



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) Para una disolución de un ácido HA de $K_a = 10^{-5}$, justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones, sin necesidad de hacer cálculos y escribiendo el equilibrio correspondiente.
- Su grado de disociación no puede ser igual a la unidad. (0,6 puntos)
 - Cuando se neutraliza con una base fuerte, como NaOH, el pH en el punto de equivalencia es menor que 7. (0,5 puntos)
 - El pH de una disolución 10^{-2} M de este ácido es 2. (0,4 puntos)

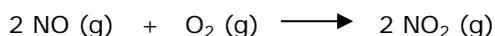
2. (2 puntos) El siguiente equilibrio es la etapa clave para la obtención de ácido sulfúrico.



Discuta razonadamente cómo influiría sobre el porcentaje de conversión de dióxido de azufre en trióxido de azufre:

- Aumentar la temperatura de reacción sin modificar el volumen. (0,6 puntos)
 - Duplicar el volumen del reactor sin modificar la temperatura. (0,8 puntos)
 - Retirar el trióxido de azufre del medio de reacción a medida que se forma. (0,6 puntos)
3. (1,5 puntos) Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:
- ¿Qué tipo de enlace presenta cada una de estas dos sustancias: yodo y cloruro de calcio? (0,6 puntos)
 - ¿Qué tipo de enlace o fuerza intermolecular se tiene que romper al fundir cloruro de calcio? ¿y al sublimar yodo? (0,4 puntos)
 - ¿Alguna de ellas conducirá la corriente eléctrica en estado sólido? ¿y en estado líquido? (0,5 puntos)

4. (2,5 puntos) El monóxido de nitrógeno reacciona con oxígeno molecular para dar lugar a dióxido de nitrógeno, de acuerdo con la siguiente reacción:



- Calcule la entalpía estándar de dicha reacción. (0,8 puntos)
 - Sabiendo que la variación de entropía de esta reacción es $\Delta S^\circ = -146,4 \text{ J K}^{-1}$, calcule en qué rango de temperaturas podrá ser espontánea la reacción. (0,9 puntos)
 - Si en la oxidación de cierta cantidad de monóxido de nitrógeno se han desprendido 0,57 KJ, calcule el número de moles de monóxido de nitrógeno que han reaccionado. (0,8 puntos)
- Datos: $\Delta H_f^\circ (\text{NO}) = 90,25 \text{ KJ mol}^{-1}$, $\Delta H_f^\circ (\text{NO}_2) = 33,18 \text{ KJ mol}^{-1}$.

5. (2,5 puntos) La reacción de permanganato de potasio con yoduro de potasio en presencia de ácido sulfúrico conduce a la formación de sulfato de manganeso (II), sulfato de potasio, yodo y agua.

- Escriba la ecuación química molecular ajustada, indicando qué especie es la oxidante y cuál la reductora. (1 punto)
- ¿Qué cantidad de yodo se puede obtener cuando se añaden 80 g de yoduro de potasio de una riqueza del 84% a 60 mL de una disolución de permanganato de potasio 1,2 M, en presencia de ácido sulfúrico? (1,5 puntos)

Masas atómicas: O = 16,0; S = 32,0; K = 39,1; Mn = 55,0; I = 127,0.

OPCIÓN B.

1. (1,5 puntos) Dados los siguientes metales: cinc, mercurio y níquel, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones, considerando condiciones estándar en todos los casos:

- a) Ordene dichos metales de mayor a menor poder reductor. (0,7 puntos)
- b) De estos metales ¿cuál o cuáles podrán reducir el ion Pb^{2+} a Pb ? (0,8 puntos)

Datos: $\varepsilon^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{V}$; $\varepsilon^{\circ}(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) = +0,85\text{V}$; $\varepsilon^{\circ}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25\text{V}$ y $\varepsilon^{\circ}(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13\text{V}$.

