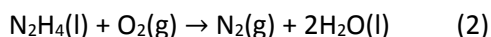
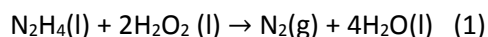


Auxiliar nº3

P1

En las siguientes ecuaciones, la (1) da cuenta de la reacción de hidrazina, N_2H_4 , con el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , mientras que la (2) muestra el empleo de la hidrazina como combustible.



- (i) Determinar la entalpía estándar para la reacción de la hidrazina con el peróxido de hidrógeno.
(ii) Suponiendo que estos datos son a temperatura ambiente (25°C), ¿Cómo calcularía el cambio de entalpía de la reacción de hidrazina a 300°C, si se conocieran los valores de C_p para cada producto y reactante asociados en la reacción? (Asuma los valores de C_p constantes, independiente de la temperatura).

Datos:

Entalpía estándar de la reacción de combustión de la hidrazina es: -622,2 KJ

Entalpía estándar de la formación del agua líquida es: -285,8 $KJmol^{-1}$

Entalpía estándar de la formación del peróxido de hidrógeno es: -187,8 $KJmol^{-1}$

Entalpía estándar de la formación del dióxido de carbono es: -393,5 $KJmol^{-1}$

Entalpía estándar de la formación del metano es: -239,1 $KJmol^{-1}$

Pesos atómicos: $PA(C) = 12$; $PA(N)=14$; $PA(H)=1$; $PA(O)= 16$; en unidades correspondientes.

P2

(a) Calcule la entalpía estándar para la reacción de combustión de glucosa.

(b) Calcule la temperatura de llama de la reacción.

Datos:

$\Delta H_f^\circ(C_6H_{12}O_6) = -1274,5 [KJ/mol]$; $\Delta H_f^\circ(CO_2) = -393,5 [KJ/mol]$; $\Delta H_f^\circ(H_2O) = -285,8 [KJ/mol]$

$C_p(H_2O_{(l)}) = 1 [cal/gr-K]$; $C_p(H_2O_{(g)}) = 37,47 [J/mol-K]$; $C_p(CO_2) = 839 [J/Kg-K]$

$\Delta H_v(H_2O) = 40,65 [KJ/mol]$

Termodinámica

- Entalpía (H): mide la cantidad de E° absorbida o cedida por un sistema termodinámico

$$\boxed{H = E + PV} \Rightarrow dH = dE + PdV + VdP$$

- En sistemas a P cte. $\Rightarrow \Delta H = nC_p \Delta T$

- Signos ΔH $\left\{ \begin{array}{l} > 0 : \text{reacción endotérmica (absorbe } E^\circ) \\ < 0 : \text{reacción exotérmica (libera } E^\circ) \end{array} \right.$

- Rxn: $aA + bB \rightarrow cC + dD$

$$\Delta H_{rxn} = \sum n_p \Delta H_{fp} - \sum n_r \Delta H_{fr} = (c\Delta H_f(C) + d\Delta H_f(D)) - (a\Delta H_f(A) + b\Delta H_f(B))$$

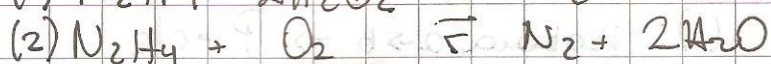
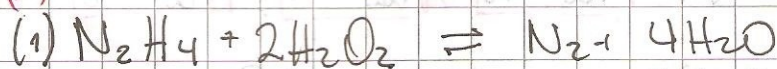
- Entalpía estándar de formación (ΔH_f°).

- Variación de H en la formación de 1 mol de una sustancia a partir de sus elementos constituyentes y a condiciones estándar (298 K y 1 atm)

- $\Delta H_f^\circ (O_2, C, N_2, H_2, \dots) = 0$

P₁

(1)



Nos piden $\Delta H_r(1)$, es decir:

$$\Delta H_r(1) = [4 \cdot \Delta H_f(\text{H}_2\text{O}) + 1 \cdot \Delta H_f(\text{N}_2)] - [1 \cdot \Delta H_f(\text{N}_2\text{H}_4) + 2 \cdot \Delta H_f(\text{H}_2\text{O}_2)]$$
$$\Rightarrow \Delta H_r(1) = [4 \cdot -285,8 + 0] - [\Delta H_f(\text{N}_2\text{H}_4) + 2 \cdot -187,8] \quad (*)$$

