



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

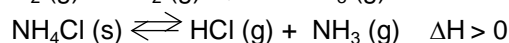
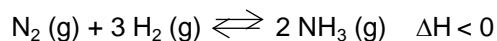
Elija una de las dos opciones propuestas, A o B. En cada pregunta se señala la puntuación máxima.

OPCIÓN A

1. (1,5 puntos) Para los elementos H, He, O, F y Ca:

- ¿Cuál es su estado de agregación a temperatura ambiente y presión atmosférica?. ¿Forman moléculas homonucleares?. (0,7 puntos)
- Escriba cuatro posibles compuestos entre ellos indicando el tipo de enlace que presentan y si alguno de ellos será polar. (0,8 puntos)

2. (2 puntos) Justifique para los siguientes equilibrios:



- Qué constante es mayor K_p o K_c . (0,6 puntos)
 - Qué equilibrio se desplazará hacia la formación de reactivos al aumentar el volumen. (0,7 puntos)
 - Cómo se verán afectados con un aumento de la temperatura a volumen constante. (0,7 puntos)
3. (1,5 puntos) A partir de los datos de los siguientes potenciales de reducción: $\varepsilon^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2) = 0,17 \text{ V}$:
- Justifique cuál de los siguientes ácidos: HNO_3 o H_2SO_4 será capaz de oxidar una barra de Cu metálico a Cu^{2+} a temperatura ambiente. (0,7 puntos)
 - Ajuste la ecuación iónica global anterior que sea espontánea, señalando el agente oxidante y el reductor. (0,8 puntos)

4. (2,5 puntos) Se adicionan 7,4 gramos de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ sobre 500 mL de una disolución acuosa de HClO 0,2 M, sin producir aumento de volumen.

- Calcule la concentración de todas las sustancias al producirse la reacción. Escriba la ecuación ajustada. (1,5 puntos)
- Calcule el pH de la disolución inicial de ácido hipocloroso 0,2 M. (1 punto)

Datos: Masas atómicas: Ca = 40; Cl = 35,5; O = 16, H = 1. $K_a(\text{HClO}) = 3 \cdot 10^{-8}$.

5. (2,5 puntos) El disulfuro de carbono líquido reacciona con O_2 desprendiendo dióxido de carbono y dióxido de azufre, ambos gaseosos.

- Escriba la ecuación de dicha reacción y calcule su entalpía estándar. (0,7 puntos)
- Calcule la cantidad de energía involucrada cuando 20 gramos de disulfuro de carbono reaccionan con 24 L de O_2 , medidos a 25°C y 740 mmHg. (1 punto)
- Calcule los moles de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ que podrán vaporizar con la energía del apartado b. (0,8 puntos)

Datos: $\Delta H^\circ_{\text{formación}}(\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1})$: disulfuro de carbono(l) = 86,3; dióxido de carbono(g) = -393,5; dióxido de azufre(g) = -296,1; $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ = -285,8; $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ = -241,9.

$R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Masas atómicas: C = 12; S = 32.

OPCIÓN B

1. (1,5 puntos) Sabiendo que $\text{Fe}(\text{OH})_3$ es un compuesto poco soluble:

- a) Escriba su correspondiente equilibrio de disolución y la expresión del producto de solubilidad. (0,5 puntos)
- b) Justifique si la disolución del mismo se favorecerá tras la adición de alguna de las siguientes sustancias: FeCl_3 , HCl . (1 punto)

Datos: $K_{ps}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1,1 \cdot 10^{-36}$.

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

- a) ¿Cuál de los siguientes procesos conduce a un aumento de la entropía: la condensación del vapor de agua o la combustión del etanol en fase gaseosa?. Escriba las ecuaciones correspondientes. (1 punto)
- b) ¿Cuál de las siguientes especies tiene la entalpía de formación estándar igual a 0: $\text{O}_2(\text{g})$, $\text{Fe}(\text{l})$?. (0,5 puntos)

3. (2 puntos) Dados los elementos de números atómicos 19, 22 y 34:

- a) Escriba la configuración electrónica en el estado fundamental, identifique cada elemento así como el periodo y grupo al que pertenece. (0,9 puntos)
- b) Explique si el elemento de $Z = 16$ pertenece al mismo periodo y/o grupo de alguno de los elementos anteriores. (0,3 puntos)
- c) ¿Qué elemento de los 4 posee el mayor radio atómico? y ¿cuál es el elemento más electronegativo?. (0,8 puntos)

