

### OPCIÓN A:

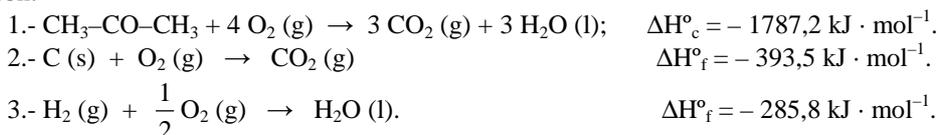
**PROBLEMA 1.-** La entalpía estándar de combustión de la propanona ( $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ ) es  $-1787,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Las entalpías estándar de formación del dióxido de carbono gaseoso y del agua líquida son  $-393,5$  y  $-285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , respectivamente.

- Escribe las reacciones anteriores y la de formación de la propanona.
- Calcula la entalpía estándar de formación de la propanona.
- Calcula los gramos de propanona que deben quemarse para generar  $3500 \text{ kJ}$  de energía calorífica.

**DATOS:**  $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ .

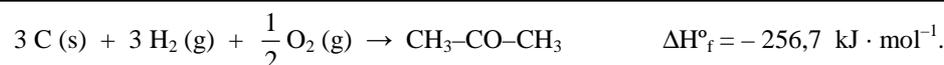
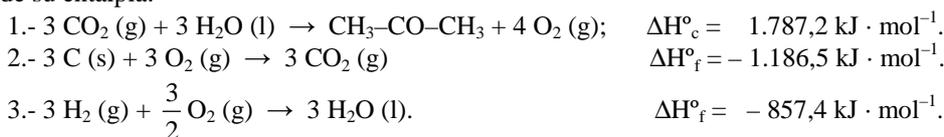
Solución:

a) La reacción de combustión de la propanona y de formación del dióxido de carbono y agua líquida son:



b) Aplicando la ley de Hess a las reacciones anteriores con sus entalpías estándar incluidas, se obtiene la entalpía estándar de formación de la propanona.

Invirtiendo la ecuación 1.- y cambiando el signo a su entalpía, multiplicando por 3 la ecuación 2.- y 3.- incluida sus entalpías, y sumando las tres, se obtiene la ecuación de formación de la propanona y el valor de su entalpía:



c) La masa de propanona a quemar es:

$$3.500 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_6\text{O}}{1.787,2 \text{ kJ}} \cdot \frac{58 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_6\text{O}}{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_6\text{O}} = 113,59 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_6\text{O}.$$

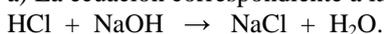
**Resultado:** b)  $\Delta H_f^\circ = -256,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; b)  $113,59 \text{ g}$ .

**PROBLEMA 2.-** El ácido clorhídrico comercial es una disolución acuosa concentrada de HCl. Se disuelven  $5 \text{ mL}$  de ácido clorhídrico comercial en agua suficiente para obtener  $0,5$  litros de una disolución que se denominará "ácido diluido". Para neutralizar completamente los  $0,5$  litros de este ácido diluido se necesitan  $582 \text{ mL}$  de hidróxido de sodio  $0,1 \text{ M}$ .

- Escribe la reacción de neutralización y calcula los moles de ácido contenidos en el ácido diluido.
- Calcula el pH del ácido diluido.
- Calcula la molaridad del ácido clorhídrico comercial.

Solución:

a) La ecuación correspondiente a la reacción de neutralización es:



Al ser la estequiometría de la reacción 1 a 1, los moles de base son también los moles de ácido.

Moles de NaOH = moles HCl:  $n = M \cdot V = 0,1 \text{ moles } \cdot 0,582 = 0,0582 \text{ moles}$ .

b) Los  $0,0582$  moles de HCl diluido se encuentran disueltos en  $0,5 \text{ L}$ , siendo la concentración

molar de la disolución:  $M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} = \frac{0,0582 \text{ moles HCl}}{0,5 \text{ L}} = 0,1164 \text{ M}$ , y por ser un ácido fuerte se

encuentra totalmente ionizado, siendo el pH de la disolución diluida:  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,1164 = 0,934$ .

c) Los 0,0582 moles se encuentran disueltos en un volumen de 0,005 L, por lo que, operando igual que en el apartado anterior se determina la concentración molar del ácido comercial:  $M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} = \frac{0,0582 \text{ moles HCl}}{0,005 \text{ L}} = 11,64 \text{ M}$ .

