiométricos}$$

$$\text{Masa molar } (\text{CrCl}_3) = 3 \cdot 35,5 + 52 = 158,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$0,14 \text{ moles de } \text{CrCl}_3 \cdot 158,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 22,19 \text{ g de } \text{CrCl}_3$$

c) (0,5 puntos)

$$0,07 \text{ moles de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 14 \text{ moles } \text{HCl} / \text{mol de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 0,98 \text{ moles de } \text{HCl} \text{ estequiométricos}$$

$$\text{Masa molar } (\text{HCl}) = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

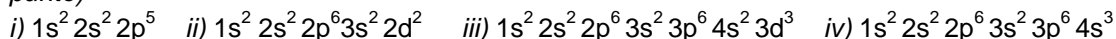
$$0,98 \text{ moles} \cdot 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 35,77 \text{ g } \text{HCl} \quad (0,25 \text{ puntos})$$

$$35,77 \text{ g } \text{HCl} \cdot 100/37 \cdot 1\text{cm}^3 / 1,18 \text{ g } \text{HCl} = 81,93 \text{ cm}^3 \text{ de } \text{HCl} \quad (0,25 \text{ puntos})$$

OPCIÓN B

1. (1,5 puntos)

a) Justifique si las siguientes configuraciones son posibles e identifique el elemento al que corresponda: (1 punto)



b) Explique porqué hay tanta diferencia entre la temperatura de ebullición del agua (100°C) y la del sulfuro de hidrogeno (-60°C). (0,5 puntos)

RESPUESTA:

a) (1 punto)

La configuración electrónica de un átomo en su estado fundamental se construye situando los electrones en los orbitales del átomo en orden creciente de energía, procurando que 2 electrones del mismo átomo no tengan los cuatro números cuánticos iguales.

La configuración i) $1s^2 2s^2 2p^5$ es la fundamental de un átomo, pues los electrones cumplen lo expuesto al principio. Corresponde al flúor (Z = 9) (0,3 puntos)

La configuración ii) es una configuración electrónica imposible, ya que en el nivel energético 2 no pueden existir los orbitales d. (0,2 puntos)

La configuración iii) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ es la fundamental de un átomo y corresponde al Vanadio (Z = 23). (0,3 puntos)

La electrónica iv) es imposible, pues el orbital 4s tiene 3 electrones y solo caben 2. (0,2 puntos)

b) (0,5 puntos)

Temperatura de ebullición: temperatura a la que una sustancia pasa de estado líquido a vapor. Para ello habrá que romper las interacciones que existan entre las moléculas en estado líquido. La diferencia entre H₂O y H₂S se encuentra en el tipo de interacción entre unas moléculas a otras. En el caso del H₂O sus moléculas se unen por enlaces de hidrógeno, mucho más fuerte que las fuerzas dipolares y de Van der Waals, mientras que en el caso de H₂S no existen los enlaces de hidrogeno. Este enlace se produce al unirse el átomo de hidrógeno, por enlace covalente, a un átomo muy electronegativo como es el oxígeno, mientras que esta situación no sucede en H₂S.

2. (1,5 puntos) Responda de forma justificada a las siguientes preguntas:

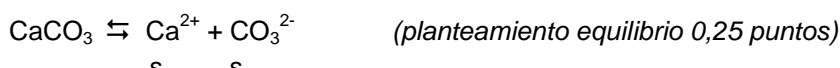
a) ¿Qué sal CaCO₃ o CaF₂ será más soluble en agua, sabiendo que sus constantes de solubilidad K_{ps} son 8,7 · 10⁻⁹ y 4 · 10⁻¹¹ respectivamente?. Escriba los correspondientes equilibrios de solubilidad. (1 punto)

b) ¿Tiene carácter anfótero el ión HCO₃⁻? (0,5 puntos)

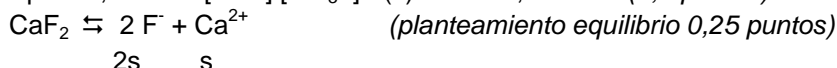
Datos: H₂CO₃ (K_{a1} = 4,4 · 10⁻⁷; K_{a2} = 4,6 · 10⁻¹¹)

RESPUESTA:

a) (1 punto)



$$K_{ps} = 8,7 \cdot 10^{-9} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}] = (s)^2 \quad s = 9,3 \cdot 10^{-5} \quad (0,2 \text{ puntos})$$

