



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. (1,5 puntos) Dadas cuatro disoluciones de amoníaco, ácido clorhídrico, cloruro de amonio y cloruro de sodio, conteste razonadamente a las siguientes preguntas sin necesidad de hacer cálculos y escribiendo las ecuaciones químicas correspondientes:

a) ¿Cuál o cuáles de esas disoluciones tendrán un pH inferior al del agua? (1 punto)

b) ¿Cuál de esas disoluciones puede tener un pH = 11.2? (0,5 puntos)

2. (1,5 puntos) Explique cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas respecto al trifluoruro de boro:

a) El boro presenta una hibridación sp^2 en dicho compuesto. (0,5 puntos)

b) Se trata de una molécula polar ya que tiene enlaces polares. (0,5 puntos)

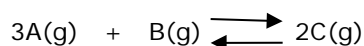
c) Se trata de un compuesto que conduce la corriente eléctrica cuando se encuentra en estado líquido. (0,5 puntos)

3. (2 puntos) Conteste razonadamente a las siguientes preguntas, escribiendo las reacciones químicas que justifican su contestación:

a) ¿Cuál es la condición necesaria para que una reacción redox sea espontánea? (0,5 puntos)

b) Ordene los potenciales de reducción de los siguientes semisistemas: (Ni^{2+}/Ni) , (Zn^{2+}/Zn) y (Hg^{2+}/Hg) , sabiendo que el níquel elemental es capaz de reducir el ion mercurio (II) a mercurio elemental y que en la pila galvánica formada por (Ni^{2+}/Ni) y (Zn^{2+}/Zn) , el electrodo que actúa como ánodo es éste último. (1,5 puntos)

4. (2,5 puntos) En un recipiente de 2 litros, se introducen 1,6 moles de una sustancia A y 1,2 moles de una sustancia B. Después de calentar a $200^{\circ}C$ se alcanza el siguiente equilibrio:



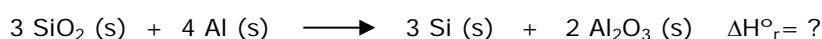
En el equilibrio el número de moles de C y de B son iguales. Calcule:

a) El valor de K_c a esa temperatura. (1,5 puntos)

b) El valor de K_p a esa temperatura. (1 punto)

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

5. (2,5 puntos) El silicio se puede obtener por reducción de dióxido de silicio con aluminio, oxidándose éste a óxido de aluminio, de acuerdo con la siguiente reacción:



Al reaccionar 60 g de dióxido de silicio con 60 g de aluminio se desprenden 103,11 KJ.

a) ¿Qué cantidad de silicio se puede obtener? (1 punto)

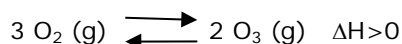
b) ¿Cuál será la entalpía de la reacción tal y como está escrita, es decir por cada 3 moles de Si (s)? (0,5 puntos)

c) ¿Cuál será la entalpía de formación del dióxido de silicio? (1 punto)

$\Delta H^{\circ}_f (\text{Al}_2\text{O}_3) = -1675,75 \text{ KJ mol}^{-1}$. Masas atómicas: O = 16,0; Al = 27,0; Si = 28,1.

OPCIÓN B

1. (1,5 puntos) Considerando el siguiente equilibrio existente entre oxígeno molecular y el ozono:



Explique:

