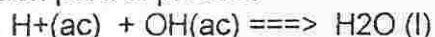


QM-1122 - GUIA DE PROBLEMAS #1

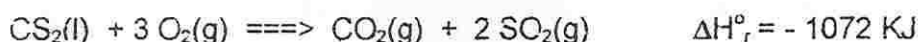
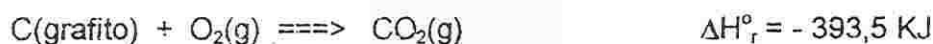
1- Una hoja de Oro (Au) de peso 10,0g y a 18°C se coloca sobre una hoja de Hierro (Fe) que pesa 20,0g a 55,6°C. ¿Cuál es la temperatura final de la combinación de los metales?

2-) 200,00ml de HCl 0,8620M se mezcla con 200,00ml de Ba(OH)₂ 0,4310M en un calorímetro a presión constante con capacidad calórica C=453,0J/°C. La temperatura inicial es de 20,48°C. Sabiendo que el calor de neutralización para el proceso



es -56,20KJ/mol, encontrar la temperatura final de la solución resultante.

3- Calcule la Entalpía estándar de formación del CS₂ a partir de los siguientes datos:



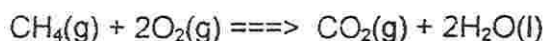
4- A 850°C el CaCO₃ se descompone para producir CaO y CO₂. Calcular el cambio de entalpía si se producen en esta reacción 66,80g de CO₂.

5- Considere la reacción



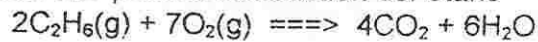
Si 2,0 moles de N₂ reaccionan con 6,0 moles de H₂ para formar NH₃, calcular el trabajo realizado (en Joules) contra una presión de 1,0atm a 25°C. Calcular el ΔE para esta reacción, si suponemos que la reacción ocurre completamente.

6- Usando los siguientes datos, calcular el cambio de entropía estándar para la reacción a 25°C



Sustancia	CH ₄ (g)	O ₂ (g)	CO ₂ (g)	H ₂ O(l)
S°(J/K.mol)	186,19	205,0	213,6	69,9

7- Calcular ΔG° para la combustión del etano



Sustancia	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{O}_2(\text{g})$	$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
$\Delta G^\circ(\text{KJ/mol})$	- 394,4	0	- 32,89	- 237,2

8- Calcular el punto de ebullición normal de Hg a partir de

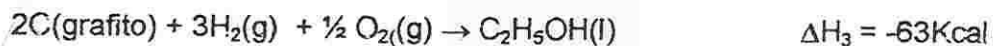
$$\Delta H^\circ_f (\text{Hg}(\text{l})) = 0 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_f (\text{Hg}(\text{g})) = + 60,78 \text{ KJ/mol}$$

$$S^\circ (\text{Hg}(\text{l})) = + 77,4 \text{ J/mol K}$$

$$S^\circ (\text{Hg}(\text{g})) = + 174,7 \text{ J/mol K}$$

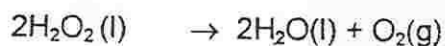
9- Dada la siguiente información a 25°C y 1 atm:



Calcule la variación de entalpía, la variación de energía, el calor y el trabajo, bajo condiciones standard, para la reacción:



10- Calcule ΔH° , ΔG° y ΔS° para la reacción



Indique si hay alguna temperatura a la cuál el $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$ sea estable a 1 atm. de presión.

$\Delta H_f^\circ (H_2O_2(l))$	=	-187,6 KJ/mol
$\Delta H_f^\circ (H_2O(l))$	=	-285,8 KJ/mol
$S^\circ (H_2O_2(l))$	=	+ 109,6 J/mol.K
$S^\circ (O_2(g))$	=	+ 205 J/mol .K
$S^\circ (H_2O(l))$	=	+ 69,9J/mol.K

11- Estime el punto de ebullición normal del $SnCl_4$ a 1 atm de presión utilizando los siguientes datos:

$\Delta H_f^\circ (SnCl_4(l))$	=	- 511,3 KJ/mol
$\Delta H_f^\circ (SnCl_4(g))$	=	- 471,5 KJ/mol
$S^\circ (SnCl_4(l))$	=	+258,6 J/mol.K
$S^\circ (SnCl_4(g))$	=	+366,0 J/mol.K

Estime el cambio de energía interna para el proceso de evaporación de un mol de $SnCl_4(l)$, a 1 atm de presión y a la temperatura de ebullición. ($R = 0.0821 \text{ atm.l / K.mol}$).