Debemos calcular $\Delta H_f(\text{N}_2\text{H}_4)$, pero de (2):

$$\Delta H_r(2) = [2 \cdot \Delta H_f(\text{H}_2\text{O}) + 1 \cdot \Delta H_f(\text{N}_2)] - [1 \cdot \Delta H_f(\text{N}_2\text{H}_4) + 1 \cdot \Delta H_f(\text{O}_2)]$$
$$\Rightarrow -622,2 = 2 \cdot -285,8 - \Delta H_f(\text{N}_2\text{H}_4)$$
$$\therefore \Delta H_f(\text{N}_2\text{H}_4) = -50,6 \text{ [kJ]} \quad (**)$$

$$(**) \text{ en } (*) \Rightarrow \Delta H_r(1) = 4 \cdot -285,8 - [-50,6 + 2 \cdot -187,8]$$
$$\therefore \Delta H_r(1) = -1468,2 \text{ [kJ]} //$$

(ii) Para calcular $\Delta H_{r(1)}(300^\circ\text{C})$ debemos hacer el sigle. cálculo:

$$\Delta H_{r(1)}(300^\circ\text{C}) = \Delta H_{r(1)}(25^\circ\text{C}) + \int_{25+273}^{300+273} \Delta C_p dT$$

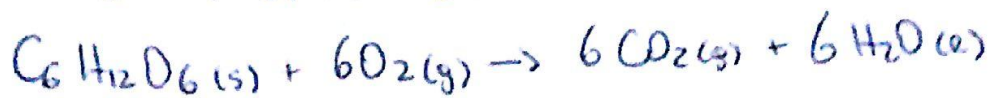
Asumimos C_p conocido es indep. de la t° :

$$\Rightarrow \Delta C_p = [C_p(\text{N}_2) + 4 \cdot C_p(\text{H}_2\text{O})] - [C_p(\text{N}_2\text{H}_4) + 2C_p(\text{H}_2\text{O}_2)]$$

$$\Rightarrow \Delta H_r(300^\circ\text{C}) = -1468,2 \times 10^3 \text{ [J]} + \Delta C_p \cdot (300 - 25) \text{ [J]} //$$

P2)

(i) La rxn de combustión es:



• Calculamos ΔH_{rxn}° :

$$\begin{aligned}\Delta H_{rxn}^\circ &= 6 \cdot \Delta H^\circ(CO_2) + 6 \Delta H^\circ(H_2O) - \Delta H^\circ(C_6H_{12}O_6) - \cancel{\Delta H^\circ(O_2)}^0 \\ &= 6(-393,5) + 6(-285,8) - (-1274,5) \\ &= -2801,3 \text{ [KJ]}\end{aligned}$$

(ii) $\Delta H_{calent} = -\Delta H_{rxn}^\circ$

• Calculamos $\Delta H_{calentamiento}$. En este caso $T_{elama} > T_{eb}(H_2O)$:

$$\Delta H_{cal} = \Delta H_{cal}(H_2O(l)) + \Delta H_{vap} + \Delta H_{cal}(H_2O(g)) + \Delta H_{cal}(CO_2)$$

$$\Rightarrow \Delta H_{cal} = \int_{298}^{373} 6 \cdot C_p(H_2O(l)) dT + \Delta H_{vap} + \int_{373}^{T_F} 6 C_p(H_2O(g)) dT + \int_{298}^{T_F} 6 C_p(CO_2) dT$$

• Calentamiento de CO_2 :

$$\begin{aligned}\Delta H_{cal}(CO_2) &= \int_{298}^{T_F} 6 C_p(CO_2) dT = 6 \text{ [mol]} \cdot 839 \left[\frac{J}{K \cdot g \cdot K} \right] (T_F - 298) [K] \cdot 44 \left[\frac{g}{mol} \right] \cdot \frac{1 \cdot Kg}{10^3 g} \\ &= 0,221 (T_F - 298) \text{ [KJ]}\end{aligned}$$

• Calent. $H_2O(l)$

$$\begin{aligned}\Delta H_{cal}(H_2O(l)) &= \int_{298}^{373} 6 C_p(H_2O(l)) dT = 6 \text{ [mol]} \cdot 1 \left[\frac{cal}{g \cdot K} \right] (373 - 298) [K] \cdot 18 \left[\frac{g}{mol} \right] \cdot \frac{8,314 \text{ [J/K]}}{1,987 \left[\frac{cal}{mol \cdot K} \right]} \\ &= 33,89 \text{ [KJ]}\end{aligned}$$

• Calent. $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

$$\Delta H_{\text{cal}}(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = \int_{373}^{T_f} C_p(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) dT = 6(\text{mol}) \cdot 37,47 \left[\frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right] \cdot (T_f - 373) [\text{K}]$$
$$= 0,225 (T_f - 373) [\text{kJ}]$$

luego : $\Delta H_{\text{cal}} = \sum \Delta H_i = -\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ}$

$$= 0,221 (T_f - 298) + 33,89 + 6 \cdot 40,65 + 0,225 (T_f - 373)$$
$$= 2801,3$$

$$\boxed{T_f \approx 6000 [\text{K}]} //$$