- a) ¿Cómo influye sobre el equilibrio un aumento de temperatura? (0,5 puntos)
- b) ¿Cómo se puede favorecer la formación de ozono, con presiones elevadas o con presiones bajas? (0,6 puntos)
- c) ¿Qué efecto tendría sobre el equilibrio la adición de un catalizador? (0,4 puntos)
2. (2 puntos) Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:
- a) Defina entalpía estándar de formación. (0,5 puntos)
- b) Escriba la ecuación correspondiente a la formación de ácido acético (etanoico) líquido. (0,5 puntos)
- c) ¿Qué signo tendrá la variación de entropía de la reacción de formación del ácido acético (etanoico) líquido? (0,5 puntos)
- d) Sabiendo que su entalpía de formación es < 0 ¿cómo afectaría un aumento de temperatura a la espontaneidad de la reacción de formación del ácido acético (etanoico)? (0,5 puntos)
3. (1,5 puntos) Indique justificando la respuesta, si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:
- a) El radio atómico del magnesio es menor que el del sodio pero el radio del ion Mg^{2+} es mayor que el del ion Na^+ . (0,7 puntos)
- b) El ion Br^- y el ion Rb^+ son isoelectrónicos y tienen la misma configuración electrónica. Escriba las configuraciones electrónicas para justificarlo. (0,8 puntos)
4. (2,5 puntos) Al borbotear sulfuro de hidrógeno gaseoso sobre ácido nítrico se forma azufre elemental sólido, dióxido de nitrógeno gaseoso y agua.
- a) Escriba la correspondiente ecuación química molecular ajustada. (0,8 puntos)
- b) Al borbotear 0,6 L de sulfuro de hidrógeno, medidos a 20°C y 10 atm, sobre una disolución que contiene 44 g de ácido nítrico se obtienen 6,5 g de azufre ¿cuál es el rendimiento de la reacción? (1,7 puntos)
- Masas atómicas: N = 14,0; O = 16,0; S = 32,0. R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹.
5. (2,5 puntos) Una disolución 10^{-2} M de HCN (ac) tiene un pH= 5,6.
- a) Calcule su grado de disociación y su constante de acidez. (1,2 puntos)
- b) Escriba la reacción de neutralización con hidróxido de sodio. (0,3 puntos)
- c) Calcule el volumen necesario de una disolución de hidróxido de sodio 0,2 M necesario para neutralizar 100 mL de la disolución de HCN hasta el punto de equivalencia. (1 punto)

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 o calculado.

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

En los problemas donde haya que resolver varios apartados en los que la solución numérica obtenida en uno de ellos sea imprescindible para la resolución del siguiente, se puntuará éste independientemente del resultado del anterior, salvo que el resultado obtenido sea incoherente. En el caso de que un error en un apartado simplifique el apartado siguiente, se ajustarán los criterios de forma que en ningún caso esa equivocación suponga una ventaja respecto al que lo ha realizado correctamente.

En caso de error algebraico sólo se penalizará gravemente una solución incorrecta cuando sea incoherente; si la solución es coherente, el error se penalizará, como máximo, con 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 tener una puntuación negativa.

OPCIÓN A

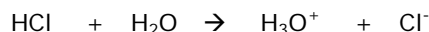
1. (1,5 puntos) Dadas cuatro disoluciones de amoníaco, ácido clorhídrico, cloruro de amonio y cloruro de sodio, conteste razonadamente a las siguientes preguntas sin necesidad de hacer cálculos y escribiendo las ecuaciones químicas correspondientes:

a) ¿Cuál o cuáles de esas disoluciones tendrán un pH inferior al del agua? (1 punto)

b) ¿Cuál de esas disoluciones puede tener un pH = 11,2? (0,5 puntos)

Respuesta

a) $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$. El pH del agua = 7 ya que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$. Las sustancias que tienen un pH inferior al del agua, es decir un pH ácido, son aquellas en las que se produce un aumento de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ respecto al agua, en este caso, el ácido clorhídrico y el cloruro de amonio tienen $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}$ ya que: el ácido clorhídrico es un ácido fuerte completamente disociado:

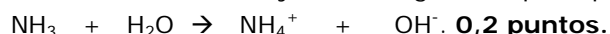


y, el cloruro de amonio, por su parte, es una sal que procede de un ácido fuerte y una base débil, el anión no sufre hidrólisis, sin embargo el ion amonio sufre hidrólisis al proceder de una base débil y se comporta como el ácido conjugado de una base débil, es decir como un ácido débil; la disolución por lo tanto es ácida:



