

$$(1) (c \times m \times \Delta T)_{H_2O} = - (c \times m \times \Delta T)_{Pb}$$

$$4,184 \times 22,1 \times (27,5 - 25,1) + 0,128 \times 192 \times (27,5 - T_f)$$

$$T_f = 37,4^\circ C$$

$$(2) Q_{H_2O} + Q_{Pb} = 0$$

$$(c \times m \times \Delta T)_{H_2O} = - (c_{Pb} \times m \times \Delta T)_{Pb}$$

$$\frac{4,184 \times 15 (26,32 - 22,50)}{27,3 \times (26,32 - 98,90)} = c_{Pb} = 0,121 J/gK$$

(3)

$$Q_{rot} = - Q_{gelo} \rightarrow (c_{H_2O} \times m)$$

$$4,184 \times 340 \times (0 - 20,5) + 333 \times m_{H_2O}$$

$$m_{gelo} = 87,6 g$$

4) $T_f = -38,8^\circ\text{C}$

$V = 1\text{ mL}$

$T_i = 23^\circ\text{C}$

$d = 13,6\text{ g/mL}$

$C_{H_2O} = 2,44\text{ J/gK}$

$C_F = 8,55\text{ J/g}$

$T_i = 23^\circ\text{C}$

$$Q_{H_2O} + Q_{Fund} + Q_{Liberada} = 0$$

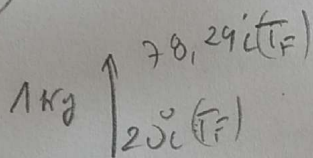
\downarrow \downarrow \downarrow
 $m C \Delta T$ $m C_F$ $Q_L = 0$

$$13,6 \times 2,44 \times (-38,8 - 23) + 13,6 \times 8,55 = -Q_L$$

$$19355 \text{ J} = Q_L$$

→ liberar 19355 J.
 A vizinhança ganhou
 19355 J

5) $78,29$



$C_{EtOH} = 2,44\text{ J/gK}$

$\Delta_{vap} = 8,55\text{ J/g}$

$$-Q_f = -Q_{EtOH} - Q_{vms}$$

$$= -m C \Delta T - m \Delta_{vap}$$

$$= -1000 \times 2,44 (78,29 - 20) - 1000 \times 8,55$$

$$= -133678 \text{ J}$$

A vizinhança perdeu
 133678 J

portanto o etanol tem
 que perder essa energia
 para sofrer uma
 transição L-g

6) N é para
Fase

7) 187 J de \rightarrow $\text{Ag} \left\{ \begin{array}{l} 27^\circ\text{C} \\ 18,5^\circ\text{C} \end{array} \right.$ e ar

$$q = m \times C \times \Delta T$$

$$\frac{187 \text{ J}}{93,85 \text{ g}} \times (27 - 18,5) = C_{Ar} = 19,93 \text{ J/gK}$$

8) 100g H₂O(l) - 60°C
 +
 100g H₂O(s) - 0°C

C_{H₂O} = 4,184 J/gK
 C_F = 333 J/g

A água e o gelo
 o equilíbrio é atingido
 a °C

-Q_{H₂O} = Q_{gelo}

m × C_{H₂O} ΔT = m C_F

- 100 × 4,184 × (0 - 60) = m × 333

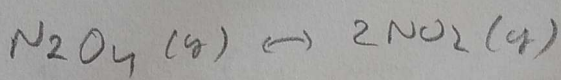
* m = 75,4g

100 - 75,4 = 24,6 g.

Fundiu 75,4g → água, para que o sistema
 entre em equilíbrio a °C são necessários
 75,4g de gelo por cada 100g de H₂O a
 60°C

9) → Aplicar a lei de Hess para todos os
 sistemas ΔS; ΔG e ΔH°. Foi resolvido
 na aula...

10



$$K_p = 0,14$$

$$T = 25^\circ\text{C}$$

ΔG°

$$\Delta_n G^\circ = -RT \ln K$$

$$= -8,314 \times 298 \times \ln 0,14$$

$$\Delta_n G^\circ = 4,871 \text{ J}$$

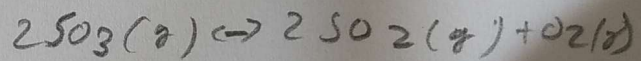
$$\Delta_n G^\circ = n \Delta_f G^\circ (\text{produits}) - n \Delta_f G^\circ (\text{réactifs})$$

$$= 2 \times 51,23 - 97,3$$

$$= 160 \text{ J}$$

11

a) $\Delta_n G^\circ = -RT \ln K$



$K = ?$

(loi de Hess) pour $\Delta_n G^\circ$

$$\Delta_n G^\circ = 2 \times 300,13 + 1 \times 0 - (2 \times 371,04)$$

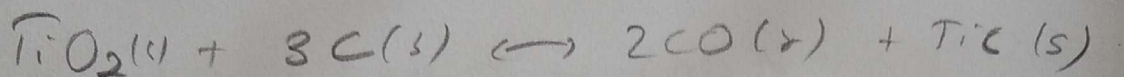
$$\Delta_n G^\circ = -141,82 \text{ KJ/mole}$$

$$-141,82 \times 10^3 = -8,314 \times 298 \ln K$$

$$\ln K = 155$$

siu produits faibles

12



$$\Delta G^\circ = 2 \times (-200,2) + (-162,6) - (-757,8)$$

$$\Delta_r G^\circ = 194,8 \text{ kJ/mol}$$

mas é produto favorecido no equilíbrio

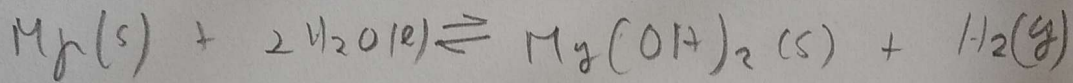
c) $\Delta G^\circ = -RT \ln K$

$$-\frac{194,8 \times 10^3}{727 \times 8,314} = \ln K$$

$$-30,7 = \ln K$$

para obter o equilíbrio devemos manter a pressão de CO o mais baixa possível. Talvez um processo em fluxo contínuo seja o mais adequado.

(13)



$$\begin{aligned} a) \quad \Delta G &= -833.51 + 0 - (2 \times (-273.17) + 0) \\ &= -286.85 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Processo espontâneo
no equilíbrio.
Favorece os produtos.

$$-Q_{\text{Mg}} = Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{H}_2}$$

$$m \times c \times \Delta T = m \times c \times \Delta T$$

$$m \times 1,02(100-25) = 225 \times 0,995 \times 4,184 \times (100-25)$$

$$m = 913 \text{ g}$$

367,2