



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.

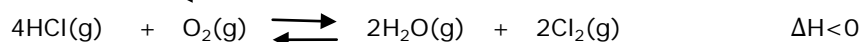
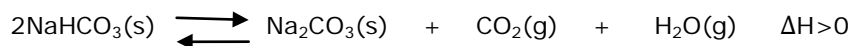
OPCIÓN A

1. Los valores de los potenciales de reducción de los siguientes semisistemas aumentan en el sentido $\varepsilon^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) < \varepsilon^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) < \varepsilon^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag})$. Explique razonadamente si las siguientes afirmaciones son ciertas:

a) La reacción $2\text{Ag} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Ag}^+ + \text{Fe}$ es espontánea. (0,7 puntos)

b) El cinc es más reductor que el hierro y por lo tanto puede ser oxidado por el ion Fe^{2+} . (0,8 puntos)

2. a) Escriba K_c para los siguientes equilibrios: (0,4 puntos)



b) Indique justificadamente en cuál o cuáles de ellos se produce un desplazamiento del equilibrio hacia la derecha mediante un aumento de temperatura. (0,5 puntos)

c) Explique cómo influiría un aumento de la presión en la posición de estos dos equilibrios. (0,6 puntos)

3. a) Ordene razonadamente de mayor a menor la electronegatividad de los siguientes elementos: carbono, flúor y magnesio. (0,8 puntos)

b) Formule los compuestos binarios que puede formar el flúor con cada uno de los otros dos elementos y explique el tipo de enlace que existirá entre ellos en cada uno de dichos compuestos. (0,8 puntos)

c) Ordene de mayor a menor las temperaturas de fusión de los dos compuestos formulados, justificando su respuesta. (0,4 puntos)

4. a) Escriba la reacción de acetileno (etino) con hidrógeno para dar etano. (0,3 puntos)

b) Calcule la variación de entalpía de esta reacción en condiciones estándar, sabiendo que las entalpías estándar de combustión del acetileno y del etano son respectivamente $-1301,1 \text{ kJ mol}^{-1}$ y $-1560 \text{ kJ mol}^{-1}$ y la entalpía de formación del agua líquida es $-285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$. (1,7 puntos)

c) ¿Cuánta energía se pondrá en juego cuando se hacen reaccionar 10 gramos de hidrógeno con 2 moles de acetileno en condiciones estándar? (0,5 puntos)

5. Se mezclan 60 mL de una disolución de amoníaco 2 M y 8 mL de una disolución de ácido clorhídrico del 25% en masa y densidad $1,12 \text{ g mL}^{-1}$.

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

b) Escriba la reacción de neutralización de ácido clorhídrico y amoníaco. (0,3 puntos)

c) Deduzca si se alcanzará el punto de equivalencia en la reacción anterior. (1,2 puntos)

K_b del amoníaco = $1,8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: Cl = 35,5

OPCIÓN B

1. Conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

- Escriba la configuración electrónica, en su estado fundamental, del elemento de $Z=27$. ¿Cuántos electrones desapareados tiene? ¿De qué tipo de elemento se trata? (1 punto)
- Dibuje las moléculas de etileno (eteno) y etano, indicando el tipo de hibridación de los átomos de carbono en cada uno de ellos. Justifique por qué la energía del enlace carbono-carbono es mayor (612 KJ mol^{-1}) en el etileno (eteno) que en el etano (348 KJ mol^{-1}). (1 punto)

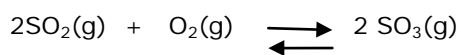
2. Dadas las siguientes reacciones: explique razonadamente cuáles corresponden a procesos redox, indicando qué especie se oxida, cuál se reduce, cuál es la especie oxidante y cuál la reductora. (1,5 puntos)

- $4 \text{ KIO}_3 + 10 \text{ KHSO}_3 \rightarrow 2 \text{ I}_2 + 7 \text{ K}_2\text{SO}_4 + 3 \text{ H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ H}_2\text{O}$.
- $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