**Resultado: a) 0,0582 moles; b) pH = 0,934; c) 11,64 M.**

**CUESTIÓN 2.- Razona la verdad o falsedad de los siguientes enunciados: En la electrólisis:**

- La oxidación se produce en el cátodo.**
- La reacción redox se produce de forma espontánea.**

Solución:

a) Falsa. El electrodo que se conecta al polo positivo de la fuente de corriente se denomina ánodo y en él se produce la oxidación.

b) Falsa. La reacción redox que se produce en una electrólisis nunca es espontánea, pues se trata de descomponer, mediante una corriente eléctrica, un compuesto disuelto o fundido en sus elementos.

### OPCIÓN B

**PROBLEMA 1.- En un reactor de 4 litros de capacidad se encuentran en equilibrio 2 moles de A, 4 moles de B y 20 moles de C, siendo estas sustancias tres compuestos gaseosos entre los cuales se establece la siguiente reacción de equilibrio:  $A(g) + B(g) \rightleftharpoons C(g)$ .**

- Calcula la constante  $K_c$  de este equilibrio.**
- Si se añaden a esta mezcla 4 moles del compuesto B, calcula el valor del cociente de reacción y razona hacia donde se desplaza el equilibrio.**
- Calcula la concentración del compuesto C en esta nueva situación de equilibrio.**

Solución:

a) La concentración de cada especie en el equilibrio es:  $A = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} = \frac{2 \text{ moles}}{4 \text{ L}} = 0,5 \text{ M}$ ;  $B = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} = \frac{4 \text{ moles}}{4 \text{ L}} = 1 \text{ M}$ ;  $C = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} = \frac{20 \text{ moles}}{4 \text{ L}} = 5 \text{ M}$ , que llevadas a la constante de equilibrio

$K_c$  y operando sale el valor:

$$K_c = \frac{[C]}{[A] \cdot [B]} = \frac{5 \text{ M}}{0,5 \text{ M} \cdot 1 \text{ M}} = 10.$$

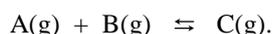
b) Si se añade al equilibrio 4 moles de B, la concentración de esta especie en el equilibrio que se altera es:  $B = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} = \frac{8 \text{ moles}}{4 \text{ L}} = 2 \text{ M}$ , y llevando las concentraciones a la constante de equilibrio se

tiene el valor del cociente de reacción:  $Q_c = \frac{[C]}{[A] \cdot [B]} = \frac{5 \text{ M}}{0,5 \text{ M} \cdot 2 \text{ M}} = 20$ , que comparándolo con el valor

de la constante de equilibrio proporciona información de hacia donde se desplaza el equilibrio. En efecto, si  $Q_c = K_c$ , el sistema se encuentra en equilibrio. Si  $Q_c > K_c$ , el sistema no se encuentra en equilibrio y se produce la reacción entre los productos para obtener reactivos y hacer que los valores de  $Q_c$  y  $K_c$  se igualen para alcanzar un nuevo equilibrio. Luego, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda. Si  $Q_c < K_c$ , el sistema no se encuentra en equilibrio y los reactivos reaccionan entre sí para producir productos y conseguir que los valores de  $Q_c$  y  $K_c$  se igualen para alcanzar de nuevo el equilibrio. Ahora el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

Como  $Q_c > K_c$ , el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, a la formación de A y B.

c) Llamando x a los moles de B que reaccionan, según la estequiometría de la reacción, aparecerán en el nuevo equilibrio los siguientes moles de cada especie:



cuyas concentraciones molares son:  $A = \frac{2-x \text{ moles}}{\text{Volumen}} = \frac{2-x \text{ moles}}{4 \text{ L}}$ ;  $B = \frac{8-x \text{ moles}}{\text{Volumen}} = \frac{8-x \text{ moles}}{4 \text{ L}}$ ;

$C = \frac{20+x \text{ moles}}{\text{Volumen}} = \frac{20+x \text{ moles}}{4 \text{ L}}$ ; que llevadas a la constante de equilibrio y operando, sale el valor de  $x$ .

