

- Instrucciones:**
- Duración: 1 hora y 30 minutos.**
 - Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - Puntuación: Cuestiones (nº 1,2,3 y 4) hasta 1'5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - Expresar sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN A

- Formule o nombre los compuestos siguientes: a) Fluoruro de calcio b) Trióxido de wolframio
c) Metilpropano d) H_2S e) $NaHSO_4$ f) $CH_3CH(OH)CH_3$
- El ión positivo de un elemento M tiene de configuración electrónica: $M^{2+}: 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^4$
 - ¿Cuál es el número atómico de M?
 - ¿Cuál es la configuración de su ión M^{3+} expresada en función del gas noble que le antecede?
 - ¿Qué números cuánticos corresponderían a un electrón 3d de este elemento?
- Considere el siguiente sistema en equilibrio: $I_2(g) + 5 CO_2(g) \rightleftharpoons 5 CO(g) + I_2O_5(s)$ $\Delta H = +1175 \text{ kJ}$
Justifique el efecto que tendrá sobre los parámetros que se indican el cambio que se propone:

Cambio	Efecto sobre
a) Aumento de la temperatura	K_c
b) Adición de $I_2O_5(s)$	Cantidad de I_2
c) Aumento de la presión	Cantidad de CO

- Dado 1 mol de $HC\equiv C-CH_2-CH_3$ escriba el producto principal que se obtiene en la reacción con:
 - Un mol de H_2
 - Dos moles de Br_2
 - Un mol de HCl
- En condiciones estándar, en la combustión de 1 gramo de etanol se desprenden 29'8 kJ y en la combustión de 1 gramo de ácido acético se desprenden 14'5 kJ. Calcule:
 - La entalpía de combustión estándar del etanol y la del ácido acético.
 - La variación de entalpía estándar de la siguiente reacción:

$$CH_3CH_2OH + O_2 \longrightarrow CH_3COOH + H_2O$$
 Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.
- En el laboratorio se tienen dos recipientes: uno contiene 15 mL de una disolución acuosa de HCl de concentración 0'05 M y otro 15 mL de una disolución acuosa 0'05 M de CH_3COOH . Calcule:
 - El pH de cada una de las disoluciones.
 - La cantidad de agua que se deberá añadir a la disolución más ácida para que el pH de ambas sea el mismo. Suponga que los volúmenes son aditivos.
 Dato: $K_a(CH_3COOH) = 1'8 \cdot 10^{-5}$.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1,2,3 y 4) hasta 1'5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN B

- 1.- Formule o nombre los compuestos siguientes: a) Ácido crómico b) Hidróxido de cobre (II) c) Pentan-2-ol d) SrO₂ e) AlH₃ f) CH₂=CHCH₂CH=CH₂
- 2.- Un cilindro contiene 0'13 g de etano, calcule:
 - a) El número de moles de etano.
 - b) El número de moléculas de etano.
 - c) El número de átomos de carbono.
 Masas atómicas: C = 12; H = 1.
- 3.- Razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
 - a) La molécula de BF₃ es apolar aunque sus enlaces están polarizados.
 - b) El cloruro de sodio tiene menor punto de fusión que el cloruro de cesio.
 - c) El cloruro de sodio sólido no conduce la corriente eléctrica y el cobre sí.
- 4.- En medio acuoso, según la teoría de Brønsted-Lowry:
 - a) Justifique el carácter básico del amoniaco.
 - b) Explique si el CH₃COONa genera pH básico.
 - c) Razone si la especie HNO₂ puede dar lugar a una disolución de pH > 7
- 5.- El CO₂ reacciona con el H₂S a altas temperaturas según: CO₂(g) + H₂S(g) \rightleftharpoons COS(g) + H₂O(g)

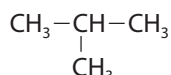
Se introducen 4'4 g de CO₂ en un recipiente de 2'5 litros, a 337 °C, y una cantidad suficiente de H₂S para que, una vez alcanzado el equilibrio, la presión total sea 10 atm. En la mezcla en equilibrio hay 0'01 mol de agua. Calcule:

 - a) El número de moles de cada una de las especies en equilibrio.
 - b) El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.
 Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16. R = 0'082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹.
- 6.- Para platear un objeto se ha estimado que es necesario depositar 40 g de plata.
 - a) Si se realiza la electrolisis de una disolución acuosa de sal de plata con una corriente de 2 amperios ¿cuánto tiempo se tardará en realizar el plateado?
 - b) ¿Cuántos moles de electrones han sido necesarios para ello?
 Datos: F = 96500 C. Masa atómica: Ag = 108.

