

OPCIÓN A

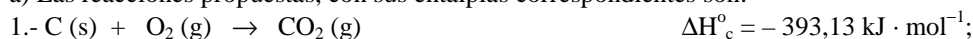
GENERAL

CUESTIÓN 1.- Las entalpías estándar de combustión del C(grafito) y del CO(g) son $-393,5$ y -283 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, respectivamente. La entalpía estándar de la reacción: $\text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow \text{COCl}_2\text{(g)}$ es $\Delta H_r^\circ = -108$ kJ/mol de COCl_2 .

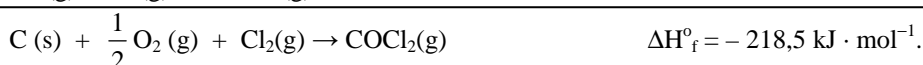
- Calcula la entalpía estándar de formación del $\text{COCl}_2\text{(g)}$.
- Si desea favorecer la formación de $\text{COCl}_2\text{(g)}$, a partir de CO(g) y $\text{Cl}_2\text{(g)}$, utilizaría temperaturas ¿altas o bajas? Justifica la respuesta

Solución:

a) Las reacciones propuestas, con sus entalpías correspondientes son:



Invirtiéndola reacción 2, cambiando el signo a su entalpía, y sumándolas, ley de Hess, se obtiene la entalpía estándar de la reacción que se pide:



b) La reacción de formación del $\text{COCl}_2\text{(g)}$ se produce con incremento del desorden molecular, por lo que disminuye su variación de entropía, es decir, $\Delta S < 0$. Como además su variación entálpica es también negativa, $\Delta H < 0$, para que la reacción sea espontánea ha de ser negativa la variación de energía libre de Gibbs, es decir, $\Delta G = \Delta H - T \cdot (-\Delta S) < 0$, y eso solo se cumple cuando $|\Delta H| > |T \cdot \Delta S|$, es decir, cuando el valor absoluto de la entalpía es superior al valor absoluto de la temperatura por la entropía y esto se cumple a temperaturas bajas.

PROBLEMA 1.- A 523 K la constante de equilibrio para la reacción: $\text{PCl}_5\text{(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_3\text{(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$ tiene el valor $K_c = 3,8 \cdot 10^{-2}$. En un recipiente de $2,5$ L, en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen $0,50$ moles de $\text{PCl}_5\text{(g)}$, $0,25$ moles de $\text{PCl}_3\text{(g)}$ y $0,25$ moles de $\text{Cl}_2\text{(g)}$. La mezcla gaseosa se calienta a la temperatura de 523 K.

- Indica el sentido en que debe evolucionar el sistema para alcanzar el equilibrio.
- Calcula el número de moles de cada gas en la mezcla una vez alcanzado el equilibrio a 523 K.

Solución:

a) La concentración de las distintas especies en el reactor es:

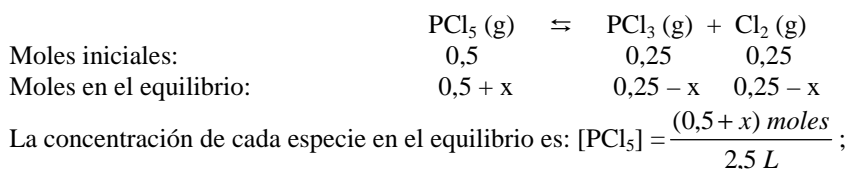
$$[\text{PCl}_5] = \frac{0,5 \text{ moles}}{2,5 \text{ L}} = 0,2 \text{ M}; \quad [\text{PCl}_3] = \frac{0,25 \text{ moles}}{2,5 \text{ L}} = 0,1 \text{ M}; \quad [\text{Cl}_2] = \frac{0,25 \text{ moles}}{2,5 \text{ L}} = 0,1 \text{ M}.$$

Para saber si el sistema se encuentra o no en equilibrio, se determina el valor del cociente de reacción y se compara con el valor de la constante de equilibrio K_c . Llevando estos valores a la expresión

$$\text{del cociente de reacción se tiene: } Q_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0,1 \cdot 0,1}{0,2} = 0,05.$$