12- a) Escriba la ecuación química para la reacción de combinación del etileno C_2H_4 con Hidrógeno H_2 para formar etano C_2H_6 .

b) Encuentre la Entalpía de Hidrogenación del Etileno usando los siguientes datos a 298K:

$\Delta H^\circ_{\text{combustion}} (C_2H_4(g))$	=	- 1410,90 KJ/mol
$\Delta H^\circ_{\text{combustion}} (C_2H_6(g))$	=	- 1559,80 KJ/mol
$\Delta H_f^\circ (H_2O(l))$	=	- 285,80 KJ/mol

c) Encuentre la Entropía del Hidrogenación del Etileno usando los siguientes datos a 298K:

$S^\circ (H_2(g))$	=	+131,00 J/mol.K
$S^\circ (C_2H_6(g))$	=	+229,49 J/mol.K
$S^\circ (C_2H_4(g))$	=	+219,00 J/mol.K

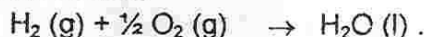
d) Encuentre la Energía Libre de Hidrogenación del Etileno.

e) Encuentre el rango de temperatura para el cual la reacción de Hidrogenación del Etileno es espontánea.

13- 36g de hielo a -15°C se calienta hasta 80°C mediante la combustión del Propano $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$. Calcule la cantidad en moles de Propano necesarios para este proceso.

$\Delta H^{\circ}_f [\text{C}_3\text{H}_8 (\text{g})] =$	-103.9KJ/mol
$\Delta H^{\circ}_f [\text{CO}_2 (\text{g})] =$	-393.5KJ/mol
$\Delta H^{\circ}_f [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] =$	-285.8KJ/mol
$\Delta H^{\circ}_{\text{fusión}} [\text{H}_2\text{O}(\text{s})] =$	6.008KJ/mol
$s [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] =$	$4.184\text{J}/(^{\circ}\text{C}\cdot\text{mol})$
$s [\text{H}_2\text{O} (\text{s})] =$	$2.092\text{J}/(^{\circ}\text{C}\cdot\text{mol})$
$\text{PA} (\text{O}) =$	16.00g/mol
$\text{PA} (\text{H}) =$	1.000g/mol

14- La llamada economía del hidrógeno se basa en la producción de $\text{H}_2(\text{g})$ a partir de agua y energía solar. En esta, el $\text{H}_2(\text{g})$ se quema como combustible de acuerdo a la reacción:



- (a) Determinar el intervalo de temperatura para el cual la reacción de combustión de $\text{H}_2(\text{g})$ corresponde a un proceso espontáneo.
- (b) Calcular el volumen de $\text{H}_2(\text{g})$ a 25°C y 1atm que se requiere para producir una energía equivalente a la producida por la combustión de un litro de Octano líquido (C_8H_{18}).

Datos:

$S^{\circ} [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] =$	$+69.90\text{J}/(\text{K}\cdot\text{mol})$
$S^{\circ} [\text{O}_2 (\text{g})] =$	$+205.00\text{J}/(\text{K}\cdot\text{mol})$
$S^{\circ} [\text{H}_2 (\text{g})] =$	$+131.90\text{J}/(\text{K}\cdot\text{mol})$
$\Delta H^{\circ}_f [\text{C}_8\text{H}_{18} (\text{l})] =$	-249.90KJ/mol
$\Delta H^{\circ}_f [\text{CO}_2 (\text{g})] =$	-393.50KJ/mol
$\Delta H^{\circ}_f [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] =$	-285.80KJ/mol
$\text{PA} (\text{C}) =$	12.00g/mol
$\text{PA} (\text{H}) =$	1.0000g/mol
$R =$	$0.082060 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{K}\cdot\text{mol})$
$\text{Densidad}[\text{C}_8\text{H}_{18} (\text{l})]=$	0.66500Kg/L

15. Qué volumen de gas Etano (C_2H_6), medido a 23°C y 752mmmm de Hg se requiere quemar (mediante combustión) para calentar 855g de agua de 25°C hasta 98°C .

Datos:

$\Delta H^{\circ}_f [\text{CO}_2(\text{g})] =$	-393.5 KJ/mol
$\Delta H^{\circ}_f [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] =$	-285.8 KJ/mol
$\Delta H^{\circ}_f [\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})] =$	-84.68 KJ/mol
$s [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] =$	$4.184 \text{ J}/(\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C})$
$R =$	$0.082058\text{atm}\cdot\text{L}/(\text{K}\cdot\text{mol})]$
$\text{PA} [\text{C}] =$	12.00 g/mol
$\text{PA} [\text{H}] =$	1.00 g/mol
$\text{PA} [\text{O}] =$	16.00 g/mol

