

**TMT4110 KJEMI**



**LØSNINGSFORSLAG TIL ØVING NR. 3, VÅR 2011**

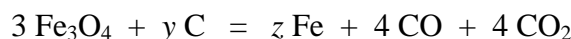
**OPPGAVE 1**

- a) Ut fra at  $n_{\text{CO}} = n_{\text{CO}_2}$  kan man skrive likningen som:

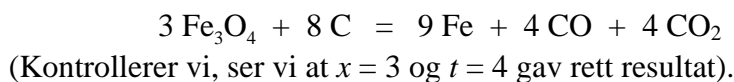


hvor  $x$ ,  $y$ ,  $z$  og  $t$  skal bestemmes. Ut fra balanseringen mhp. O kan vi skrive:  $4x = 3t$ . Söker vi et løsningspar for denne likningen, finner vi at det første mulige løsningspar er  $x = 3$ ,  $t = 4$ , når både  $x$  og  $t$  er heltallige.

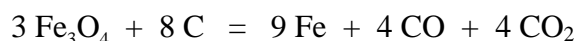
Vi prøver nå denne løsningen:



Altså blir  $z = 9$  når likningen balanseres mhp. Fe og  $y = 8$  når likningen balanseres mhp. C. Vi får:



- b) Antall gram C som går med:



$$n_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = \frac{m}{M} = \frac{1500 \cdot 10^3 \text{ g}}{231,6 \text{ g/mol}} = 6478,5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{C}} = n_{\text{Fe}_3\text{O}_4} \cdot MF = 6478,5 \text{ mol} \cdot \frac{8}{3} = 17276 \text{ mol}$$

$$m_{\text{C}} = n \cdot M = 17276 \text{ mol} \cdot 12,01 \text{ g/mol} = 207485 \text{ g} = 2.075 \cdot 10^5 \text{ g}$$

Det går med 207,5 kg C

- c) I følge reaksjonslikningen dannes 1 mol gassblanding (dvs. 0,5 mol CO og 0,5 mol CO<sub>2</sub>) pr 1 mol C som reagerer. Volumet  $V$  av gassblandingen gis fra den ideelle gasslov:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{17276 \text{ mol} \times 0,08206 \text{ Latm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times (273,15 + 20) \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 4,16 \cdot 10^5 \text{ L} = 416 \text{ m}^3$$

(Husk  $1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3$ )

## OPPGAVE 2

- a) Molbrøken til A<sub>2</sub> (g) settes lik  $x_{A_2}$ . Vi har videre at  $n_{A_2} = n_{B_2}$ . Dette gir

$$x_{A_2} = \frac{n_{A_2}}{n_{A_2} + n_{B_2}} = \frac{n_{A_2}}{2n_{A_2}} = \frac{1}{2}$$

Tilsvarende har vi

$$x_{B_2} = \frac{n_{B_2}}{n_{A_2} + n_{B_2}} = \frac{n_{B_2}}{2n_{B_2}} = \frac{1}{2}$$

Daltons lov gir  $P_{A_2}$  og  $P_{B_2}$  før likevekt ved 25 °C

$$P_{A_2} = x_{A_2} \cdot P_t = \frac{1}{2} \times P_t = \frac{1}{2} \times 1,40 = \underline{0,700 \text{ atm}}$$

$$P_{B_2} = x_{B_2} \cdot P_t = \frac{1}{2} \times P_t = \frac{1}{2} \times 1,40 = \underline{0,700 \text{ atm}}$$

hvor totaltrykket ved 25 °C er  $P_t = 1,40 \text{ atm}$ .

Alternativt kunne vi fra den ideelle gasslov ha skrevet

$$\frac{P_{A_2}}{n_{A_2}} = \frac{P_{B_2}}{n_{B_2}} \Leftrightarrow \frac{P_{A_2}}{P_{B_2}} = \frac{n_{A_2}}{n_{B_2}} = 1 \text{ dvs. } P_{A_2} = P_{B_2}$$

$$\text{og da } P_{A_2} + P_{B_2} = 1,40 \text{ atm} \Rightarrow P_{A_2} = P_{B_2} = \underline{0,700 \text{ atm}}$$

- b) For å beregne likevektskonstanten kan vi tenke oss at vi går frem i to trinn:

1) Først varmer vi opp til 200 °C uten at gassene A<sub>2</sub> (g) og B<sub>2</sub> (g) reagerer.