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

- a) Escriba la configuración electrónica del alcalinotérreo del 5º periodo e indique de qué elemento se trata. (0,5 puntos)
- b) Escriba la configuración electrónica del ion más estable que forma dicho elemento. (0,5 puntos)
- c) Escriba la fórmula del compuesto que formará dicho elemento con el segundo elemento del grupo de los halógenos, indique qué tipo de enlace presentará dicho compuesto y qué estado de agregación tendrá a temperatura ambiente. (1 punto)

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

- a) La presencia de un catalizador afecta a la energía de activación de una reacción química, pero no a la constante de equilibrio. (0,7 puntos)
- b) Una reacción endotérmica en la que se produce un aumento de orden no puede ser nunca espontánea. (0,8 puntos)

4. (2,5 puntos)

- a) Escriba la ecuación química ajustada y la expresión de la constante de solubilidad correspondiente al equilibrio de solubilidad del sulfato de plata. (0,5 puntos)
- b) 100 mL de una disolución de sulfato de sodio 0,2 M se mezclan con 100 mL de una disolución 0,8 M de nitrato de plata. Considerando los volúmenes aditivos ¿cuáles serían las concentraciones de los iones sulfato y de los iones plata en la nueva disolución? (1 punto)
- c) ¿Precipitará el sulfato de plata? (1 punto)

K_{ps} del sulfato de plata = $1,6 \cdot 10^{-5}$

5. (2,5 puntos) Una disolución de ácido acético (etanoico) 10^{-1} molar está disociada en 1,34%.

- a) Calcule la constante de acidez del ácido acético y el pH de la disolución anterior. (1 punto)
- b) Explique cómo se modifica el equilibrio de disociación de este ácido al añadir una disolución de acetato de sodio. (0,3 puntos)
- c) Calcule el pH resultante si a 200 mL de la disolución de ácido acético se le añaden 0,06 moles de acetato de sodio, considerando que no se modifica el volumen de la disolución. (1,2 puntos)

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) Para una disolución de un ácido HA de $K_a = 10^{-5}$, justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones, sin necesidad de hacer cálculos y escribiendo el equilibrio correspondiente.

- Su grado de disociación no puede ser igual a la unidad. (0,6 puntos)
- Cuando se neutraliza con una base fuerte, como NaOH, el pH en el punto de equivalencia es menor que 7. (0,5 puntos)
- El pH de una disolución 10^{-2} M de este ácido es 2. (0,4 puntos)

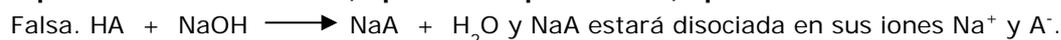
Respuesta:

a) Equilibrio de disociación: 0,2 puntos. Explicación 0,4 puntos.



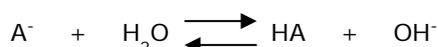
Verdadera. El valor de la constante es muy pequeño, por lo tanto se trata de un ácido débil, el equilibrio estará poco desplazado hacia la derecha y no puede estar completamente disociado, es decir, el grado de disociación no puede ser la unidad, ya que un grado de disociación = 1 indica una disociación completa.

b) Equilibrio de hidrólisis: 0,2 puntos. Explicación 0,3 puntos.



No es indispensable escribir esta reacción, si se indica que se forma NaA

Al proceder de un ácido débil, A^- se comporta como una base frente al agua y por lo tanto el pH de la disolución será básico y > 7 .



c) 0,4 puntos.

Falsa. Como $\text{pH} = -\log \text{H}_3\text{O}^+$ y $2 = -\log 10^{-2}$, para que el pH de una disolución 10^{-2} molar de un ácido sea 2, es necesario que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2}$, es decir que el ácido esté completamente disociado, lo que no puede ocurrir en el caso de un ácido débil.

2. (2 puntos) El siguiente equilibrio es la etapa clave para la obtención de ácido sulfúrico.