0,4 puntos las ecuaciones. 0,6 puntos la explicación.

b) La única disolución que puede tener un pH = 11,2, es decir un pH > 7 y por lo tanto básico, es la del amoníaco, que es la única sustancia básica, que se disocia dando lugar a iones OH^- , aumentando así la $[\text{OH}^-]$ y, dando lugar a un pH superior a 7. **0,3 puntos.**



2. (1,5 puntos) Explique cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas respecto al trifluoruro de boro:

- a) El boro presenta una hibridación sp^2 en dicho compuesto. (0,5 puntos)
- b) Se trata de una molécula polar ya que tiene enlaces polares. (0,5 puntos)
- c) Se trata de un compuesto que conduce la corriente eléctrica cuando se encuentra en estado líquido. (0,5 puntos)

Respuesta

a) Cierta. A la hibridación sp^2 le corresponde una geometría plana trigonal con ángulos de 120° . **0,2 puntos**; esa es la geometría que presenta el trifluoruro de boro, ya que tiene 3 pares de electrones en su entorno y, de acuerdo con el modelo de repulsión de pares electrónicos, supone una distribución de pares de electrones y una geometría molecular plana trigonal ya que todos los pares de electrones están compartidos. **0,3 puntos.**

b) Falsa. Los enlaces B-F son polares ya que el flúor es más electronegativo que el boro, puesto que está bastante más a la derecha en el mismo periodo. **0,2 puntos.**

Al presentar una geometría plana trigonal, los momentos dipolares se compensan y la suma vectorial de dichos momentos es cero, tratándose por lo tanto de una molécula no polar. **0,3 puntos.**

c) Falsa. Se trata de un compuesto molecular no polar y no puede conducir la corriente eléctrica, ya que los electrones están localizados en los enlaces covalentes y no hay cargas eléctricas que puedan hacerlo. **0,5 puntos.**

3. (2 puntos) Conteste razonadamente a las siguientes preguntas, escribiendo las reacciones químicas que justifican su contestación:

a) ¿Cuál es la condición necesaria para que una reacción redox sea espontánea? (0,5 puntos)

b) Ordene los potenciales de reducción de los siguientes semisistemas: (Ni^{2+}/Ni) , (Zn^{2+}/Zn) y (Hg^{2+}/Hg) , sabiendo que el níquel elemental es capaz de reducir el ion mercurio (II) a mercurio elemental y que en la pila galvánica formada por (Ni^{2+}/Ni) y (Zn^{2+}/Zn) , el electrodo que actúa como ánodo es éste último. (1,5 puntos)

Respuesta

a) La condición de espontaneidad para cualquier reacción química es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa: $\Delta G < 0$.

En el caso de una reacción redox $\Delta G = -nF\Delta\varepsilon < 0$. Siendo n el número de electrones intercambiados, F la constante de Faraday, y $\Delta\varepsilon =$ potencial de reducción del semisistema oxidante (que se reduce o que actúa como cátodo) – potencial de reducción del semisistema reductor (que se oxida o que actúa como ánodo). Como n y F sólo pueden ser positivos, necesariamente tiene que cumplirse que $\Delta\varepsilon > 0$. **0,5 puntos.**

b) $Ni + Hg^{2+} \longrightarrow Ni^{2+} + Hg$. Ecuación: **0,3 puntos.**

En esta reacción el níquel reduce al ion Hg^{2+} . Por lo tanto el semisistema oxidante es (Hg^{2+}/Hg) y el semisistema reductor (Ni^{2+}/Ni) . Si la reacción es espontánea, según lo explicado en el primer apartado:

$\Delta\varepsilon = \varepsilon^0(Hg^{2+}/Hg) - \varepsilon^0(Ni^{2+}/Ni) > 0$ y, por lo tanto, $\varepsilon^0(Hg^{2+}/Hg) > \varepsilon^0(Ni^{2+}/Ni)$. **0,4 puntos.**

Por otra parte, si el semisistema Zn^{2+}/Zn , actúa como ánodo significa que es el electrodo en el que se produce la reacción de oxidación y las reacciones que se producirán en la pila serán:

$Zn \longrightarrow Zn^{2+}$ ánodo, oxidación, semisistema reductor.