2) Deretter beregnes  $P_{A_2}$  og  $P_{B_2}$  ved likevekt vha. en FØR/ETTER-betraktning.

- 1)  $P_{A_2}^{200}$  og  $P_{B_2}^{200}$  angir partialtrykkene til A<sub>2</sub> (g) og B<sub>2</sub> (g) før likevekt ved 200 °C (dvs. ingen reaksjon).

Fra den ideelle gasslov følger:

$$\frac{P_{A_2}^{200}}{200 + 273,15} = \frac{P_{A_2}^{25}}{25 + 273,15} = \frac{0,700}{25 + 273,15} \Rightarrow \underline{P_{A_2}^{200} = 1,11 \text{ atm}} \text{ (og } \underline{P_{B_2}^{200} = 1,11 \text{ atm}})$$

2) Partialtrykket av  $A_2B_4$  ved likevekt er  $P_{A_2B_4}$ .

|       |                     |   |                       |   |              |
|-------|---------------------|---|-----------------------|---|--------------|
|       | $A_2$               | + | $2 B_2$               | = | $A_2B_4$     |
| FØR   | 1,11 atm            |   | 1,11 atm              |   | 0            |
| ETTER | $1,11 - P_{A_2B_4}$ |   | $1,11 - 2 P_{A_2B_4}$ |   | $P_{A_2B_4}$ |

Daltons lov gir:

$$P_{A_2} + P_{B_2} + P_{A_2B_4} = (1,11 - P_{A_2B_4}) + (1,11 - 2 \times P_{A_2B_4}) + P_{A_2B_4} = 1,40 \text{ atm}$$

Dette gir:

$$P_{A_2B_4} = \underline{0,41 \text{ atm}}$$

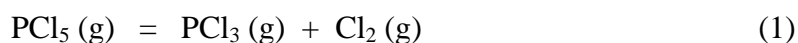
$$P_{A_2} = \underline{0,70 \text{ atm}}$$

$$P_{B_2} = \underline{0,29 \text{ atm}}$$

Likevektskonstanten ved  $200^\circ\text{C}$  blir

$$K = \frac{P_{A_2B_4}}{P_{A_2} \times (P_{B_2})^2} = \frac{0,41}{0,70 \times (0,29)^2} = \underline{7,0}$$

### OPPGAVE 3



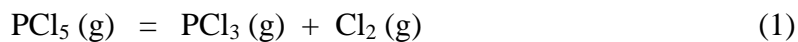
- a) Antall mol  $PCl_5 (g)$  og gassens volum er konstant. Dermed gir den ideelle gasslov,  $PV = nRT$ .

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad ) : P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}$$

Dersom  $P_2$  er trykket av  $PCl_5 (g)$  ved  $250^\circ\text{C}$ ,  $P_1$  er trykket av  $PCl_5 (g)$  ved  $20^\circ\text{C}$ ,  $T_1 = 293,15 \text{ K}$  og  $T_2 = 523,15 \text{ K}$ , har vi:

$$P_2 = \frac{1,00 \times 523,15}{293,15} = \underline{1.78 \text{ atm.}}$$

- b) Likevektskonstanten  $K$ , for reaksjon (1) følger greit av en såkalt "FØR/ETTER"-betraktning. Dersom  $x$  er partialtrykket til  $PCl_3 (g)$  (og  $Cl_2 (g)$ ) ved likevekt, har vi:



|       |            |     |     |
|-------|------------|-----|-----|
| FØR   | 1,78       | 0   | 0   |
| ETTER | 1,78 - $x$ | $x$ | $x$ |

Daltons lov gir:  $(1,78 - x) + x + x = 2,90$  ( $P_{\text{PCl}_3} + P_{\text{Cl}_2} + P_{\text{Cl}_5} = P_{\text{tot}}$ )

$$): \quad x = \underline{1,12}$$

Fra massevirkningsloven følger:

$$K = \frac{P_{\text{PCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}} = \frac{x \cdot x}{1,78 - x} = \frac{1,12^2}{1,78 - 1,12} = \underline{1,90}$$