①

$$S_{Au} = 0.129 \frac{J}{^{\circ}C \cdot g} \quad S_{Fe} = 0.444 \frac{J}{^{\circ}C \cdot g}$$

$$q_{Fe}^{desprendido} = q_{Au}^{absorbido}$$

$$S_{Fe} \cdot m_{Fe} (55.6 - T_f) = S_{Au} \cdot m_{Au} (T_f - 18)$$

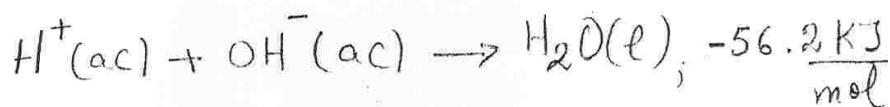
$$T_f = \frac{\left(\frac{S_{Fe} \cdot m_{Fe}}{S_{Au} \cdot m_{Au}} \right) \cdot 55.6 + 18}{1 + \left(\frac{S_{Fe} \cdot m_{Fe}}{S_{Au} \cdot m_{Au}} \right)}$$

$$\underline{\underline{T_f = 50.8^{\circ}C}}$$

②

$$200 \text{ ml HCl } 0.862 \text{ M} \Rightarrow 0.1724 \text{ moles de } H^+$$

$$200 \text{ ml } Ba(OH)_2 \text{ } 0.431 \text{ M} \Rightarrow 0.1724 \text{ moles de } OH^-$$



$$q_{reacción} = 0.1724 \text{ mol} \cdot 56.2 \frac{KJ}{mol} = 9688.9 \text{ J}$$

$$q_{reacción} = q_{agua}^{abs} + q_{calorímetro}^{abs}; \quad S_{H_2O} = 4.184 \frac{J}{g \cdot ^{\circ}C}$$

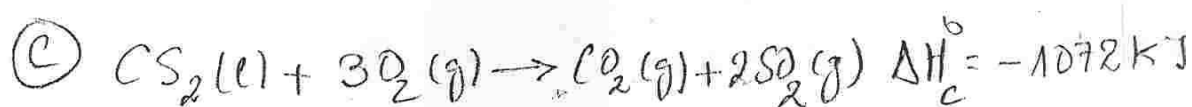
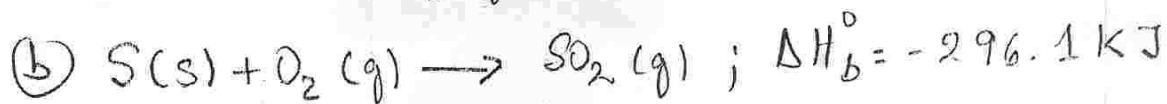
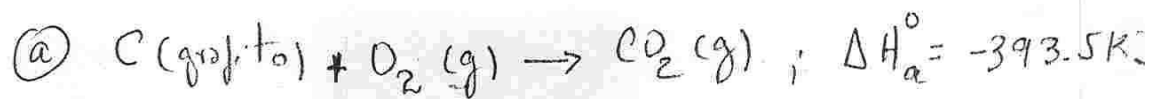
$$9688.9 \text{ J} = 400 \text{ g} \cdot 4.184 \frac{J}{g \cdot ^{\circ}C} \Delta T + 453 \frac{J}{^{\circ}C} \cdot \Delta T$$

$$\Delta T = 4.56^{\circ}C \Rightarrow T_f = 20.48 + 4.56 = 25.04^{\circ}C$$

3

Calcular ΔH_f° de $C(\text{grafito}) + 2S(s) \rightarrow CS_2(l)$ $\Delta H_f^\circ = ?$

a partir de:

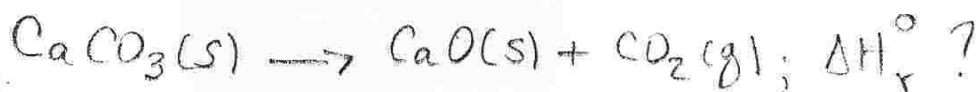


(d) se obtiene como (a) + 2(b) - (c)

$$\Rightarrow \Delta H_f^\circ(CS_2(l)) = \Delta H_a^\circ + 2\Delta H_b^\circ - \Delta H_c^\circ$$

$$\Delta H_f^\circ(CS_2(l)) = -393.5 - 296.1 \times 2 + 1072$$

$$\Delta H_f^\circ(CS_2(l)) = +86.3 \text{ KJ}$$



$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ(CaO(s)) + \Delta H_f^\circ(CO_2(g)) -$$

$$\Delta H_f^\circ(CaCO_3(s))$$

$$\Delta H_r^\circ = 1 \text{ mol} \times (-635.6 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}) + 1 \text{ mol} \times (-393.5 \text{ KJ/mol}) -$$

$$- 1 \text{ mol} \times (-1206.9 \text{ KJ/mol})$$

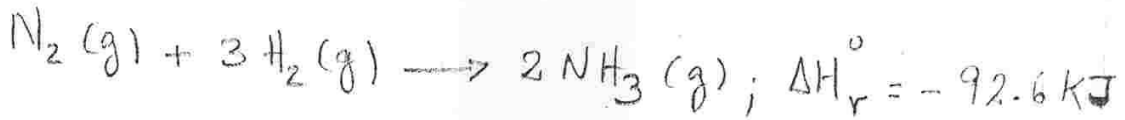
7-Cont.

