

# AEC 3 : Ejercicios propuestos de las unidades 5 y 6

My loan, buen trabajo

99

Química

Grado en Organización Industrial

Marcos Padrón Mendoza

6/12/2020

**Problema 1.** En un dispositivo con un émbolo se introducen 0,854 mol de gas neón a una presión constante de  $10^5$  Pa, se calienta aportando 53 J en forma de calor, lo que produce un aumento de temperatura de 3,00 °C. Calcule:

- El incremento de volumen que se produce en el gas.
- El trabajo realizado por el gas, ¿es de expansión o de contracción? ¿positivo o negativo?
- La variación de entalpía y de energía interna del gas. ¿son positivas o negativas?

| Datos                              |
|------------------------------------|
| $n = 0,854 \text{ mol}$            |
| $P = 10^5 \text{ Pa}$              |
| $\Delta T = 3^\circ\text{C}$       |
| Se calienta aportando 53J de calor |

a)

Para calcular el incremento de volumen usamos la ecuación general de los gases:

$R * n * \Delta T = p * \Delta V$  siendo  $R = 8,31 \frac{J}{mol \cdot K}$ , dado que con estas unidades trabajamos mejor.

$$8,31 \frac{J}{mol \cdot K} * 0,854 \text{ mol} * 3 \text{ K} = 10^5 \text{ Pa} * \Delta V$$

$$\Delta V = 2,129 * 10^{-4} \frac{J}{Pa} \quad \text{sabemos que } 1 \text{ Pa} = \frac{J}{m^3} \text{ por lo que:}$$

$$\Delta V = 2,129 * 10^{-4} \frac{J}{J/m^3} = 2,129 * 10^{-4} m^3$$

El incremento de volumen que se produce es de  $2,129 * 10^{-4} m^3$



b)

Para hallar el trabajo realizado usamos la ecuación del trabajo siguiente:

$$W = \Delta(p * V) = p \Delta V + V \Delta p \leftarrow \text{la presión es constante por lo que } \Delta p = 0$$

$$W = p \Delta V$$

$$W = 10^5 \text{ Pa} * 2,129 * 10^{-4} m^3 = 21,29 \frac{J}{m^3} * m^3 = 21,29 \text{ J}$$



Es un trabajo de expansión dado que el volumen incrementa. El trabajo es positivo.

c)

$$\Delta H? \quad \Delta E?$$

Primero hallamos la variación interna:

$$\Delta E = q - p \Delta V$$

$$\Delta E = 53 \text{ J} - 10^5 \frac{J}{m^3} * 2,129 * 10^{-4} m^3$$

$$\Delta E = 53 \text{ J} - 21,29 \text{ J} = 31,71 \text{ J}$$



Para hallar seguidamente la entalpía:

$$\Delta H = q_p$$

$$\Delta H = 53\text{J}$$

Tanto la entalpía (calor a presión constante) como la variación de energía son positivas puesto que el gas se calienta aportándole calor.

**Problema 2.** Calcúlese la entalpía estándar de formación del acetileno (etino),  $\text{C}_2\text{H}_2$  (g), a partir de las entalpías estándar de combustión del C (grafito), el  $\text{H}_2$  (g) y el  $\text{C}_2\text{H}_2$  (g). Para ello aplique la ley de Hess, la suma algebraica de las correspondientes ecuaciones termoquímicas.

$$\Delta H_c^\theta [\text{C (grafito)}] = -393 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Datos.     $\Delta H_c^\theta [\text{H}_2(\text{g})] = -286 \text{ kJ.mol}^{-1}$

$$\Delta H_c^\theta [\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] = -1300 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

(CUIDADO los datos de entalpías de combustión son por mol de compuesto que reacciona).