Discuta razonadamente cómo influiría sobre el porcentaje de conversión de dióxido de azufre en trióxido de azufre:

- a) Aumentar la temperatura de reacción sin modificar el volumen. (0,6 puntos)
- b) Duplicar el volumen del reactor sin modificar la temperatura. (0,8 puntos)
- c) Retirar el trióxido de azufre del medio de reacción a medida que se forma. (0,6 puntos)

Respuesta:

a) Explicación principio de Le Chatelier: 0,3 puntos.

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 desplazándose en el sentido en el que absorbe calor.

Aplicación del principio de Le Chatelier: 0,3 puntos.

En este caso, como la reacción es exotérmica hacia la derecha, al aumentar la temperatura el equilibrio se desplazará hacia la izquierda y el % de conversión disminuirá.

b) Efecto de duplicar el volumen: 0,2 puntos.

Duplicar el volumen, sin modificar la temperatura, es equivalente a reducir la presión a la mitad.

Explicación principio de Le Chatelier: 0,3 puntos.

De acuerdo con el principio de Le Chatelier, cuando se disminuye la presión de un sistema en equilibrio, el sistema evoluciona para compensar este efecto desplazándose en el sentido en el que hay un mayor número de moles gaseosas.

Aplicación del principio de Le Chatelier: 0,3 puntos.

En este caso, hay un mayor número de moles gaseosas en el primer miembro y una disminución de presión desplazaría el equilibrio hacia la izquierda, en la que hay menos moles gaseosas, es decir el porcentaje de conversión en SO_3 disminuiría.

c) Explicación principio de Le Chatelier: 0,3 puntos.

De acuerdo con el principio de Le Chatelier, cuando disminuye la concentración de una de las sustancias que intervienen en el equilibrio, el sistema evoluciona desplazándose en el sentido de la formación de esa sustancia.

Aplicación del principio de Le Chatelier: 0,3 puntos.

En este caso, el equilibrio se desplazará hacia la derecha para compensar la disminución de concentración de SO_3 , que se produce al retirarlo, y el porcentaje de conversión aumentará.

3. (1,5 puntos) Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Qué tipo de enlace presenta cada una de estas dos sustancias: yodo y cloruro de calcio? (0,6 puntos)
- b) ¿Qué tipo de enlace o fuerza intermolecular se tiene que romper al fundir cloruro de calcio? ¿y al sublimar yodo? (0,4 puntos)
- c) ¿Alguna de ellas conducirá la corriente eléctrica en estado sólido? ¿y en estado líquido? (0,5 puntos)

Respuesta:

a) 0,3 puntos para cada una de las sustancias

El calcio es un metal alcalinotérreo de la izquierda de la tabla periódica y con electronegatividad baja y el cloro es un elemento no metálico de la derecha de la tabla periódica y con electronegatividad elevada, por lo tanto el CaCl_2 presenta un enlace iónico que se produce por atracción electrostática entre iones Ca^{+2} y Cl^- formados por la transferencia de dos electrones de cada átomo de calcio a dos átomos de cloro.

El yodo es una sustancia molecular con enlace covalente entre los dos átomos de yodo que forman la molécula que está formada por átomos iguales y, por lo tanto, con la misma electronegatividad.

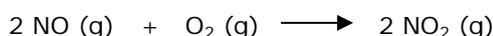
- b) Al fundir cloruro de calcio el enlace se tiene que romper el enlace iónico que es el único que posee. **0,2 puntos.**

Al sublimar yodo, es decir al pasar el yodo de estado sólido a estado gaseoso, como se trata de un sólido molecular se romperán las fuerzas de London que son las únicas fuerzas intermoleculares que posee. **0,2 puntos.**

- c) Ninguna de las dos sustancias conduce la corriente eléctrica en estado sólido: el cloruro de calcio no conduce la corriente eléctrica en estado sólido ya que los iones están localizados en la red iónica. El yodo con enlace covalente entre los dos átomos de la molécula tiene los electrones localizados y no conduce la corriente eléctrica en ningún estado de agregación. **0,3 puntos.**

