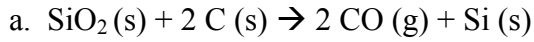
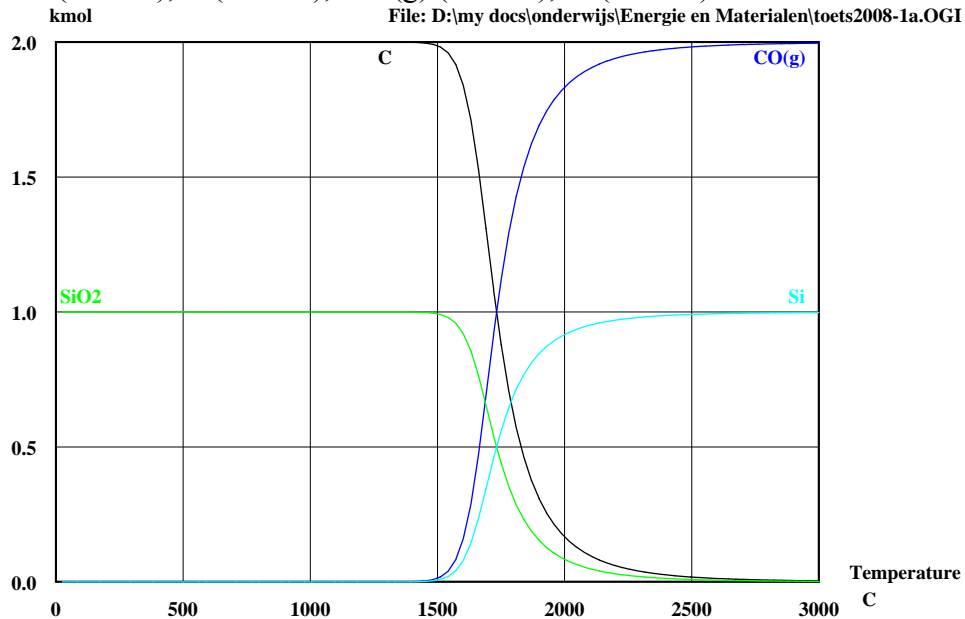


**Antwoorden Toets Anorganische Chemie 24 Januari 2008**  
**Cursus energie en Materialen**

Opgave 1

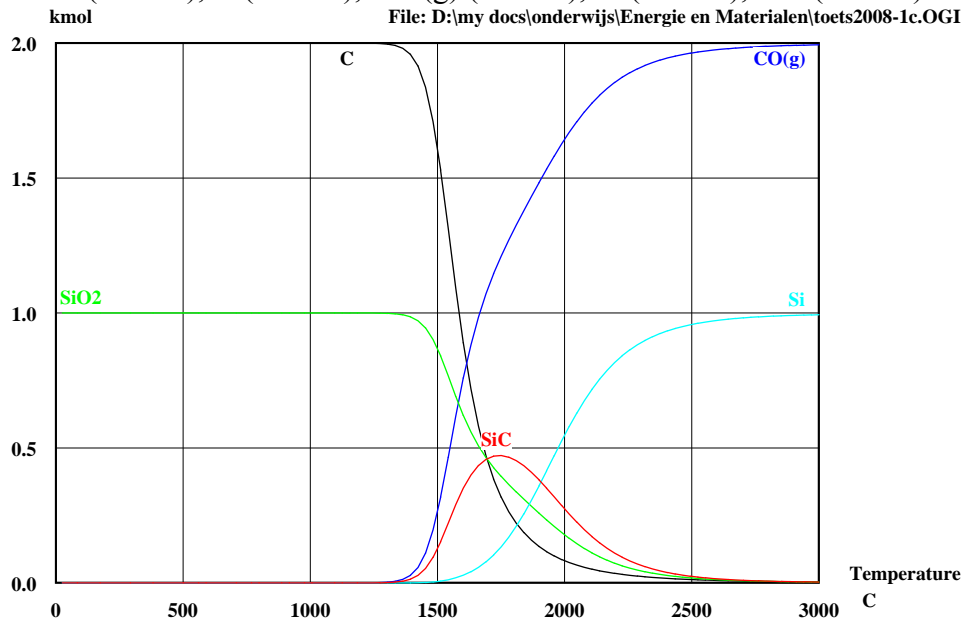


Input:  $\text{SiO}_2$  (1 kmol), C (2 kmol), CO (g) (0 kmol), Si (0 kmol)



b. 90% conversie: 0.1 kmol  $\text{SiO}_2$  resterend. Aflezen uit diagram geeft  $\sim 2000^\circ\text{C}$ , aflezen uit tabel geeft  $1960^\circ\text{C}$ .