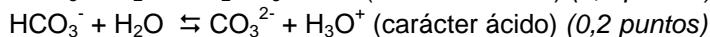
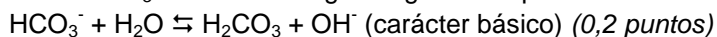


$$K_{ps} = 4 \cdot 10^{-11} = [\text{F}^-]^2 [\text{Ca}^{2+}] = (2s)^2(s) = 4s^3 \quad s = 2,1 \cdot 10^{-4} \quad (0,2 \text{ puntos})$$

Orden solubilidad: CaF₂ > CaCO₃ (0,1 puntos)

b) (0,5 puntos)

El ión HCO₃⁻ hidroliza en agua según los equilibrios:



Muestra ambos caracteres, así que será anfótero (0,1 puntos)

3. (2 puntos) Teniendo en cuenta los siguientes potenciales de reducción: ε°(Cl₂/Cl⁻) = 1,36 V; ε°(I₂/I⁻) = 0,53 V y ε°(Fe³⁺/Fe²⁺) = 0,77 V:

a) Explique cuál de las dos afirmaciones siguientes es la correcta: el yodo oxidará al ión cloruro o el cloro oxidará al ión yoduro. (0,5 puntos)

b) Justifique si el ión Fe²⁺ será oxidado de forma espontánea con Cl₂ o con I₂. (0,5 puntos)

c) Ajuste las ecuaciones iónicas globales de los apartados anteriores que sean espontáneas y señale los agentes oxidante y reductor. (1 punto)

RESPUESTA:

a) (0,5 puntos)

Para que las reacciones sean espontáneas se tiene que cumplir que ΔG < 0 y como ΔG = -nFΔε, Δε > 0, es decir que ε°(cátodo)-ε°(ánodo) > 0.

$$\text{I}_2 + \text{Cl}^- \quad \varepsilon^\circ(\text{cátodo}) - \varepsilon^\circ(\text{ánodo}) = 0,53 - 1,36 < 0. \text{ No es espontánea. } (0,25 \text{ puntos})$$

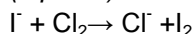
$$\text{Cl}_2 + \text{I}^- \quad \varepsilon^\circ(\text{cátodo}) - \varepsilon^\circ(\text{ánodo}) = 1,36 - 0,53 > 0. \text{ Es espontánea. Es la correcta } (0,25 \text{ puntos})$$

b) (0,5 puntos)

$$\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2 \quad \varepsilon^\circ(\text{cátodo}) - \varepsilon^\circ(\text{ánodo}) = 0,53 - 0,77 < 0. \text{ No es espontánea. } (0,25 \text{ puntos})$$

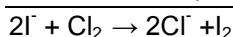
$$\text{Fe}^{2+} + \text{Cl}_2 \quad \varepsilon^\circ(\text{cátodo}) - \varepsilon^\circ(\text{ánodo}) = 1,36 - 0,77 > 0. \text{ Es espontánea. } (0,25 \text{ puntos})$$

c) (1 punto)

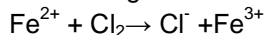


$2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ (0,1 puntos) I^- agente reductor porque pierde electrones (0,1 puntos)

$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$ (0,1 puntos) Cl_2 agente oxidante porque gana electrones (0,1 puntos)

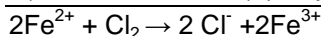


Ecuación global iónica (0,1 puntos)



$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$ (0,1 puntos) Cl_2 agente oxidante porque gana electrones (0,1 puntos)

$2(\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 1\text{e}^-)$ (0,1 puntos) Fe^{2+} agente reductor porque pierde electrones (0,1 puntos)



Ecuación global iónica (0,1 puntos)

4. (2,5 puntos) Se introducen 4 moles de metano junto con 1 mol de agua y 2,6 moles de hidrógeno gaseosos en un reactor de 2 L y se eleva la temperatura a 800°C. Sabiendo que una vez alcanzado el equilibrio: $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$, se detectan 0,8 moles de monóxido de carbono, determine:

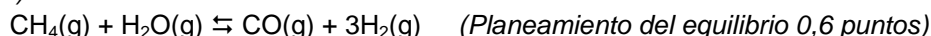
a) Las presiones parciales de todos los gases en el equilibrio. (2 puntos)

b) Los valores de K_c y K_p . (0,5 puntos)