El cloruro de calcio sí conduce la corriente eléctrica cuando está fundido ya que la red iónica se rompe y hay iones libres que pueden conducir la corriente eléctrica. **0,2 puntos.**

4. (2,5 puntos) El monóxido de nitrógeno reacciona con oxígeno molecular para dar lugar a dióxido de nitrógeno, de acuerdo con la siguiente reacción:



- a) Calcule la entalpía estándar de dicha reacción. (0,8 puntos)
- b) Sabiendo que la variación de entropía de esta reacción es $\Delta S^\circ = -146,4 \text{ J K}^{-1}$, calcule en qué rango de temperaturas podrá ser espontánea la reacción. (0,9 puntos)
- c) Si en la oxidación de cierta cantidad de monóxido de nitrógeno se han desprendido 0,57 KJ, calcule el número de moles de monóxido de nitrógeno que han reaccionado. (0,8 puntos)

Datos: $\Delta H^\circ_f (\text{NO}) = 90,25 \text{ KJ mol}^{-1}$, $\Delta H^\circ_f (\text{NO}_2) = 33,18 \text{ KJ mol}^{-1}$.

Respuesta:

- a) **0,8 puntos.**

$\Delta H^\circ_{\text{reacción}} = 2 \text{ moles de NO}_2 \times \Delta H^\circ_f (\text{NO}_2) - 2 \text{ moles de NO} \times \Delta H^\circ_f (\text{NO}) - 1 \text{ mol de O}_2 \times \Delta H^\circ_f (\text{O}_2) = 66,36 \text{ KJ} - 180,5 \text{ KJ} - 0 = -114,14 \text{ KJ}$ para la reacción como está escrita, es decir por cada dos moles de NO_2 formados.

$\Delta H^\circ_f (\text{O}_2) = 0$ ya que la entalpía estándar de formación de los elementos en su forma más estable en condiciones estándar es cero.

- b) **Criterio de espontaneidad: 0,4 puntos.**

Para que una reacción sea espontánea la variación de la energía libre de Gibbs debe de ser negativa.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0.$$

Cálculo de rango de temperatura: 0,5 puntos.

$$\begin{aligned} \Delta S &= -146,4 \text{ JK}^{-1} = -0,1464 \text{ KJ K}^{-1}; \Delta G = -114,14 \text{ KJ} - T \cdot (-0,1464 \text{ KJ K}^{-1}) = \\ &= -114,14 \text{ KJ} + T \cdot 0,1464 \text{ KJ K}^{-1} < 0; T \cdot 0,1464 \text{ KJ K}^{-1} < 114,14 \text{ KJ}; T < 114,14 / 0,1464 \text{ K}^{-1} < 779,6 \text{ K}. \end{aligned}$$

La reacción es espontánea por debajo de 779,6 K.

- c) **Cálculo del número de moles de NO que han reaccionado: 0,8 puntos.**

$\Delta H^\circ_{\text{reacción}} = -114,14 \text{ KJ} / 2 \text{ moles de NO}; -0,57 \text{ KJ} \times 2 \text{ moles de NO} / -114,14 \text{ KJ} = 0,01 \text{ moles de NO}$ que han reaccionado al desprenderse 0,57KJ.

5. (2,5 puntos) La reacción de permanganato de potasio con yoduro de potasio en presencia de ácido sulfúrico conduce a la formación de sulfato de manganeso (II), sulfato de potasio, yodo y agua.

- a) Escriba la ecuación química molecular ajustada, indicando qué especie es la oxidante y cuál la reductora.

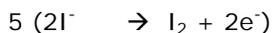
(1 punto)

- b) ¿Qué cantidad de yodo se puede obtener cuando se añaden 80 g de yoduro de potasio de una riqueza del 84% a 60 mL de una disolución de permanganato de potasio 1,2 M, en presencia de ácido sulfúrico? (1,5 puntos)

Masas atómicas: O = 16,0; S = 32,0; K = 39,1; Mn = 55,0; I = 127,0.

