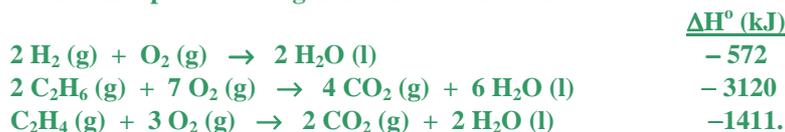
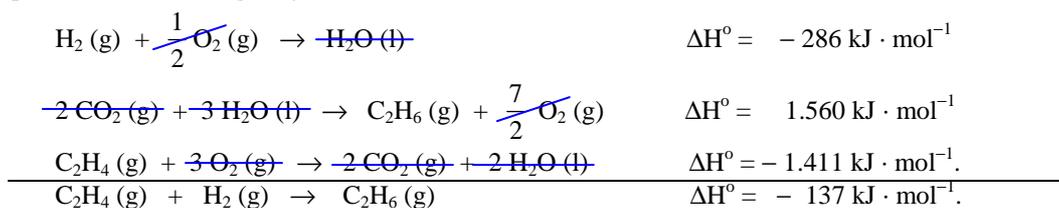


BLOQUE 2.- Dadas las entalpías de las siguientes reacciones a 25 °C:

- a) Escribe la reacción de hidrogenación del eteno y deduce si se trata de una reacción endotérmica o exotérmica.
- b) Indica razonadamente el signo para su cambio de entropía y razona por qué puede ser espontánea a bajas temperaturas y sin embargo puede no serlo a temperaturas altas.

Solución:

a) La reacción de hidrogenación del eteno se obtiene aplicando la ley de Hess a las reacciones anteriores. Para ello, se dividen por 2 las dos primeras, incluidas sus entalpías, se invierte la segunda (a la entalpía se le cambia el signo) y se suman:



b) Al pasarse de dos sustancias gaseosas a sólo una se produce una disminución del desorden, pero la entropía de la reacción sigue siendo negativa, es decir, $\Delta S < 0$.

Por ser tanto la entalpía como la entropía negativas, para que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa ($\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S < 0$) el valor absoluto de la entalpía ha de ser mayor que el valor absoluto del producto de la temperatura por la entropía, es decir, $|\Delta H| > |T \cdot \Delta S|$, y esto sólo es posible para temperaturas bajas, condición para la que la reacción es espontánea, mientras que para temperaturas altas, el producto $|T \cdot \Delta S| > |\Delta H|$ y para estos valores de temperatura $\Delta G > 0$ y la reacción no es espontánea

Resultado: a) $\Delta H^\circ = - 137 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

BLOQUE 4.- Una muestra de 25 mL de un vinagre fue valorada con una disolución acuosa de NaOH 0,6 M. La lectura de la bureta era de 0,6 mL en el instante inicial de la valoración y de 31,5 mL en el momento del viraje del indicador.

- a) Dibuja un esquema del montaje experimental.
- b) Calcula la concentración de ácido etanoico en la muestra de vinagre en términos de molaridad y de % en volumen.
- c) Razona qué indicador sería el adecuado para determinar el punto de equivalencia de esta valoración y cuál sería el cambio de coloración observado.

DATOS: $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; densidad del ácido = 1,05 g/mL.

Solución:

a) Haz el dibujo de una valoración.

b) Los mL de disolución básica consumidos son: $V = 31,5 \text{ mL} - 0,6 \text{ mL} = 30,9 \text{ mL}$, y como la concentración de disolución es 0,6 M, los moles de NaOH gastados en la valoración son:

$n(\text{NaOH}) = M \cdot V = 0,6 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,0309 \text{ L} = 0,0185 \text{ moles}$, que son los de ácido acético contenidos en los 25 mL de vinagre, por lo que la concentración molar de su disolución es:

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{Litros}} = \frac{0,0185 \text{ moles}}{0,025 \text{ L}} = 0,74 \text{ M.}$$

De la densidad se obtiene la masa de un litro de disolución: $d = \frac{\text{masa}}{V} \Rightarrow \text{masa} = d \cdot V$ y sustituyendo valores y operando: $\text{masa} = 1,05 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} \cdot 1000 \text{ mL} = 1050 \text{ g}$, y como en 1 L de disolución de ácido acético 0,74 M hay 0,74 moles, los gramos de ácido son: $0,74 \text{ moles} \cdot \frac{60 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 44,4 \text{ g}$ de $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

La concentración en tanto por ciento en masa (% m/m) se obtiene dividiendo la masa del ácido entre la total y multiplicando el cociente por 100:

$$\% \text{ (m/m)} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa total}} \cdot 100 = \frac{44,4 \text{ g}}{1.050 \text{ g}} \cdot 100 = 4,23 \%$$

c) Puesto que la sal sódica del ácido acético se encuentra totalmente disociada, el anión acetato sufre hidrólisis según la ecuación: $\text{CH}_3 - \text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{OH}^-$, dando un carácter básico a la disolución, por lo que el indicador más idóneo para esta valoración es la fenolftaleína, cuya zona de viraje se encuentra entre los valores de pH 8 – 10, pasando de incolora a rojo.

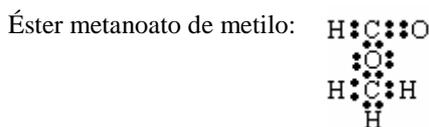
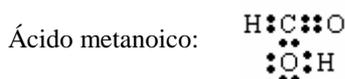
Resultado: b) $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,74 \text{ M}$ y $4,23 \%$.

BLOQUE 6.- a) Escribe la estructura de Lewis y el nombre de un compuesto representativo de cada una de las siguientes clases de compuestos orgánicos: aldehídos, ácidos carboxílicos y ésteres.

b) Escribe y nombra un producto de oxidación del aldehído seleccionado.

c) Explica por qué el metanoato de metilo ($M_r = 60$) tiene un punto de ebullición inferior al del ácido etanoico ($M_r = 60$).

Solución:



b) La oxidación de los aldehídos da un ácido, por lo que la oxidación del metanal produce el metanoico: $\text{CH}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{HCOOH}$.

c) En el metanoato de metilo sus moléculas, apolares, se unen por débiles fuerzas de Van der Waals dipolo instantáneo-dipolo inducido, mientras que las del ácido etanoico se unen por enlaces de hidrógeno, mucho más fuerte que los anteriores, necesitándose, por ello, mucho más energía para llevar las moléculas de ácido al estado gaseoso.