Al ser $Q_c > K_c$, ello indica que el sistema no se encuentra en equilibrio, y para alcanzarlo, Q_c ha de disminuir su valor haciendo crecer el denominador y disminuyendo el numerador, lo que pone de manifiesto que, en efecto, hay un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda.

b) Siendo x los moles de PCl_3 y de Cl_2 que reaccionan, los moles iniciales y en el equilibrio de cada especie son:



$$[\text{PCl}_3] = \frac{(0,25-x) \text{ moles}}{2,5 \text{ L}}; \quad [\text{Cl}_2] = \frac{(0,25-x) \text{ moles}}{2,5 \text{ L}}, \text{ que llevadas a la constante de equilibrio,}$$

operando y resolviendfo la ecuación de segundo grado que aparece, se tiene para x el valor:

$$K_c = \frac{\frac{(0,25-x)^2}{2,5^2}}{\frac{(0,5+x)}{2,5}} = \frac{(0,25-x)^2}{2,5 \cdot (0,5+x)} \Rightarrow x^2 - 0,405 \cdot x + 0,015 = 0, \text{ que al resolverla da la solución } x = 0,0425$$

moles, siendo los moles de cada especie en el equilibrio:

$$\text{PCl}_5 = 0,5425 \text{ moles}; \quad \text{PCl}_3 = 0,21 \text{ moles}; \quad \text{Cl}_2 = 0,21 \text{ moles.}$$

Resultado: a) Izquierda; b) $\text{PCl}_5 = 0,5425$ moles; $\text{PCl}_3 = 0,21$ moles; $\text{Cl}_2 = 0,21$ moles.

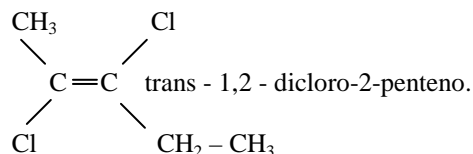
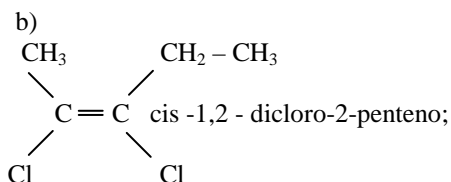
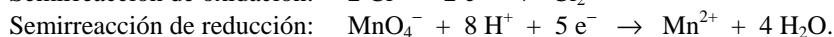
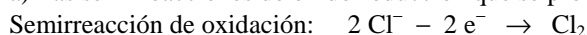
CUESTIÓN 4.- a) Una disolución acuosa ácida contiene las siguientes concentraciones: $[\text{MnO}_4^-] = 1 \text{ M}$; $[\text{Cl}^-] = 1 \text{ M}$. Escribe las semirreacciones ajustadas de oxidación y de reducción que tienen lugar en la disolución.

DATOS: $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = +1,51 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,358 \text{ V}$.

b) Escribe las fórmulas semidesarrolladas y nombre los isómeros geométricos del 2,3-dicloro-2-penteno.

Solución:

a) Las semirreacciones de oxido-reducción que se producen son:



OPCIÓN B

PROBLEMA 1.- Se prepara una disolución acuosa por mezcla de 500 mL de disolución acuosa de HNO_3 , que contiene un 0,3% en masa de HNO_3 y una densidad de $1,1 \text{ g cm}^{-3}$, con 150 mL de una disolución acuosa de HI 0,01 M y con 150 mL de agua. Calcula el pH de la disolución resultante. Supón que los volúmenes son aditivos.

DATOS: $A_r(\text{N}) = 14 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$.

Solución:

La disolución de partida de HNO_3 tiene una concentración molar:

$$1,1 \frac{\text{g disolución}}{\text{mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{\text{L disolución}} \cdot \frac{0,3 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 0,052 \text{ M.}$$

Al ser los dos ácidos fuertes se encuentran totalmente ionizados tanto en sus disoluciones como en la disolución mezcla, por lo que, determinando los moles de cada ácido en su disolución, la suma total de ellos es el número de moles de iones oxonios H_3O^+ en la disolución mezcla, y su concentración es la que proporciona el pH de la disolución.

$$\text{Moles de HNO}_3: n = M \cdot V = 0,052 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,026 \text{ moles;}$$

$$\text{Moles de HI: } n = M \cdot V = 0,01 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,15 \text{ L} = 0,0015 \text{ moles.}$$

Los moles totales de iones oxonios es: $n_t(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,0275$ moles, que se encuentran disueltos en un volumen total de $500 + 150 + 150 = 800$ mL de disolución, siendo su concentración molar:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0,0275 \text{ moles}}{0,8 \text{ L}} = 0,0344 \text{ M} \text{ y el pH de la disolución: } \text{pH} = -\log 0,0344 = 1,46.$$

Resultado: pH = 1,46.