Respuesta

a) Ajuste de la ecuación: 0,8 puntos.



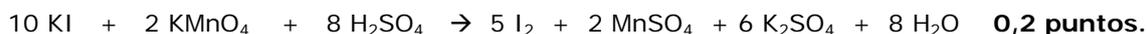
0,2 puntos.



0,2 puntos



Ecuación molecular:



Especie oxidante y reductora: 0,2 puntos.

MnO_4^- : especie oxidante: se reduce y gana electrones.

I^- : especie reductora: se oxida y pierde electrones.

b) Cálculo del nº de moles de KI: 0,3 puntos.

$M(\text{KI}) = 39,1 + 127,0 = 166,1\text{g}$ de KI/mol.

80g de muestra $\times 84\text{g}$ de KI / 100g de muestra $\times 1\text{mol}$ de KI / $166,1\text{g}$ de KI = $0,405$ moles.

Cálculo del número de moles de KMnO_4 : 0,3 puntos.

$0,060\text{ mL}$ de disolución $\times 1,2$ moles de KMnO_4/L de disolución = $0,072$ moles de KMnO_4 .

Cálculo del reactivo limitante: 0,6 puntos.

$0,405$ moles de KI $\times 2$ moles de KMnO_4 / 10 moles de KI = $0,081$ moles de KMnO_4 se necesitan; sólo se dispone de $0,072$, por lo tanto no hay suficiente para que reaccione con todo el KI y el KMnO_4 es el reactivo limitante.

Cantidad de yodo que se obtiene: 0,3 puntos.

Masa Molar de $\text{I}_2 = 127 \times 2 = 254\text{g}$ /mol de I_2 .

Se trabaja con el reactivo limitante: $0,072$ moles de $\text{KMnO}_4 \times 5$ moles de I_2 / 2 moles de $\text{KMnO}_4 \times 254\text{g}$ de I_2 / mol de $\text{I}_2 = 45,72\text{g}$ de I_2 .

OPCIÓN B.

1. (1,5 puntos) Dados los siguientes metales: cinc, mercurio y níquel, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones, considerando condiciones estándar en todos los casos:

a) Ordene dichos metales de mayor a menor poder reductor. (0,7 puntos)

b) De estos metales ¿cuál o cuáles podrán reducir el ion Pb^{2+} a Pb ? (0,8 puntos)

Datos: $\epsilon^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{V}$; $\epsilon^0(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) = +0,85\text{V}$; $\epsilon^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25\text{V}$ y $\epsilon^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13\text{V}$.

Respuesta:

a) El poder reductor de una especie, es decir su capacidad de reducir a otra especie oxidándose, es mayor cuanto más negativo sea su potencial de reducción. **0,3 puntos.**

En este caso, los potenciales de reducción de los correspondientes semisistemas siguen el orden siguiente: $\epsilon^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) < \epsilon^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) < \epsilon^0(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg})$ y por lo tanto, el orden del poder reductor de estos metales será: $\text{Zn} > \text{Ni} > \text{Hg}$. **0,4 puntos.**

b) $\text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Pb}$ el ion plomo(II) podrá ser reducido por aquellos metales que sean más reductores, es decir que tengan un potencial de reducción más negativo: **0,3 puntos.**

El cinc y el níquel son los metales que cumplen este requisito, de modo que $\Delta\epsilon = \epsilon_{\text{oxidante}} - \epsilon_{\text{reductor}} = \epsilon^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) - \epsilon^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,13 - (-0,76) = 0,63 > 0$ y $\Delta G = -nF\Delta\epsilon < 0$: reacción espontánea; del mismo modo: $\epsilon^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) - \epsilon^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,13 - (-0,25) = 0,12 > 0$. **0,5 puntos.**