c. Input:  $\text{SiO}_2$  (1 kmol), C (2 kmol), CO (g) (0 kmol), Si (0 kmol), SiC (0 kmol)

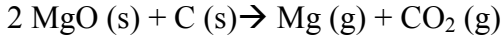


d.

Met een ondermaat aan koolstof zal de nevenreactie tot vorming van SiC minder plaatsvinden. Wanneer als input bijv. SiO<sub>2</sub> (1 kmol), C (0.5 kmol), CO (g) (0 kmol), Si (0 kmol), SiC (0 kmol) gegeven wordt, wordt er bij 2500 °C geen SiC gevormd.

### Opgave 2

a.



Deze reactie kan plaatsvinden als  $\Delta_r G = \Delta_r G (\text{C}, \text{CO}_2) - \Delta_r G (\text{Mg}, \text{MgO}) < 0$ . Dit is af te lezen als het punt waarop de lijn  $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2$  onder de lijn van MgO ligt, dus vanaf 2300 °C.

b.



Deze reactie kan plaatsvinden als  $\Delta_r G = \Delta_r G (\text{C}, \text{CO}) - \Delta_r G (\text{Mg}, \text{MgO}) < 0$ . Dit is af te lezen als het punt waarop de lijn  $\text{C} \rightarrow \text{CO}$  onder de lijn van MgO ligt, dus vanaf 1800 °C.

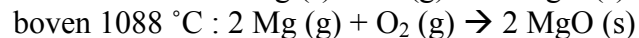
c.

Bij 2500 °C kunnen thermodynamisch gezien de reacties van a. en b. plaatsvinden, maar de verandering in gibbsenergie is groter wanneer CO gevormd wordt. Deze reactie is dus thermodynamisch gezien gunstiger.

d.

Alleen Ca kan bij 500-1000 °C MgO reduceren. Alleen voor de oxidatie van Ca naar CaO geldt dat  $\Delta_r G = \Delta_r G (\text{M}, \text{M}_x\text{O}) - \Delta_r G (\text{Mg}, \text{MgO}) < 0$ .

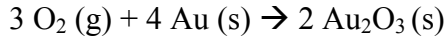
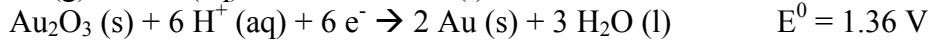
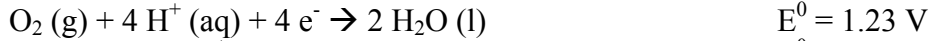
e.



Onder de 1088°C wordt er van één mol gas en één mol vaste stof twee mol vaste stof gevormd. De entropie verandering bij de reactie boven de 1088 °C is groter, omdat er dan van twee mol gas twee mol vaste stof gevormd wordt. Omdat de entropie verandering meer negatief is boven de 1088 °C, neemt de helling van  $\Delta_r G = \Delta_r H - T\Delta_r S$  dus toe.

### Opgave 3

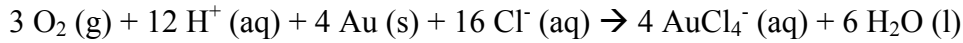
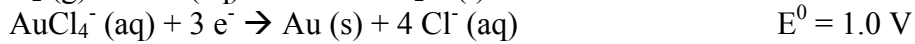
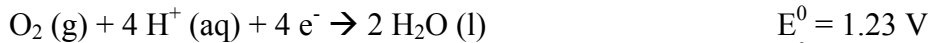
a.



$$\Delta E^0 = 1.23 - 1.36 = -0.13 \text{ V}$$

Deze reactie zal niet verlopen.

b.



