PROBLEMAS DE TERMODINÁMICA

1. Responde a las siguientes preguntas:
   a) Calentamos el gas de un cilindro metálico vertical dotado de un pistón de 3 kN de peso y el pistón se desplaza 20 cm. Considerando que el calor absorbido por el gas ha sido de 40 J, calcula la variación de energía interna del gas.
   b) ¿Qué significado físico tiene la energía interna de un sistema?
   c) ¿Qué quiere decir que la energía interna es una función de estado?

2. A la temperatura de 298 K y volumen constante, la combustión de 1 g del compuesto $C_2H_2O_{4(s)}$ desprende 2834 J en forma de calor. Calcula la energía que se obtendrá en la combustión de 1 mol de este compuesto a presión constante y 298 K.

   Sol: ΔH=-251,34 kJ/mol.

3. Al quemar un mol de propanona (líquida) a la presión de 1 atm y 298 K se liberan 1790 kJ en forma de calor.
   a) Escribe la reacción de combustión de la propanona.
   b) Calcula la entalpía estándar de formación de la propanona y razona si esta sustancia es, energéticamente, más o menos estable que los elementos en estado estándar que la forman.
   c) Da la fórmula y nombre de un isómero de la propanona e indica el tipo de isomería.

Datos: $\Delta H°(CO_{2(g)})$ = -393,5 kJ/mol, $\Delta H°(H_2O_{(l)})$ =-285,8 kJ/mol.

Sol: ΔH° = -247,9 kJ/mol.

4. A 298 K y 1 atm de presión, la combustión de 1 mol de metano proporciona 889,5 kJ. Calcula:
   a) La energía que se obtendrá en la combustión de 1 kg de metano.
   b) La masa de hielo a 0 °C que se podrá fundir, sin variar la temperatura, con el calor desprendido al quemar 100 dm^3 de metano, en condiciones normales, suponiendo que el rendimiento del proceso es del 90 %. ΔH_f(hielo) = 6019 J/mol. R = 0,082 atmL/molK
   c) El volumen de aire, medido a 298 K y 1 atm, necesario para la combustión de 2 kg de metano. (El aire contiene, aproximadamente, un 20 % en volumen de oxígeno)

Sol: a)ΔH° = -55593,75 kJ; b) m= 10,69 kg hielo; c) V = 30545 L aire.

5. A $1{,}013 \cdot 10^5$ Pa y 25 °C, el calor de combustión, a presión constante, del etano es 1559,8 kJ/mol y el del eteno, de 1410,8 kJ/mol. Sabiendo que la entalpía de formación del agua es -285,8 kJ/mol, determina:
   a) La entalpía, en condiciones estándar, de la reacción $C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$.
   b) La variación de energía interna de la reacción anterior. R = 8,31 J/Kmol

Sol: = a) ΔH° = -136,8 kJ/mol; b) ΔU° = -134,32 kJ/mol.

6. La hidracina es un combustible para cohetes. Si un cohete utiliza hidracina como combustible y peróxido de hidrógeno como comburente, se produce la siguiente reacción:

$$H_2N\text{-}NH_2 + 2\ H\text{-}O\text{-}O\text{-}H \rightarrow N{\equiv}N + 4\ H\text{-}O\text{-}H$$

Si Las energías de enlace expresadas en kJ/mol son: N-H : 391; N-N : 159; O-H : 463; N≡N : 945 y O-O:143. Calcula:
   a) El cambio de entalpía de la reacción.
   b) El calor liberado, a presión constante, si en la combustión anterior se utilizan 640 g de hidracina.

Sol: a) ΔH = -788 kJ/mol; b) Q_p(640 g N_2H_4) = -15760 kJ.

7. A partir de los datos experimentales siguientes:

   A) $2C_6H_{6(l)} + 15O_{2(g)} \rightarrow 12CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)}$ $\Delta H_A° = -6603$ kJ/mol
   B) $C_6H_{12(l)} + 9O_{2(g)} \rightarrow 6CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)}$ $\Delta H_B° = -3951$ kJ/mol
   C) $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$ $\Delta H_C° = -571{,}7$ kJ/mol

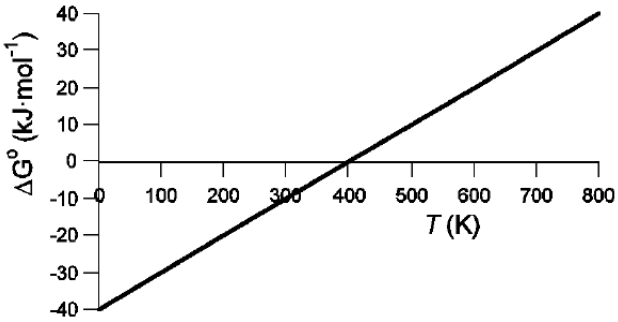
Calcula:
   a) La entalpía estándar para el proceso: $C_6H_{6(l)} + 3H_{2(g)} \rightarrow C_6H_{12(l)}$.
   b) La variación de energía interna para el proceso 1) a 298 K. R = 8,314 J/Kmol
   c) La energía en forma de calor obtenida en la combustión de 1 dm^3 de benceno, de densidad 0,8 g/cm^3, si el proceso se realiza a presión constante y a 25 °C. C:12, H:1

Sol: a) ΔH° = -208,05 kJ/mol; b) ΔU° = -6595,57 kJ/(2mol); c) Q_p(1L C_6H_6) = -33861,54 kJ

8. Dada la reacción A(g) + B(g) → C(g) + D(s) con ΔH = -85 kJ/mol y $|\Delta S|$ = 85 J/Kmol:
   a) Indica, justificadamente, cuál será el signo de ΔS.
   b) ¿A partir de qué temperatura será espontánea la reacción?

Sol: a) $\Delta S_{reacción} = < 0$; b) T< 1000 K

9. La gráfica siguiente representa la variación con la temperatura del ΔG° de una reacción:



Suponiendo que los valores de ΔH° y ΔS° de la reacción son constantes en todo el intervalo de temperaturas de la gráfica y considerando la reacción en condiciones estándar:
   a) Da la expresión del ΔG° de la reacción en función de ΔH° y ΔS° y encuentra a qué temperatura estamos en condiciones de equilibrio.
   b) Cita una temperatura para la que la reacción sea espontánea.
   c) Encuentra el valor de ΔH° de la reacción y di si es exotérmica o endotérmica.
   d) Justifica si la variación de entropía de la reacción es positiva o negativa.

Sol: a) T= 400K; b) T< 400K; c)ΔH° = -40 kJ/mol; ΔS°=-100 J/molK.