$K_c = \frac{[C]}{[A] \cdot [B]} \Rightarrow 10 = \frac{\frac{20+x}{4} \text{ M}}{\frac{2-x}{4} \text{ M} \cdot \frac{8-x}{4} \text{ M}} \Rightarrow 10 \cdot x^2 - 104 \cdot x + 80 = 0$ , que resuelta proporciona los valores:  $x_1$

= 9,56 moles, que se desprecia por ser superior a los moles totales de B con la adición, y  $x_2 = 0,8365$  moles que es el valor que se toma como válido. Luego, la concentración del compuesto C en el nuevo equilibrio es:  $C = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} = \frac{20,8365 \text{ moles}}{4 \text{ L}} = 5,21 \text{ M}$ .

**Resultado:** a)  $K_c = 10$ ; b)  $Q_c = 20$ ; hacia la izquierda; c)  $[C] = 5,21 \text{ M}$ .

**PROBLEMA 2.-** El yoduro de potasio reacciona con el dióxido de manganeso, en medio ácido sulfúrico (tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno), obteniéndose sulfato de manganeso (II) (tetraoxosulfato (VI) de manganeso (II)), sulfato de potasio (tetraoxosulfato (VI) de potasio), yodo molecular y agua.

a) Ajusta esta reacción por el método del ión-electrón.

b) Sabiendo que la pirolusita es un mineral que contiene un 80 % de dióxido de manganeso, calcula los gramos de este mineral necesarios para obtener 2538 g de yodo molecular.

**DATOS:**  $A_r(\text{I}) = 126,9 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Mn}) = 54,94 \text{ u}$ .

Solución:

a) La reacción que se produce es:  $\text{KI} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ , en la que el yoduro se oxida a yodo molecular y el manganeso (IV) se reduce a manganeso (II), siendo las correspondientes semirreacciones de oxidación-reducción:

Semirreacción de oxidación:  $2 \text{I}^- - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{I}_2$ ;

Semirreacción de reducción:  $\text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$ .

Sumando ambas semirreacciones se anulan los electrones y queda la reacción iónica ajustada:

$2 \text{I}^- - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{I}_2$ ;

$\text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$

$2 \text{I}^- + \text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$ , que al completarla proporciona la reacción molecular:  $2 \text{KI} + \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ .

b) De la estequiometría de la reacción y utilizando los factores de conversión se obtiene la masa de la pirolusita:

$$2.538 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{253,8 \text{ g I}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{1 \text{ mol I}_2} \cdot \frac{86,94 \text{ g MnO}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} \cdot \frac{100 \text{ g pirolusita}}{80 \text{ g MnO}_2} = 1.086,75 \text{ g pirolusita.}$$

**Resultado:** b) 1.086,75 g.

**CUESTIÓN 3.-** Justifica el signo de  $\Delta S$  y la espontaneidad de la reacción de formación del amoníaco gaseoso:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$ ;  $\Delta H < 0$ .

Solución:

Al producirse en la reacción un incremento del orden, disminuye el número de moles gaseosos, la entropía decrece y es negativa. La espontaneidad de una reacción depende del valor de su energía libre, es decir, de que  $\Delta G < 0$ , lo que es función del valor absoluto de  $|\Delta H^\circ|$  y  $|T \cdot \Delta S|$ . En efecto, si el valor absoluto de la variación de entalpía es mayor que el valor absoluto del producto de la temperatura absoluta por la variación de entropía,  $|\Delta H^\circ| > |T \cdot \Delta S|$ , la variación de energía libre de Gibbs es menor que cero y la reacción es espontánea, y esto sólo ocurre cuando la temperatura absoluta es baja. A alta temperatura la reacción no es espontánea por ser  $|\Delta H^\circ| < |T \cdot \Delta S|$  y hacer que  $\Delta G > 0$ .