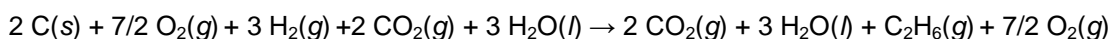
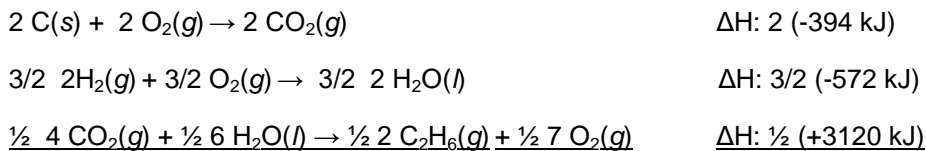


## Resolución ejercicios PRÁCTICO 9

1-

- a)  $\text{Na}(s) + \frac{1}{2} \text{H}_2(g) + \text{C}(graf) + \frac{3}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{NaHCO}_3(s)$   $\Delta H^{\circ}_f (\text{NaHCO}_3(s)) = -947.7 \text{ kJ/mol}$   
 b)  $2 \text{Fe}(s) + \frac{3}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(s)$   $\Delta H^{\circ}_f (\text{Fe}_2\text{O}_3(s)) = -825.5 \text{ kJ/mol}$   
 c)  $2 \text{C}(graf) + 2 \text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}(l)$   $\Delta H^{\circ}_f (\text{CH}_3\text{COOH}(l)) = -487 \text{ kJ/mol}$   
 d)  $\frac{1}{2} \text{H}_2(g) + \frac{1}{2} \text{I}_2(s) \rightarrow \text{HI}(g)$   $\Delta H^{\circ}_f (\text{HI}(g)) = +25.94 \text{ kJ/mol}$

2-



**Resumiendo:**  $2 \text{C}(s) + 3 \text{H}_2(g) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(g)$   $\Delta H: -86 \text{ kJ}$

3- La entropía es una magnitud que expresa el estado de desorden. A mayor desorden mayor valor de S.

a) **Un sólido se funde:**  $(s) \rightarrow (l)$

Las partículas en un sólido están mucho más ordenadas, ubicadas en lugares específicos que las partículas en un líquido.

AUMENTA EL DESORDEN, por lo que aumenta el S.  $S_{\text{final}} > S_{\text{inicial}} \rightarrow \Delta S > 0$

b) **un líquido se evapora:**  $(l) \rightarrow (g)$

Las partículas en el estado gaseoso están distribuidas en un volumen mucho mayor que en el estado líquido (están más desordenadas).

La evaporación implica un aumento de la S  $\rightarrow S_f > S_i$   $\Delta S > 0$

c) **un sólido se disuelve en agua:**  $(s) \rightarrow (ac)$

Las partículas que en el estado sólido están muy ordenadas pasan a estar en un mayor volumen en solución.

Por lo tanto,  $S_f > S_i$   $\Delta S > 0$

d) **un gas se licua:**  $(g) \rightarrow (l)$

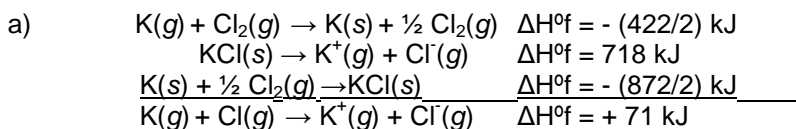
Las partículas en el estado gaseoso tienen más desorden que en el estado líquido.

Por lo tanto, el  $S_f < S_i$  y  $\Delta S < 0$

4-

- a) 1 mol  $\text{Cl}_2(g)$  a 373 K y 1 atm ( al aumentar la T, aumenta S)  
 b) 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}(g)$  a 100°C y 1 atm ( gases tienen mayor S)

