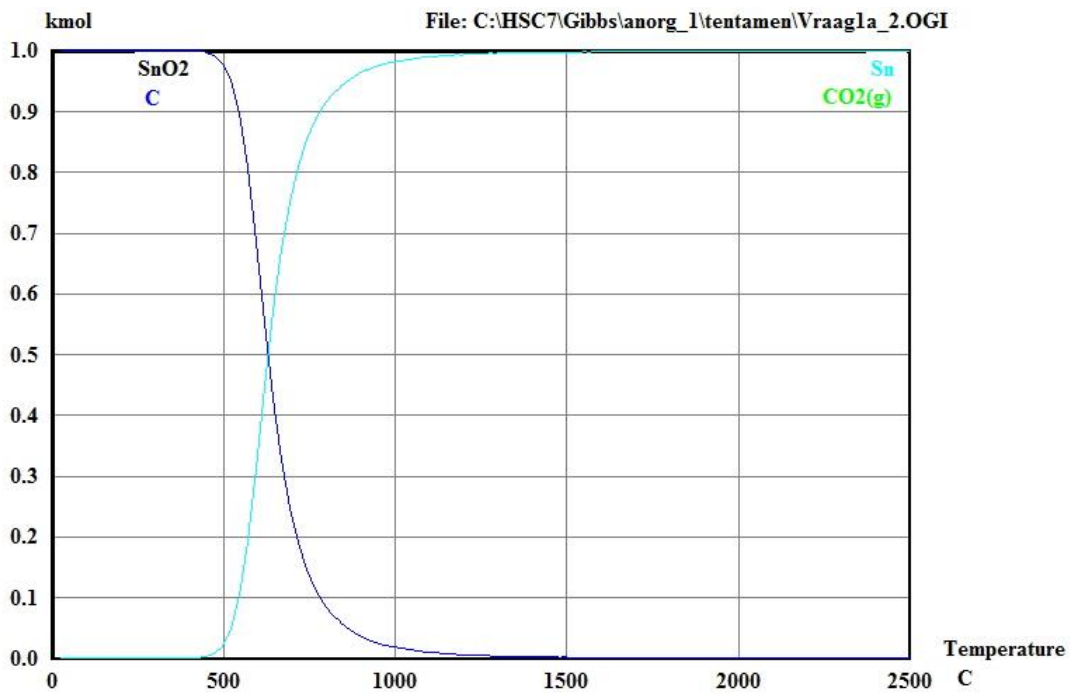
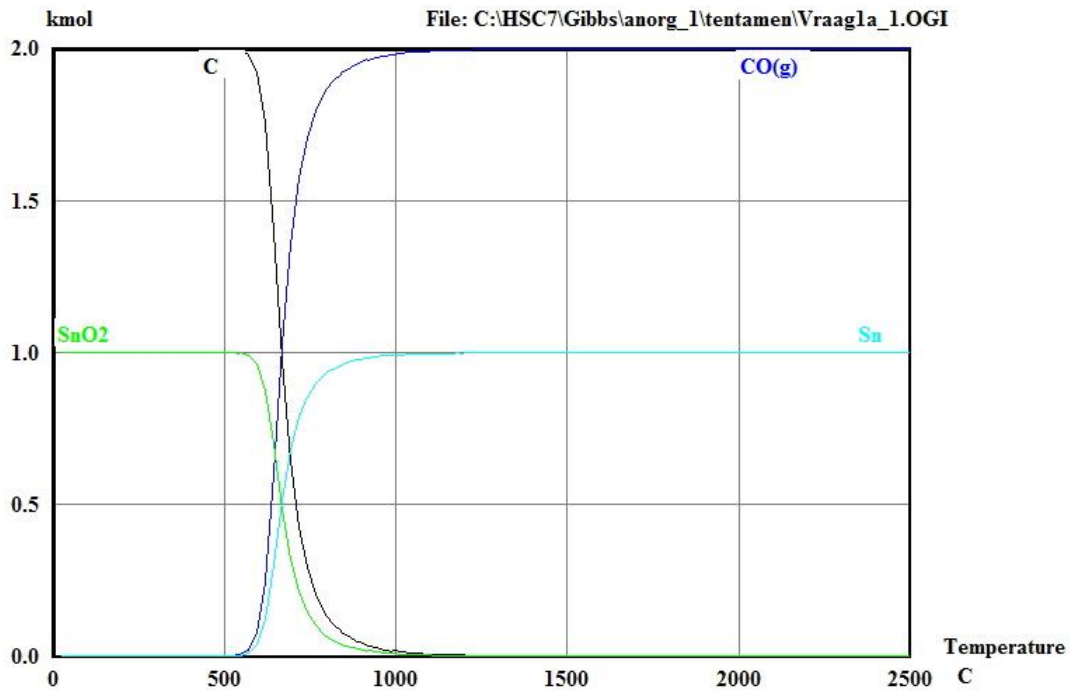
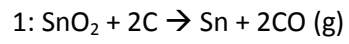


Opgave 1

a.



b.

1: $T = 675\text{ }^{\circ}\text{C}$

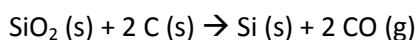
2: $T = 625\text{ }^{\circ}\text{C}$

c.

CO_2 is in beneden $650\text{ }^{\circ}\text{C}$ thermodynamisch stabiel dan CO .