3. Se dispone de disoluciones acuosas de la misma concentración de los ácidos hipocloroso y cloroso, cuyas constantes de acidez son respectivamente $3,0 \cdot 10^{-8}$ y 10^{-2} . Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones, escribiendo los equilibrios correspondientes:

- ¿Cuál es el ácido más débil? (0,5 puntos)
- ¿Cuál es el ácido cuya disolución tiene el pH más bajo? (0,5 puntos)
- ¿Qué sales serán más básicas los cloritos o los hipocloritos? (0,5 puntos)

4. En un recipiente de 2 Litros se introducen 0,4 moles de dióxido de azufre y 0,4 moles de oxígeno; la mezcla se calienta a 700°C , estableciéndose el siguiente equilibrio:



Una vez alcanzado el equilibrio el número total de moles que hay en la mezcla es de 0,63.

- Calcule el valor de K_c y K_p . (2,5 puntos)

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

5. Se preparan 200 mL de una disolución saturada de hidróxido de calcio, disolviendo cierta cantidad de este compuesto en agua.

- Escriba el equilibrio de solubilidad del hidróxido de calcio. (0,3 puntos)
- Calcule el producto de solubilidad del hidróxido de calcio a 25°C , sabiendo que la concentración de iones calcio en la disolución saturada a esta temperatura es 0,011M. (1,2 puntos)
- Calcule el pH de dicha disolución. (0,5 puntos)
- Calcule la masa de hidróxido de calcio que se ha disuelto para preparar la disolución. (0,5 puntos)

Masas atómicas: $\text{O} = 16,0$; $\text{Ca} = 40,0$

Las puntuaciones máximas figuran en los apartados de cada pregunta, y solo se podrán alcanzar en el caso de que la solución sea correcta y, sobre todo, que 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 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. Los valores de los potenciales de reducción de los siguientes semisistemas aumentan en el sentido $\varepsilon^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) < \varepsilon^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) < \varepsilon^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag})$. Explique razonadamente si las siguientes afirmaciones son ciertas:

a) La reacción $2\text{Ag} + \text{Fe}^{+2} \rightarrow 2\text{Ag}^{+} + \text{Fe}$ es espontánea. (0,7 puntos)

b) El cinc es más reductor que el hierro y por lo tanto puede ser oxidado por el ion Fe^{2+} . (0,8 puntos)

Respuesta

a) Cuanto mayor es el potencial de reducción de un semisistema, éste es más oxidante. Como $\varepsilon^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) > \varepsilon^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})$ el ion plata es más oxidante que el hierro.

Para que la reacción $2\text{Ag} + \text{Fe}^{+2} \rightarrow 2\text{Ag}^{+} + \text{Fe}$ sea espontánea es necesario que $\Delta G < 0$ y como $\Delta G = -nF\Delta\varepsilon$ necesariamente $\Delta\varepsilon$ tiene que ser > 0 .

Para la reacción anterior:

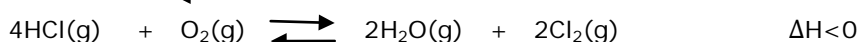
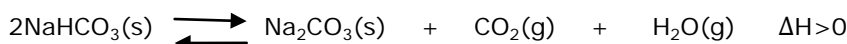
$\Delta\varepsilon = \varepsilon^{\circ}(\text{oxidante}) - \varepsilon^{\circ}(\text{reductor}) = \varepsilon^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) - \varepsilon^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) < 0$. La reacción no se produce y la afirmación es falsa. **0,7 puntos.**

b) Cuanto menor es el potencial de un semisistema éste es más reductor. El potencial de reducción del cinc es inferior al del hierro por lo tanto el cinc es más reductor que el hierro. **0,4 puntos**

$\text{Fe}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Fe} + \text{Zn}^{2+}$ $\Delta\varepsilon = \varepsilon^{\circ}(\text{oxidante}) - \varepsilon^{\circ}(\text{reductor}) = \varepsilon^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) - \varepsilon^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) > 0$.