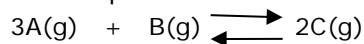
$Ni^{2+} \longrightarrow Ni$ cátodo, reducción, semisistema oxidante.

0,3 puntos.

Por lo tanto: $\Delta\varepsilon = \varepsilon^0(Ni^{2+}/Ni) - \varepsilon^0(Zn^{2+}/Zn) > 0$ y $\varepsilon^0(Ni^{2+}/Ni) > \varepsilon^0(Zn^{2+}/Zn)$. **0,4 puntos.**

La ordenación queda: $\epsilon^0(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) > \epsilon^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) > \epsilon^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$. **0,1 punto.**

4. (2,5 puntos) En un recipiente de 2 litros, se introducen 1,6 moles de una sustancia A y 1,2 moles de una sustancia B. Después de calentar a 200°C se alcanza el siguiente equilibrio:



En el equilibrio el número de moles de C y de B son iguales. Calcule:

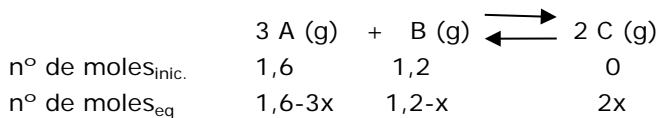
a) El valor de K_c a esa temperatura. (1,5 puntos)

b) El valor de K_p a esa temperatura. (1 punto)

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

Respuesta

a) Planteamiento del equilibrio: **0,4 puntos.**



Cálculo de x: 0,4 puntos.

$$\text{n}^\circ \text{ moles C} = \text{n}^\circ \text{ moles B} \rightarrow 2x = 1,2 - x \rightarrow 3x = 1,2 \rightarrow x = 0,4 \text{ moles.}$$

Cálculo de las concentraciones de cada especie: 0,3 puntos.

$$\text{Por lo tanto: n}^\circ \text{ moles A} = 1,6 - 1,2 = 0,4 \text{ moles} \rightarrow [\text{A}] = 0,4 \text{ moles}/2 \text{ L} = 0,2 \text{ M.}$$

$$\text{n}^\circ \text{ moles B} = \text{n}^\circ \text{ moles C} = 2x = 0,8 \text{ moles} \rightarrow [\text{B}] = [\text{C}] = 0,8 \text{ moles}/2 \text{ L} = 0,4 \text{ M.}$$

Cálculo de K_c : 0,4 puntos.

$$K_c = [\text{C}]^2 / [\text{A}]^3 \cdot [\text{B}] = 0,4^2 / 0,2^3 \cdot 0,4 = 50.$$

Alternativa: se puede calcular directamente con concentraciones en lugar de con moles:

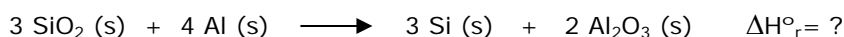
$[\text{A}]_0 = 1,6 \text{ moles}/2 \text{ L} = 0,8 \text{ M}$ y $[\text{B}]_0 = 1,2 \text{ moles}/2 \text{ L} = 0,6 \text{ M}$. Y al plantear el equilibrio $x = \text{moles/L}$ que reaccionan. $0,6 - x = 2x \rightarrow x = 0,2 \text{ M} \rightarrow [\text{B}] = [\text{C}] = 2x = 0,4 \text{ M}$. En este caso, la puntuación será: planteamiento del equilibrio **0,4 puntos**; cálculo de concentraciones iniciales **0,2 puntos**, cálculo de x y de concentraciones de cada especie: **0,5 puntos** y cálculo de K_c **0,4 puntos**.