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

Opción A

1 a) Fluoruro de calcio: CaF_2 **b)** Trióxido de wolframio: WO_3 **c)** Metilpropano:**d)** H_2S : sulfuro de dihidrógeno o ácido sulfhídrico.**e)** NaHSO_4 : hidrogenosulfato de sodio o bisulfato de sodio o sulfato monoácido de sodio.**f)** $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$: propan-2-ol o 2-propanol o alcohol isopropílico.**2 a)** Como se trata de un catión que ha perdido 2 electrones, la Z de este átomo tendrá los electrones de la configuración más dos, es decir: $Z = 24$.**b)** La configuración del elemento neutro de $Z = 24$ es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$. Un electrón $4s$ emigra al nivel $3d$ para obtener el orbital $3d$ semilleno ($3d^5$) y, con ello, mayor estabilidad del átomo. Su configuración sería: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$.Si en el estado fundamental pierde 3 electrones, la configuración del M^{3+} : $[\text{Ar}] 3d^3$.**c)** $n = 1, 2, 3, \dots$ Indica un nivel de energía o capa. $l = 0, \dots, (n - 1)$. Indica subnivel de energía y forma de orbital. $m = -l, \dots, 0, \dots, +l$. Indica el número de orbitales de cada tipo que hay en un subnivel de energía. $s = -1/2$ o $+1/2$. Indica el momento magnético intrínseco del electrón.En el caso del enunciado, $3d$:

$n = 3$

$l = 2$ (por ser d)

$m = -2, -1, 0, 1, 2$

$s = -1/2$ o $+1/2$

Es decir, los valores posibles de números cuánticos son:

$(3, 2, -2, +1/2), (3, 2, -2, -1/2)$

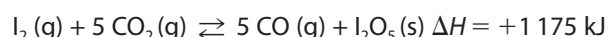
$(3, 2, -1, +1/2), (3, 2, -1, -1/2)$

$(3, 2, 0, +1/2), (3, 2, 0, -1/2)$

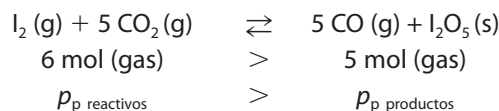
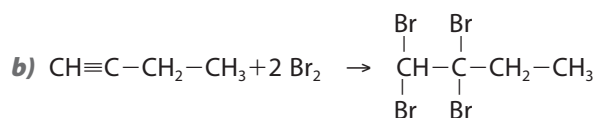
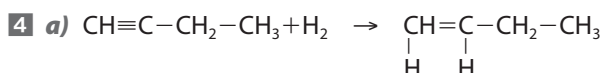
$(3, 2, +1, +1/2), (3, 2, +1, -1/2)$

$(3, 2, +2, +1/2), (3, 2, +2, -1/2)$

Cualquiera de ellos es válido.

3 Según el enunciado, la reacción:

Según el principio de Le Châtelier: «El equilibrio ante una perturbación externa evolucionará en el sentido de contrarrestarla».

a) A un aumento de temperatura, varía la K_c , ya que esta es constante para una temperatura determinada.**b)** Como es sólido, no influye en el equilibrio, pues su concentración no varía en el equilibrio heterogéneo; por tanto, la cantidad de I_2 en el equilibrio no se ve afectada.**c)** Ante un aumento de presión, este equilibrio evolucionará en el sentido de contrarrestar dicho aumento, o sea hacia donde hay menor presión. Eso ocurre en la zona de los productos, pues allí hay 5 mol, cuya presión parcial es menor que la de los reactivos, donde hay 6 mol. Por ello, el equilibrio se desplazará hacia los productos, que es donde existe el CO . En conclusión, la cantidad de $\text{CO}(\text{g})$ aumenta:**Evolución:** hacia productos**5 a)** Para el etanol:

$M_{\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}} = 46 \text{ g/mol}$

Mediante una sencilla proporción se obtiene el calor de combustión por mol de etanol:

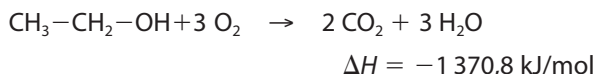
$$\frac{\text{si 1 g de etanol}}{\text{produce } -29,8 \text{ kJ}} = \frac{46 \text{ g de etanol}}{\text{producirán } x \text{ kJ}}$$

$$x = -1370,8 \text{ kJ/mol}$$

Otra forma: por factores de conversión

$$46 \text{ g de etanol} \cdot \frac{-29,8 \text{ kJ}}{1 \text{ g de etanol}} = -1370,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

La reacción de combustión del etanol es:



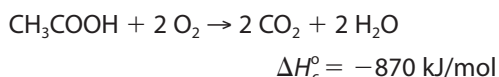
Para el ácido acético:

$$M_{\text{CH}_3\text{-COOH}} = 60 \text{ g/mol}$$

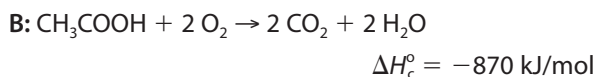
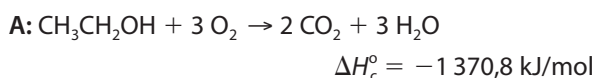
$$\frac{\text{si 1 g de ácido acético}}{\text{produce } -14,5 \text{ kJ}} = \frac{60 \text{ g de ácido acético}}{\text{producirán } x \text{ kJ}}$$

$$x = -870 \text{ kJ/mol}$$

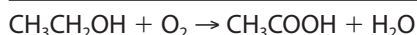
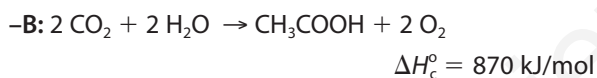
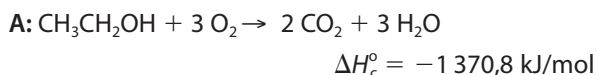
Escribimos la reacción de combustión del ácido acético y la entalpía correspondiente:



b) Se plantean las ecuaciones correspondientes:



Se reordenan, invirtiendo la B y cambiando, por tanto, el signo de la entalpía, para obtener la reacción del enunciado:

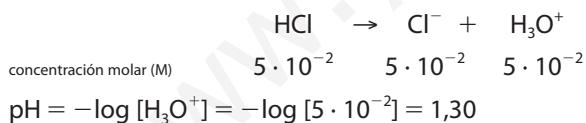


Sumando las entalpías, queda:

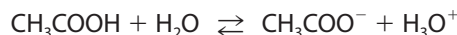
$$\Delta H_{\text{reacción}}^\circ = [-1370,8] + [+870] = -500,8 \text{ kJ/mol}$$

Por tanto, la reacción es exotérmica.

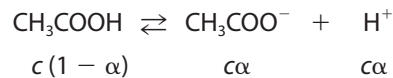
6 a) Se calcula el pH del HCl. Como es un ácido fuerte, está totalmente disociado.



Por ser un ácido débil (se sabe por su K_a), la ecuación de equilibrio de disociación de la segunda disolución será:



Cuyas concentraciones en el equilibrio son:



$$K_a = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)} \Rightarrow K_a = c\alpha^2$$

como K_a tiene un valor muy pequeño, se puede despreciar α frente a 1.

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,05}} = 0,0189$$

Está disociado un 1,89%.

Cálculo de la concentración de iones H_3O^+ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = 0,05 \cdot 0,0189 = 9,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (9,4 \cdot 10^{-4}) = 3,026$$

b) La disolución más ácida es la de HCl, que posee un pH = 1,3. Para que pase a tener pH = 3,026, la concentración deberá ser $9,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, para lo cual hay que añadir agua; pero hay que tener en cuenta que los 15 mL de ácido forman parte del volumen final de la disolución:

$$n_{\text{totales de ácido en la disolución final}} = n_{\text{de ácido tomados de la disolución original}}$$

$$\overbrace{V_{\text{total disolución}} c_{\text{disolución}}}^{n_{\text{totales}}} = \overbrace{V_{\text{ácido}} c_{\text{ácido}}}^{n_{\text{ácido}}}$$

$$(V_{\text{agua}} + V_{\text{ácido}}) c_{\text{disolución}} = V_{\text{ácido}} c_{\text{ácido}}$$