5-



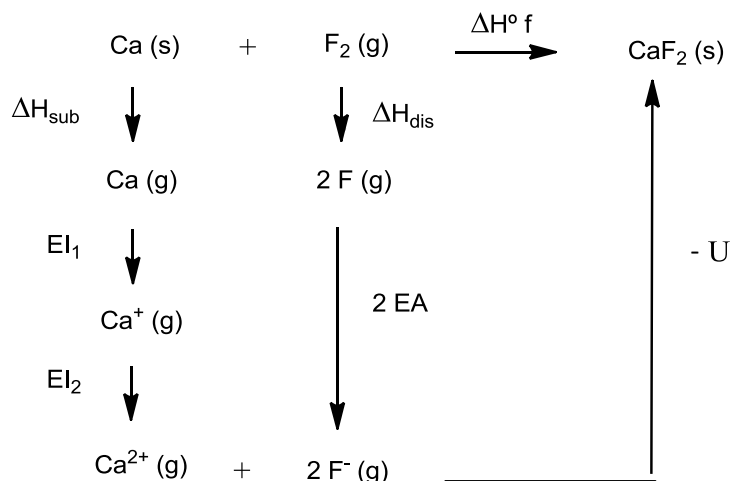
b) i)  $\Delta S^{\circ} = S^{\circ} \text{K}^+(g) + S^{\circ} \text{Cl}^-(g) - S^{\circ} \text{K}(g) - S^{\circ} \text{Cl}(g)$

$S^{\circ} \text{Cl}^-(g) = \Delta S^{\circ} - S^{\circ} \text{K}^+(g) + S^{\circ} \text{K}(g) + S^{\circ} \text{Cl}(g) = 19.6 - 200 + 160.2 + 165.2$   
 **$S^{\circ} \text{Cl}^-(g) = 145 \text{ J/mol K}$**

ii)  $\Delta G = \Delta H^{\circ} - T \times \Delta S^{\circ} = 71 - 700 (19.6 \times 10^{-3}) = + 57.28 \text{ kJ}$

**$\Delta G_{700K} = 57.28 \text{ kJ} > 0$**  (No espontánea)

6-



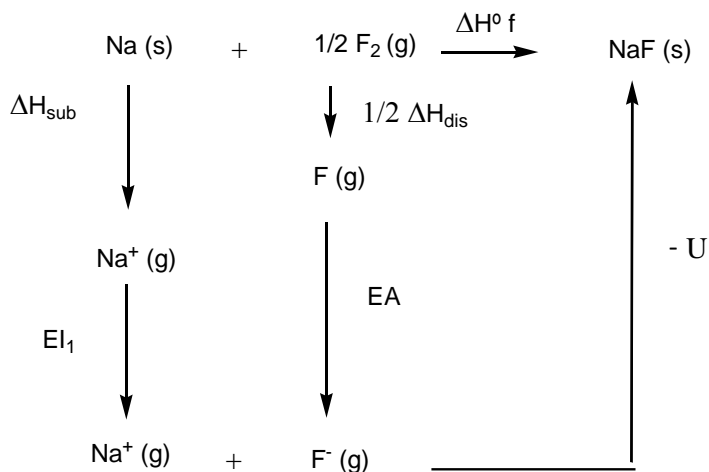
$$\Delta H^{\circ} f \text{ CaF}_2 = \Delta H_{\text{sub}} + EI_{1 \text{ Ca}} + EI_{2 \text{ Ca}} + \Delta H_{\text{dis}} \text{ F}_2 + 2 \text{ EA F} + (-U)$$

$$-U = \Delta H^{\circ} f \text{ CaF}_2 - (\Delta H_{\text{sub}} + EI_{1 \text{ Ca}} + EI_{2 \text{ Ca}} + \Delta H_{\text{dis}} \text{ F}_2 + 2 \text{ EA F})$$

$$-U = -1219.6 \text{ kJ.mol}^{-1} - (179.3 \text{ kJ.mol}^{-1} + 590 \text{ kJ.mol}^{-1} + 1145 \text{ kJ.mol}^{-1} + 160 \text{ kJ.mol}^{-1} - 664 \text{ kJ.mol}^{-1})$$

$$= -2630 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$U_{\text{red}} = 2630 \text{ kJ mol}^{-1}$$



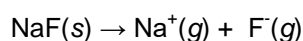
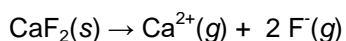
$$\Delta H^{\circ} f \text{ NaF} = \Delta H_{\text{sub}} + EI_{1 \text{ Na}} + 1/2 \Delta H_{\text{dis}} \text{ F}_2 + \text{ EA F} + (-U)$$

$$-U = \Delta H^{\circ} f \text{ NaF} - (\Delta H_{\text{sub}} + EI_{1 \text{ Na}} + 1/2 \Delta H_{\text{dis}} \text{ F}_2 + \text{ EA F})$$