CUESTIÓN 1.- La pila que se basa en la reacción química: $\text{Fe(s)} + 2 \text{Ag}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{Ag(s)}$ tiene un potencial estándar $E^\circ(\text{pila}) = +1,24 \text{ V}$.

- Escribe las semirreacciones de oxidación y de reducción que se producen en la pila y calcula el valor del potencial estándar de reducción del par (Ag^+/Ag) .
- Dibuja un esquema de la pila, indicando el ánodo, el cátodo y el sentido en el que fluyen los electrones.

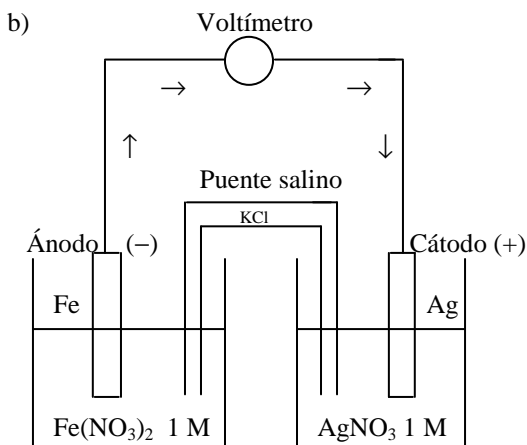
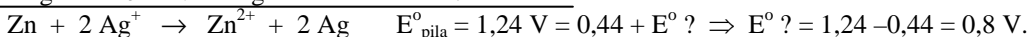
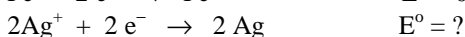
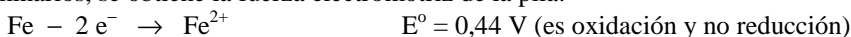
DATO: $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$.

Solución:

a) Para calcular la fuerza electromotriz de la pila se establecen las semirreacciones de oxidación-reducción que tiene lugar, con sus potenciales de reducción y cambiando el signo del potencial estándar de la semirreacción de oxidación:



Multiplicando la semirreacción por 2 para igualar los electrones intercambiados y sumándolas para eliminarlos, se obtiene la fuerza electromotriz de la pila:



CUESTIÓN 3.- a) De las configuraciones electrónicas que se dan a continuación, indica las que corresponden a átomos en su estado fundamental, en estado excitado y las que son imposibles. Justifica la respuesta.



b) Los valores de las energías de red para los compuestos KF(s) y CaO(s) son -826 y $-3.414 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, respectivamente. Suponiendo que ambos compuestos presentan el mismo tipo de estructura cristalina, explica las diferencias observadas entre los valores de las energías de red de los dos compuestos.

DATOS: $d(\text{Ca-O}) = 240 \text{ pm}$; $d(\text{K-F}) = 271 \text{ pm}$.

Solución:

a) Las configuraciones electrónicas en su estado fundamental, la de menor energía, se construye colocando los electrones uno a uno en los orbitales del átomo en orden creciente de energía. Si esto no se cumple, junto al principio de exclusión de Pauli y la regla de máxima multiplicidad de Hund, es imposible

que la configuración se encuentre en su estado fundamental, aunque puede encontrarse en estado excitado.

La configuración 1.- coloca los electrones en orden creciente de energía, lo que indica que corresponde a un átomo en estado fundamental.

La 2.- sitúa un electrón en un orbital de contenido energético superior al que le corresponde, 3p en lugar del 2p, lo que indica que es una configuración electrónica en estado excitado.

En la configuración electrónica 3.- aparece en el nivel energético correspondiente al número cuántico principal $n = 2$, un orbital 2d que no corresponde, lo que significa que la configuración que se propone es imposible.

Lo mismo que en el apartado anterior ocurre a la configuración 4.- En ella no aparece en el nivel energético correspondiente al número cuántico principal $n = 3$, el orbital atómico 3d en el que se ubican los electrones después de completarse el 4s, lo que pone de manifiesto que es también una configuración imposible.

b) Los compuestos KF (s) y CaO (s) son iónicos y en su formación se desprende la energía de red o reticular, que es función directa de las cargas de los iones e inversa de la distancia entre los núcleos de los iones catión y anión. Como los iones K^+ y F^- tienen menor carga y un mayor radio iónico $d = 271$ pm que los iones Ca^{2+} y O^{2-} $d = 240$ pm, la energía de red es menor, en valor absoluto, en el sólido iónico KF que en el CaO.

OPCIÓN A

ESPECIFICA

PROBLEMA 1.- A partir de los valores de las entalpías de reacción:



a) **Calcula la entalpía de la reacción de etileno, $C_2H_4(g)$, con flúor, $F_2(g)$, para formar tetrafluoruro de carbono, $CF_4(g)$, y fluoruro de hidrógeno, $HF(g)$.**

b) **Calcula el calor desprendido en la reacción de 2 g de $C_2H_4(g)$ con 12 g de $F_2(g)$, a presión constante.**

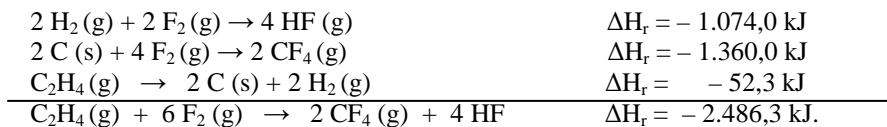
DATOS: $A_r(C) = 12 \text{ u}$; $A_r(H) = 1 \text{ u}$; $A_r(F) = 19 \text{ u}$.

Solución:

a) Las reacciones propuestas, con sus entalpías correspondientes son:



Invertiendo la ecuación c), cambiando el signo a su entalpía de reacción, multiplicando la a) y b) por 2, incluida sus entalpías de reacción, y sumándolas se obtiene la reacción que se pide con su entalpía de reacción:



b) Los moles de $C_2H_4(g)$ que se hacen reaccionar con 12 g de $F_2(g)$ son:

$$\text{moles } C_2H_4(g) = \frac{\text{gramos}}{\text{masa molar}} = \frac{2 \text{ g}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,071 \text{ moles};$$

$$\text{moles } F_2(g) = \frac{\text{gramos}}{\text{masa molar}} = \frac{12 \text{ g}}{38 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,316 \text{ moles};$$

Al ser la estequiometría de la reacción 1 a 6, se desprende de los moles de ambos reactivos que el F_2 es el limitante, luego, el calor que se desprende en la reacción es:

$$0,316 \text{ moles } F_2 \cdot \frac{-2.486,3 \text{ kJ}}{6 \text{ moles } F_2} = -130,95 \text{ kJ.}$$

Resultado: a) $\Delta H_r = -2.486,3 \text{ kJ}$; b) $-130,95 \text{ kJ}$.

CUESTIÓN 3.- a) Los elementos X e Y ocupan las posiciones de la tabla periódica que se indican a continuación: X período = 4, grupo = 17; Y período = 4, grupo = 1.

- a) **1.-Escribe las configuraciones electrónicas de los átomos de los dos elementos en estado fundamental.**
b) **2.- Indica el carácter, iónico o covalente, del enlace presente en el compuesto formado por los dos elementos. Justifique la respuesta.**

b) El H₂O y el H₂S son dos compuestos moleculares que presentan geometría molecular angular. Indica el compuesto que presenta el valor más elevado del punto normal de ebullición. Justifica la respuesta.

Valores de electronegatividades: $\chi(\text{O}) = 3,5$; $\chi(\text{S}) = 2,5$; $\chi(\text{H}) = 2,1$.