$$(V_{\text{agua}} + 15 \cdot 10^{-3}) \cdot 9,5 \cdot 10^{-4} = 15 \cdot 10^{-3} \cdot 0,05$$

$$V_{\text{agua}} = \frac{7,5 \cdot 10^{-4} - 1,425 \cdot 10^{-5}}{9,5 \cdot 10^{-4}} = 0,7745 \text{ L} =$$

$$= 774,5 \text{ mL de agua}$$

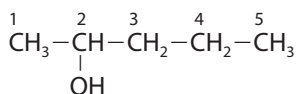
Como los volúmenes son aditivos, el volumen total de la disolución es el volumen de ácido más el volumen de agua añadido: $V_t = 15 + 774,5 = 789,5 \text{ mL}$ de disolución.

Opción B

1 a) Ácido crómico: H_2CrO_4

b) Hidróxido de cobre(II): $\text{Cu}(\text{OH})_2$

c) Pentan-2-ol:



d) SrO_2 : dióxido de estroncio o peróxido de estroncio

e) AlH_3 : trihidruro de aluminio

f) $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$: penta-1,4-dieno o 1,4-pentadieno

2 a) $M_{\text{CH}_3\text{CH}_3} = 30 \text{ uma}$

$$n = \frac{m}{M_{\text{CH}_3\text{CH}_3}} = \frac{0,13 \text{ g}}{30 \text{ g/mol}} = 4,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol de etano}$$

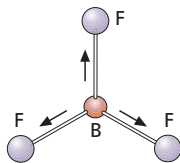
$$\text{b) } 4,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol de etano} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} =$$

$$= 2,59 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de etano}$$

$$\text{c) } 2,59 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de etano} \cdot$$

$$\cdot \frac{2 \text{ átomos de C}}{1 \text{ molécula de etano}} = 5,18 \cdot 10^{21} \text{ átomos de C}$$

- 3 a) **Verdadero.** La configuración electrónica fundamental del boro es $1s^2 2s^2 2p^1$.



Como la estructura es un triángulo equilátero, los momentos dipolares generados por el átomo de boro con cada uno de los de flúor quedan anulados; por tanto, la polaridad de la molécula es nula.

- b) **Falsa.** La energía de la red es una medida de su estabilidad o fortaleza. La energía reticular no es medible directamente, aunque se puede calcular por diversos métodos como por ejemplo realizando un ciclo energético de Born-Haber; también se puede calcular, teniendo en cuenta los factores de los que depende y aplicando la fórmula:

$$U = N_A K \frac{Q_a Q_c}{d_e} A \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

donde:

K = constante electrostática de Coulomb, cuyo valor es:

$$9 \cdot 10^9 \text{ N m}^2/\text{C}^2$$

N_A = número de Avogadro: $6,023 \cdot 10^{23}$

Q_a y Q_c = carga del anión y catión, respectivamente.

A = constante de Madelung (es un factor dependiente del tipo de red).

n = factor de compresibilidad de Born-Landé (factor dependiente del tipo de átomo).

d_e = distancia de enlace, $r_{\text{anión}} + r_{\text{catión}}$.

Esta energía depende entre otros factores de la distancia interatómica de forma inversa (a más radio, menos energía reticular). A su vez, la distancia interatómica depende de los respectivos radios de los átomos enlazados y, en este caso, se cumple que: radio iónico de Na^+ es menor que el radio iónico de Cs^+ . El radio iónico de Cl^- no varía en ambos compuestos. Por tanto, la distancia interatómica de NaCl es menor que la distancia interatómica de CsCl , por lo que la energía reticular de esta red será mayor que la del CsCl y, como consecuencia, el punto de fusión del NaCl será mayor que el del CsCl .

- c) **Verdadero.** La conducción eléctrica es la propiedad que tiene algunas sustancias de dejar que pasen por ellas los electrones procedentes del exterior (cerrando un circuito eléctrico). Los compuestos iónicos en estado sólido forman redes cristalinas y cada ion ocupa una posición fija en la red por lo que no hay movimiento de cargas. Por tanto, el cloruro de sodio en estado sólido no conduce la electricidad. Los compuestos iónicos en disolución sí conducen la electricidad porque hay movimiento de cargas, los iones se mueven por la disolución.