4. (2,5 puntos) La formación del metanol sigue la reacción: $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$. Si se introducen 3,9 moles de hidrógeno y 2,15 moles de CO en un recipiente de 4 litros y se calientan a 210°C , se encuentra que en condiciones de equilibrio se tienen los mismos moles de metanol que de H_2 . Calcule:

- a) Las presiones parciales de todas especies en el equilibrio. (1,5 puntos)
- b) Las constantes K_c y K_p a 210°C . (1 punto)

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

5. (2,5 puntos) El cinc en polvo reacciona con ácido nítrico dando nitrato de cinc(II), nitrato de amonio y agua.

- a) Escriba la ecuación y ajústela por el método del ión-electrón. Señale el agente oxidante y el reductor. (1,3 puntos)
- b) Calcule el volumen de ácido nítrico de riqueza 33% y densidad 1,200 g/mL para obtener 100 mL de disolución de nitrato de cinc(II) 1,5 M. (1,2 puntos)

Datos: Masas atómicas: N = 14; O = 16, H = 1.

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) Para los elementos H, He, O, F y Ca:

- ¿Cuál es su estado de agregación a temperatura ambiente y presión atmosférica?. ¿Forman moléculas homonucleares?. (0,7 puntos)
- Escriba cuatro posibles compuestos entre ellos indicando el tipo de enlace que presentan y si alguno de ellos será polar. (0,8 puntos)

RESPUESTA

a) (0,7 puntos)

H, O y F se encuentran como moléculas dinucleares tales como H_2 y F_2 con enlace covalente sencillo entre los 2 átomos y O_2 enlace covalente doble entre los 2 átomos. Las 3 moléculas son gases a temperatura ambiente. (0,4 puntos)

He es un gas monoatómico a temperatura ambiente. (0,15 puntos)

Ca es un sólido a temperatura ambiente en el que los átomos se unen por enlace metálico, no forman moléculas propiamente dichas. (0,15 puntos)

b) (0,8 puntos)

Hay varias posibilidades. A elegir 4 entre ellas: (0,2 puntos cada compuesto)

H_2O : compuesto covalente polar, dada la diferencia de electronegatividad entre O y H y su estructura angular.

HF: compuesto covalente polar. Molécula lineal con diferencia de electronegatividad entre H y F, así que será polar.

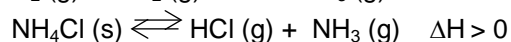
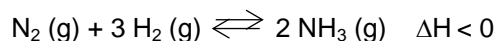
OF_2 : compuesto covalente. Será también polar por la diferencia de electronegatividad entre O y F y su estructura angular.

CaO: compuesto iónico formado por cationes Ca^{2+} y aniones O^{2-} .

CaF_2 : compuesto iónico formado por cationes Ca^{2+} y aniones F^- .

CaH_2 : compuesto iónico formado por cationes Ca^{2+} y aniones H^- .

2. (2 puntos) Justifique para los siguientes equilibrios:



a) Qué constante es mayor K_p o K_c . (0,6 puntos)

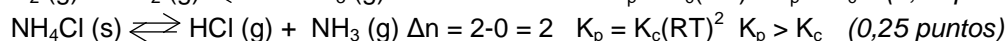
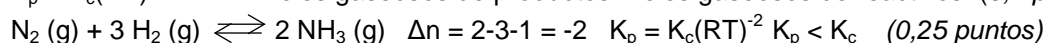
b) Qué equilibrio se desplazará hacia la formación de reactivos al aumentar el volumen. (0,7 puntos)

c) Cómo se verán afectados con un aumento de la temperatura a volumen constante. (0,7 puntos)

RESPUESTA

a) (0,6 puntos)

$K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n}$ Δn = moles gaseosos de productos-moles gaseosos de reactivos. (0,1 punto)



b) (0,7 puntos)

Explicación principio Le Chatelier: (0,2 puntos)

Un aumento del volumen, de acuerdo con la ley de Boyle, produce una disminución de la presión, el sistema evolucionará oponiéndose a dicho cambio, por lo que se desplazará en el sentido que haya mayor nº de moles gaseosos.