$$-U = -446.3 \text{ kJ.mol}^{-1} - (107.7 \text{ kJ.mol}^{-1} + 609.3 \text{ kJ.mol}^{-1} + 1/2(160 \text{ kJ.mol}^{-1}) - 332 \text{ kJ.mol}^{-1}) = -911.3 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$U_{\text{red}} = 911.3 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Si se analiza U aplicando la ecuación de Kapustinskii, se observa la misma tendencia



$$U = \frac{1070.2.1.3}{(r^+ + r^-)}$$

>

$$U = \frac{1070.1.1.2}{(r^+ + r^-)}$$

$$(r^+ + r^-)$$

$$(r^+ + r^-)$$

**Curso de Química General/Química I  
Termoquímica y Termodinámica**

7- a) Si la reacción es no espontanea  $\Delta G > 0$

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S \rightarrow \Delta H - T \cdot \Delta S > 0$$

$$\Delta H > T \cdot \Delta S, \text{ cómo en la letra del ejercicio me dice que } \Delta S > 0$$

$$\Delta H > 0 \rightarrow \text{endotérmica}$$

b)  $\Delta H > T \cdot \Delta S \rightarrow \Delta H > (298) \cdot (121) = 36058 \text{ J} = 36.058 \text{ kJ} \rightarrow \Delta H > 36.058 \text{ kJ}$  **la entalpía tiene que ser superior a este valor**

8-  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S < 0 \rightarrow \Delta H / \Delta S < T$

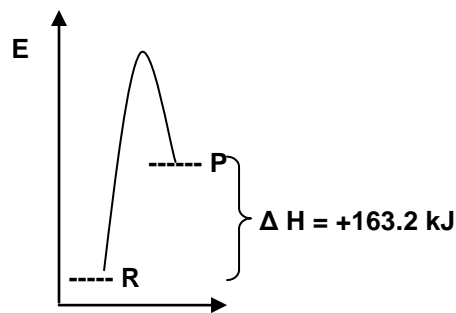
$$T > \frac{178 \times 10^3 \text{ J}}{160 \text{ J/K}} \rightarrow T > 1112.5 \text{ K}$$

**Resolución ejercicios complementarios**

9- a)  $2 \text{ N}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{ N}_2\text{O}(g) \Delta H = +163.2 \text{ kJ}$

$\Delta H > 0 \rightarrow$  Reacción **ENDOTÉRMICA**

b)



**Trayectoria o avance de la reacción**

c) Pcte  $\rightarrow q_p = \Delta H$

$$\text{PM}_{\text{N}_2\text{O}} = 2 (14.006) + 15.999 = 44.011 \text{ g/mol}$$

$$44.011 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol}$$

$$88.022 \text{ g} \rightarrow 2 \text{ mol}$$

$$88.022 \text{ g} \rightarrow +163.2 \text{ kJ}$$

$$10 \text{ g} \rightarrow x = \mathbf{18.54 \text{ kJ} = q_p}$$

d)  $\text{PM}(\text{N}_2) = 2 (14.006) = 28.012 \text{ g/mol}$

$$28.012 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol}$$

$$56.024 \text{ g} \rightarrow 2 \text{ mol}$$

$$56.024 \text{ g} \rightarrow +163.2 \text{ kJ}$$

$$x \rightarrow 1 \text{ kJ}$$

$$\mathbf{x = 0.34 \text{ g de N}_2}$$

e) Pcte  $\rightarrow q_p = \Delta H \quad 2 \text{ N}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{ N}_2\text{O}(g) \quad \Delta H = +163.2 \text{ kJ}$

Pero se pide la reacción reversa (descomposición de  $\text{N}_2\text{O}(g)$ ) por ello se debe cambiar el signo a  $\Delta H$

$$88.022 \text{ g} \rightarrow -163.2 \text{ kJ}$$

$$15 \text{ g} \rightarrow x \quad \mathbf{x = -27.8 \text{ kJ} \rightarrow \text{Se liberan } 27.8 \text{ kJ}}$$

10-  $2 \text{ Al}(s) + \text{Fe}_2\text{O}_3(s) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(s) + 2 \text{ Fe}(s)$

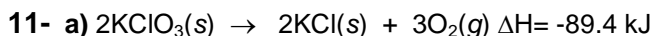
$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ_f(\text{productos}) - \sum \Delta H^\circ_f(\text{reactivos})$$