$$\Delta E^0 = 1.23 - 1.0 = 0.23 \text{ V}$$

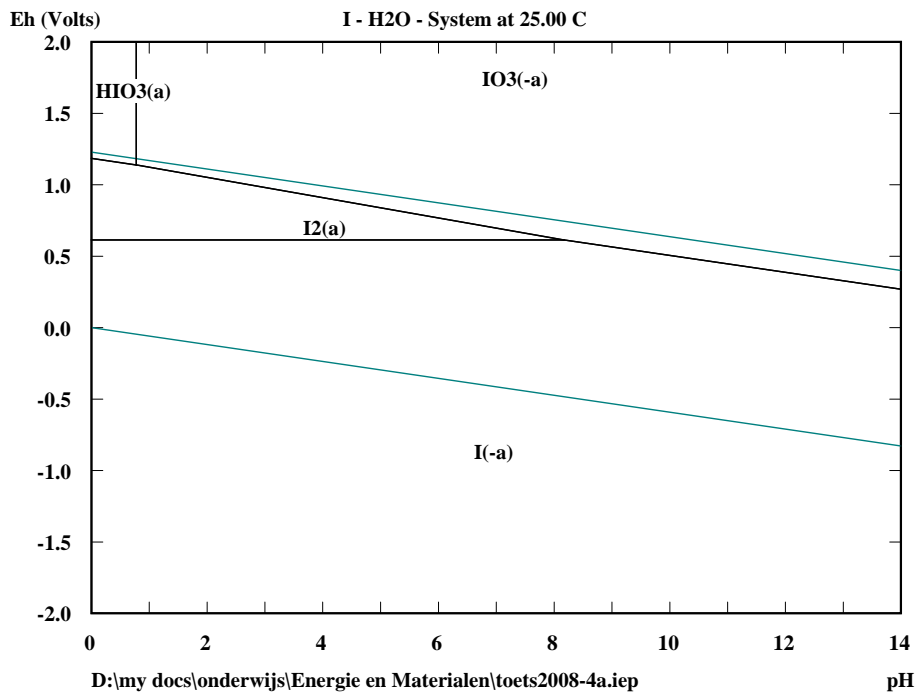
Het alternatief, de oxidatie van Au tot  $\text{AuCl}_2^-$  door opgelost  $\text{O}_2$ , heeft een kleinere  $\Delta E$  en is thermodynamisch minder gunstig.

c.

De reductie van  $\text{Au}(\text{CN})_2^-$  tot Au heeft een reductiepotentiaal  $E^0 = -0.595 \text{ V}$ . Oxidatie door opgelost  $\text{O}_2$  zou dan een  $\Delta E^0 = 1.23 - (-0.595) = 1.825 \text{ V}$  hebben. Dit is een veel groter potentiaal verschil dan voor de reactie met chloride ionen.

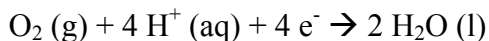
## Opgave 4

a.

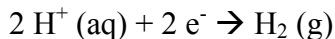


ELEMENTS	Molality	Pressure
I	1.000E+00	1.000E+00

b.



c.



d.

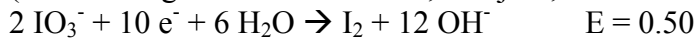
H<sup>+</sup> kan I<sub>2</sub> niet oxideren omdat bij pH = 4 de reductiepotentiaal van het koppel H<sup>+</sup>/H<sub>2</sub> lager is dan het reductiepotentiaal van het koppel IO<sub>3</sub><sup>-</sup>/I<sub>2</sub>. Dit volgt uit  $\Delta E = E(\text{H}^+, \text{H}_2) - E(\text{IO}_3^-, \text{I}_2) < 0$ .

e.

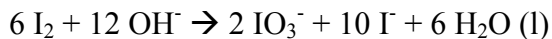
Bij pH = 10 zal I<sub>2</sub> disproportioneren tot IO<sub>3</sub><sup>-</sup> en I<sup>-</sup>.



(aflezen uit grafiek of tabel HSC, de lijn I<sup>-</sup>, I<sub>2</sub> is onafhankelijk van de pH)



(aflezen door de lijn IO<sub>3</sub><sup>-</sup>, I<sub>2</sub> door te trekken naar pH = 10)



$$\Delta E = 0.614 - 0.50 = 0.114 \text{ V}$$