

**CUESTIÓN 1.- Considera los elementos con números atómicos 4, 11, 17, y 33:**

- Escribe la configuración electrónica señalando los electrones de la capa de valencia.
- Indica a qué grupo del sistema periódico pertenece cada elemento y si son o no metales.
- ¿Cuál es el elemento más electronegativo y cuál el menos electronegativo?
- ¿Qué estados de oxidación serán los más frecuentes para cada elemento?

Solución:

a) La configuración electrónica de los elementos indicados es:

(Z = 4):  $1s^2 2s^2$ . Los electrones de la capa de valencia son los  $2s^2$ .

(Z = 11):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . El electrón de la capa de valencia es el  $3s^1$ .

(Z = 17):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Los electrones de la capa de valencia son  $3s^2 3p^5$ .

(Z = 33):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ . Los electrones de la capa de valencia son  $4s^2 3d^{10} 4p^3$ .

b) El elemento de Z = 4 pertenece al período 2º (n = 2), grupo 2 ( $2e^- 2s$ ), siendo un metal.

El elemento de Z = 11 se encuentra situado en el período 3º (n = 3), grupo 1 ( $1e^- 3s$ ), y si es un metal.

El elemento de Z = 17 se sitúa en el 3º período (n = 3), grupo 17 ( $12 + 5e^- 3p$ ), y es un no metal.

El elemento de Z = 33 se sitúa en el 4º período (n = 4), grupo 15 ( $12 + 3e^- 4p$ ), y es un no metal.

c) El más electronegativo es el situado más a la derecha de la tabla periódica, en el grupo de mayor valor numérico, y en el período de menor valor, es decir, el de número atómico Z = 17.

El menos electronegativo es el elemento situado más a la izquierda del sistema periódico, en el grupo de menor valor numérico, y en el período de mayor valor, es decir, el de número atómico Z = 11.

d) El estado de oxidación de un elemento es el número de electrones que un átomo puede ceder o aceptar para adquirir configuración estable de gas noble. Por tanto, el elemento de Z = 4 presenta como estado de oxidación estable +2; el de Z = 11 tiene como estado de oxidación estable +1; El de Z = 17 posee los estados de oxidación estable -1, +1, +3, +5 y +7, y el estado de oxidación de Z = 33 es -3, +3 y +5.

**CUESTIÓN 3.- En una reacción de combustión de etano en fase gaseosa se consume todo el etano:**

- Escribe y ajusta la reacción de combustión.
- Escribe la expresión para el cálculo de la entalpía de reacción  $\Delta H_r^\circ$  a partir de las entalpías de formación  $\Delta H_f^\circ$ .
- Escribe la expresión para el cálculo de entropía de reacción  $\Delta S_r^\circ$  a partir de las entropías  $S^\circ$ .
- Justifica el signo de las magnitudes  $\Delta H_r^\circ$  y  $\Delta G_r^\circ$ .

Solución:

a) La ecuación química ajustada es:  $C_2H_6(g) + \frac{7}{2} O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(g)$ .

b) La expresión que obtiene la entalpía de reacción es:

$$\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos} = 2 \cdot \Delta H_f^\circ(CO_2) + 3 \cdot \Delta H_f^\circ(H_2O) - \Delta H_f^\circ(C_2H_6)$$

c) El cálculo de la variación de entropía de una reacción se obtiene de la expresión:

$$\Delta S_r^\circ = \sum a \cdot \Delta S^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta S^\circ \text{ reactivos} = 2 \cdot \Delta S^\circ(CO_2) + 3 \cdot \Delta S^\circ(H_2O) - \Delta S^\circ(C_2H_6) - \frac{7}{2} \cdot \Delta S^\circ(O_2)$$

d) Por tratarse de una reacción de combustión se produce un desprendimiento de energía calorífica, lo que pone de manifiesto que la reacción es exotérmica, y por tanto,  $\Delta H_r^\circ < 0$ .

Al encontrarse la reacción completamente desplazada hacia la formación de los productos gaseosos, la variación de entropía es positiva por producirse un aumento del desorden.

Luego, si  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S > 0$ , la variación de energía libre  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S < 0$  para cualquier temperatura, pues si a una cantidad negativa se le resta otra cantidad, el resultado es siempre un valor negativo, por lo que la reacción es espontánea.

**CUESTIÓN 4.- Para un proceso electrolítico de una disolución de  $\text{AgNO}_3$  en el que se obtiene Ag metal, justifica si son verdaderas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:**

- Para obtener 1 mol de Ag se requiere el paso de 2 moles de electrones.
- En el ánodo se produce la oxidación de los protones del agua.
- En el cátodo se produce oxígeno.
- Los cationes plata se reducen en el cátodo.

Solución:

a) Falso. Al tener el ión plata,  $\text{Ag}^+$ , una sola carga positiva, su reducción implica la ganancia de 1 electrón para 1 ión, o 1 mol de electrones para 1 mol de iones.

b) Falso. Los protones tienen la máxima carga eléctrica que pueden soportar, máximo estado de oxidación, y no pueden oxidarse para adquirir más carga eléctrica.

c) Falso. La obtención de oxígeno exige una oxidación, y en el cátodo sólo se produce reducción.

d) Verdadero. Como se ha indicado en el apartado anterior, la reducción se produce en el cátodo, y en este electrodo es en el que se reducen los cationes plata.

### OPCIÓN A

**PROBLEMA 2.- La entalpía para la reacción de obtención del benceno líquido a partir de etino según la reacción:  $3 \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$  es  $-631 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . En todo el proceso la temperatura es  $25^\circ\text{C}$  y la presión  $15 \text{ atm}$ . Calcula:**

- Volumen de etino necesario para obtener  $0,25 \text{ L}$  de benceno líquido.
- Cantidad de calor que se desprende en el proceso.
- Densidad del etino en dichas condiciones.