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_f \text{ Al}_2\text{O}_3(s) + 2 \Delta H^\circ_f \text{ Fe}(s) - (2 \Delta H^\circ_f \text{ Al}(s) + \Delta H^\circ_f \text{ Fe}_2\text{O}_3(s))$$

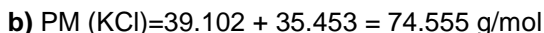
$$\Delta H^\circ = -1669.8 + 2(0) - 2(0) + 822.16$$

$$\Delta H^\circ = \mathbf{-847.64 \text{ kJ}}$$

**Curso de Química General/Química I**  
**Termoquímica y Termodinámica**

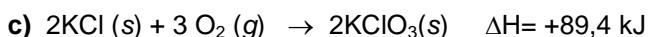


$$\begin{array}{r} 3 \text{ moles O}_2 \quad \text{-----} \quad -89.4 \text{ kJ} \\ 0.345 \text{ moles} \quad \text{-----} \quad \mathbf{X = -10.28 \text{ kJ}} \end{array}$$



$$\begin{array}{r} 74.555 \text{ g} \quad \text{-----} \quad 1 \text{ mol} \\ 149.11 \text{ g} \quad \text{-----} \quad 2 \text{ moles} \end{array}$$

$$\begin{array}{r} 149.11 \text{ g} \quad \text{-----} \quad -89.4 \text{ kJ} \\ 7.85 \text{ g} \quad \text{-----} \quad \mathbf{X = -4.71 \text{ kJ}} \end{array}$$

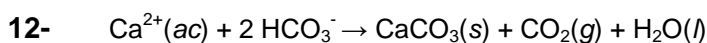


PM (KClO<sub>3</sub>) = 39.102 + 35.453 + 3(15.999) = 122.552 g/mol

$$\begin{array}{r} 122.552 \quad \text{-----} \quad 1 \text{ mol} \\ 245.104 \quad \text{-----} \quad 2 \text{ moles} \end{array}$$

$$245.104 \quad \text{-----} \quad +89.4$$

$$9.22 \quad \text{-----} \quad \mathbf{X = 3.36 \text{ kJ}}$$



P = 1 atm      Elegimos como sistema la reacción incluyendo al CO<sub>2</sub>(g)  
 → Si el sistema se expande en contra de la P atm → W < 0

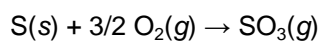
w = -2.47 kJ

q = +38.95 kJ

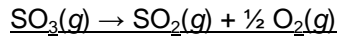
q<sub>p</sub> = ΔH = 38.95 kJ

**ΔE = Q + W = 38.95 - 2.47 = 36.48 kJ = ΔE**

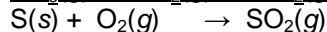
13-



$$\Delta H_2 = -2 \Delta H_1$$



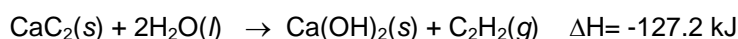
$$- \Delta H_1$$



$$\Delta H_f \text{SO}_2(\text{g}) = -2 \Delta H_1 - \Delta H_1 = -3 \Delta H_1 < 0$$

**ΔH<sub>f</sub>SO<sub>2</sub>(g) < 0 Proceso EXOTÉRMICO**

14-

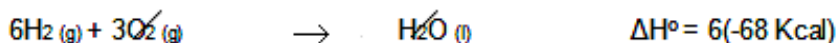
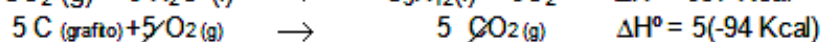
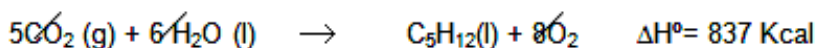
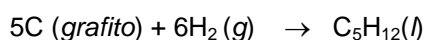


$$-127.2 = \Delta H_f^\circ \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) + \Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) - \Delta H_f^\circ \text{CaC}_2(\text{s}) - 2\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

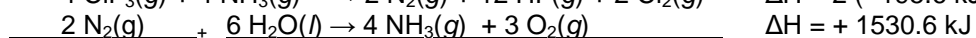
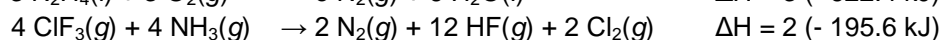
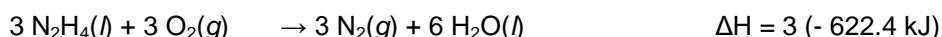
$$-127.2 = -986.2 + 226.7 - \Delta H_f^\circ \text{CaC}_2(\text{s}) + 2(285.83)$$