b) $\Delta n = \text{n}^\circ \text{ moles productos} - \text{n}^\circ \text{ moles reactivos} = 2 - 3 - 1 = -2$. **0,4 puntos.**

$$T = 200 + 273 = 473 \text{ K.}$$

$$\text{Por lo tanto: } K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 50 (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 473 \text{ K})^{-2} = 50/38,8^2 = 0,033 \text{ } \mathbf{0,6 \text{ puntos.}}$$

5. (2,5 puntos) El silicio se puede obtener por reducción de dióxido de silicio con aluminio, oxidándose éste a óxido de aluminio, de acuerdo con la siguiente reacción:



Al reaccionar 60 g de dióxido de silicio con 60 g de aluminio se desprenden 103,11 KJ.

a) ¿Qué cantidad de silicio se puede obtener? (1 punto)

b) ¿Cuál será la entalpía de la reacción tal y como está escrita, es decir por cada 3 moles de Si (s)? (0,5 puntos)

c) ¿Cuál será la entalpía de formación del dióxido de silicio? (1 punto)

$$\Delta H^\circ_f (\text{Al}_2\text{O}_3) = -1675,75 \text{ KJ mol}^{-1}. \text{ Masas atómicas: O} = 16,0; \text{ Al} = 27,0; \text{ Si} = 28,1.$$

Respuesta

a) Cálculo número de moles: **0,2 puntos.**

$$\text{Masa molecular de SiO}_2 = 28,1 + 2 \cdot 16 = 60,1 \text{ g/mol};$$

$$\text{n}^\circ \text{ de moles de SiO}_2 = 60 \text{ g SiO}_2 \times 1 \text{ mol}/60,1 \text{ g de SiO}_2 = 1 \text{ mol SiO}_2.$$

$$\text{n}^\circ \text{ de moles de aluminio} = 60 \text{ g Al} \times 1 \text{ mol}/27,0 \text{ g de Al} = 2,22 \text{ moles de Al.}$$

Cálculo reactivo limitante: 0,6 puntos.

$$1 \text{ mol SiO}_2 \times (4 \text{ moles Al}/3 \text{ moles SiO}_2) = 1,33 \text{ moles de Al se necesitan.}$$

Se tienen 2,22 moles de Al, por lo tanto sobra Al y el reactivo limitante es el SiO₂.

Cálculo masa de Si: 0,2 puntos.

El número de moles de Si = número de moles de SiO₂ = 1 mol.

Masa de Si = 1 mol SiO₂ x (1 mol Si/1 mol SiO₂) x 28,1 g de Si /mol de Si = 28,1 g.

b) 0,5 puntos.

La energía desprendida en la obtención de 1 mol de silicio es 103,11 KJ, por lo tanto 103,11 KJ/mol de Si x 3 moles de Si = 309,33 KJ para la reacción tal y como está escrita.

c) 1 punto.

$$\Delta H^0 (\text{reacción}) = [3 \text{ moles de Si} \times \Delta H^0_{\text{formación}} \text{ Si (s)} + 2 \text{ moles de Al}_2\text{O}_3 \times \Delta H^0_{\text{formación}} \text{ Al}_2\text{O}_3 \text{ (s)}] -$$

$$- [(3 \text{ moles de SiO}_2 \times \Delta H^0_{\text{formación}} \text{ SiO}_2 \text{ (s)} + 4 \text{ moles de Al} \times \Delta H^0_{\text{formación}} \text{ Al (s)})] =$$

$$= 3 \text{ moles de Si} \times (0,0) + 2 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3 \times (-1675,75 \text{ KJ mol}^{-1}) - 3 \text{ moles de SiO}_2 \times \Delta H^0_{\text{formación}} \text{ SiO}_2 \text{ (s)} - 4 \text{ moles de Al} \times (0,0) = -3.351,5 \text{ KJ} - 3 \text{ moles de SiO}_2 \times \Delta H^0_{\text{formación}} \text{ SiO}_2 \text{ (s)} = -309,33 \text{ KJ};$$