$$\Delta H_r^\circ = 177.8 \text{ kJ por mol de CO}_2 \text{ formado.}$$

Por la formación de $\frac{66.8 \text{ g de CO}_2}{44 \text{ g/mol}} = 1.52 \text{ moles de}$

CO₂ =>

$$\text{un } \Delta H^\circ \text{ de } 1.52 \times 177.8 = \underline{\underline{270.3 \text{ kJ}}}$$



Si 2 moles de N₂ reaccionan con 6 moles de H₂,

$$\Rightarrow q = -92.6 \text{ kJ} \times 2 = \underline{\underline{-185 \text{ kJ}}}$$

$$y \quad W = -P \Delta V = -RT \Delta n; \text{ con } \underline{\underline{\Delta n = -4}}$$

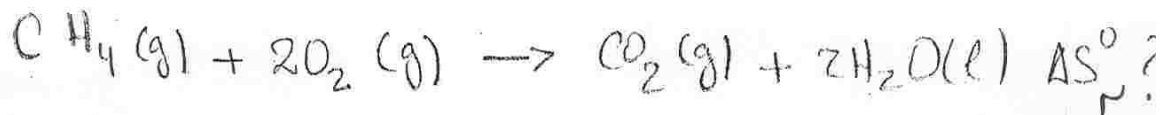
$$W = -8.314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \times 298 \text{ K} (-4 \text{ moles})$$

$$\underline{\underline{W = +9.9 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta E = q + W = -185 \text{ kJ} + 9.9 \text{ kJ}$$

$$\underline{\underline{\Delta E = -175 \text{ kJ}}}$$

6



$$\Delta S_r^\circ = 2 \text{ mol} \times S_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})}^\circ + 1 \text{ mol} \times S_{\text{CO}_2(\text{g})}^\circ - 2 \text{ mol} \times S_{\text{O}_2(\text{g})}^\circ - 1 \text{ mol} \times S_{\text{CH}_4(\text{g})}^\circ$$

$$\Delta S_r^\circ = (2 \times 69.9 + 1 \times 213.6 - 2 \times 205 - 1 \times 186.19) \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

$$\Delta S_r^\circ = -243.39 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

7



$$\Delta G_r^\circ = 6 \times \Delta G_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) + 4 \times \Delta G_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) - 2 \times \Delta G_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})) - 7 \times \Delta G_f^\circ(\text{O}_2(\text{g}))$$

$$\Delta G_r^\circ = 6 \times (-237.2) + 4 \times (-394.4) - 2 \times (-32.89)$$

$$\Delta G_r^\circ = -2935.02 \text{ KJ}$$

8



En equilibrio para el cambio de fase

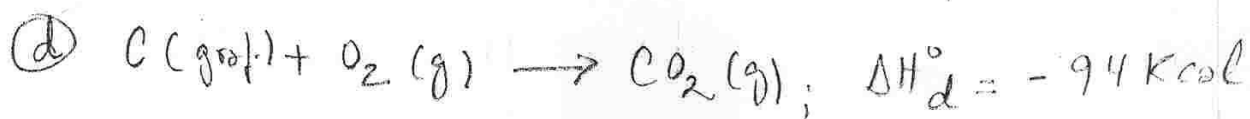
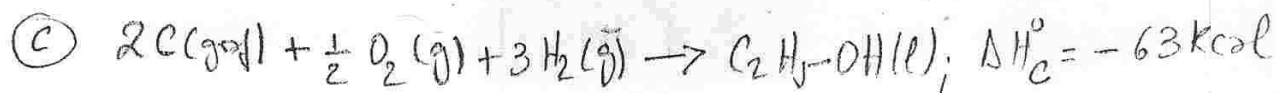
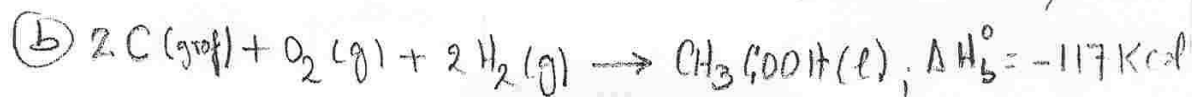
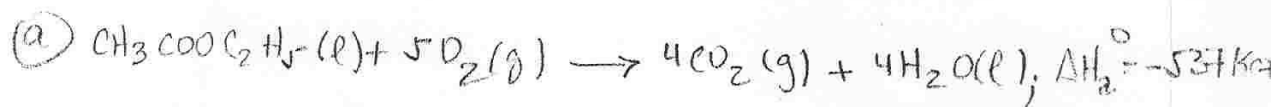
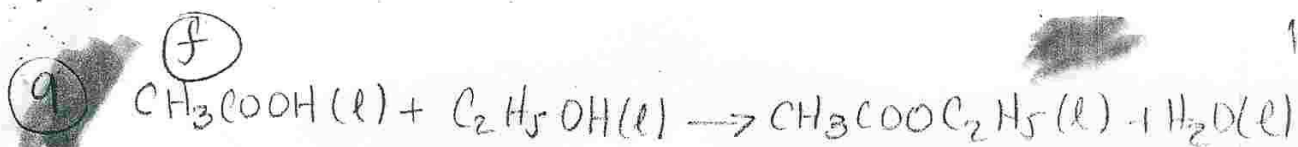
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \equiv 0$$