**ΔH<sub>f</sub>° CaC<sub>2</sub>(s) = -60.64 kJ/mol**

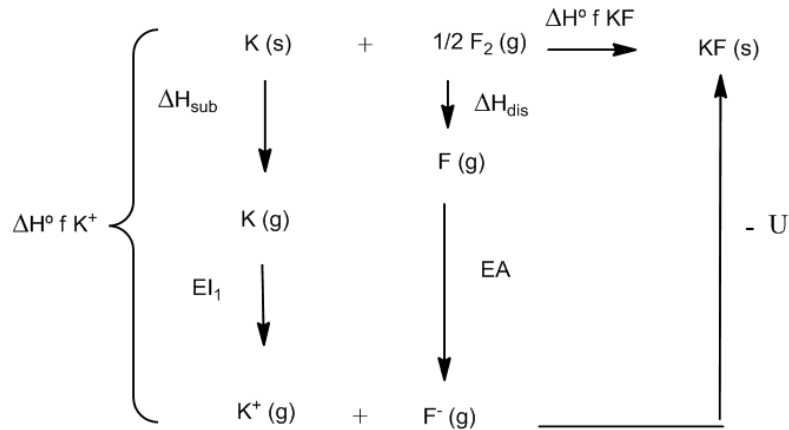
15-



16-



17-

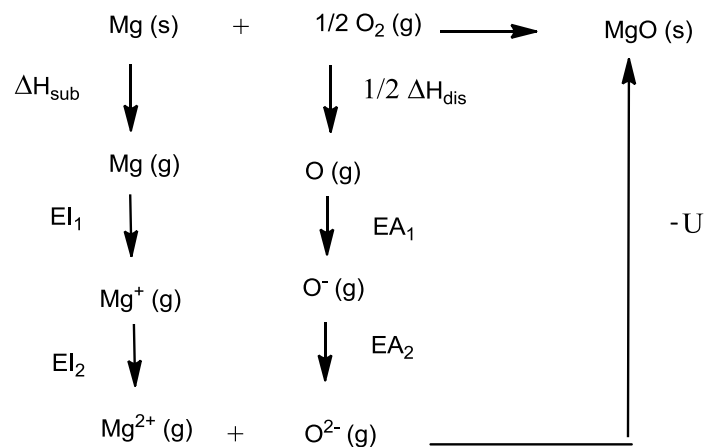


$$\Delta H^{\circ} f \text{ KF} = \underbrace{\Delta H_{\text{sub}} + EI_{1 \text{ K}}}_{\Delta H^{\circ} f \text{ K}^+} + 1/2 \Delta H_{\text{dis}} \text{ F}_2 + EA \text{ F} + (-U)$$

$$\Delta H^{\circ} f \text{ K}^+ = \Delta H^{\circ} f \text{ KF} + U - (1/2 \Delta H_{\text{dis}} \text{ F}_2 + EA \text{ F})$$

$$\Delta H^{\circ} f \text{ K}^+ = -563 \text{ kJ.mol}^{-1} - 826 \text{ kJ.mol}^{-1} - (1/2(160 \text{ kJ.mol}^{-1} - 322 \text{ kJ.mol}^{-1})) = 505 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

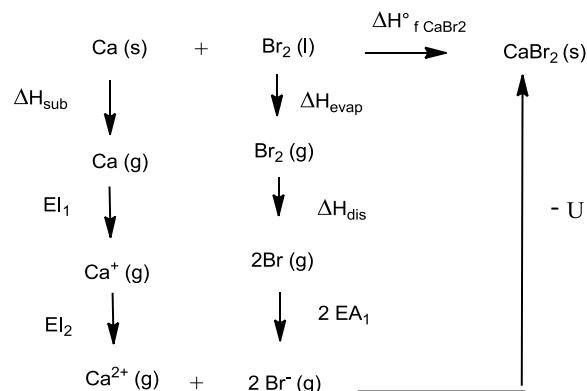
18-



$$\Delta H^{\circ} f \text{ MgO} = \Delta H_{\text{sub}} + EI_{1 \text{ Mg}} + EI_{2 \text{ Mg}} + 1/2 \Delta H_{\text{dis}} \text{ O}_2 + EA_1 \text{ O} + EA_2 \text{ O} + (-U)$$