Aplicación principio Le Chatelier: (0,5 puntos)

En el primer equilibrio se desplazará hacia la izquierda (reactivos) porque hay más moles gaseosas, es decir se favorecerá la formación de los reactivos.

En el segundo se desplaza hacia la derecha (productos) porque hay más moles gaseosas.

Si solo justifican el que se desplaza hacia los reactivos 0,5 puntos.

c) (0,7 puntos)

Explicación principio Le Chatelier: (0,2 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: (0,5 puntos)

El primer equilibrio es exotérmico, por lo que si se sube la temperatura se desplazará hacia la izquierda (reactivos) para compensar el aumento.

El segundo equilibrio es endotérmico, por lo que si se calienta se desplaza hacia la derecha (productos).

3. (1,5 puntos) A partir de los datos de los siguientes potenciales de reducción: $\varepsilon^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$;

$\varepsilon^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2) = 0,17 \text{ V}$:

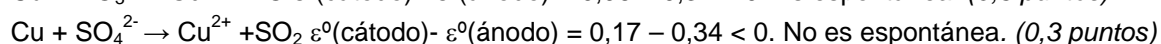
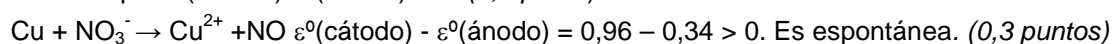
a) Justifique cuál de los siguientes ácidos: HNO_3 o H_2SO_4 será capaz de oxidar una barra de Cu metálico a Cu^{2+} a temperatura ambiente. (0,7 puntos)

b) Ajuste la ecuación iónica global anterior que sea espontánea, señalando el agente oxidante y el reductor. (0,8 puntos)

RESPUESTA

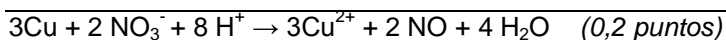
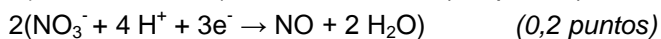
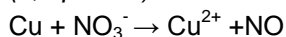
a) (0,7 puntos)

Para que las reacciones sean espontáneas se tiene que cumplir que $\Delta G < 0$ y como $\Delta G = -nF\Delta\varepsilon$, $\Delta\varepsilon > 0$, es decir que $\varepsilon^\circ(\text{cátodo}) - \varepsilon^\circ(\text{ánodo}) > 0$. (0,1 punto)



No hace falta que escriban las ecuaciones completas, con la forma iónica ya es suficiente.

b) (0,8 puntos)



Cu agente reductor porque pierde electrones. (0,1 punto)

NO_3^- agente oxidante porque gana electrones. (0,1 punto)

4. (2,5 puntos) Se adicionan 7,4 gramos de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ sobre 500 mL de una disolución acuosa de HClO 0,2 M, sin producir aumento de volumen.

a) Calcule la concentración de todas las sustancias al producirse la reacción. Escriba la ecuación ajustada. (1,5 puntos)

b) Calcule el pH de la disolución inicial de ácido hipocloroso 0,2 M. (1 punto)

Datos: Masas atómicas: Ca = 40; Cl = 35,5; O = 16, H = 1. $K_a(\text{HClO}) = 3 \cdot 10^{-8}$.

RESPUESTA

a) (1,5 puntos)



Cálculo de moles iniciales: (0,25 puntos)

Masa molar ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) = $40 + 16 \cdot 2 + 2 = 74 \text{ g/mol}$

Moles de $\text{Ca}(\text{OH})_2 = 7,4 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol } \text{Ca}(\text{OH})_2 / 74 \text{ g} = 0,1 \text{ moles}$

Moles de HClO = $0,5 \text{ L} \cdot 0,2 \text{ mol/L} = 0,1 \text{ moles}$

Planteamiento ecuación: (0,6 puntos)

	$2\text{HClO} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{H}_2\text{O}$		
Moles iniciales	0,1	0,1	
Reaccionan	0,1	0,05	
Quedan	0	0,05	0,05

Cálculo de concentraciones finales: (0,4 puntos)

$[\text{HClO}] = 0 \text{ M}$

$[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 0,05 \text{ mol} / 0,5 \text{ L} = 0,1 \text{ M}$

$[\text{Ca}(\text{ClO})_2] = 0,05 \text{ mol} / 0,5 \text{ L} = 0,1 \text{ M}$

b) (1 punto)



$[\]_{\text{inic}} \quad 0,2$

$[\]_{\text{equ}} \quad 0,2-x \quad x \quad x$

$K_a = [\text{ClO}^-][\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{HClO}] = 3 \cdot 10^{-8} = x^2 / 0,2-x \quad (0,25 \text{ puntos})$ (despreciar x porque la constante de disociación es muy pequeña, si no se explica restar 0,1 punto).