Recuerda que una combustión es la reacción con el oxígeno para dar  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  o ambos)

$$\Delta H_c^\circ [\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] ??$$

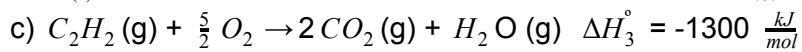
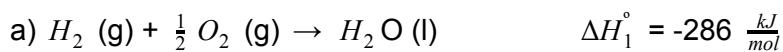
$$\Delta H_c^\circ [\text{C (grafito)}] = -393 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_c^\circ [\text{H}_2(\text{g})] = -286 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_c^\circ [\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] = -1300 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

NOTA: La ecuación de combustión del carbono sólido (grafito) coincide con la ecuación de formación del  $\text{CO}_2$  (g), así mismo, la entalpía de combustión del hidrógeno (gas) es igual a la ecuación de formación del  $\text{H}_2\text{O}$  (g)

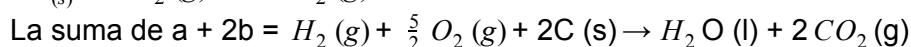
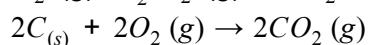
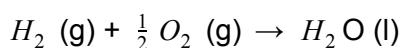
La reacción de entalpía conocida es:



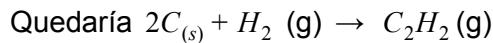
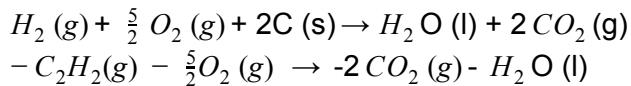
La que nos piden es:



Aplicando la Ley de Hess hallamos dicha ecuación mediante la ecuación a + 2b - c = d



A esta ecuación se le resta c



Por tanto, podemos decir que la entalpía estándar de formación del etino  $C_2H_2(g)$  es:

$$\Delta H_f^\circ [C_2H_2(g)] = \Delta H_1^\circ + 2\Delta H_2^\circ - \Delta H_3^\circ$$

$$\Delta H_f^\circ [C_2H_2(g)] = -286 + 2(-393) - (-1300) = 228 \frac{kJ}{mol}$$



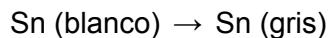
**Problema 3.** En junio del año 1812 Napoleón marchó de Francia con sus tropas. En diciembre, cuando se retiraron de Moscú, había perdido más de medio millón de soldados. Muchas razones existen para esta derrota, pero quizás la más interesante tiene que ver con sus botones de estaño. Dice la leyenda que, en el invierno de Rusia, sus botones se descompusieron, provocando la exposición de sus soldados al intenso frío. Es lo que se conoce como "peste del estaño", que consiste en la transformación del estaño blanco (forma metálica del estaño) se transforma en estaño gris (forma no metálica, con aspecto de polvo). Determina si esta historia pudo ser cierta.

(AYUDA: La forma para determinarlo es probar si existe algún rango de temperaturas en que se produzca la reacción espontáneamente.)

Datos. 55555 CUIDADO CON LAS UNIDADES!!!!

| Compuesto   | $\Delta H^\circ$ (kJ/mol) | $S^\circ$ (J/mol.K) |
|-------------|---------------------------|---------------------|
| Sn (blanco) | 0                         | 51,55               |
| Sn (gris)   | -2,09                     | 44,14               |

La reacción será:



Para hallar la temperatura a la que la reacción es espontánea, usamos la ecuación de la variación de la energía libre de Gibbs.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

En primer lugar, hallamos la variación de entropía:

$$\Delta S = \sum S(\text{productos}) - \sum S(\text{reactivos})$$



$$\Delta S = 44,14 - 51,55 = -7,41 \frac{J}{mol*K}$$

Tras ello, hallamos la variación de entalpía de la reacción:

$$\Delta H^\circ \text{ reacción} = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$



$$\Delta H^\circ = -2,09 - 0 = -2,09 \frac{kJ}{mol} * \frac{1000J}{1kJ} = -2090 \frac{J}{mol}$$

Como es negativa, decimos que es una reacción exotérmica (se libera energía).