Esa reacción se produce y la afirmación es cierta. **0,4 puntos**

2. a) Escriba K_c para los siguientes equilibrios: (0,4 puntos)



b) Indique justificadamente en cuál o cuáles de ellos se produce un desplazamiento del equilibrio hacia la derecha mediante un aumento de temperatura. (0,5 puntos)

c) Explique cómo influiría un aumento de la presión en la posición de estos dos equilibrios. (0,6 puntos)

Respuesta

- a) Primer equilibrio: las sustancias sólidas no aparecen en la constante de equilibrio, sólo las gaseosas o las que se encuentran en disolución por lo tanto: $K_c = [\text{CO}_2] [\text{H}_2\text{O}]$. **0,2 puntos**
Segundo equilibrio: $K_c = [\text{H}_2\text{O}]^2 [\text{Cl}_2]^2 / [\text{HCl}]^4 [\text{O}_2]$. **0,2 puntos**
- b) Según el principio de Le Chatelier al aumentar la temperatura en un equilibrio químico éste se desplaza en el sentido en el que se absorbe calor para contrarrestar dicho efecto. **0,1 punto**
Por lo tanto, en la primera reacción que es endotérmica hacia la derecha, el equilibrio se desplazará hacia la derecha al aumentar la temperatura. **0,2 puntos**
Para el segundo equilibrio la reacción es exotérmica hacia la derecha y el aumento de temperatura producirá un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda. **0,2 puntos**
- c) Según el principio de Le Chatelier al aumentar la presión en un equilibrio, éste se desplaza en el sentido en el que disminuye el número de moles gaseosos. **0,2 puntos**
Para el primer equilibrio, hay un aumento en el número de moles gaseosos hacia la derecha y por lo tanto el aumento de presión producirá un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda. **0,2 puntos**
En el segundo equilibrio se produce una disminución del número de moles gaseosos de 5 a 4 moles hacia la derecha y por lo tanto un aumento de presión producirá el desplazamiento del equilibrio hacia la derecha. **0,2 puntos**

3. a) Ordene razonadamente de mayor a menor la electronegatividad de los siguientes elementos: carbono, flúor y magnesio. *(0,8 puntos)*
- b) Formule los compuestos binarios que puede formar el flúor con cada uno de los otros dos elementos y explique el tipo de enlace que existirá entre ellos en cada uno de dichos compuestos. *(0,8 puntos)*
- c) Ordene de mayor a menor las temperaturas de fusión de los dos compuestos formulados, justificando su respuesta. *(0,4 puntos)*

Respuesta

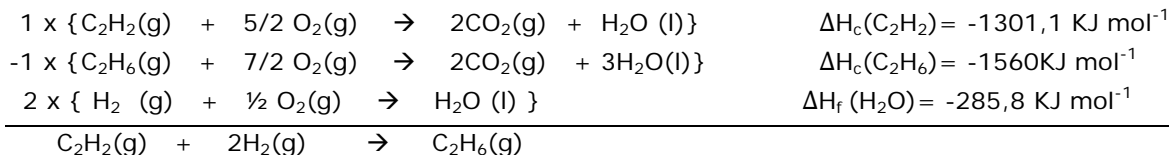
- a) La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un periodo y de abajo a arriba de un grupo. **0,2 puntos**
El carbono y el flúor se encuentran ambos en el segundo periodo y el carbono (grupo 14) está a la izquierda del flúor (grupo 17) por lo tanto el flúor será más electronegativo. **0,3 puntos**
El magnesio se encuentra en el tercer periodo, en el grupo 2 más abajo y a la izquierda de los anteriores, por lo tanto será menos electronegativo que los anteriores quedando el orden de electronegatividades: $F > C > \text{Mg}$. **0,3 puntos**
- b) El flúor formará con el carbono: CF_4 . **0,2 puntos**
Al ser dos elementos no metálicos, de la derecha de la tabla periódica y con una diferencia de electronegatividad por lo tanto no muy elevada: el enlace entre el carbono y el flúor será covalente. **0,2 puntos**
El flúor formará con el magnesio MgF_2 . **0,2 puntos**
Este compuesto será iónico ya que se forma entre un metal de la izquierda de la tabla periódica y un no metal de la derecha de la tabla periódica con una diferencia de electronegatividad elevada. **0,2 puntos**
- c) El fluoruro de magnesio tendrá una temperatura de fusión más elevada que el tetrafluoruro de carbono ya que, al ser un compuesto iónico, forma una red tridimensional con enlaces fuertes entre los iones que la forman. **0,2 puntos**
Mientras que el tetrafluoruro de carbono es un compuesto molecular y la temperatura de fusión depende de las interacción intermoleculares: fuerzas de London que son débiles. **0,2 puntos**

