

TIEMPO DISPONIBLE: 1 hora 30 minutos

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. a) Dados los elementos X e Y cuyos valores de Z son 20 y 25, respectivamente, identifique ambos elementos, escriba sus configuraciones electrónicas, así como la configuración electrónica de los correspondientes iones X(II) e Y(II). (0,8 puntos)

b) Razone si X tendrá mayor o menor radio atómico que Y. (0,3 puntos)

c) Justifique si son posibles las siguientes combinaciones de números cuánticos: $(2, 0, 3, -1/2)$; $(1, 1, 0, -1/2)$; $(3, -2, 1, +1/2)$ y $(3, 1, -1, -1/2)$. (0,4 puntos)

2. Si se preparan disoluciones 0,5 M de NH_3 , NaCl , NaOH y NH_4Cl :

a) Justifique de forma cualitativa cuál de ellas tendrá el pH más bajo. (1,2 puntos)

b) Elija de forma razonada una pareja que forme una disolución reguladora. (0,5 puntos)

c) Explique en qué disolución se mantendrá el pH al diluirla. (0,3 puntos)

Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

3. Responda razonadamente:

a) Si la ecuación de velocidad para la siguiente reacción: $\text{A(g)} + \text{B(g)} \rightarrow \text{C(g)} + \text{D(g)}$ es $v = k \cdot [\text{A}]$, ¿cómo variará la velocidad de la misma al aumentar el volumen a T constante? (0,5 puntos)

b) Si la reacción $\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Cl(g)}$ es endotérmica, ¿cómo será la entalpía de los productos, mayor o menor que la entalpía de los reactivos? ¿El proceso será espontáneo a altas o a bajas temperaturas? (1 punto)

4. Cuando el cobre metálico se hace reaccionar con nitrato de sodio en presencia de ácido sulfúrico da lugar a la formación de sulfato de cobre(II), sulfato de sodio, monóxido de nitrógeno gaseoso y agua líquida.

a) Escriba la ecuación ajustada por el método del ion-electrón señalando el agente oxidante y el reductor. (1,4 puntos)

b) Calcule la masa de cobre del 95 % de pureza y el volumen de NaNO_3 0,5 M necesarios para obtener 12,15 L de monóxido de nitrógeno gas recogido a 30°C y 700 mmHg. (1,1 puntos)

Datos: masas atómicas: $\text{Cu} = 63,55$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

5. Se introducen 15,24 g de CS_2 y 0,8 g de H_2 en un reactor de 5 L. Al elevar la temperatura hasta 300°C se alcanza el siguiente equilibrio:



Sabiendo que en las condiciones de equilibrio la concentración de metano es de 0,01 mol/L, calcule:

- a) Las concentraciones de las especies en el equilibrio. (1,6 puntos)
- b) El porcentaje de disociación del CS_2 . (0,4 puntos)
- c) El valor de K_p y K_c . (0,5 puntos)

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

OPCIÓN B

1. Para los compuestos: sulfuro de hidrógeno, tetracloruro de carbono, sulfuro de sodio y trifluoruro de fósforo,

- a) Escriba sus fórmulas y justifique el tipo de enlace. (0,8 puntos)
- b) Dibuje las estructuras de Lewis y prediga la geometría según el modelo de repulsión de pares electrónicos de las moléculas con enlace covalente. (0,75 puntos)
- c) Justifique si alguna de las moléculas podrá formar enlace de hidrógeno. (0,45 puntos)

2. Dados los siguientes potenciales estándar de reducción:

$$E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}; E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}; E^\circ(\text{Co}^{3+}/\text{Co}^{2+}) = 1,82 \text{ V}$$

- a) Combine los electrodos que darán lugar a la pila de mayor potencial. Calcule su potencial en condiciones estándar y escriba las reacciones que tienen lugar en el ánodo y cátodo. (0,9 puntos)
- b) Justifique qué sucederá si se introducen unas virutas de aluminio metálico en una disolución de nitrato de plata. (0,6 puntos)

3. La reacción de carbón sobre vapor de agua conduce a la formación de hidrógeno de acuerdo con el siguiente equilibrio:



Explique de forma razonada cómo se verá afectado el equilibrio anterior:

- a) Si se aumenta la temperatura. (0,5 puntos)
- b) Si se retira $\text{CO}_2(\text{g})$ del reactor. (0,5 puntos)
- c) Si se aumenta la presión. (0,5 puntos)