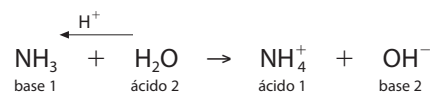
En el caso del cobre, como se trata de un metal, presenta conducción de la electricidad, se denominan conductores de primera especie, debido a que los electrones de la capa de valencia de los átomos que forman el metal se encuentran deslocalizados formando un mar de electrones. Al aplicar una corriente eléctrica exterior, los electrones del metal se ordenan y conducen la corriente eléctrica.

- 4 La teoría sobre ácidos y bases de Brönsted-Lowry dice que los **ácidos** son aquellas especies químicas que ceden protones, H^+ . Y **bases** son aquellas especies químicas que aceptan protones, H^+ .

Este concepto deriva en que si una especie química cede un protón, la especie resultante se convierte automáticamente en una especie que «aceptará protones», es decir, en la base conjugada del ácido, e igual ocurrirá con las bases, de forma que se establece un sistema doble de ácido-base conjugado:



- a) Aplicando la teoría de Brönsted-Lowry al caso del NH_3 , ocurre que el NH_3 acepta un protón del H_2O y, por tanto, actúa como base frente al agua, y esta se comporta como ácido:

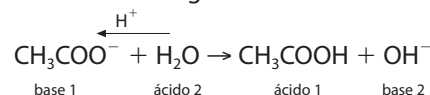


- b) CH_3COONa es una sal procedente de ácido débil y base fuerte. Cuando se disuelve el acetato de sodio en agua se producen la reacción de disociación:



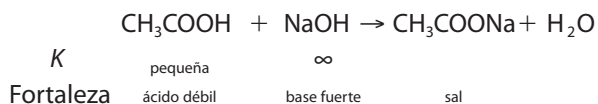
El ion Na^+ es un ácido débil, pues se trata del ácido conjugado del NaOH (hidróxido de sodio), que es una base fuerte. Por tanto, este ion no tiene capacidad para reaccionar con el H_2O , es decir, no produce la reacción de hidrólisis.

El ion CH_3COO^- es una base fuerte, pues se trata de la base conjugada del CH_3COOH (ácido acético) que es un ácido débil. Por tanto, este ion sí tiene capacidad para reaccionar con el H_2O , es decir, produce la reacción de hidrólisis siguiente:

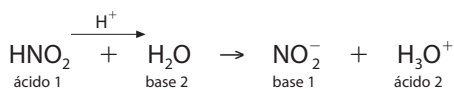


Esta reacción produce un exceso de iones OH^- en la disolución, que adquiere un **pH básico**.

La reacción de obtención de esta sal es:



c) Aplicando los anteriores conceptos se tiene que:



Es decir, el HNO₂ en disolución acuosa produce un exceso de iones H₃O⁺, lo cual produce un pH ácido, esto es, menor que 7. El HNO₂ no puede producir un pH > 7.

5 a) M_{CO₂} = 44 uma; T = 610 K; p = 10 atm

$$n = \frac{m}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{4,4 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol de CO}_2$$

Se supone que los moles iniciales de H₂S (g) son y, pues en el enunciado se especifica que están en cantidad suficiente, y a partir de estos datos se plantea el equilibrio:

	CO ₂ (g)	+ H ₂ S (g)	⇌	COS (g)	+ H ₂ O (g)	
n _{iniciales}	0,1	y		-	-	
n _{reaccionantes}	x	x		-	-	
n _{formados}	-	-		x	x = 0,01	
n _{equilibrio}	0,1 - x	y - x		x	x	
[] _{equilibrio}	$\frac{0,1 - x}{2,5}$	$\frac{y - x}{2,5}$		$\frac{x}{2,5}$	$\frac{x}{2,5}$	

De los moles totales en el equilibrio, y por diferencia, se calculan los moles de H₂S (g) que existen en el mismo:

$$n_{\text{H}_2\text{S}} = n_{\text{totales}} - n_{\text{CO}_2} - n_{\text{COS}} - n_{\text{H}_2\text{O}}$$

Donde en el equilibrio existen 0,01 mol de H₂O: x = 0,01.