4. a) Escriba la reacción de acetileno (etino) con hidrógeno para dar etano. (0,3 puntos)
 b) Calcule la variación de entalpía de esta reacción en condiciones estándar, sabiendo que las entalpías estándar de combustión del acetileno y del etano son respectivamente $-1301,1 \text{ KJ mol}^{-1}$ y $-1560 \text{ KJ mol}^{-1}$ y la entalpía de formación del agua líquida es $-285,8 \text{ KJ mol}^{-1}$. (1,7 puntos)
 c) ¿Cuánta energía se pondrá en juego cuando se hacen reaccionar 10 gramos de hidrógeno con 2 moles de acetileno en condiciones estándar? (0,5 puntos)

Respuesta

a) $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$. 0,3 puntos

b) Planteamiento de las ecuaciones: 1 punto



Aplicación de la ley de Hess: 0,7 puntos

$$1 \Delta H_c(\text{C}_2\text{H}_2) - \Delta H_c(\text{C}_2\text{H}_6) + 2 \Delta H_f(\text{H}_2\text{O}) = -1301,1 - (-1560) + 2(-285,8) = -312,6 \text{ KJ mol}^{-1}$$

c) Cálculo del reactivo limitante: 0,3 puntos

Nº de moles de hidrógeno que reaccionan con 2 moles de acetileno:

2 moles de $\text{C}_2\text{H}_2 \times 2$ moles de H_2/mol de $\text{C}_2\text{H}_2 = 4$ moles de H_2 se necesitan

nº de moles de hidrógeno que tenemos: 10 gramos de $\text{H}_2 \times 1 \text{ mol de H}_2 / 2 \text{ gramos de H}_2 = 5$ moles de H_2 .

Como sólo necesitamos 4 moles de $\text{H}_2 \rightarrow$ el reactivo limitante es el acetileno.

Reaccionan 2 moles de acetileno. Por lo tanto:

$$2 \text{ moles de C}_2\text{H}_2 \times (-312,6 \text{ KJ/mol de C}_2\text{H}_2) = -625,2 \text{ KJ}$$

Se desprenden 625,2 KJ 0,2 puntos

Es imprescindible el cálculo del reactivo limitante para contabilizar este apartado

5. Se mezclan 60 mL de una disolución de amoníaco 2 M y 8 mL de una disolución de ácido clorhídrico del 25% en masa y densidad $1,12 \text{ g mL}^{-1}$.

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

b) Escriba la reacción de neutralización de ácido clorhídrico y amoníaco. (0,3 puntos)

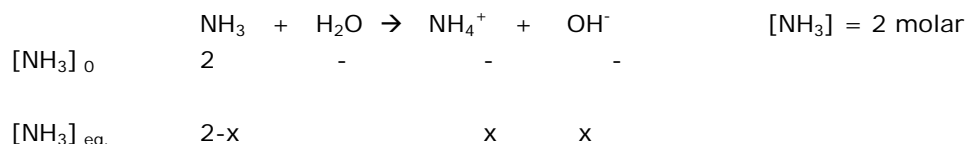
c) Deduzca si se alcanzará el punto de equivalencia en la reacción anterior. (1,2 puntos)

K_b del amoníaco = $1,8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: Cl = 35,5

Respuesta

a) Tienen que escribir el equilibrio.