4. Se prepara una disolución disolviendo 4 g de NaOH en agua y enrasando hasta 250 mL.

- a) Calcule el pH de la disolución resultante. (0,4 puntos)
- b) Determine el pH de la disolución que se obtiene a partir de la adición de 50 mL de HCl 0,5 M sobre 50 mL de la disolución de NaOH inicial. Suponga los volúmenes aditivos. Escriba la reacción. (1,4 puntos)
- c) ¿Qué volumen de H_2SO_4 0,1 M será necesario para neutralizar 20 mL de la disolución inicial de NaOH ? Escriba la reacción. (0,7 puntos)

Datos: masas atómicas: $\text{Na} = 23$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$

5. Sabiendo que las entalpías de formación estándar del $\text{CO}_2(\text{g})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ y del propano(g) son $-393,5$, $-285,8$ y $-103,8$ kJ/mol, respectivamente, calcule:

a) La entalpía de combustión estándar del propano. Escriba su ecuación. (0,9 puntos)

b) (0,9 puntos) La masa de propano que se debería quemar para obtener 1 kg de CaO por descomposición térmica de CaCO_3 , cuya ecuación es:



c) El volumen de aire, medido en condiciones normales, que se necesita para quemar el propano del apartado b). Considere que el aire contiene 21 % en volumen de O_2 . (0,7 puntos)

Datos: masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16; Ca = 40

Soluciones

OPCIÓN A

1. a) El átomo X ($Z = 20$) tiene 20 protones y 20 electrones. Su configuración electrónica en estado fundamental es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

El átomo Y ($Z = 25$) tiene 25 protones y 25 electrones. Su configuración electrónica en estado fundamental es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$.

Los iones X(II) e Y(II) son los cationes X^{2+} e Y^{2+} . Ambos poseen dos electrones menos que sus respectivos átomos neutros, ya que se forman al perder los átomos neutros sus dos electrones más externos. El ion X(II) posee 18 electrones, mientras que Y(II) posee 23 electrones. Sus configuraciones electrónicas son:



b) Los átomos X e Y pertenecen al mismo período del sistema periódico. Concretamente pertenecen al período 4, ya que el nivel de energía $n = 4$ es el más alto ocupado por electrones en ambos átomos. Dentro de dicho período, el átomo X está situado en el grupo 2, mientras que el átomo Y está situado en el grupo 7 (más a la derecha dentro del mismo período).

El radio atómico es una propiedad periódica. Disminuye al avanzar en un período hacia la derecha, ya que en este sentido aumenta la carga nuclear efectiva, Z_{ef} . Es decir, conforme se avanza hacia la derecha en un período, lo que se observa como cómputo global es que el núcleo correspondiente atrae con mayor intensidad a los electrones que posee. Ahora bien, esto ocurre debido a que hay dos factores que se dan al avanzar en un período hacia la derecha, que son:

- El aumento de los protones en el núcleo, es decir, el aumento de la carga nuclear absoluta.
- El aumento del número de electrones que existen en el último nivel ocupado y, en consecuencia, el aumento de las repulsiones entre ellos y entre los electrones de las capas internas completas que puedan existir.

De ellos, el primer factor predomina sobre el segundo. Por ello se dice que al avanzar hacia la derecha en un período, aumenta la carga nuclear efectiva del átomo (que es el resultado global de ambos factores). Por este motivo, el elemento X tendrá mayor radio atómico que el elemento Y.

c) Los cuatro números cuánticos son: n , número cuántico principal; l , número cuántico secundario; m_l (o simplemente m), número cuántico magnético, y m_s , número cuántico de spin. Los valores permitidos para estos números cuánticos son:

- $n = 1, 2, \dots, +\infty$. Indica el nivel de energía en que se encuentra el electrón.
- Para cada valor de n , se permite $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$, siendo $l = 0$ para el subnivel s, $l = 1$ para el subnivel p, $l = 2$ para el subnivel d y $l = 3$ para el subnivel f. Cada valor de l representa un subnivel energético del nivel n al que corresponde.
- Para cada valor de l , se permiten los valores $m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$. Cada valor de m_l representa un orbital del subnivel l al que corresponde. En el caso del subnivel s ($l = 0$), solo existe un orbital, ya que el único valor que puede tomar m_l es 0. En el caso de un subnivel p ($l = 1$), hay tres orbitales: p_x con $m_l = -1$, p_y con $m_l = 0$ y p_z con $m_l = +1$. Y así sucesivamente.
- Para cada valor de m_l , se permiten dos valores de m_s : $m_s = -1/2$ o $m_s = +1/2$. Cada valor de m_s representa un electrón dentro del orbital m_l al que corresponde. Este número se puede entender como el sentido de giro de dicho electrón sobre sí mismo.

