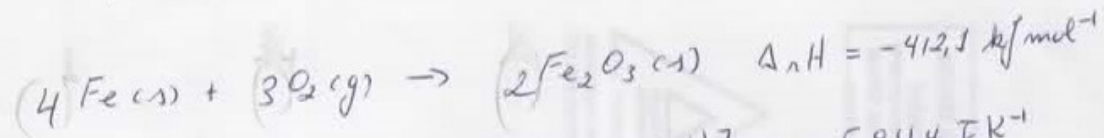


aula) ΔS_{total} ? na oxidação do Fe(s) a 25°C ?



$$\Delta S_{sist} = (2 \times 87,4) - [(4 \times 27,3) + (3 \times 205,1)] = -594,4 \text{ J K}^{-1}$$

↓
S diminui pois tem gás nos reagentes e sólido no produto

$$\Delta S_{total} = \Delta S_{sist} + \Delta S_{viz}$$

nas vizinhanças

$$\Delta H_{sist} = -412,1 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \text{exo (libera)}$$

pl 4 mols de Fe oxidados $4 \times -412,1 \text{ kJ mol}^{-1}$

$$\text{nova } \Delta H_{sist} = -1648,4 \text{ kJ} \quad (\text{calculando o valor da tabela obtém o mesmo valor})$$

$$q_{viz} = \Delta H_{viz} = -\Delta H_{sist}$$

$$\therefore \Delta S_{viz} = -\frac{\Delta H_{sist}}{T} = -\frac{(-1648,4 \text{ kJ})}{298,15 \text{ K}} = 5529 \text{ J K}^{-1}$$

calor saiu para as vizinhanças

$\Delta S_{viz} > 0$
aquece as vizinhanças!

sistema $\rightarrow q \leftarrow$

$$\begin{aligned} \Delta S_{total} &= \Delta S_{sist} + \Delta S_{viz} \\ &= -594,4 + 5529 = 4935 \text{ J K}^{-1} \\ &= +4935 \text{ J K}^{-1} > 0 \end{aligned}$$

$\Delta S_{total} > 0$ espontâneo

\therefore a T ambiente o Fe se oxida espontaneamente a Fe_2O_3 !