$$T_{\text{eb}} = \frac{\Delta H}{\Delta S} \approx \frac{\Delta H^{\circ}}{\Delta S^{\circ}}$$

$$T_{\text{eb}} = \frac{\Delta H_f^{\circ}(\text{Hg}(\text{g})) - \Delta H_f^{\circ}(\text{Hg}(\text{l}))}{S^{\circ}(\text{Hg}(\text{g})) - S^{\circ}(\text{Hg}(\text{l}))}$$

$$T_{\text{eb}} = \frac{60.78 \text{ kJ/mol} - 0}{(174.7 - 77.4) \times 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{K}\cdot\text{mol}}}$$

$$T_{\text{eb}} = 624.7 \text{ K} \Rightarrow 352^{\circ}\text{C}$$



La reacción (f) se obtiene como

$$4(d) + 5(e) - (a) - (b) - (c) \Rightarrow$$

$$\Delta H_f^\circ = \Delta H_d^\circ \times 4 + \Delta H_e^\circ \times 5 - \Delta H_a^\circ - \Delta H_b^\circ - \Delta H_c^\circ$$

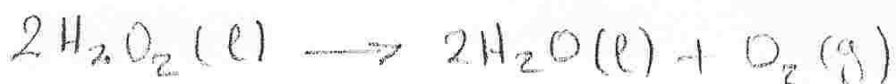
$$\Delta H_f^\circ = 4 \times (-94) + 5 \times (-69) + (-537) - [(-117) + (-63)] = -4 \text{ Kcal}$$

$$\underline{\underline{\Delta H_f^\circ = -4 \text{ Kcal}}}$$

Como $W = -p\Delta V = -RT\Delta n$ y $\Delta n = 0 \rightarrow W = 0$

$$\Rightarrow \begin{cases} \Delta E = \Delta H + W = \Delta H \\ Q = \Delta H \end{cases}$$

(10)



$$\Delta H_r^\circ = 2\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) + \cancel{\Delta H_f^\circ(\text{O}_2(\text{g}))} - 2\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}))$$

$$\Delta H_r^\circ = 2 \times (-285,8) - 2(-187,6)$$

$$\Delta H_r^\circ = -196,4 \text{ KJ}$$

$$\Delta S_r^\circ = 2 \times S^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) + S^\circ(\text{O}_2(\text{g})) - 2S^\circ(\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}))$$

$$\Delta S_r^\circ = 2 \times 69,9 + 205 - 2 \times (109,6)$$

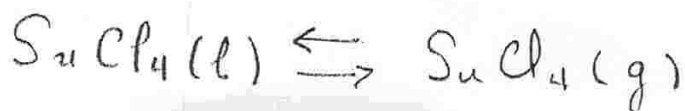
$$\Delta S_r^\circ = 125,6 \frac{\text{J}}{\text{K}} = 0,1256 \frac{\text{KJ}}{\text{K}}$$

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\Delta S_r^\circ = -196,4 \text{ KJ} - T \times 0,1256 \frac{\text{KJ}}{\text{K}}$$

pero para todo $T \Rightarrow \Delta G < 0$

Así que a cualquier T (desde 0K en adelante)
 la reacción es espontánea y así no existe
 T para la cual el H_2O_2 no se descomponga!!

11) Estime el punto de ebullición normal del SnCl_4 a 1 atm de presión



En equilibrio $\Delta G_e^\circ = 0 = \Delta H_e^\circ - T_e \Delta S_e^\circ$

$$\Rightarrow T_e = \frac{\Delta H_f^\circ(\text{SnCl}_4(\text{g})) - \Delta H_f^\circ(\text{SnCl}_4(\text{l}))}{S^\circ(\text{SnCl}_4(\text{g})) - S^\circ(\text{SnCl}_4(\text{l}))}$$

$$T_e = \frac{-471.5 + 511.3}{366.0 - 258.6} = 371 \text{ K} \sim 98^\circ \text{C}$$