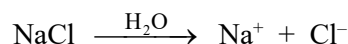
Teniendo en cuenta todo lo explicado, se puede justificar si las combinaciones propuestas en el enunciado son o no posibles:

- $(2, 0, 3, -1/2)$ no es una combinación posible, ya que para $l = 0$, m_l solo puede tomar el valor 0, y en este caso tiene un valor de 3.
- $(1, 1, 0, -1/2)$ no es una combinación posible de números cuánticos. Para $n = 1$, el único valor posible de l sería 0, y en este caso tiene asignado un valor de 1.
- $(3, -2, 1, +1/2)$ no es una combinación posible, ya que l no puede tener un valor negativo.
- $(3, 1, -1, -1/2)$ sí es una combinación posible. El número $n = 3$ es un valor válido. Para $n = 3$, $l = 1$ es un valor válido. A su vez, para $l = 1$, $m_l = -1$ es un valor válido. Por último, para un valor de m_l determinado, m_s puede valer $-1/2$ o $+1/2$; en este caso vale $-1/2$.

2. a) Disolución de NH_3 . En disolución acuosa, el NH_3 capta un protón del agua, reaccionando con ella, y establece un equilibrio. Es una base débil. Su disolución tendrá un pH básico:



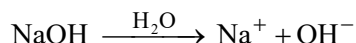
Disolución de NaCl . El cloruro de sodio, NaCl , es una sal que, en disolución acuosa, se disocia totalmente en sus iones:



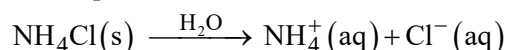
El ión Na^+ debería ser la especie conjugada del NaOH , pero al ser el NaOH en agua una base fuerte (totalmente disociada), el ión Na^+ no tiene posibilidad de presentar comportamiento ácido; no puede formar NaOH . Por su parte, el ión cloruro, Cl^- , debería ser la especie conjugada del HCl , pero como el HCl en agua es un ácido fuerte (se encuentra totalmente disociado), el Cl^- no tiene posibilidad de presentar comportamiento básico; no puede formar HCl .

Al no presentar ninguno de los dos iones comportamiento ácido ni básico, el pH de la disolución de NaCl es neutro.

Disolución de NaOH. En disolución acuosa, el NaOH es una base fuerte. Se disocia totalmente en sus iones y no establece un equilibrio. Su disolución, al ser de la misma concentración que la de amoníaco, tendrá un pH más básico que la disolución de NH_3 por ser el NaOH una base más fuerte que el NH_3 .



Disolución de NH_4Cl . El cloruro de amonio, NH_4Cl , es una sal que en disolución acuosa se disocia completamente en los iones que la componen:



El ión amonio, NH_4^+ , en disolución acuosa se comporta como un ácido débil (es el ácido conjugado del amoníaco). Su equilibrio de acidez es:



Por su parte, el ion cloruro, Cl^- , no presenta comportamiento básico, ya que su especie conjugada sería un ácido fuerte, el HCl, lo cual no tiene sentido, ya que un ácido fuerte se encuentra totalmente disociado en disolución acuosa. Así pues, el pH de esta disolución será debido al ión amonio, y por tanto será un pH ácido (por debajo de 7).

En **conclusión**, la disolución que tendrá el pH más bajo será la más ácida de las cuatro, ya que, a mayor acidez, menor es el valor del pH de una disolución. Por todo lo explicado anteriormente, el pH más bajo corresponderá a la disolución 0,5 M de NH_4Cl .

b) Las disoluciones reguladoras (o amortiguadoras) son aquellas en las que están presentes simultáneamente un ácido y una base débiles y conjugados. Por ello, de entre las sustancias propuestas, una pareja que forma una disolución reguladora es el NH_3 (base débil) y el NH_4Cl (que contiene el ion NH_4^+ , que es el ácido débil conjugado del NH_3).

c) La disolución que mantendrá su pH al diluirla es la disolución de pH neutro, es decir, la de NaCl.