Opgave 2

a) $>1600^{\circ}\text{C}$



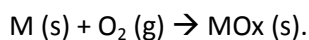
b) $\text{MgO} (\text{s}) + \text{C} (\text{s}) \rightarrow \text{Mg} (\text{g}) + \text{CO} (\text{g})$

c) $>1800^{\circ}\text{C}$

De reactie b) kan spontaan verlopen als $\Delta G =$ negatief, omdat CO (thermodynamisch) stabiel is dan MgO .

De reactie van MgO en C tot Mg en CO kan dus optreden bij temperaturen boven de 1800 graden celcius.

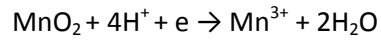
d) De parallele lijnen geven de verandering van de Gibbs free energy aan van de reactie



Alle lijnen zijn berekend aan de hand van dezelfde hoeveelheid zuurstof (1 mol). $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. De helling van de lijnen is dus afhankelijk van de entropieverandering. De belangrijkste bijdrage aan de entropie is zuurstof aangezien dat een gas is (veel meer entropische vrijheid dan een vaste stof, bij lage temperaturen zijn M en MO vast). Omdat de hoeveelheid zuurstof gelijk is voor alle reacties is ΔS dus ook nagenoeg gelijk. De lijnen hebben daardoor een vrijwel identieke helling.

Opgave 3

a.



b.

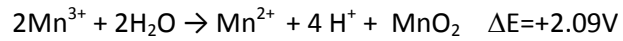
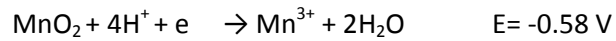
$$E^0_{\text{MnO}_2/\text{Mn}^{3+}} = +0.95 \text{ V}$$

$$E = +0.95 - (0.059/1) \log ([\text{Mn}^{3+}]) - (0.059 \cdot 4 / 1) \text{ pH}$$

$$E = -0.584 \text{ V}$$

c.

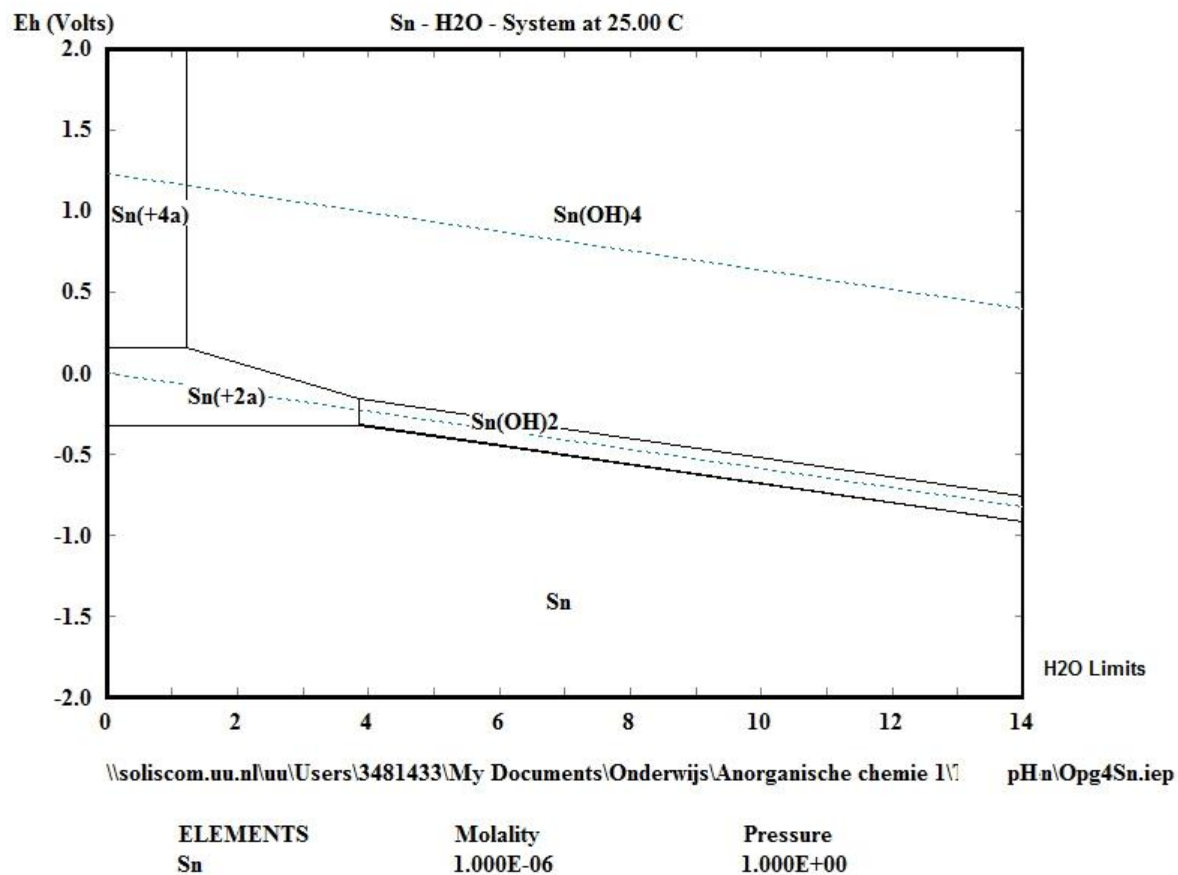
At pH=7:



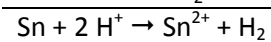
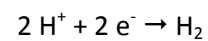
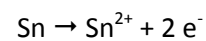
$\Delta E > 0$ bij pH=7, dus disproportionering kan plaatsvinden.

Opgave 4

a.



b.



c.