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

- a) Escriba la configuración electrónica del alcalinotérreo del 5º periodo e indique de qué elemento se trata. (0,5 puntos)
- b) Escriba la configuración electrónica del ion más estable que forma dicho elemento. (0,5 puntos)
- c) Escriba la fórmula del compuesto que formará dicho elemento con el segundo elemento del grupo de los halógenos, indique qué tipo de enlace presentará dicho compuesto y qué estado de agregación tendrá a temperatura ambiente. (1 punto)

Respuesta:

a) Configuración electrónica de la última capa de los alcalinotérreos: ns^2 , por lo tanto: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$. **0,3 puntos.**

Se trata del estroncio. **0,2 puntos.**

b) Los elementos de este grupo pierden dos electrones para alcanzar la configuración del gas noble anterior, dando lugar a cationes dipositivos: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$. **0,5 puntos.**

c) El segundo elemento del grupo de los halógenos es el cloro: Cl. **0,2 puntos.**

El compuesto que se formará será $SrCl_2$ ya que el cloro actúa con valencia uno y el estroncio con valencia dos. **0,2 puntos.**

El estroncio es un metal alcalinotérreo de la izquierda de la tabla periódica y con electronegatividad baja y el cloro es un elemento no metálico de la derecha de la tabla periódica y con electronegatividad elevada, por lo tanto el $SrCl_2$ presenta un enlace iónico que se produce por atracción electrostática entre iones Sr^{+2} y Cl^- formados por la transferencia de dos electrones de cada átomo de estroncio a dos átomos de cloro. **0,4 puntos.**

A temperatura ambiente se tratará de un sólido, lo que es característico de los compuestos iónicos, que forman una red tridimensional con enlaces fuertes entre los iones que los forman, en este caso Sr^{2+} y Cl^- . **0,2 puntos.**

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

- a) La presencia de un catalizador afecta a la energía de activación de una reacción química, pero no a la constante de equilibrio. (0,7 puntos)
- b) Una reacción endotérmica en la que se produce un aumento de orden no puede ser nunca espontánea. (0,8 puntos)

Respuesta:

a) **Primera parte de la frase: 0,3 puntos.**

La primera parte de la frase es correcta ya que un catalizador es una sustancia que proporciona un mecanismo de reacción alternativo para la reacción, que modifica su energía de activación y, por lo tanto modifica la velocidad de la reacción.

Segunda parte de la frase: 0,4 puntos.

La segunda parte de la frase también es cierta, ya que el catalizador influye tanto sobre la velocidad de la reacción directa como la inversa en un equilibrio, de modo que el equilibrio y su constante no se ven afectados, sólo la velocidad con la que se alcanza.

b) Si una reacción es endotérmica $\Delta H > 0$. **0,2 puntos.**

En una reacción en la que se produce un aumento de orden $\Delta S < 0$. **0,2 puntos.**

Para que una reacción sea espontánea $\Delta G = \Delta H - T \Delta S < 0$. Esta condición no se puede cumplir para ninguna temperatura si el primer término es positivo y el segundo, con un signo negativo delante, es negativo. La frase es correcta. **0,4 puntos.**

4. (2,5 puntos)

- a) Escriba la ecuación química ajustada y la expresión de la constante de solubilidad correspondiente al equilibrio de solubilidad del sulfato de plata. (0,5 puntos)
- b) 100 mL de una disolución de sulfato de sodio 0,2 M se mezclan con 100 mL de una disolución 0,8 M de nitrato de plata. Considerando los volúmenes aditivos ¿cuáles serían las concentraciones de los iones sulfato y de los iones plata en la nueva disolución? (1 punto)
- c) ¿Precipitará el sulfato de plata? (1 punto)

Kps del sulfato de plata = $1,6 \cdot 10^{-5}$

Respuesta:

a) **Equilibrio de solubilidad: 0,2 puntos.**



Constante del equilibrio de solubilidad: 0,3 puntos.

$$K_{ps} (\text{Ag}_2\text{SO}_4) = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

b) **Concentración de iones sulfato: 0,5 puntos.**

Volumen total de la mezcla = 100mL + 100mL = 200mL = 0,2 L.