Solución:

a) 1.-La configuración electrónica fundamental de los átomos es:
X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$; Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

2.- El elemento X es un halógeno y el Y un alcalino, por lo que, los átomos del elemento alcalino Y, ceden un electrón a los átomos del elemento X para formar los iones Y⁺ (catión) y X⁻ (anión), entre los que aparece una fuerza de naturaleza electrostática, enlace iónico, que los unen formando un sólido cristalino.

b) En el agua, sus moléculas polares se unen unas a otras por medio de un enlace de hidrógeno, es decir, uno de los átomos de hidrógeno con carga parcial positiva, de una de las moléculas, se une al átomo de oxígeno con carga parcial negativa, de otra molécula, y esta unión electrostática es mucho más fuerte que la que aparece entre las moléculas apolares de sulfuro de hidrógeno, lo que explica que el agua posea un punto normal de ebullición superior al del sulfuro de hidrógeno.

CUESTIÓN 4.- a) Indica, de forma razonada, el carácter ácido, básico o neutro de la disolución acuosa resultante de la neutralización exacta de una disolución acuosa de hidróxido de potasio, KOH, con una disolución acuosa de ácido acético, CH₃COOH. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

b) Nombre el grupo funcional presente en cada uno de los siguientes compuestos orgánicos:

1.- CH₃CH₂CH₂COCH₂CH₃ 2.- CH₃C≡CCH₂CH₂CH₃ 3.- CH₃CH₂CH₂COOH

4.- CH₃CH₂NHCH₃.

Solución:

a) En la reacción de neutralización se forma la sal CH₃COOK que en disolución se encuentra totalmente ionizada. Los cationes K⁺, ácidos conjugados extremadamente débiles de la base muy fuerte KOH, no sufren hidrólisis, pero los aniones CH₃COO⁻ bases conjugadas relativamente fuertes del ácido débil CH₃COOH, sufren hidrólisis según la ecuación: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$, en la que aparece iones hidróxidos, cuya concentración en la disolución acuosa proporciona a la misma un carácter básico.

b) 1.- Grupo cetona; 2.- Grupo acetileno; 3.- Grupo ácido; 4.- Grupo amino.

OPCIÓN B

PROBLEMA 1.- Se añaden 50 mL de disolución acuosa de hidróxido de sodio, NaOH, de pH = 12, a 30 mL de disolución acuosa de ácido clorhídrico, HCl (ac), de pH = 1,5. Calcula el pH de la disolución resultante. Supón que los volúmenes son aditivos.

Solución:

a) La concentración molar los iones OH⁻ es la de la disolución NaOH, que por ser una base muy fuerte se encuentra totalmente ionizada. $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 12 = 2$, siendo la concentración de los iones: $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-2} = 0,02 \text{ M}$.

La concentración molar de ácido HCl, muy fuerte y completamente ionizado, es la concentración molar de los iones oxonios, H₃O⁺: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,5} = 10^{0,5} \cdot 10^{-2} = 3,16 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.

Los moles de base y ácido empleados en la reacción de neutralización son:

$n(\text{NaOH}) = M \cdot V = 0,02 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,050 \text{ L} = 0,001 \text{ moles}$;

$n(\text{HCl}) = M \cdot V = 0,0316 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,030 \text{ L} = 0,00095 \text{ moles}$;

La ecuación de la reacción de neutralización es: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$, en la que se observa que la estequiometría es 1 a 1, y como se emplean menos moles de ácido, en disolución quedan moles de base (de iones OH^-) sin neutralizar, que son los que proporcionan a la disolución un $\text{pH} > 7$.

Los moles de OH^- sin neutralizar son $0,001 - 0,00095 = 5 \cdot 10^{-5}$, que al encontrarse disueltos en un volumen de 80 mL de disolución, le proporciona la concentración: $M = \frac{0,00005 \text{ moles}}{0,080 \text{ L}} = 0,000625 \text{ M}$,

correspondiendo a la disolución un $\text{pOH} = -\log 6,25 \cdot 10^{-4} = 4 - \log 6,25 = 4 - 0,796 = 3,204$, siendo el pH de la disolución es: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,204 = 10,796$.

Resultado: pH = 10,796.

PROBLEMA 2.- En el proceso de fabricación del ácido sulfúrico es importante el equilibrio que se establece en la reacción del SO_2 (g) con el O_2 (g) para formar SO_3 (g). En un recipiente de 2 L, en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 0,15 moles de SO_2 (g) y 0,15 moles de O_2 (g). La mezcla se calienta hasta 900 K. Cuando se alcanza el equilibrio, se han formado 0,092 moles de SO_3 (g). Calcula el valor de K_p para el equilibrio a 900 K.