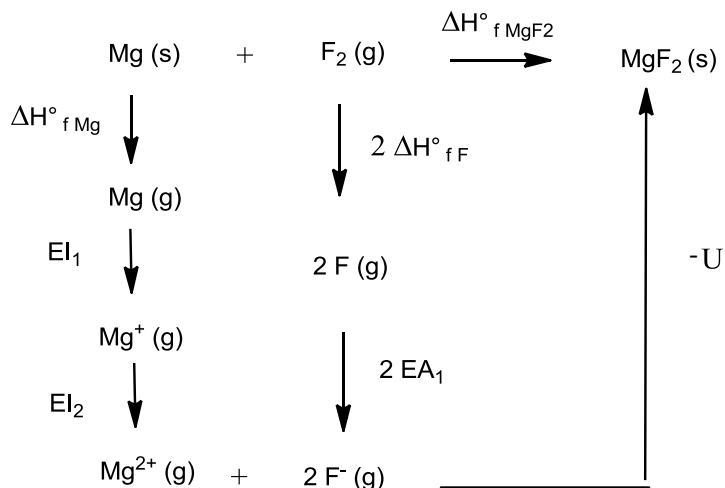
$$\Delta H^{\circ} f \text{ MgO} = 150 \text{ kJ.mol}^{-1} + 738 \text{ kJ.mol}^{-1} + 1450 \text{ kJ.mol}^{-1} + 247 \text{ kJ.mol}^{-1} - 142 \text{ kJ.mol}^{-1} + 844 \text{ kJ.mol}^{-1} - 3890 \text{ kJ.mol}^{-1} = -603 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

19-



La Electroafinidad del Br podría ser una etapa exotérmica, ya que el anión de Br gana estabilidad al quedar con la configuración electrónica de gas noble.

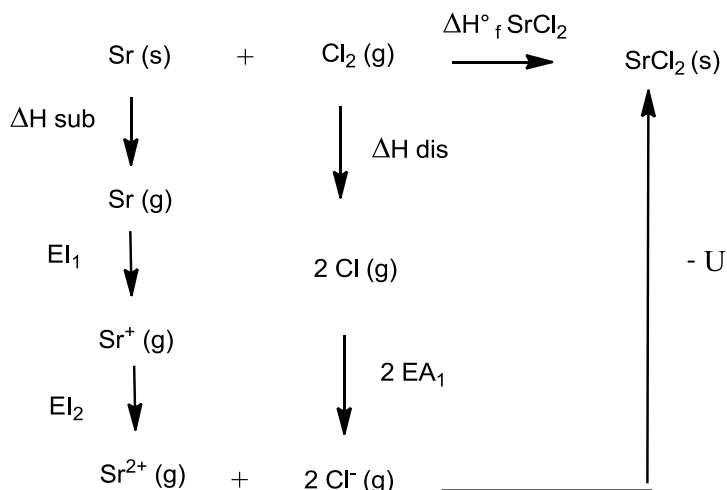
20-



$$\Delta H^\circ_f \text{MgF}_2 = \Delta H^\circ_f \text{Mg} + \text{EI}_{1\text{Mg}} + \text{EI}_{2\text{Mg}} + \Delta H^\circ_f \text{F} + 2 \text{EA F} + (-U)$$

$$\Delta H^\circ_f \text{MgF}_2 = 147.1 \text{ kJ.mol}^{-1} + 738 \text{ kJ.mol}^{-1} + 1450 \text{ kJ.mol}^{-1} + (2 \times 80 \text{ kJ.mol}^{-1}) + (2 \times -332 \text{ kJ.mol}^{-1}) - 2190 \text{ kJ.mol}^{-1} = -358.9 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