Estime el cambio de energía interna para el proceso de evaporación de 1 mol de $\text{SnCl}_4(\text{l})$ a 1 atm y a la temperatura de ebullición

$$\Delta W = \Delta(PV) = \Delta(nRT) = RT \Delta n; \Delta n = 1 \text{ mol}$$

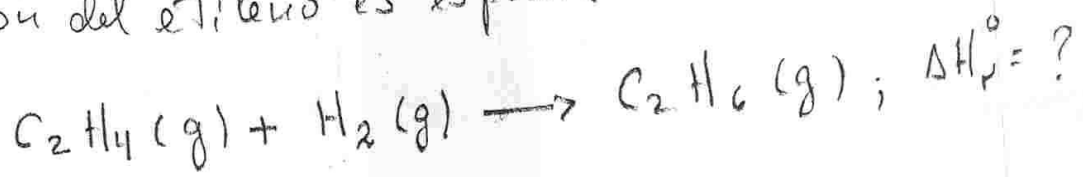
$$\Delta W = 8.314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} * 371 \text{ K} * 1 \text{ mol}$$

$$\Delta W = 3084 \text{ J}$$

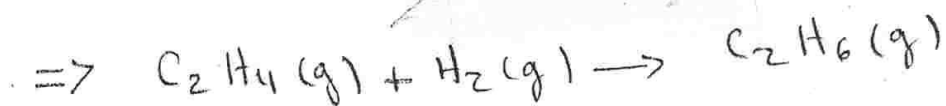
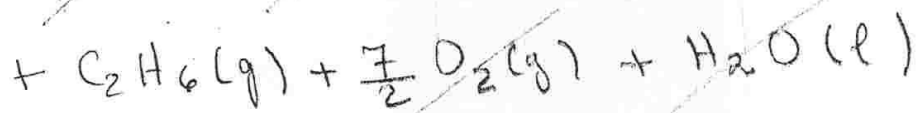
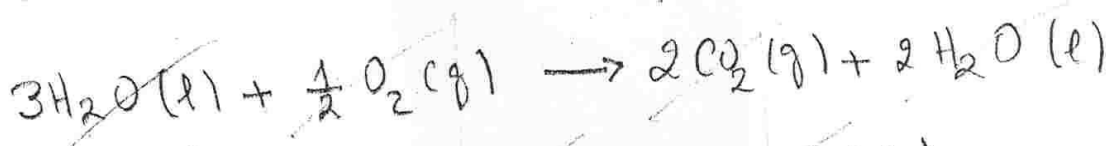
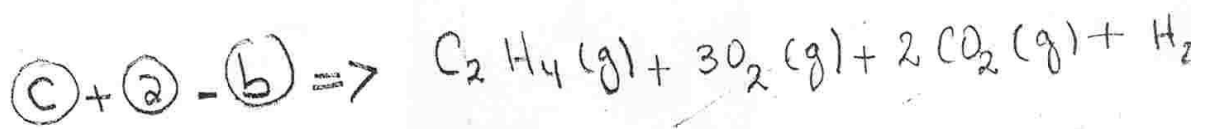
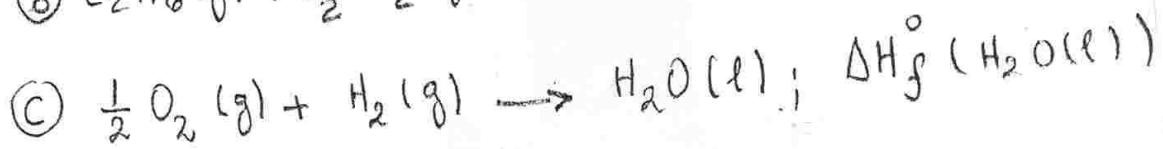
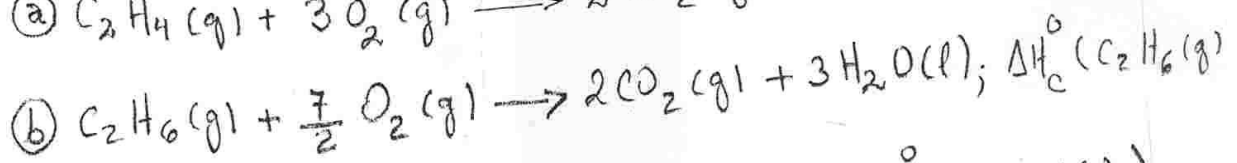
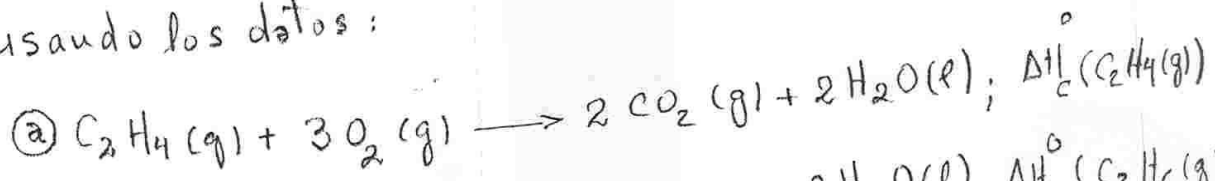
$$\Delta E_e = \Delta H_e^\circ - \Delta W = 39.8 \text{ KJ} - 3.08 \text{ KJ}$$

$$\Delta E_e = 36.9 \text{ KJ}$$

12) Escriba la ecuación química de hidrogenación del etileno (C_2H_4) a etano (C_2H_6). Encuentre la entalpía de hidrogenación. Encuentre su entropía de hidrogenación y su energía libre. Encuentre el rango de temperatura para el cual la reacción de hidrogenación del etileno es espontánea.



usando los datos:



$$\therefore \Delta H_r^\circ = -1410.90 \frac{KJ}{mol} * 1 mol + 1559.80 \frac{KJ}{mol}$$

.....