3. a) Para la reacción del enunciado, cuya ley de velocidad es $v = k \cdot [\text{A}]$, si se aumenta el volumen del reactor sin variar la temperatura, se hace disminuir la concentración molar (mol/L) de A, $[\text{A}]$, con lo cual la velocidad de dicha reacción disminuirá, al ser v y $[\text{A}]$ directamente proporcionales.

b) Una reacción endotérmica es aquella que necesita absorber energía en forma de calor para que los reactivos se transformen en productos. Esto ocurre porque la energía (o entalpía) de los productos es mayor que la de los reactivos. La variación de entalpía, ΔH° , de una reacción endotérmica es mayor que cero, $\Delta H^\circ_{\text{reacción}} > 0$.

En el caso propuesto, la reacción $\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Cl}(\text{g})$, el hecho de que sea endotérmica conlleva que la entalpía de dos moles de $\text{Cl}(\text{g})$ es mayor que la entalpía de un mol de $\text{Cl}_2(\text{g})$:

$$H^\circ(2\text{Cl}(\text{g})) > H^\circ(\text{Cl}_2(\text{g})) \Rightarrow \Delta H^\circ(\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Cl}(\text{g})) > 0$$

Para deducir si una reacción es espontánea o no a una determinada temperatura, es necesario conocer el signo de la variación de energía libre de Gibbs de la reacción, $\Delta G^\circ_{\text{reacción}}$.

Según el valor que se obtenga para $\Delta G_{\text{reacción}}^{\circ}$, se tienen las siguientes posibilidades para la reacción:

- $\Delta G_{\text{reacción}}^{\circ} < 0$. La reacción tiene lugar espontáneamente en el sentido en el que está escrita.
- $\Delta G_{\text{reacción}}^{\circ} = 0$. La reacción se encuentra en estado de equilibrio.
- $\Delta G_{\text{reacción}}^{\circ} > 0$. La reacción no es espontánea en el sentido en el que está escrita. Sí lo es en sentido opuesto.

Analizaremos la relación entre las magnitudes $\Delta G_{\text{reacción}}^{\circ}$, $\Delta H_{\text{reacción}}^{\circ}$ y $\Delta S_{\text{reacción}}^{\circ}$, siendo ΔS° la variación de entropía de la reacción. Utilizaremos la expresión que relaciona las tres variaciones:

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T \cdot \Delta S^{\circ}$$

En esta expresión, la temperatura debe estar expresada en grados K.

Existen cuatro casos posibles de reacción química por lo que se refiere a la espontaneidad, según los signos que tomen ΔH° , ΔS° y, en consecuencia, ΔG° . Los resumimos en la siguiente tabla:

Casos	ΔH°	ΔS°	ΔG°	Espontaneidad de la reacción
1	< 0	< 0	Depende de la temperatura: <ul style="list-style-type: none"> • Negativa a bajas T • Positiva a altas T 	Depende de la temperatura: <ul style="list-style-type: none"> • Espontánea a bajas T • No espontánea a altas T
2	> 0	> 0	Depende de la temperatura: <ul style="list-style-type: none"> • Positiva a bajas T • Negativa a altas T 	Depende de la temperatura: <ul style="list-style-type: none"> • No espontánea a bajas T • Espontánea a altas T
3	< 0	> 0	Negativa a cualquier temperatura	Espontánea a cualquier temperatura
4	> 0	< 0	Positiva a cualquier temperatura	No espontánea a cualquier temperatura

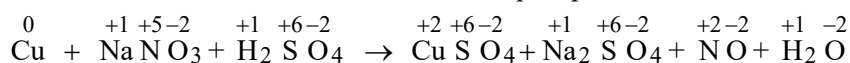
La reacción propuesta, $\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Cl}(\text{g})$, es endotérmica, es decir, $\Delta H_{\text{reacción}}^{\circ} > 0$. Por otra parte, la entropía en una reacción química aumenta si aumenta el desorden al transformarse los reactivos en productos. En el caso propuesto, esto es exactamente lo que ocurre, ya que se pasa de tener una molécula a tener dos átomos sin enlazar. Es decir, aumenta el número de especies presentes en el sistema al pasar de reactivos a productos, lo que hace que aumente el desorden. Por tanto, en este caso: $\Delta S_{\text{reacción}}^{\circ} > 0$.