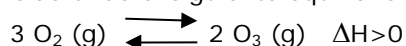
$$-3.351,5 \text{ KJ} + 309,33 \text{ KJ} = 3 \text{ moles de SiO}_2 \times \Delta H^0_{\text{formación}} \text{ SiO}_2 \text{ (s)}; \Delta H^0_{\text{formación}} \text{ SiO}_2 \text{ (s)} =$$

$$= -3042,17 \text{ KJ} / 3 \text{ moles} = -1.014,06 \text{ KJ/mol.}$$

$\Delta H_{\text{formación}} (\text{Si}) = \Delta H_{\text{formación}} (\text{Al}) = 0$. Tiene que quedar reflejado que las entalpías de formación de los elementos en su forma estándar es cero, bien expresamente o que se vea que lo saben al sustituir en la fórmula.

OPCIÓN B

1. (1,5 puntos) Considerando el siguiente equilibrio existente entre oxígeno molecular y el ozono:



Explique:

- ¿Cómo influye sobre el equilibrio un aumento de temperatura? (0,5 puntos)
- ¿Cómo se puede favorecer la formación de ozono, con presiones elevadas o con presiones bajas? (0,6 puntos)
- ¿Qué efecto tendría sobre el equilibrio la adición de un catalizador? (0,4 puntos)

Respuesta

a) De acuerdo con el principio de Le Chatelier, cuando se aumenta la temperatura de un sistema en equilibrio, el sistema evoluciona para compensar este efecto en el sentido en el que absorbe calor. **0,2 puntos.**

En este caso, como la reacción es endotérmica hacia la derecha, el aumento de la temperatura supone el desplazamiento del equilibrio hacia la derecha, hacia la formación de ozono. **0,3 puntos.**

b) De acuerdo con el principio de Le Chatelier cuando se aumenta la presión de un sistema en equilibrio, el sistema evoluciona para compensar este efecto, desplazándose en el sentido en el que hay un menor número de moles gaseosos. **0,3 puntos.**

En este caso, hay un menor número de moles gaseosos en el segundo miembro y un aumento de presión desplazaría el equilibrio hacia la derecha, es decir hacia la formación de ozono. Por lo tanto las presiones elevadas son las que favorecen la formación de ozono. **0,3 puntos.**

c) Un catalizador no influye sobre la posición del equilibrio, sólo sobre la velocidad en alcanzarlo, ya que afecta por igual a la velocidad de la reacción directa y de la reacción inversa. **0,4 puntos.**

2. (2 puntos) Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Defina entalpía estándar de formación. (0,5 puntos)
- Escriba la ecuación correspondiente a la formación de ácido acético (etanoico) líquido. (0,5 puntos)
- ¿Qué signo tendrá la variación de entropía de la reacción de formación del ácido acético (etanoico) líquido? (0,5 puntos)

- d) Sabiendo que su entalpía de formación es < 0 ¿cómo afectaría un aumento de temperatura a la espontaneidad de la reacción de formación del ácido acético (etanoico)? (0,5 puntos)