(12) cont.

$$\Delta S_r^\circ = S_{C_2H_6}^\circ \times 1 \text{ mol} - S_{H_2}^\circ \times 1 \text{ mol} - S_{C_2H_4}^\circ \times 1 \text{ mol}$$

$$\Delta S_r^\circ = 229.49 - 219 - 131 = -120.5 \frac{J}{K}$$

(iii) $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$

$$\Delta G^\circ = (-136.9 \text{ KJ} + 298 \text{ K} \times 0.1205 \frac{J}{K})$$

$$\Delta G^\circ = -136.9 \text{ KJ} + 35.9 \text{ KJ}$$

$$\boxed{\Delta G^\circ = -101.0 \text{ KJ}} \Rightarrow \text{espontanea a } 298 \text{ K.}$$

(iv) La temperatura a la cual hay equilibrio

→ se calcula de: $\Delta G = 0 = \Delta H - T\Delta S$

$$\Rightarrow T = \frac{|\Delta H|}{|\Delta S|} = \frac{136.9}{0.1205} = 1136 \text{ K}$$

⇒ de $T=0$ hasta 1136 K Espontanea

para $T > 1136 \text{ K}$, no espontanea.

36g de hielo a -15°C se calienta hasta 80°C mediante la combustión del Propano $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$
 Calcular la cantidad en moles de Propano necesarios.

$T_i =$	-15°C	$W(\text{H}_2\text{O}) =$	36.00 g
$T_f =$	80°C	$PM(\text{H}_2\text{O}) =$	18.00 g/mol
$PA(\text{H}) =$	1.000 g/mol	$n(\text{H}_2\text{O}) =$	2.000 moles
$PA(\text{O}) =$	16.00 g/mol		

$\Delta H_f^{\circ} [\text{H}_2\text{O}(\text{l})]$	-285.8 KJ/mol
$\Delta H_f^{\circ} [\text{CO}_2(\text{g})]$	-393.5 KJ/mol
$\Delta H_f^{\circ} [\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})]$	-103.9 KJ/mol
$q = \text{Calor Fusión del H}_2\text{O}(\text{s}) =$	6.008 KJ/mol



$$\Delta H_r^{\circ} = 4 \cdot \Delta H_f^{\circ} [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] + 3 \cdot \Delta H_f^{\circ} [\text{CO}_2(\text{g})] - \Delta H_f^{\circ} [\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})]$$

$$\Delta H_r^{\circ} = -2220\text{ KJ por mol de C}_3\text{H}_8 \text{ consumido}$$

$s[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] =$	4.184 J/(C.g)
$s[\text{H}_2\text{O}(\text{s})] =$	2.092 J/(C.g)

$-15^{\circ}\text{C} \Rightarrow 0^{\circ}\text{C} = 36\text{g} \cdot 2.092\text{J/(C.g)} \cdot 15^{\circ}\text{C}$	1.130 KJ
$\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \Rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \text{ a } 0^{\circ}\text{C} = 2\text{mol} \cdot 6.008\text{KJ/mol}$	12.02 KJ
$0^{\circ}\text{C} \Rightarrow 80^{\circ}\text{C} = 36\text{g} \cdot 4.184\text{J/(C.g)} \cdot 80^{\circ}\text{C}$	12.05 KJ

Calor total absorbido por el $\text{H}_2\text{O} =$	25.20 KJ
---	-------------------

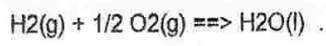
Calor Desprendido por la Combustión = Calor absorbido por el H_2O

$$-n \cdot \Delta H_r^{\circ} = \text{Calor absorbido por el H}_2\text{O}$$

$$n = 0.01135\text{ moles de Propano}$$

14

La llamada economía del hidrógeno se basa en la producción de H₂(g) a partir de agua y energía solar. En esta el H₂(g) se quema como combustible:



- (a) Determinar el rango de temperatura para el cual la reacción de combustión de H₂(g) corresponde a un proceso espontáneo.
- (b) Calcular el volumen de H₂(g) a 25 y 1atm que se requiere para producir una energía equivalente a la producida por la combustión de un litro de Octano (C₈H₁₈(l)).