Dado que la reacción del enunciado corresponde al caso 2 de la tabla, el proceso será espontáneo a altas temperaturas.

4. a) La reacción que propone el enunciado es:

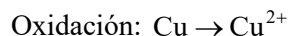
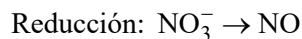


Asignamos los números de oxidación a todos los elementos que aparecen en la reacción:

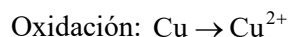
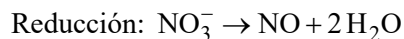


Al pasar de reactivos a productos, el N ha disminuido su estado de oxidación (de +5 a +2); por tanto, el N es el elemento que se reduce. La sustancia que se reduce es el NaNO_3 , que es por ello el agente oxidante. Por su parte, el Cu ha aumentado su estado de oxidación (de 0 a +2); por tanto, el Cu es el elemento que se oxida. La sustancia que se oxida es el cobre metálico, $\text{Cu}(\text{s})$, y es por ello el agente reductor.

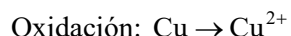
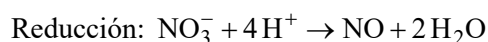
Comenzamos el proceso de ajuste de la reacción iónica por el método del ión-electrón. En primer lugar, se escriben las semirreacciones de reducción y de oxidación:



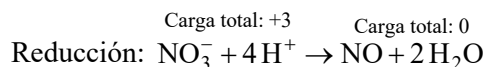
A continuación se ajustan los átomos que se oxidan o se reducen; en este caso están ya ajustados. Seguidamente se ajustan los oxígenos utilizando H_2O :



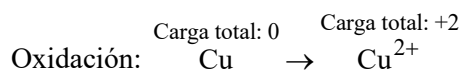
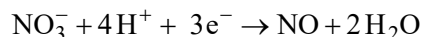
Después se ajustan los hidrógenos utilizando H^+ :



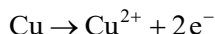
A continuación se ajusta la carga eléctrica en ambas semirreacciones utilizando electrones:



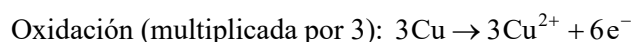
Es necesario sumar 3e^- en el miembro de los reactivos, que es el que tiene la carga más elevada, para conseguir así rebajarla e igualarla a la carga del miembro de los productos.



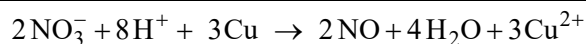
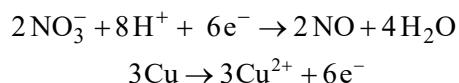
Es necesario sumar 2e^- en el miembro de los productos, que es el que tiene la carga más elevada, para conseguir así rebajarla e igualarla a la carga del miembro de los reactivos.



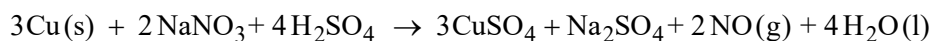
A continuación, se ajustan en ambas semirreacciones los electrones intercambiados, que deben tener el mismo número:



Seguidamente se suman las dos semirreacciones para obtener la **reacción iónica global ajustada**:



Por último, escribimos la reacción molecular. Tomamos como modelo la reacción propuesta inicialmente y ponemos los coeficientes estequiométricos a cada una de las especies de esa reacción de forma que dichos coeficientes hagan que la cantidad de los iones o especies que aparecen en la reacción molecular sea la que indica el ajuste de dicha reacción iónica:



Una vez finalizado este último paso, revisamos si la reacción que acabamos de escribir está ajustada, ya que puede haber alguna especie que no hayamos considerado por no participar en el proceso redox. En este caso, la reacción molecular está completamente ajustada, por lo que es la solución definitiva.

b) Calculamos los moles de NO(g) que se desean obtener mediante la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p(\text{atm}) \cdot V(\text{L}) = n \cdot R \cdot T(\text{K}) \Rightarrow n = \frac{p(\text{atm}) \cdot V(\text{L})}{R \cdot T(\text{K})} = \frac{(700/760) \cdot 12,15}{0,082 \cdot (30 + 273)} = 0,4504 \text{ moles NO(g)}$$

Utilizamos la estequiometría de la reacción para calcular los moles y gramos de cobre, Cu(s), que deben reaccionar.