Se calculan los moles totales que hay en el equilibrio a partir de la ley de los gases ideales:

$$\begin{aligned} n_{\text{totales}} &= \frac{pV}{RT} = \frac{10 \text{ atm} \cdot 2,5 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 610 \text{ K}} = \\ &= 0,4998 \approx 0,5 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 0,1 - x = 0,1 - 0,01 = 0,09 \text{ mol}$$

$$n_{\text{COS}} = x = 0,01 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = x = 0,01 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{S}} = 0,5 - 0,09 - 0,01 - 0,01 = 0,39 \text{ mol}$$

Por tanto, los moles iniciales de H₂S son:

$$y = 0,39 + x = 0,39 + 0,01 = 0,4 \text{ mol}$$

Se calculan las concentraciones de las sustancias en el equilibrio:

$$[\text{CO}_2] = \frac{0,1 - x}{2,5} = \frac{0,1 - 0,01}{2,5} = \frac{0,09}{2,5} = 0,036 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{S}] = \frac{0,39}{2,5} = 0,156 \text{ M}$$

$$[\text{COS}] = \frac{x}{2,5} = \frac{0,01}{2,5} = 0,004 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{x}{2,5} = \frac{0,01}{2,5} = 0,004 \text{ M}$$

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{COS}]}{[\text{H}_2\text{S}][\text{CO}_2]} = \frac{0,004 \cdot 0,004}{0,156 \cdot 0,036} = 2,85 \cdot 10^{-3}$$

$$\Delta n = \sum n_{\text{productos}} - \sum n_{\text{reactivos}} = (1 + 1) - (1 + 1) = 0$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = K_c(RT)^0 = K_c \cdot 1 = K_c$$

$$K_c = K_p = 0,00285$$

6 La reacción en el electrodo (cátodo) es Ag⁺ + e⁻ → Ag⁰, por lo que el número de electrones intercambiados es 1. Además:

$$1 \text{ eq} = \frac{M}{\text{valencia (n.º de electrones intercambiados)}}$$

a) Según Faraday:

$$\begin{aligned} \frac{\text{para depositar 1 eq}}{\text{se necesitan 96 500 C (1 F)}} &= \frac{\text{para } m}{\text{se necesitarán } Q} \Rightarrow \\ &\Rightarrow \frac{M/\text{valencia}}{96 500} = \frac{m}{Q} \end{aligned}$$

Teniendo en cuenta que:

$$I \text{ (A)} = \frac{Q \text{ (C)}}{t \text{ (s)}} \Rightarrow Q = It$$

Sustituimos Q por It en la primera ecuación:

$$\frac{M/\text{valencia}}{96 500} = \frac{m}{It}$$

Sustituimos:

$$\begin{aligned} t &= \frac{m \cdot \text{valencia} \cdot 96 500}{MI} = \frac{40 \cdot 1 \cdot 96 500}{108 \cdot 2} = \\ &= 17 870,37 \text{ s} = 4,964 \text{ h} = 4 \text{ h } 57 \text{ min } 50,4 \text{ s} \end{aligned}$$

Otra forma

Si se tiene en cuenta que 1 mol de Ag⁺ necesita 1 mol de electrones para depositarse como 1 mol de Ag⁰, y que 1 mol de electrones son 1 F (96 500 C), se puede razonar que:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de Ag}^+ &\Rightarrow 1 \text{ mol de e}^- \Rightarrow 1 \cdot 96 500 \text{ C} \\ \frac{1 \cdot 96 500 \text{ C/mol}}{x} &= \frac{108 \text{ g/mol}}{40 \text{ g}} \Rightarrow x = 35 740,74 \text{ C} \\ t &= \frac{Q}{I} = \frac{35 740,74 \text{ C}}{2 \text{ C/s}} = 17 870,37 \text{ s} = 4,964 \text{ h} = \\ &= 4 \text{ h } 57 \text{ min } 50,4 \text{ s} \end{aligned}$$

b) Se ha necesitado 1 mol de electrones para depositar 1 mol de Ag, y como solo se han depositado 40 g, los moles depositados son:

$$n_{\text{Ag}} = \frac{m}{M_{\text{Ag}}} = \frac{40}{108} = 0,37 \text{ mol}$$

Por ello, se han necesitado:

$$\begin{aligned} \frac{\text{para depositar 1 mol de Ag}}{\text{se necesitan 1 mol de electrones}} &= \\ = \frac{\text{para } 0,37 \text{ mol}}{\text{se necesitarán } x \text{ mol de electrones}} &= \\ x &= 0,37 \text{ mol de electrones} \end{aligned}$$