Respuesta

- a) La entalpía estándar de formación de una sustancia corresponde a la variación de entalpía en la formación de un mol de esa sustancia a partir de sus elementos en sus formas más estables en condiciones estándar, que son 25°C y una atmósfera de presión. **0,5 puntos.**
- b) $2 \text{ C (s)} + 2 \text{ H}_2 \text{ (g)} + \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH (l)}$. **0,5 puntos.**
- c) La variación de entropía está asociada a la variación de orden en el sistema. El estado gaseoso es el que supone un mayor grado de desorden y en esta reacción se produce la disminución del número de moles gaseosos, ya que desaparecen 3 moles gaseosos, por lo tanto la variación de entropía es negativa. **0,5 puntos.**
- d) Una reacción es espontánea si la variación de energía libre de Gibbs es negativa: $\Delta G < 0$ y $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ **0,2 puntos.** Como para la formación del ácido acético $\Delta S < 0$ y $\Delta H < 0$, un aumento de temperatura aumentará el valor absoluto del término $T \Delta S$; al ser $\Delta S < 0$ y estar precedido de un signo negativo, al aumentar la temperatura el término $-T \cdot \Delta S$ se hace más positivo, ΔG se hará menos negativo y por lo tanto disminuirá la espontaneidad de la reacción. **0,3 puntos.**

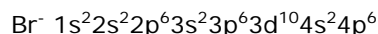
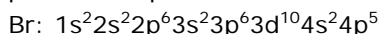
3. (1,5 puntos) Indique justificando la respuesta, si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:

- a) El radio atómico del magnesio es menor que el del sodio pero el radio del ion Mg^{2+} es mayor que el del ion Na^+ . (0,7 puntos)
- b) El ion Br^- y el ion Rb^+ son isoelectrónicos y tienen la misma configuración electrónica. Escriba las configuraciones electrónicas para justificarlo. (0,8 puntos)

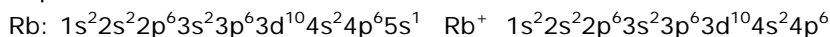
Respuesta

- a) El radio disminuye en un periodo de izquierda a derecha al aumentar la carga nuclear efectiva; el sodio y el magnesio se encuentran ambos en el tercer periodo y el sodio (grupo 1) a la izquierda del magnesio (grupo 2) por lo tanto, el radio del magnesio es menor que el del sodio y la primera parte de la frase es cierta: **0,4 puntos.** Como el radio de un catión es menor a medida que aumenta la carga y además, el magnesio es menor que el sodio, el radio del ion Mg^{2+} es menor que el del ion Na^+ y la segunda parte de la frase es falsa: **0,3 puntos.**

- b) **0,4 puntos para cada configuración.** El bromo es el halógeno del cuarto periodo, el ion bromuro se forma por la ganancia de un electrón y tiene la configuración electrónica del gas noble del 4º periodo: kriptón.



Por su parte, el rubidio es el metal alcalino del 5º periodo y el ion Rb^+ se forma por la pérdida de un electrón del rubidio y tiene la configuración electrónica del gas noble del periodo anterior: el kriptón.

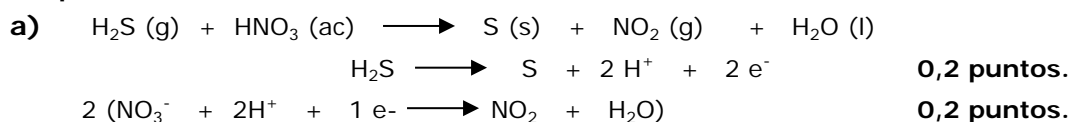


4. (2,5 puntos) Al borbotear sulfuro de hidrógeno gaseoso sobre ácido nítrico se forma azufre elemental sólido, dióxido de nitrógeno gaseoso y agua.

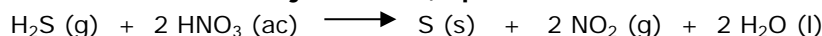
- a) Escriba la correspondiente ecuación química molecular ajustada. (0,8 puntos)
- b) Al borbotear 0,6 L de sulfuro de hidrógeno, medidos a 20°C y 10 atm, sobre una disolución que contiene 44 g de ácido nítrico se obtienen 6,5 g de azufre ¿cuál es el rendimiento de la reacción? (1,7 puntos)

Masas atómicas: N = 14,0; O = 16,0; S = 32,0. R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹.