Planteamiento del equilibrio: 0,2 puntos



Aplicación de la constante: 0,2 puntos

$$K_b = [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]/[\text{NH}_3] = x^2/2-x = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Como la constante es muy pequeña y el equilibrio está muy poco desplazado hacia la derecha x será muy pequeño respecto a 2 y se podrá despreciar: $2/1,8 \cdot 10^{-5} > 10^4$

Explicación de por qué se desprecia x: 0,1 punto

Cálculo de pH: 0,5 puntos

$$1,8 \cdot 10^{-5} = x^2/2; \quad x^2 = 2 \times 1,8 \cdot 10^{-5}; \quad x = 6 \cdot 10^{-3} \rightarrow [\text{OH}^-] = 6 \cdot 10^{-3} \text{ y } \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 2,2$$

$$\text{Como } \text{pH} + \text{POH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 14 - 2,22 = 11,8$$

b) $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ **0,3 puntos**

c) **Cálculo del número de moles de amoníaco: 0,3 puntos**

$60 \cdot 10^{-3} \text{ L de disolución} \times 2 \text{ moles de NH}_3/\text{L de disolución} = 0,12 \text{ moles de amoníaco.}$

Cálculo del número de moles de HCl: 0,5 puntos

Número de moles de HCl = $8 \text{ mL de disolución} \times 1,12 \text{ g de disolución / mL de disolución} \times 25 \text{ g de HCl} / 100 \text{ g de disolución} \times 1 \text{ mol de HCl} / 36,5 \text{ g de HCl} = 0,06 \text{ moles de HCl.}$

Masa atómica de HCl = $1 + 35,5 = 36,5$

Comprobar si se alcanza el punto de equivalencia: 0,4 puntos

Para alcanzar el punto de equivalencia n° de moles de $\text{NH}_3 = n^\circ$ de moles de HCl. Como en este caso el número de moles de $\text{NH}_3 > n^\circ$ de moles de HCl. No se habrá alcanzado el punto de equivalencia y faltará HCl para ello. Tendremos una mezcla de cloruro de amonio y amoníaco.

OPCIÓN B

1. Conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

a) Escriba la configuración electrónica, en su estado fundamental, del elemento de $Z=27$. ¿Cuántos electrones desapareados tiene? ¿De qué tipo de elemento se trata? (1 punto)

b) Dibuje las moléculas de etileno (eteno) y etano, indicando el tipo de hibridación de los átomos de carbono en cada uno de ellos. Justifique por qué la energía del enlace carbono-carbono es mayor (612 KJ mol^{-1}) en el etileno (eteno) que en el etano (348 KJ mol^{-1}). (1 punto)

Respuesta

a) La configuración electrónica del elemento de $Z=27$ es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$. **0,3 puntos**

Tiene 7 electrones en los 5 orbitales d. Aplicando el principio de máxima multiplicidad de Hund los 5 orbitales se semioocupan todos primero, por lo tanto tiene 3 electrones desapareados.

0,4 puntos

Se trata de un elemento de transición o del "bloque d" ya que ese es el tipo de orbital que ocupa el último electrón. **0,3 puntos**

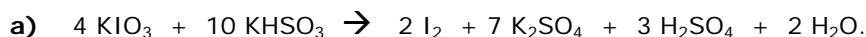
b) **Dibujo de las moléculas: 0,4 puntos**

Eteno: hibridación sp^2 . Corresponde a geometría plano trigonal y el orbital p perpendicular al plano, está semiocupado y es el que por solapamiento π da lugar al doble enlace.