De este modo, $x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,74 \cdot 10^{-5}$; $\text{pH} = 4,11 \quad (0,25 \text{ puntos})$

5. (2,5 puntos) El disulfuro de carbono líquido reacciona con O_2 desprendiendo dióxido de carbono y dióxido de azufre, ambos gaseosos.

a) Escriba la ecuación de dicha reacción y calcule su entalpía estándar. (0,7 puntos)

b) Calcule la cantidad de energía involucrada cuando 20 gramos de disulfuro de carbono reaccionan con 24 L de O_2 , medidos a 25°C y 740 mmHg. (1 punto)

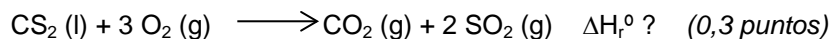
c) Calcule los moles de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ que podrán vaporizar con la energía del apartado b. (0,8 puntos)

Datos: $\Delta H_{\text{formación}}^0 (\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1})$: disulfuro de carbono(l) = 86,3; dióxido de carbono(g) = -393,5; dióxido de azufre(g) = -296,1; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8$; $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -241,9$.

$R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Masas atómicas: C = 12; S = 32.

RESPUESTA

a) (0,7 puntos)



Fórmulas mal escritas restar 0,1 punto de cada una.

El cálculo de entalpía $\Delta H_r^\circ = \sum(n_i \Delta H^\circ)_{\text{productos}} - \sum(n_i \Delta H^\circ)_{\text{reactivos}}$

$$\Delta H_r^\circ = [(-393,5) + 2 \cdot (-296,1)] - [86,3 + 0] = -1072 \text{ KJ/mol} \quad (0,4 \text{ puntos})$$

b) (1 punto)

Cálculo reactivo limitante: (0,7 puntos)

$$\text{Masa molar } (\text{CS}_2) = 12 + 32 \cdot 2 = 76 \text{ g/mol}$$

$$\text{Moles de CS}_2 = 20\text{g}/76 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,263 \text{ moles}$$

$$\text{Moles de O}_2 \text{ (estequiométricos)} = 0,263 \text{ moles CS}_2 \cdot 3 \text{ mol O}_2/\text{mol CS}_2 = 0,789 \text{ moles}$$

$$\text{Moles de O}_2 = PV/RT = [24\text{L} \cdot 740/760]/[0,082(273+25)] = 0,956 \text{ moles, por tanto O}_2 \text{ está en exceso.}$$

Cálculo de entalpía: (0,3 puntos)

$$\Delta H_r^\circ = (-1072 \text{ KJ/mol}) \cdot 0,263 \text{ moles} = -281,93 \text{ KJ}$$

c) (0,8 puntos)



$$\Delta H^\circ_{\text{vaporización}} = \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})(\text{g}) - \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})(\text{l}) = -241,9 - (-285,8) = 43,9 \text{ KJ/mol} \quad (0,4 \text{ puntos})$$

Con -281,93KJ que se desprenden en la ecuación anterior $281,93 \text{ KJ}/43,9 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 6,422 \text{ moles de agua.} \quad (0,2 \text{ puntos})$

OPCIÓN B

1. (1,5 puntos) Sabiendo que $\text{Fe}(\text{OH})_3$ es un compuesto poco soluble:

a) Escriba su correspondiente equilibrio de disolución y la expresión del producto de solubilidad.

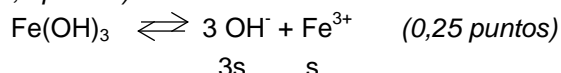
(0,5 puntos)

b) Justifique si la disolución del mismo se favorecerá tras la adición de alguna de las siguientes sustancias: FeCl_3 , HCl . (1 punto)

Datos: $K_{ps}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1,1 \cdot 10^{-36}$.