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

RESPUESTA:

a) (2 puntos)



mol_{inic} 4 1 2,6

mol_{equo} 4-x 1-x x 2,6+3x

En equilibrio hay 0,8 moles de CO. Es decir $x = 0,8$ (0,2 puntos)

Calculo de presiones parciales 1,2 puntos

$$PV = nRT \quad T = 800 + 273 = 1073 \text{ K}$$

$$\text{Moles de CH}_4 = 4 - 0,8 = 3,2$$

$$\text{Moles de CO} = x = 0,8$$

$$\text{Moles de H}_2\text{O} = 1 - x = 0,2$$

$$\text{Moles de H}_2 = 2,6 + 3x = 5$$

$$P(\text{CH}_4) = (3,2/2)(RT) = 140,77 \text{ atm}$$

$$P(\text{CO}) = (0,8/2)(RT) = 35,19 \text{ atm}$$

$$P(\text{H}_2) = (5/2)(RT) = 219,96 \text{ atm}$$

$$P(\text{H}_2\text{O}) = (0,2/2)(RT) = 8,79 \text{ atm}$$

b) (0,5 puntos)

$$K_p = P(\text{CO}) \cdot P(\text{H}_2)^3 / P(\text{H}_2\text{O}) \cdot P(\text{CH}_4) = 302657,5 = 3,02 \cdot 10^5 \quad (0,25 \text{ puntos})$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}, \text{ por tanto } K_c = K_p / (RT)^{\Delta n} = 3,02 \cdot 10^5 / (0,082 \cdot 1073)^2 = 39,01 \quad (0,25 \text{ puntos})$$

5. (2,5 puntos) Para determinar la pureza de una muestra de sulfato de aluminio(III) se hace reaccionar con cloruro de bario para dar sulfato de bario y cloruro de aluminio(III).

a) Escriba la ecuación química ajustada. (0,5 puntos)

b) Calcule la pureza de una muestra de 0,5 g de sulfato de aluminio impuro que tras reaccionar genera 1 g de sulfato de bario. (1,2 puntos)

c) Calcule la cantidad de calor necesario para que reaccionen los 0,5 g de sulfato de aluminio teniendo en cuenta la pureza calculada en el apartado b. (0,8 puntos)

Datos: ΔH° (formación) (kJ/mol): sulfato de aluminio(s) = -3420,4; cloruro de bario(s) = -860; sulfato de bario(s) = -1464,4; cloruro de aluminio(s) = -692,5.

Masas atómicas: Al = 27; S = 32,1; O = 16; Ba = 137,3; Cl = 35,5

RESPUESTA:**a)** (0,5 puntos)

Fórmulas mal escritas o mal ajuste, se penaliza con 0,1 puntos cada error

b) (1,2 puntos)

Cálculo moles de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,6 puntos)

$$\text{Masa molar } (\text{BaSO}_4) = 137,3 + 32,1 + 4 \cdot 16 = 233,4 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masa molar } (\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot 27 + 3(32,1 + 4 \cdot 16) = 342,3 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ g BaSO}_4 \cdot 1 \text{ mol BaSO}_4 / 233,4 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 / 3 \text{ mol BaSO}_4 = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ moles de Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

Cálculo g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,2 puntos)

$$1,4 \cdot 10^{-3} \text{ moles de Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 342,3 \text{ g/mol} = 0,479 \text{ g de Al}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ puros}$$

$$\text{Pureza} = \frac{0,479 \text{ g}}{0,5 \text{ g}} \cdot 100 = 95,8\% \quad (0,4 \text{ puntos})$$

c) (0,8 puntos)

$$\Delta H = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos}) = 2 \Delta H_f^\circ (\text{AlCl}_3) + 3 \Delta H_f^\circ (\text{BaSO}_4) - [\Delta H_f^\circ (\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) + 3 \Delta H_f^\circ (\text{BaCl}_2)] = 2 \cdot (-692,5) + 3 \cdot (-1464,4) - [3 \cdot (-860) + (-3420,4)] = 222,2 \text{ kJ/mol} \quad (0,6 \text{ puntos})$$

$$1,4 \cdot 10^{-3} \text{ moles de Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot (222,2 \text{ kJ/mol}) = 0,31 \text{ kJ} \quad (0,2 \text{ puntos})$$