Respuesta



La ecuación molecular ajustada: **0,2 puntos.**



b) Cálculo del número de moles de sulfuro de hidrógeno: **0,2 puntos.**

$$0,6 \text{ L} \cdot 10 \text{ atm} = n \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 293 \text{ K}; n = 0,25 \text{ moles de H}_2\text{S}.$$

Cálculo de número de moles de ácido nítrico: **0,2 puntos.**

$$M(\text{HNO}_3) = 1 + 14,0 + 3 \times 16,0 = 63 \text{ g/mol}.$$

$$44 \text{ g de HNO}_3 \times 1 \text{ mol de HNO}_3 / 63 \text{ g de HNO}_3 = 0,70 \text{ moles}.$$

Cálculo de reactivo limitante: **0,6 puntos.**

0,25 moles de H_2S x 2 moles de HNO_3 / mol de H_2S = 0,50 moles de HNO_3 se necesitan para reaccionar con el H_2S .

Se tienen 0,70 moles de HNO_3 por lo que sobra HNO_3 y el reactivo limitante es el H_2S .

Masa de azufre teórica: **0,4 puntos.**

$$0,25 \text{ moles de H}_2\text{S} \times 1 \text{ mol de S/mol de H}_2\text{S} \times 32,0 \text{ g de S/mol de S} = 8 \text{ g de S}.$$

Cálculo del rendimiento: **0,3 puntos.**

$$\text{Rendimiento} = (6,5 \text{ g obtenidos} / 8 \text{ g teóricos}) \times 100 = 81,25\%.$$

5. (2,5 puntos) Una disolución 10^{-2} M de HCN (ac) tiene un $\text{pH} = 5,6$.

a) Calcule su grado de disociación y su constante de acidez. (1,2 puntos)

b) Escriba la reacción de neutralización con hidróxido de sodio. (0,3 puntos)

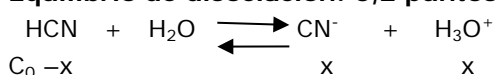
c) Calcule el volumen necesario de una disolución de hidróxido de sodio 0,2 M necesario para neutralizar 100 mL de la disolución de HCN hasta el punto de equivalencia. (1 punto)

Respuesta

a) Cálculo de $[\text{H}_3\text{O}^+]$: **0,4 puntos.**

$$\text{pH} = 5,6 \rightarrow -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,6 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,6} = 2,5 \cdot 10^{-6}.$$

Equilibrio de disociación: **0,2 puntos.**



Cálculo del grado de disociación: **0,3 puntos.**

$$\text{Grado de disociación} = x/C_0 = [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{HCN}]_0 = 2,5 \cdot 10^{-6} / 10^{-2} = 2,5 \cdot 10^{-4}.$$

Cálculo de constante de acidez: **0,3 puntos.**

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CN}^-]; [\text{HCN}] = [\text{HCN}]_0 - [\text{H}_3\text{O}^+].$$

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{CN}^-] / [\text{HCN}] = 2,5 \cdot 10^{-6} \times 2,5 \cdot 10^{-6} / (10^{-2} - 2,5 \cdot 10^{-6}) = 6,25 \cdot 10^{-10}.$$

b) $\text{HCN} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCN} + \text{H}_2\text{O}$. **0,3 puntos.**

c) De acuerdo con la ecuación anterior, en el punto de equivalencia:

número de moles de HCN = número de moles de NaOH . **0,5 puntos.**

$$\text{número de moles de HCN} = 0,1 \text{ L} \times 10^{-2} \text{ mol/L} = 10^{-3} \text{ moles} = \text{número de moles de NaOH};$$

$$10^{-3} \text{ moles de NaOH} = V \times 0,2 \text{ mol/L}; V = 10^{-3} \text{ moles} \cdot \text{L} / 0,2 \text{ moles} = 0,005 \text{ L} = 5 \text{ mL}. \quad \mathbf{0,5 \text{ puntos.}}$$