RESPUESTA

a) (0,5 puntos)



$$K_{ps} = 1,1 \cdot 10^{-36} = [\text{OH}^-]^3 [\text{Fe}^{3+}] = (3s)^3 (s) = 27s^4 \quad (0,25 \text{ puntos})$$

b) (1 punto)

- Si se adiciona **FeCl₃** estamos aumentando la concentración de iones Fe^{3+} , por lo tanto eso conllevará a un desplazamiento hacia la izquierda del equilibrio de disolución. Es decir, se dificultará la disolución de $\text{Fe}(\text{OH})_3$. (0,5 puntos)

- Si se adiciona **HCl** estamos adicionando iones H^+ , que reaccionarán con los iones OH^- disminuyendo su concentración, por lo tanto el equilibrio se desplazará hacia la derecha del equilibrio de disolución. Es decir, se facilitará la disolución de $\text{Fe}(\text{OH})_3$. (0,5 puntos)

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

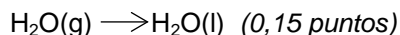
a) ¿Cuál de los siguientes procesos conduce a un aumento de la entropía: la condensación del vapor de agua o la combustión del etanol en fase gaseosa?. Escriba las ecuaciones correspondientes.

(1 punto)

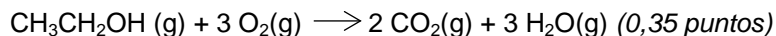
- b) ¿Cuál de las siguientes especies tiene la entalpía de formación estándar igual a 0: O₂(g), Fe(l)?
(0,5 puntos)

RESPUESTA

- a) (1 punto)



$\Delta S^\circ = S^\circ(\text{H}_2\text{O}_{\text{liquida}}) - S^\circ(\text{H}_2\text{O}_{\text{gas}})$; como $S^\circ(\text{H}_2\text{O}_{\text{liquida}}) < S^\circ(\text{H}_2\text{O}_{\text{gas}})$ entonces $\Delta S^\circ < 0$ es decir no se produce aumento de la entropía. (0,25 puntos)



Cada error por molécula restará 0,1 punto.

En este caso pasamos de 4 moles gaseosos en los reactivos a 5 moles en productos, es decir aumenta el desorden, o lo que es lo mismo $\Delta S^\circ > 0$. (0,25 puntos)

- b) (0,5 puntos)

Por convenio, la entalpía de formación estándar de un elemento en su forma más estable es cero. (0,2 puntos)

O₂(gas) está en su forma más estable, así que será 0, sin embargo el hierro en su forma más estable en condiciones estándar no es líquido, sino sólido, así que no será 0. (0,3 puntos)

3. (2 puntos) Dados los elementos de números atómicos 19, 22 y 34:

a) Escriba la configuración electrónica en el estado fundamental, identifique cada elemento así como el periodo y grupo al que pertenece. (0,9 puntos)

b) Explique si el elemento de $Z = 16$ pertenece al mismo periodo y/o grupo de alguno de los elementos anteriores. (0,3 puntos)

c) ¿Qué elemento de los 4 posee el mayor radio atómico? y ¿cuál es el elemento más electronegativo? (0,8 puntos)

RESPUESTA

- a) (0,9 puntos)

$Z = 19: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (K, potasio) 4º periodo, grupo metales alcalinos o grupo 1. (0,3 puntos)

$Z = 22: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ (Ti, titanio) 4º periodo, metales de transición, grupo 4. (0,3 puntos)

$Z = 34: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ (Se, selenio) 4º periodo, grupo calcógenos o grupo 16. (0,3 puntos)

- b) (0,3 puntos)

$Z = 16$ (S, azufre), pertenece al grupo de los calcógenos, es decir al mismo grupo que Se, pero está en el periodo 3, por lo que no pertenece al mismo periodo que los demás, solo al mismo grupo que Se. (0,3 puntos)

- c) (0,8 puntos)

El radio atómico aumenta al aumentar el número atómico en un grupo ya que los electrones están en capas más externas, y disminuye al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo. K tendrá el mayor valor de radio atómico. (0,4 puntos)

Los elementos más electronegativos son aquellos con gran tendencia a captar electrones, y son los situados en la parte derecha de la tabla. En un grupo la electronegatividad aumenta de abajo a arriba, es decir cuanto menor sea el tamaño del átomo mayor electronegatividad. Los elementos menos electronegativos son los metales, es decir, elementos con tendencia a perder electrones, situados a la izquierda de la tabla. El más electronegativo será el S. (0,4 puntos)