Etano: hibridación sp^3 . Corresponde a geometría tetraédrica. Los cuatro orbitales equivalentes están dirigidos hacia los vértices de un tetraedro regular. **0,4 puntos**

En el etano hay un enlace carbono-carbono sencillo, mientras que en el eteno hay un enlace doble y en consecuencia la energía de enlace en éste último es superior ya que un enlace doble tiene una energía de enlace mayor a uno sencillo. **0,2 puntos**

2. Dadas las siguientes reacciones: explique razonadamente cuáles corresponden a procesos redox, indicando qué especie se oxida, cuál se reduce, cuál es la especie oxidante y cuál la reductora. (1,5 puntos)



Respuesta

a) En esta reacción sí se produce una reacción redox ya que cambia el número de oxidación del yodo que pasa de +5 en el KIO_3 a 0 en el I_2 y el del azufre que pasa de +4 en el KHSO_3 a +6 en el K_2SO_4 y en el H_2SO_4 . **0,4 puntos**

La especie que se oxida es HSO_3^- que pasa a SO_4^{2-} aumentando su número de oxidación de +4 a +6. **0,2 puntos**

La especie que se reduce es IO_3^- que pasa a I_2 disminuyendo su número de oxidación de +5 a 0. **0,2 puntos**

La especie oxidante es el ion iodato que oxida al hidrogenosulfato y la especie reductora es el ion hidrogenosulfato que reduce al yodato. **0,3 puntos**

b) No se produce reacción redox ya que no hay cambios en el número de oxidación de ninguna especie. C: +4, Ca: +2; O: -2 y H: +1. **0,4 puntos**

3. Se dispone de disoluciones acuosas de la misma concentración de los ácidos hipocloroso y cloroso, cuyas constantes de acidez son respectivamente $3,0 \cdot 10^{-8}$ y 10^{-2} . Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones, escribiendo los equilibrios correspondientes:

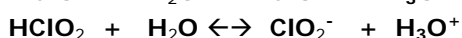
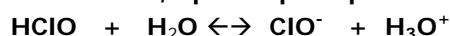
a) ¿Cuál es el ácido más débil? (0,5 puntos)

b) ¿Cuál es el ácido cuya disolución tiene el pH más bajo? (0,5 puntos)

c) ¿Qué sales serán más básicas los cloritos o los hipocloritos? (0,5 puntos)

Respuesta

Reacciones : 0,2 puntos (como el equilibrio hace falta para los dos apartados se les contabiliza 0,1 punto por apartado).



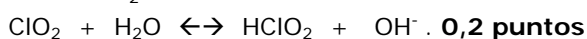
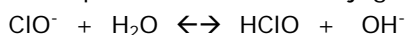
a) Un ácido es tanto más fuerte cuanto más desplazado hacia la derecha se encuentra el equilibrio de disociación y por lo tanto mayor es su constante de acidez.

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

En este caso, el ácido más fuerte será el ácido cloroso con una constante de acidez de 10^{-2} superior a la del ácido hipocloroso con una constante de $3,0 \cdot 10^{-8}$. **0,4 puntos**

b) Un pH más bajo significa una mayor concentración de iones H^+ y, dado que las dos disoluciones tienen la misma concentración, esta concentración será mayor para el ácido que esté más disociado, es decir el que sea más fuerte que es el ácido cloroso. **0,4 puntos**

c) El comportamiento básico de los cloritos e hipocloritos procede del carácter débil de los correspondientes ácidos conjugados.

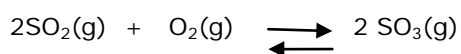


Cuánto más débil es un ácido más fuerte es su base conjugada, por lo tanto en este caso los hipocloritos que proceden del ácido más débil serán más básicos que los cloritos.

También se puede justificar basándose en el proceso de hidrólisis, el razonamiento es similar.