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

Solución:

La ecuación correspondiente a la reacción es: $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g})$.

La estequiometría de la ecuación química indica que dos moles de SO_2 reaccionan con 1 mol de O_2 para producir dos moles de SO_3 , por lo que llamando x a los moles de O_2 que reaccionan, de SO_2 reaccionarán $2 \cdot x$ moles y se formarán $2 \cdot x$ moles de SO_3 . Luego, si una vez alcanzado el equilibrio existen 0,092 moles de SO_3 , como se ha introducido 0,15 moles O_2 y 0,15 moles de SO_2 , los moles al inicio y en el equilibrio de las distintas especies son:

	$2 \text{SO}_2 (\text{g})$	+	$\text{O}_2 (\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{SO}_3 (\text{g})$
Moles en el inicio:	0,15		0,15		0
Moles en el equilibrio:	$0,15 - 2 \cdot x$		$0,15 - x$		$2 \cdot x = 0,092$

Si en el equilibrio $2 \cdot x = 0,092 \Rightarrow x = \frac{0,092}{2} = 0,041 \text{ moles}$, la mezcla de gases en el equilibrio

es: $\text{SO}_2 = 0,15 - 2 \cdot 0,041 = 0,058 \text{ moles}$; $\text{O}_2 = 0,15 - 0,041 = 0,109 \text{ moles}$; $\text{SO}_3 = 0,092 \text{ moles}$.

La concentración en el equilibrio de cada especie es:

$[\text{SO}_2] = \frac{0,058 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,029 \text{ M}$; $[\text{O}_2] = \frac{0,109 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,0545 \text{ M}$; $[\text{SO}_3] = \frac{0,092 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,041 \text{ M}$.

Sustituyendo estos valores en la expresión de K_c :

$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{0,041^2 \text{ M}^2}{0,029^2 \text{ M}^2 \cdot 0,0545 \text{ M}} = 36,68$ y de la relación $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$, se tiene el valor

de K_p . Como $\Delta n = 2 - 3 = -1$: $K_p = 36,68 \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 900 \text{ K})^{-1} = 0,497$.

Resultado: 0,497.

CUESTIÓN 2.- a) Para el subnivel electrónico caracterizado por los valores de los números cuánticos $n = 4$ y $l = 2$, indica: 1.- la notación del subnivel; 2.- los valores posibles de m_l ; 3.- el número de orbitales en el subnivel; 4.- el número máximo de electrones en el subnivel. Justifica todas las respuestas.

b) Para la reacción de síntesis del metanol a 25 °C:

$\text{CO} (\text{g}) + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} (\text{g})$

$\Delta G_r^\circ = -24,8 \text{ kJ}$ y $\Delta S_r^\circ = -219,3 \text{ J K}^{-1}$. Calcula el valor de ΔH_r° e indica si la reacción es endotérmica o exotérmica. Justifica la respuesta.

Solución:

a) El número cuántico principal n puede tomar los valores 1, 2, 3, 4, ..., y el número cuántico orbital o del momento angular l los valores 0 (s), 1 (p), 2 (d), 3 (f), ..., $n - 1$.

De los valores de los números cuánticos n y l , se deduce que:

1.- El subnivel al que corresponde estos valores es 2d.

2.- Por existir 5 orbitales 2d, el valor del número cuántico magnético, m_l , que corresponde a cada uno de ellos es: $-2, -1, 0, +1, +2$.

3.- Como se ha expuesto en el apartado anterior son 5 los orbitales del subnivel 2d.

4.- Al haber en cada orbital 2d, 2 electrones, son 10 el número máximo de electrones que en dicho subnivel.

b) La expresión que determina el valor de la energía libre de Gibbs es $\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ + T \cdot \Delta S_r^\circ$, de donde, $\Delta H_r^\circ = \Delta G_r^\circ - T \cdot \Delta S_r^\circ = -24 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot (-219,3 \cdot 10^{-3}) \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} = 41,35 \text{ kJ}$, que por ser positivo indica que la reacción de síntesis del metanol es endotérmica, es decir, hay que suministrarle calor para que se realice.