4. (2,5 puntos) La formación del metanol sigue la reacción: $\text{CO(g)} + 2\text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH(g)}$. Si se introducen 3,9 moles de hidrógeno y 2,15 moles de CO en un recipiente de 4 litros y se calientan a 210°C, se encuentra que en condiciones de equilibrio se tienen los mismos moles de metanol que de H₂. Calcule:

a) Las presiones parciales de todas especies en el equilibrio. (1,5 puntos)

b) Las constantes K_c y K_p a 210°C. (1 punto)

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

RESPUESTA

a) (1,5 puntos)



moles_{inici} 2,15 3,9

moles_{equi} 2,15-x 3,9-2x x

Moles H_2 = moles metanol en equilibrio.

$3,9-2x = x$; $x = 3,9/3 = 1,3$ (0,3 puntos)

Cálculo de concentraciones o de moles en equilibrio: (0,35 puntos)

$[\text{MeOH}] = [\text{H}_2] = 1,3/4 = 0,325 \text{ mol/L}$

$[\text{CO}] = (2,15-x)/4 = 0,85/4 = 0,212 \text{ mol/L}$

Cálculo de presiones en equilibrio: (0,35 puntos)

$P(\text{MeOH}) = P(\text{H}_2) = [\text{MeOH}] (RT) = 12,872 \text{ atm}$

$P(\text{CO}) = [\text{CO}](RT) = 8,396 \text{ atm}$

$T = 210 + 273 = 483 \text{ K}$

b) (1 punto)

$$K_p = P(\text{MeOH})/[P(\text{CO})(P(\text{H}_2))^2] = 9,3 \cdot 10^{-3} \text{ (0,5 puntos)}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = K_c \cdot (0,082 \cdot 483)^{1-2-1} \quad K_c = 14,6 \text{ (0,5 puntos)}$$

5. (2,5 puntos) El cinc en polvo reacciona con ácido nítrico dando nitrato de cinc(II), nitrato de amonio y agua.

a) Escriba la ecuación y ajústela por el método del ión-electrón. Señale el agente oxidante y el reductor. (1,3 puntos)

b) Calcule el volumen de ácido nítrico de riqueza 33% y densidad 1,200 g/mL para obtener 100 mL de disolución de nitrato de cinc(II) 1,5 M. (1,2 puntos)

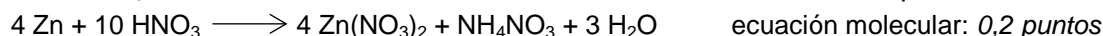
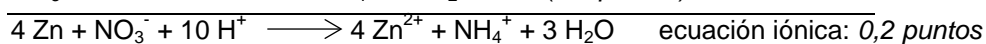
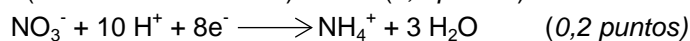
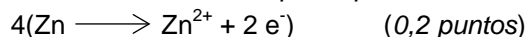
Datos: Masas atómicas: N = 14; O = 16, H = 1.

RESPUESTA

a) (1,3 puntos)



Cada error restará 0,1 punto por molécula.



Zn pierde electrones, por tanto es el reductor. (0,1 punto)

NO_3^- gana electrones, es el oxidante. (0,1 punto)

b) (1,2 puntos)

Moles de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 = 100 \text{ mL} \cdot 1 \text{ L}/1000 \text{ mL} \cdot 1,5 \text{ mol/L} = 0,15 \text{ moles}$ (0,3 puntos)

Moles de $\text{HNO}_3 = 0,15 \text{ moles Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 10 \text{ moles HNO}_3/4 \text{ moles Zn}(\text{NO}_3)_2 = 0,375 \text{ moles}$ (0,3 puntos)

Masa molar (HNO_3) = $1+14+16 \cdot 3 = 63 \text{ g/mol}$

Gramos de $\text{HNO}_3 = 0,375 \text{ moles} \cdot 63 \text{ g/mol} = 23,625 \text{ g}$ (0,3 puntos)

$V = 23,625 \text{ g HNO}_3 \cdot \text{mL}/1,200 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}/33 \text{ g} = 59,66 \text{ mL}$ (0,3 puntos)