0,3 puntos

4. En un recipiente de 2 Litros se introducen 0,4 moles de dióxido de azufre y 0,4 moles de oxígeno; la mezcla se calienta a 700°C , estableciéndose el siguiente equilibrio:



Una vez alcanzado el equilibrio el número total de moles que hay en la mezcla es de 0,63.

a) Calcule el valor de K_c y K_p . (2,5 puntos)

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

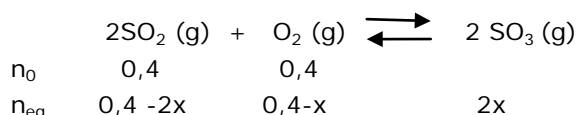
Respuesta

Número de moles que reaccionan de cada especie: 0,5 puntos

Moles de oxígeno que reaccionan = x .

Moles de dióxido de azufre que reaccionan = $2x$.

Moles de trióxido de azufre que se forman = $2x$.



planteamiento del equilibrio y cálculo de x : 0,5 puntos

Número de moles en el equilibrio: $= 0,4 - 2x + 0,4 - x + 2x = 0,8 - x = 0,63 \rightarrow x = 0,8 - 0,63 = 0,17$ moles.

Concentraciones en el equilibrio de cada especie: 0,3 puntos

$$[O_2] = (0,4 - 0,17) \text{ moles} / 2L = 0,23/2 = 0,115M$$

$$[SO_2] = (0,4 - 2 \cdot 0,17) \text{ moles} / 2L = 0,06/2 = 0,03M$$

$$[SO_3] = (2 \cdot 0,17) \text{ moles} / 2L = 0,34/2 = 0,17 M$$

Cálculo de Kc = $[SO_3]^2 / [SO_2]^2 [O_2] = 0,17^2 / 0,115 \cdot 0,03^2 = 279$. **0,7 puntos**

Cálculo de Kp = $Kc \cdot RT^{\Delta n} = 279 \cdot (0,082 \cdot 973)^{-1} = 3,5$. **0,5 puntos**

$$\Delta n = 2 - 3 = -1; T = (273 + 700) K = 973K.$$

5. Se preparan 200 mL de una disolución saturada de hidróxido de calcio, disolviendo cierta cantidad de este compuesto en agua.

a) Escriba el equilibrio de solubilidad del hidróxido de calcio. (0,3 puntos)

b) Calcule el producto de solubilidad del hidróxido de calcio a 25°C, sabiendo que la concentración de iones calcio en la disolución saturada a esta temperatura es 0,011M. (1,2 puntos)

c) Calcule el pH de dicha disolución. (0,5 puntos)

d) Calcule la masa de hidróxido de calcio que se ha disuelto para preparar la disolución. (0,5 puntos)

Masas atómicas: O = 16,0; Ca = 40,0

Respuesta

a) $Ca(OH)_2 (s) \leftrightarrow Ca^{2+} (ac) + 2 OH^- (ac)$. **0,3 puntos**

b) En la disolución saturada: $[Ca^{2+}] = 0,011M$ y en una disolución de hidróxido de calcio de acuerdo con el equilibrio de disolución $[OH^-] = 2 [Ca^{2+}]$, de modo que $[OH^-] = 2 \times 0,011M = 0,022M$

0,6 puntos

$$Kps = [OH^-]^2 [Ca^{2+}] = 0,022^2 \times 0,011 = 5,3 \cdot 10^{-6}$$
. **0,6 puntos**

c) $pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,022 = 1,66$. Como $pH + pOH = 14$; $pH = 14 - 1,65 = 12,34$. **0,5 puntos**

d) n° de moles de $Ca(OH)_2 = n^\circ$ de moles de $Ca^{2+} = [Ca^{2+}] \times \text{volumen de disolución} = 0,011m/L \times 200mL \times 1L/1000mL = 0,0022$ moles de $Ca^{2+} = 0,0022$ moles de $Ca(OH)_2$;

$$0,0022 \text{ moles de } Ca(OH)_2 \times 74g \text{ de } Ca(OH)_2 / \text{mol de } Ca(OH)_2 = 0,163 \text{ gramos de } Ca(OH)_2$$

$$M(Ca(OH)_2) = 40 + (16 + 1) \cdot 2 = 40 + 34 = 74 \text{ g/mol}$$
. **0,5 puntos**