$$0,4504 \text{ moles NO(g)} \cdot \frac{3 \text{ moles Cu(s)}}{2 \text{ moles NO(g)}} = 0,6756 \text{ moles Cu(s)}$$

$$0,6756 \text{ moles Cu} \cdot \frac{63,55 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 42,93 \text{ g Cu}$$

Estos gramos de Cu se han de obtener de un mineral del 95 % de pureza en cobre. Por tanto, la masa de mineral que será necesario utilizar será:

$$42,93 \text{ g Cu} \cdot \frac{100 \text{ g mineral}}{95 \text{ g Cu}} = 45,19 \text{ g mineral}$$

Por otra parte, en cuanto al NaNO₃ que debe reaccionar, según la estequiometría de la reacción, por cada dos moles de NO(g) que se forman deben reaccionar dos moles de NaNO₃. Así pues, para formar 0,4504 moles de NO(g) deben reaccionar 0,4504 moles de NaNO₃. El volumen de disolución 0,5 M de NaNO₃ que deberá reaccionar para aportar dicha cantidad de moles será:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{V(\text{L})} \Rightarrow V(\text{L}) = \frac{\text{moles soluto}}{M} = \frac{0,4504}{0,5} = 0,901 \text{ L} = 901 \text{ mL}$$

5. a) Calculamos los moles de CS₂ y de H₂ que se introducen en el reactor:

$$15,24 \text{ g CS}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CS}_2}{\underbrace{(12 + 32,1 \cdot 2)}_{76,2} \text{ g CS}_2} = 0,2 \text{ moles CS}_2$$

$$0,8 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{(1 \cdot 2) \text{ g H}_2} = 0,4 \text{ moles H}_2$$

Escribimos el equilibrio propuesto y la tabla que permite relacionar las concentraciones iniciales de las especies y las concentraciones presentes una vez se ha alcanzado el estado de equilibrio, teniendo en cuenta que el volumen del reactor es de 5 L:

	CS ₂ (g)	+	4 H ₂ (g)	⇌	2 H ₂ S(g)	+	CH ₄ (g)
Concentraciones iniciales (mol/L)	$\frac{0,2}{5} = 0,04$		$\frac{0,4}{5} = 0,08$		0		0
Concentraciones en el equilibrio (mol/L)	0,04 - x		0,08 - 4x		2x		x

Llamamos x a la concentración de CS₂ que se consume hasta que se alcanza el estado de equilibrio.

El enunciado da el valor la concentración de metano, CH₄, en el equilibrio, que es 0,01 mol/L. Relacionando este dato con la información que proporciona la tabla, resulta que:

$$[\text{CH}_4]_{\text{eq}} = 0,01 = x \Rightarrow x = 0,01 \text{ M}$$

Conocido el valor de x se puede calcular la concentración del resto de especies en el equilibrio:

$$[\text{CS}_2]_{\text{eq}} = 0,04 - x = 0,04 - 0,01 = 0,03 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 0,08 - 4x = 0,08 - 4 \cdot 0,01 = 0,04 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{S}]_{\text{eq}} = 2x = 2 \cdot 0,01 = 0,02 \text{ M}$$

b) Calculamos el porcentaje de disociación del CS_2 :

$$\alpha = \frac{\text{concentración consumida}}{\text{concentración inicial}} = \frac{x}{0,04} = \frac{0,01}{0,04} = 0,25$$

En tanto por ciento, $\alpha = 25 \%$.

c) Calculamos en primer lugar K_c :

$$K_c = \frac{[\text{CH}_4]_{\text{eq}} \cdot ([\text{H}_2\text{S}]_{\text{eq}})^2}{[\text{CS}_2]_{\text{eq}} \cdot ([\text{H}_2]_{\text{eq}})^4} = \frac{0,01 \cdot (0,02)^2}{0,03 \cdot (0,04)^4} = 52,08$$

A continuación, calculamos el valor de K_p mediante la siguiente relación:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta c(g)}$$

En esta expresión, $\Delta c(g)$ es la diferencia entre la suma de los coeficientes estequiométricos de los gases en los productos y la suma de los coeficientes estequiométricos de los gases en los reactivos, R es la constante de los gases ideales y T es la temperatura expresada en Kelvin. Sustituyendo valores se obtiene:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{[(2+1)-(1+4)]} = K_c \cdot (RT)^{(-2)} = 52,08 \cdot (0,082 \cdot (300 + 273))^{(-2)} = 0,0236$$