21-



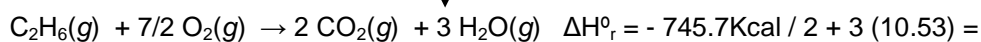
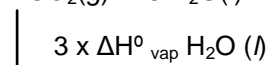
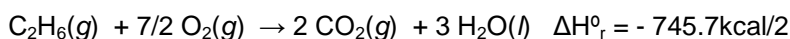
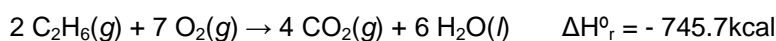
$$\Delta H^\circ_f \text{SrCl}_2 = \Delta H_{\text{sub}} + \text{EI}_{1\text{Sr}} + \text{EI}_{2\text{Sr}} + \Delta H_{\text{dis}} \text{Cl}_2 + 2 \text{EA Cl} + (-U)$$

$$-U = \Delta H^\circ_f \text{SrCl}_2 - (\Delta H_{\text{sub}} + \text{EI}_{1\text{Sr}} + \text{EI}_{2\text{Sr}} + \Delta H_{\text{dis}} \text{Cl}_2 + 2 \text{EA Cl})$$

$$\begin{aligned}
 -U &= -828 \text{ kJ.mol}^{-1} - (164 \text{ kJ.mol}^{-1} + 549 \text{ kJ.mol}^{-1} + 1064 \text{ kJ.mol}^{-1} + 243 \text{ kJ.mol}^{-1} + (2 \times -348 \text{ kJ.mol}^{-1})) \\
 &= -2152 \text{ kJ.mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

$$U = 2152 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

22- a)



$$\Delta H^\circ_r = -341.26 \text{ kcal}$$



**23-** La entropía es una magnitud que expresa el estado de desorden. A mayor desorden mayor valor de S.

**a) fusión de hielo**

(s) → (l). Las partículas en un sólido están mucho más ordenadas, ubicadas en lugares específicos que las partículas en un líquido. Por tanto aumenta el desorden, aumentando la entropía.  $S_f > S_i \rightarrow \Delta S > 0$

**b) disolución de azúcar**

(s) → (ac). Las partículas en un sólido están ordenadas y pasan a estar en un mayor volumen en solución.  $S_f > S_i \rightarrow \Delta S > 0$

**c) dos átomos de nitrógeno(g) se transforman en una molécula de N<sub>2</sub>(g)**

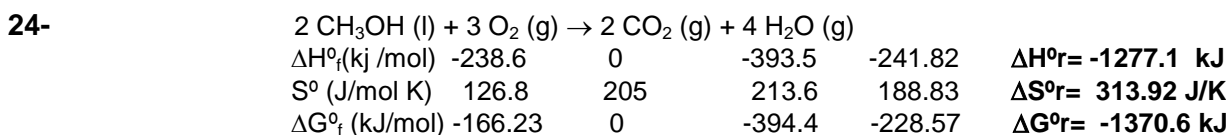
Disminuye el número de partículas en estado gaseoso, por lo que se pierde desorden. Por tanto  $S_f < S_i \rightarrow \Delta S < 0$

**d) alineamiento de Fe en un campo magnético**

Se gana orden por acción de un campo magnético. Por tanto  $S_f < S_i \rightarrow \Delta S < 0$

**e) CO<sub>2</sub>(g) + 2 H<sub>2</sub>O(l) → CH<sub>4</sub>(g) + 2 O<sub>2</sub>(g)**

Aumenta el número de partículas en estado gaseoso, por lo que se gana desorden. Por tanto  $S_f > S_i \rightarrow \Delta S > 0$



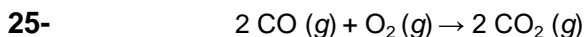
$$\Delta H_r^\circ = [4X(-241.82) + (-393.5 \times 2)] - [2X(-238.6)] \quad \Delta H_r^\circ = -1277.1 \text{ kJ}$$

$$\Delta S_r^\circ = [4X(188.83) + 2X(213.6)] - [2X(126.8) + 3X(205)] \quad \Delta S_r^\circ = 313.92 \text{ J/K}$$

$$\Delta G_r^\circ = [4X(-228.57) + 2X(-394.4)] - [2X(-166.23)] \quad \Delta G_r^\circ = -1370.6 \text{ kJ}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$$

$$\Delta G^\circ = -1277.1 \text{ kJ} - 298 \text{ K}(313.92 \times 10^{-3} \text{ kJ/K}) = -1370.6 \text{ kJ}$$