$\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})]$	-285.80 KJ/mol	PA(C) =	12.000 g/mol
$\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})]$	-393.50 KJ/mol	PA(H) =	1.0000 g/mol
$\Delta H_f^\circ [\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})]$	-249.90 KJ/mol	R =	0.082060 L.atm/K.mol
$S^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})]$	69.90 J/K.mol	D[C ₈ H ₁₈ (l)] =	0.665 Kg/L
$S^\circ [\text{O}_2(\text{g})]$	205.00 J/K.mol		
$S^\circ [\text{H}_2(\text{g})]$	131.00 J/K.mol		
		PM(C ₈ H ₁₈) =	114.00 g/mol
		T =	298 K

$$\text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_1^\circ = ? \quad \Delta S_1^\circ = ?$$

$$\Delta H_1^\circ = \Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - 1/2 \Delta H_f^\circ [\text{O}_2(\text{g})] - \Delta H_f^\circ [\text{H}_2(\text{g})] = \Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285.80 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta S_1^\circ = S^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - 1/2 S^\circ [\text{O}_2(\text{g})] - S^\circ [\text{H}_2(\text{g})] = -0.16 \text{ KJ/K}$$

$$\Delta G_1^\circ = \Delta H_1^\circ - T \Delta S_1^\circ = 0 \Rightarrow T = \Delta H_1^\circ / \Delta S_1^\circ = 1746.9 \text{ K} \Rightarrow 1473.9 \text{ C}$$

espontáneo
 $0 \leq T \leq 1473.9^\circ$

(a) La reacción de combustión de H₂(g) es espontánea entre 0C y 1473.9C

(b)

$$\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) + 25/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 8\text{CO}_2(\text{g}) + 9\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_2^\circ = ?$$

$$\Delta H_2^\circ = 9 \Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] + 8 \Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] - \Delta H_f^\circ [\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})] = -5470.3 \text{ KJ/mol}$$

E₂ = Energía al quemar 1L de Propano = $[D[\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})] * 1\text{L} * 1000\text{g/Kg}] / \text{PM}(\text{C}_8\text{H}_{18}) * \Delta H_2^\circ$

$$E_2 = -31910 \text{ KJ}$$

n = número de moles de H₂(g) que hay que quemar para producir E₂

$$n = E_2 / \Delta H_2^\circ = 111.05 \text{ moles de H}_2(\text{g})$$

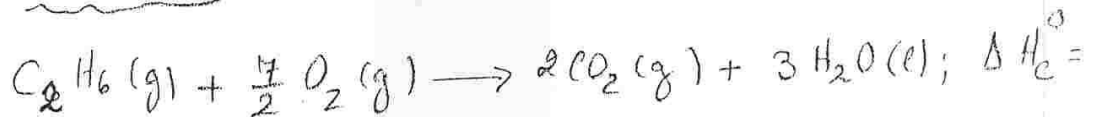
V = volumen de H₂(g) a 25C y 1atm = $nRT/P = 2730.3 \text{ L de H}_2(\text{g})$

15) ¿Que volumen de gas Etano (C_2H_6) medidos a 23 °C y 7. de Hg, se requiere quemar (mediante combustión) para calentar 855g de $H_2O(l)$ de 25 °C hasta 98 °C?

$$q_{\text{calentamiento}} = 855g \times S_{H_2O(l)} \times \Delta T$$

$$q_{\text{calentamiento}} = 855g \times 4.184 \frac{J}{g \cdot ^\circ C} \times (98.0 - 25.0)^\circ C$$

$$q_{\text{calentamiento}} = \underline{261 \text{ KJ}}$$



$$\Delta H_{\text{combustión}}^\circ = \Delta H_c^\circ = 2 \text{ mol} \times \Delta H_f^\circ [CO_2(g)] + 3 \text{ mol} \times \Delta H_f^\circ [H_2O(l)] - 1 \text{ mol} \times \Delta H_f^\circ [C_2H_6(g)] - \frac{7}{2} \Delta H_f^\circ [O_2(g)]$$

$$\Delta H_c^\circ = 2 \times (-393.5 \text{ KJ/mol}) + 3 \times (-285.8 \text{ KJ/mol}) - 1 \text{ mol} \times (-84.68 \text{ KJ/mol}) = \underline{-1559.7 \text{ KJ por mol de } C_2}$$

$$n_{C_2H_6} = \frac{q_{\text{calentamiento}}}{\Delta H_c^\circ} \quad (q_{\text{desprendido}} = n_{C_2H_6} \times \Delta H_c^\circ = q)$$

$$n_{C_2H_6} = 0.1673 \text{ moles} \Rightarrow V_{C_2H_6} = \frac{n_{C_2H_6} RT}{P}$$

$$V_{C_2H_6} = \frac{0.1673 \text{ mol} \times 0.08206 \text{ atL/Kmol} \times (273 + 23) \text{ K}}{752 \text{ mm Hg} / 760 \text{ mm Hg}} = \underline{4.1}$$