Número de moles Na_2SO_4 = 0,1 L de disolución x 0,2 moles de Na_2SO_4 /L de disolución = 0,02 moles.

$$[\text{SO}_4^{2-}] = [\text{Na}_2\text{SO}_4] = 0,02 \text{ moles} / 0,2\text{L} = 0,1 \text{ molar.}$$

Concentración de iones plata : 0,5 puntos.

Número de moles AgNO_3 = 0,1 L de disolución x 0,8 moles de AgNO_3 /L de disolución = 0,08 moles

$$[\text{Ag}^+] = [\text{AgNO}_3] = 0,08 \text{ moles} / 0,2 \text{ L} = 0,4 \text{ molar.}$$

- c) **1 punto.** Para que precipite el sulfato de plata es necesario que $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] > K_{ps}$;
 $(0,4)^2 \times 0,1 = 0,16 > 1,6 \cdot 10^{-5} \rightarrow$ Sí que precipitará.

5. (2,5 puntos) Una disolución de ácido acético (etanoico) 10^{-1} molar está disociada en 1,34%.

- a) Calcule la constante de acidez del ácido acético y el pH de la disolución anterior. (1 punto)
- b) Explique cómo se modifica el equilibrio de disociación de este ácido al añadir una disolución de acetato de sodio. (0,3 puntos)
- c) Calcule el pH resultante si a 200 mL de la disolución de ácido acético se le añaden 0,06 moles de acetato de sodio, considerando que no se modifica el volumen de la disolución. (1,2 puntos)

Respuesta

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



$$\% \text{ de disociación} = 1,34 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0} \times 100 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{10^{-1}} \times 100;$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (10^{-1} \times 1,34) / 100 = 1,34 \cdot 10^{-3}.$$

Cálculo del pH: 0,2 puntos.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,34 \cdot 10^{-3} = 2,87.$$

Cálculo de la constante de acidez: 0,4 puntos.

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}.$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,34 \cdot 10^{-3}; [\text{CH}_3\text{COOH}] = 10^{-1} - 1,34 \cdot 10^{-3} = 9,87 \cdot 10^{-2}.$$

$$K_a = \frac{(1,34 \cdot 10^{-3})^2}{9,87 \cdot 10^{-2}} = 1,8 \cdot 10^{-5}.$$

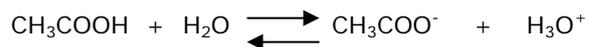
b) **0,3 puntos.**

El acetato de sodio es una sal que se disocia en iones acetato e iones sodio. Al añadir acetato de sodio, al equilibrio anterior, aumenta la concentración de iones acetato y por lo tanto el equilibrio se desplaza hacia la izquierda disminuyendo la concentración de iones hidronio y aumentando el pH.

c) **Cálculo de la concentración de acetato de sodio: 0,3 puntos.**

$$0,06 \text{ moles de acetato de sodio} / 0,2 \text{ L de disolución} = 0,3 \text{ M}$$

Planteamiento del equilibrio y cálculo de $[H_3O^+]$: 0,7 puntos.



$C_{\text{acético}}$

C_{acetato}

$C_{\text{acético}} - x$

$C_{\text{acetato}} + x \quad x$

0,1-x

0,3 + x x

$$K_a = [CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+] / [CH_3COOH] = (0,3 + x) \cdot x / (0,1 - x) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Como K_a es muy pequeña y su relación con las concentraciones $< 10^{-4}$; x se puede despreciar y $1,8 \cdot 10^{-5} = 0,3x / 0,1 \rightarrow x = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 / 0,3 = 0,6 \cdot 10^{-5}$.

Cálculo de pH: 0,2 puntos.

$pH = -\log 0,6 \cdot 10^{-5} = 5,2$ y efectivamente el pH ha aumentado.