**a)**  $\Delta G_r^\circ = 2 \Delta G_f^\circ \text{CO}_2 (\text{g}) - 2 \Delta G_f^\circ \text{CO} (\text{g}) - \Delta G_f^\circ \text{O}_2 (\text{g})$

$$\Delta G_r^\circ = 2 (-394.4 \text{ kJ/mol}) - 2 (-137.2 \text{ kJ/mol})$$

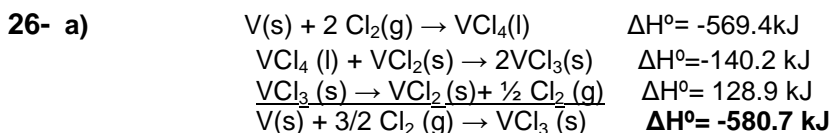
$$\Delta G_r^\circ = -514.4 \text{ kJ}$$

**b)** 6 atm CO / 3 atm O<sub>2</sub> / 0,10 atm CO<sub>2</sub> No estamos en condiciones estándar

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT (\text{Ln } Q) \quad \text{Cociente de reacción y } \Delta G$$

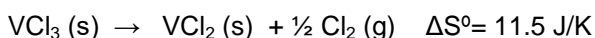
$Q = \frac{(\text{Productos})^{np}}{(\text{Reactivos})^{nr}}$  - presiones parciales si son gases y [ ] soluciones  
 - líquidos y sólidos puros es igual a 1

$$\Delta G = -514.4 \text{ kJ} + (8,314 \times 10^{-3} \text{ kJ/mol}) (298 \text{ K}) \text{Ln} \frac{0.1^2}{6^2 \times 300} = -548.8 \text{ kJ}$$



$$\Delta S^\circ = S^\circ \text{VCl}_4 (\text{l}) - S^\circ \text{V} (\text{s}) - 2 S^\circ \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow S^\circ \text{VCl}_4 (\text{l}) = \Delta S^\circ + S^\circ \text{V} (\text{s}) + 2 S^\circ \text{Cl}_2 (\text{g})$$

$$S^\circ \text{VCl}_4 (\text{l}) = -120 \text{ J/K} + 28.9 + 2(222.96) = +354.82 \text{ J/mol K}$$



$$\Delta S^\circ = S^\circ \text{VCl}_2 (\text{s}) + \frac{1}{2} S^\circ \text{Cl}_2 (\text{g}) - S^\circ \text{VCl}_3 (\text{s}) \rightarrow S^\circ \text{VCl}_3 (\text{s}) = -\Delta S^\circ + S^\circ \text{VCl}_2 (\text{s}) + \frac{1}{2} S^\circ \text{Cl}_2 (\text{g})$$

$$S^\circ \text{VCl}_3 (\text{s}) = -11.5 + 100 + \frac{1}{2} (222.96) = +199.98 \text{ J/mol K}$$

**c)**  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ = 140.2 \text{ kJ} - 298(54 \times 10^{-3} \text{ J/K}) = 124.1 \text{ kJ} = \Delta G$

$$\Delta G - \Delta H - T \cdot \Delta S = 140.2 \text{ kJ} - 500(54 \times 10^{-3} \text{ J/K}) = 113.2 \text{ kJ} = \Delta G_{500\text{K}}$$

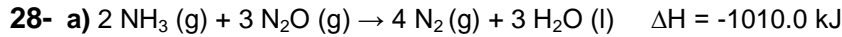


$S_f > S_i \rightarrow \Delta S > 0$  **Porque aumenta el número de moles gaseosos**

**b)**  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S \quad \Delta H^\circ < 0 \text{ y } \Delta S > 0 \rightarrow \Delta G < 0$  **A cualquier temperatura**



**El cambio de entalpia que se produce cuando se forma 1 mol de KCl(s) a partir de sus elementos constituyentes en estado estándar**



$$\Delta H^\circ = 4 \Delta H^\circ_{\text{f N}_2(\text{g})} + 3 \Delta H^\circ_{\text{f H}_2\text{O}(\text{l})} - 2 \Delta H^\circ_{\text{f NH}_3(\text{g})} - 3 \Delta H^\circ_{\text{f N}_2\text{O}(\text{g})}$$

$$4 \Delta H^\circ_{\text{f N}_2(\text{g})} = 0$$

**b)**  $S_f < S_i \rightarrow \Delta S < 0$  **Porque disminuye el número de moles gaseosos**

**c)**  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S < 0 \quad |\Delta H| > |T \cdot \Delta S| \rightarrow T < \frac{|\Delta H|}{|\Delta S|} (< 0)$

$$\Delta G < 0 \text{ si } |T \cdot \Delta S| < |\Delta H|$$