**DATOS:**  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $d_{\text{benceno}} = 0,874 \text{ g} \cdot \text{cm}^3$ ;  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$ .

Solución:

$M(\text{C}_6\text{H}_6) = 78 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{C}_2\text{H}_2) = 26 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

a) Del volumen y densidad del benceno se obtienen los gramos, que multiplicados por la relación de equivalencia mol-gramos y por la relación molar  $\text{C}_2\text{H}_2\text{-C}_6\text{H}_6$  (3 a 1), deducida de la estequiometría de la ecuación química, dan los moles de etino, de los que se obtiene el volumen a partir de la ecuación de estado de los gases perfectos:

$$d_{\text{benceno}} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \Rightarrow \text{masa} = d_{\text{benceno}} \cdot \text{volumen} = 0,874 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 0,25 \text{ L} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 218,5 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_6, \text{ y los}$$

$$\text{moles de etino son: } 218,5 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_6}{78 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{3 \text{ moles } \text{C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_6} = 8,4 \text{ moles } \text{C}_2\text{H}_2, \text{ que sustituidos en}$$

la ecuación de estado de los gases ideales proporcionan el volumen buscado:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{8,4 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{15 \text{ atm}} = 13,68 \text{ L}.$$

b) Al ser el calor una variable extensiva, su valor depende de la cantidad de materia empleada, por lo que para obtener la cantidad que se desprende en el proceso, se multiplican los moles de etino del apartado anterior, por la relación  $\Delta H_r^\circ$ -moles de  $\text{C}_2\text{H}_2$  deducida de la ecuación química:

$$8,4 \text{ moles } \text{C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{-631 \text{ kJ}}{3 \text{ moles } \text{C}_2\text{H}_2} = -1766,8 \text{ kJ}.$$

c) La densidad de cualquier sustancia es la relación entre su masa y el volumen, por lo que determinando la masa de los  $8,4$  moles y dividiéndola por su volumen  $13,68 \text{ L}$ , se calcula su valor. Para ello, se multiplican los moles por la relación de equivalencia gramos-mol y se divide por el volumen:

$$8,4 \text{ moles } \text{C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{26 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_2} = 218,4 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_2, \text{ que dividiéndolos entre el volumen da la densidad de la}$$

sustancia:  $d_{\text{etino}} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{218,4 \text{ g}}{13,68 \cancel{\text{L}} \cdot 1000 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{L}}}{1000 \text{ mL}} = 0,016 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ .

**Resultado:** a)  $V = 13,68 \text{ L}$ ; b)  $Q = -1766,8 \text{ kJ}$ ; c)  $d_{\text{etino}} = 0,015 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ .

### OPCIÓN B

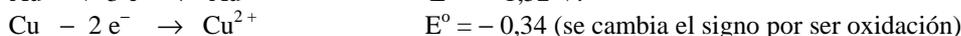
**PROBLEMA 2.-** En un vaso que contiene 100 mL de disolución de concentración  $10^{-3} \text{ M}$  de iones  $\text{Au}^{3+}$  se introduce una placa de cobre metálico.

- Ajusta la reacción redox que se podría producir. Calcula su potencial normal e indica si es espontánea.
- Suponiendo que se reduce todo el  $\text{Au}^{3+}$  presente, determina la concentración resultante de iones  $\text{Cu}^{2+}$ . Calcula los moles de electrones implicados.

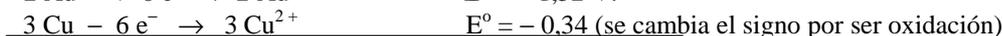
**DATOS:**  $E^\circ (\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,52 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ .

Solución:

- a) Las semirreacciones de oxidación-reducción que tienen lugar son:



Multiplicando la primera por 2 y la segunda por 3 para igualar los electrones y sumándolas para eliminarlos, se obtiene la ecuación iónica global y el potencial de la reacción:



$2 \text{Au}^{3+} + 3 \text{Cu} \rightarrow 2 \text{Au} + 3 \text{Cu}^{2+}; \quad E^\circ = 1,18 \text{ V}$ , que por ser positivo quiere decir que la reacción es espontánea.

- b) Para determinar la concentración de iones cobre hay que conocer los moles de iones oro que se han reducido.

Los moles de iones oro reducidos son:  $n = M \cdot V = 10^{-3} \text{ moles} \cdot \cancel{\text{L}}^{-1} \cdot 0,1 \cancel{\text{L}} = 10^{-4} \text{ moles Au}^{3+}$ .

Como de la estequiometría de la reacción se desprende que por cada 2 moles de  $\text{Au}^{3+}$  que se reducen se forman 3 moles de  $\text{Cu}^{2+}$ , los moles de iones cobre formados en la reacción son:

$$n = 10^{-4} \cancel{\text{moles Au}^{3+}} \cdot \frac{3 \text{ moles Cu}^{2+}}{2 \cancel{\text{moles Au}^{3+}}} = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles Cu}^{2+}.$$

Al encontrarse estos moles disueltos en un volumen 0,1 L, la concentración de la disolución es:

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{1,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles}}{0,1 \text{ L}} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ M.}$$

De la semirreacción de reducción del  $\text{Au}^{3+}$  se deduce que por cada mol de ión reducido se ganan 3 moles de electrones, siendo los moles totales de electrones ganados:  $n = 3 \cdot 10^{-4} \text{ moles de electrones}$ .

**Resultado:** a)  $E^\circ = 1,18 \text{ V}$ ; es espontánea; b)  $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ ; c)  $3 \cdot 10^{-4} \text{ moles de electrones}$ .