Pasamos a sustituir en la ecuación principal:

$$\Delta G = -2090 - T(-7,41)$$

Para que sea una reacción espontánea, necesitamos que  $\Delta G < 0$ , para ello creamos una inecuación y miramos para qué valores temperatura se cumple.

$$0 > -2090 - T(-7,41)$$

$$2090 > T(7,41)$$

$$T < 282,05K \rightarrow 282,05 - 273,15 = 8,9^{\circ}C$$



Podemos decir que la reacción será espontánea para temperaturas menores de 8,9°C. Se puede decir que según este dato, en el intenso invierno de Rusia sí pudo ser cierta dicha reacción.

**Problema 4.** El fosgeno ( $COCl_2$ ), utilizado en las cámaras de gas por los alemanes durante la segunda guerra mundial, se produce a partir del monóxido de carbono y del cloro gas.

a) Determina la ley de velocidad para la reacción a partir de los datos de la tabla.

| Concentración inicial ( $mol \cdot L^{-1}$ ) |                    | Velocidad inicial de formación del fosgeno ( $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$ ) |
|--|--------------------|--|
| [CO]   | [Cl <sub>2</sub> ] |  |
| 0,12   | 0,20               | 0,121  |
| 0,24   | 0,20               | 0,241  |
| 0,24   | 0,40               | 0,682  |

b) Calcúlese la constante de velocidad, k.

a)

En primer lugar indicamos la ecuación cinética:

$$v = K [CO]^m * [Cl_2]^n$$

Tras ello, sustituimos los valores de los experimentos y resolvemos las ecuaciones.

Con los experimentos 2 y 3, dividimos las ecuaciones para poder despejar la incógnita n.

$$\frac{(0,682)}{(0,241)} = \frac{k * (0,24)^m * (0,4)^n}{k * (0,24)^m * (0,2)^n}$$

$$2,83 = 2^n$$

$$\log(2,83) = \log(2^n)$$

$$\log(2,83) = n * \log(2)$$

$$0,45 = n * 0,3$$

$$n = \frac{3}{2}$$

Con los experimentos 1 y 2, dividimos las ecuaciones para poder despejar la incógnita m.

$$\frac{(0,241)}{(0,121)} = \frac{k * (0,24)^m * (0,2)^n}{k * (0,12)^m * (0,2)^n}$$

$$1,99 = 2^m \text{ suponemos que } 1,99 \approx 2$$

$$2 = 2^m$$

$$m = 1$$

La ecuación de la velocidad será:

$$v = k [CO] * [Cl_2]^2$$



b)

Sustituimos los datos experimentales en la ecuación cinética para despejar k y observamos que tenemos el mismo resultado con los 3 experimentos.

$$v = k [CO] [Cl_2]^2$$

$$k = \frac{0,121 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}}{0,12 \text{ mol L}^{-1} * 0,22 \text{ mol L}^{-1}} = 11,27 \text{ s}^{-1}$$

$$k = \frac{0,241 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}}{0,24 \text{ mol L}^{-1} * 0,22 \text{ mol L}^{-1}} = 11,23 \text{ s}^{-1}$$

$$k = \frac{0,682 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}}{0,24 \text{ mol L}^{-1} * 0,42 \text{ mol L}^{-1}} = 11,23 \text{ s}^{-1}$$

Introducido con los resultados.

La constante de velocidad (k) es 11,23  $\text{s}^{-1}$



**Problema 5.** El ozono ( $O_3$ ) reacciona con el dióxido de nitrógeno para dar pentóxido de dinitrógeno y oxígeno, (todos en fase gas), y presenta una ley de velocidad experimental  $v = k[NO_2][O_3]$ . Durante la reacción se ha podido detectar la presencia de trióxido de nitrógeno como especie intermedia. Escribe la reacción global y propón un mecanismo factible para la reacción.

Como la ley de velocidad nos dice que  $v = k [NO_2] [O_3]$  y como sabemos que la velocidad de reacción nos indica la reacción lenta. Decimos que la reacción lenta serán el choque de las moléculas de la expresión dada ( $NO_2$  y  $O_3$ ). También sabemos que se encuentra  $NO_3$  como especie intermedia, por lo que un mecanismo factible para la reacción será:



Si las sumamos, nos da que la reacción global será:

