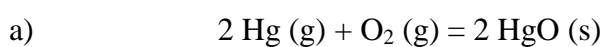




## TMT4110 KJEMI

### LØSNINGSFORSLAG TIL ØVING NR. 9, VÅR 2015

#### OPPGAVE 1



$$\Delta H^\circ_f \quad 61 \quad 0 \quad -91 \quad \text{kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta S^\circ \quad 175 \quad 205 \quad 70 \quad \text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\Delta G^\circ_f \quad 32 \quad 0 \quad -59 \quad \text{kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_r = 2 \text{ mol} \times (-91 \text{ kJ mol}^{-1}) - 2 \text{ mol} \times 61 \text{ kJ mol}^{-1} = \mathbf{-304 \text{ kJ}}$$

$$\Delta S^\circ_r = 2 \text{ mol} \times 70 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} - 2 \text{ mol} \times 175 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} - 1 \text{ mol} \times 205 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = \mathbf{-415 \text{ J K}^{-1}}$$

$$\Delta G^\circ_r = 2 \text{ mol} \times (-59 \text{ kJ mol}^{-1}) - 2 \text{ mol} \times 32 \text{ kJ mol}^{-1} = \mathbf{-182 \text{ kJ}}$$

b)

$$\ln K_{298} = -\frac{\Delta G^\circ_r}{RT} = -\frac{-182000}{8,314 \times 298} = 73,5$$

$$\mathbf{K_{298} = 8 \times 10^{31}}$$

$$\ln K_{600} = -\frac{\Delta G^\circ_r}{RT} = -\frac{1}{R} \left( \frac{\Delta H^\circ_r}{T} - \Delta S^\circ_r \right) = -\frac{1}{8,314} \left( \frac{-304000}{600} + 415 \right) = 11,03$$

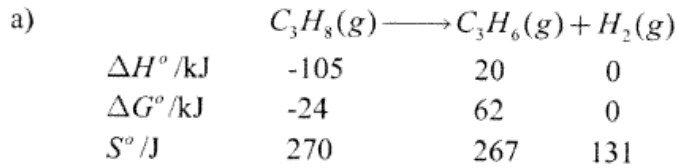
$$\mathbf{K_{600} = 61425}$$

c)

$$\ln K = 0 \quad \Rightarrow \quad \Delta G^\circ_r = 0 \quad \Rightarrow \quad \Delta G^\circ_r = \Delta H^\circ_r - T \Delta S^\circ_r$$

$$T = \frac{\Delta H^\circ_r}{\Delta S^\circ_r} = \frac{304000 \text{ J}}{415 \text{ J / K}} = 732 \text{ K}$$

## OPPGAVE 2



i)

$$\Delta H^\circ = 20 + 0 + 105 = 125 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta S^\circ = 267 + 131 - 270 = 128 \text{ J/mol}$$

$$\Delta G^\circ = 62 + 0 + 24 = 86 \text{ kJ/mol}$$

ii)  $\Delta H^\circ > 0 \Rightarrow$  endoterm rx. LV forskyves mot høyre v/økende T  $\Rightarrow$  K blir større (dannes flere produkter)

b)

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

$$\ln K = -\frac{\Delta G^\circ}{RT} = -\frac{86 \cdot 10^3 \text{ J/mol}}{8,31451 \text{ J/Kmol} \cdot 298 \text{ K}} = -34,7$$

$$K = 8,43 \cdot 10^{-16}$$

c)

$$\Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = \Delta G^\circ = -RT \ln K$$

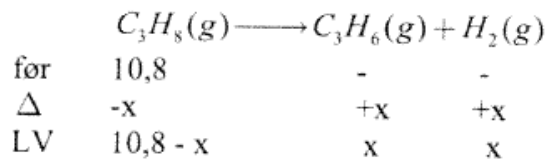
$$\ln K = -\frac{\Delta H^\circ - T\Delta S^\circ}{RT} = -\frac{125 \cdot 10^3 \text{ J/mol} - 1073 \text{ K} \cdot 128 \text{ J/K}}{3,31451 \text{ J/Kmol} \cdot 1073 \text{ K}} = 1,38$$

$$K = 3,99$$

d)

Fra ideell gasslov:  $P_{C_3H_8, 1073K} = \frac{T_{1073K} \cdot P_{298K}}{T_{298K}} = \frac{1073K \cdot 3,00 \text{ atm}}{298K} = 10,8 \text{ atm}$

Dette er da ved 800°C, men før reaksjonen starter.



$$K_p = \frac{P_{C_3H_6} \cdot P_{H_2}}{P_{C_3H_8}} = \frac{x^2}{10,8 - x} = 3,99$$

$$x = 4,87$$

$$\Rightarrow P_{C_3H_6} = P_{H_2} = \underline{\underline{4,87 \text{ atm}}}$$

$$P_{C_3H_8} = 10,8 - 4,87 = \underline{\underline{5,93 \text{ atm}}}$$

-----  
Alternativt ved å bruke  $K_p = 1,5$ :

$$K_p = \frac{P_{C_3H_6} \cdot P_{H_2}}{P_{C_3H_8}} = \frac{x^2}{10,8 - x} = 1,5$$

$$x = 3,34$$

$$\Rightarrow P_{C_3H_6} = P_{H_2} = \underline{\underline{3,34 \text{ atm}}}$$

$$P_{C_3H_8} = 10,8 - 3,34 = \underline{\underline{7,46 \text{ atm}}}$$

- e) For å få best mulig utbytte (mest mulig produkter) bør reaksjonen kjøres ved lavt trykk og høy temperatur, i henhold til Le Chateliers prinsipp.

### OPPGAVE 3

- a)  $3 \text{ Mg (s)} + \text{N}_2(\text{g}) = \text{Mg}_3\text{N}_2(\text{s})$  [ $\Delta G^\circ_r = -401 \text{ J K}^{-1}$ ]  
 $\text{Mg}_3\text{N}_2(\text{s}) + 6 \text{ H}_2\text{O} = 3 \text{ Mg(OH)}_2 + 2 \text{ NH}_3(\text{g})$
- b)  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{ H}_2(\text{g}) = 2 \text{ NH}_3$   
 $\Delta H^\circ_r = -92 \text{ kJ}$        $\Delta G^\circ_r = -32 \text{ kJ}$

Likevekten forskyves mot venstre med økende temp. (Eksoterm reaksjon.)

Likevekten forskyves mot høyre med økende trykk. (Mindre antall gassmolekyler.)

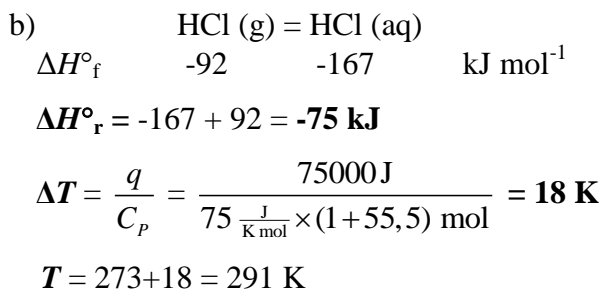
### OPPGAVE 4

- a) (i)  $\text{C (s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$   
 1 mol:  $\Delta H^\circ_r = -394 \text{ kJ} \Rightarrow$  **Det utvikles 394 kJ varme**
- (ii) Spesifikk varmekapasitet for  $\text{CO}_2(\text{g}) = 37 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Kalorimeterligningen:  $q = C_p \times \Delta T$

$$\Delta T = \frac{q}{C_p} = \frac{394000 \text{ J}}{37 \text{ J K}^{-1}} = 10650 \text{ K}$$

$$T = 10650 + 298 \approx \mathbf{11000 \text{ K}}$$



## OPPGAVE 5

- a) (i)  $\text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na (s)}: E^\circ = -2,71 \text{ V}, n = 1$   
(ii)  $\text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ca (s)}: E^\circ = -2,87 \text{ V}, n = 2$   
(iii)  $\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+ (\text{aq}): E^\circ = 0,16 \text{ V}, n = 1$   
(iv)  $2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 (\text{g}): E^\circ = 0,0 \text{ V}, n = 1$   
(pr. def. Hydrogenelektroden er referanseelektrode.)  
(v)  $\text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O (l)} + 4 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^- (\text{aq}): E^\circ = 0,40 \text{ V}, n = 4$   
(Her er det flere forskjellige mulige formuleringer.)  
(vi)  $\text{MnO}_2 (\text{s}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}: E^\circ = 1,23 \text{ V}, n = 2$
- b) (i)  $\text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na (s)}: E^\circ = -2,71 \text{ V}, n = 1 \times (-2) \Rightarrow 2 \text{Na (s)} \rightarrow 2 \text{Na}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^-: E^\circ = 2,71 \text{ V}$   
 $2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 (\text{g}): E^\circ = 0,0 \text{ V}, n = 1 \times 1 \Rightarrow 2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 (\text{g}): E^\circ = 0,0 \text{ V}$   
Totalreaksjon:  $2 \text{Na (s)} + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g}) \quad E^\circ = 2,71 \text{ V}, n = 2$
- (ii)  $\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+ (\text{aq}): E^\circ = 0,16 \text{ V}, n = 1 \quad \times (-2)$   
 $\text{MnO}_2 (\text{s}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} \quad E^\circ = 1,23 \text{ V}, n = 2 \quad \times 1$   
 $2 \text{Cu}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cu}^{2+} (\text{aq}): E^\circ = -0,16 \text{ V}$   
 $\text{MnO}_2 (\text{s}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} \quad E^\circ = 1,23 \text{ V}$   
Totalreaksjon:  
 $2 \text{Cu}^+ (\text{aq}) + \text{MnO}_2 (\text{s}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O (g)} \quad E^\circ = 1,07 \text{ V}, n = 2$

Merk: Når man snur en halvreaksjon, endres fortegnet, men man endrer ikke potensialet ved å multiplisere reaksjonsligningen med en faktor. Potensialet er nemlig ikke en molar størrelse, slik som f. eks. entalpi, entropi eller energi.

Spørsmål: Hvordan skal man vite hvilken reaksjon som skal snus?

Svar: Dersom cellereaksjonen går frivillig, skal cellepotensialet være positivt. Blir derimot  $E$  negativ, må man snu totalreaksjonen og fortegnet.

## OPPGAVE 6

- a) Sitronen fungerer som elektrolytt. Det er høyt innhold av sitronsyre som gjør sitroner til en godt egnet frukt-elektrolytt. Syrer av forskjellig slag finnes i de fleste varer i frukt og grønt-disken, og det finnes mange alternativer som kan fungere som elektrolytt på samme måte.
- b) Sinkplate = anode:  $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \quad (E^\circ_a = 0,76 \text{ V})$   
Kobberplate = katode:  $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2 \quad (E^\circ_k = 0 \text{ V})$

Ut fra spenningsrekken skulle en kanskje tro at følgende halvreaksjon kunne være aktuell som katodereaksjon:



Dette vil derimot ikke skje, siden det ikke er noen kobberioner i sitronen som kan forbrukes i reaksjonen. Hydrogenutvikling vil derfor være den mest aktuelle katodereaksjonen, men kobberplaten kalles fortsatt katode siden det er der reaksjonen skjer, og den er også nødvendig for å lage elektrisk kontakt med sitronen.

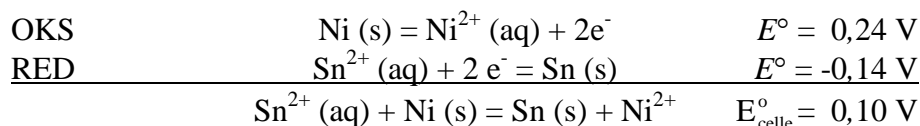


$$E^\circ_{\text{r}} = E^\circ_{\text{a}} + E^\circ_{\text{k}} = \underline{0,76 \text{ V}}$$

## OPPGAVE 7



Halvcellereaksjonene er:



Cellespenningen  $E_{\text{celle}}$  følger av Nernsts lov:

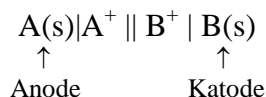
$$E_{\text{celle}} = E^\circ_{\text{celle}} - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Ni}^{2+}]}{[\text{Sn}^{2+}]} = 0,10 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1,0}{1,0 \times 10^{-4}}$$

$$\Rightarrow E_{\text{celle}} = 0,10 - 0,12 = \underline{-0,02 \text{ V}}$$

Da  $E_{\text{celle}} < 0$  vil cellereaksjonen ved de angitte betingelser være:



Det skal her fremheves at når vi for enkelthet skriver



så refererer alltid denne skrivemåte seg til hva som er anode og katode under standard-betingelser. Den refererer seg ikke til hva som er anode og katode under ikke-standard-betingelser. Fra (1) følger: Sn-elektroden er anoden.