#### OPPGAVE 4

- a) Den ideelle gasslov:  $PV = nRT$ . Den kan omskrives på tre måter:

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{RT} = \text{konstant (ved konstant } T \text{ og } P). \text{ Dette er en formulering av Avogadros lov.}$$

$$PV = nRT = \text{konstant (ved konstant } n \text{ og } T). \text{ Dette er Boyles lov.}$$

$$V = \left( \frac{nR}{P} \right) T = kT \text{ (ved konstant } P \text{ og } n). \text{ Dette er Charles lov.}$$

$$\text{b) } n = \frac{(1 \text{ atm} \times 1 \text{ L})}{0,082 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \times 274 \text{ K}} = 0,045 \text{ mol}$$

$$\text{c) } n = \frac{(1 \text{ Pa} \times 1 \text{ m}^3)}{8,31 \frac{\text{J}}{\text{K mol}} \times 1 \text{ K}} = 0,12 \text{ mol}$$

- d)  $\frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$  er konstant ved konstant trykk og temperatur. Det vil si at tettheten av gassen (masse/volum) bare er avhengig av massen av hver partikkel, eller av molmassen dersom man regner i mol.

- e) I pkt d så vi at tettheten bestemmes av molmassen. La oss si at 1 mol gass ved en bestemt temperatur utgjør  $V$  L. (Avogadros lov.) Ett mol nitrogen veier 28 g; ett mol vanndamp veier 18 g. Tettheten av de to gassene er henholdsvis 28 g/V og 18 g/V. Alle gasser som har mindre molmasse enn luft, vil derfor stige, mens alle med større molmasse synker. Gjennomsnittlig molmasse av gassene i luften er 29 g/mol. Det vil si at He,  $\text{NH}_3$  og  $\text{H}_2\text{O}$  stiger opp. CO er bare litt lettere enn luft, slik at tendensen til å stige er liten.

- f) De aller fleste molekyler, også giftmolekyler, er tyngre enn 29 g/mol. Noen ytterst få giftige gasser stiger, f. eks.  $\text{NH}_3$  og HF. CO (kulløs) og HCN (blåsyregass) har en meget liten tendens til å stige.

## OPPGAVE 5

Forbrenningsreaksjonen kan skrives som



Antall gram av den støkiometriske forbindelse som forbrennes =  $0,20 \cdot M_{\text{C}_n\text{H}_m\text{N}_s}$

Først må derfor molekylformelen  $\text{C}_n\text{H}_m\text{N}_s$  bestemmes.

a) Av reaksjon (1) følger:

1 mol  $\text{C}_n\text{H}_m\text{N}_s$  gir  $n$  mol  $\text{CO}_2$ ,  $s$  mol  $\text{NO}_2$  og  $\frac{1}{2} m$  mol  $\text{H}_2\text{O}$ .

Dvs. 0,20 mol  $\text{C}_n\text{H}_m\text{N}_s$  gir 0,20  $n$  mol  $\text{CO}_2$ , 0,20  $s$  mol  $\text{NO}_2$  og  $0,20 \cdot \frac{1}{2} m$  mol  $\text{H}_2\text{O}$ . Vi får:

$$n_{\text{CO}_2}: 0,20 n = \frac{35,2}{M_{\text{CO}_2}} \quad (\text{antall mol CO}_2 \text{ som dannes i følge oppgaven})$$

$$0,20 n = \frac{35,2}{44} = 0,8 \quad \rightarrow \quad \underline{n = 4}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}}: 0,20 \times m/2 = \frac{21,6}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{21,6}{18} = 1,2 \quad \rightarrow \quad \underline{m = 12}$$

$s$  kan f.eks. bestemmes ut fra prinsippet om massens bevarelse.

vekt reaktanter = vekt produkter

$$0,20 M_{\text{C}_4\text{H}_{12}\text{N}_s} + 57,6 = 35,2 + 21,6 + 0,20 s M_{\text{NO}_2}$$

$$0,20(4 \times 12 + 12 \times 1 + 14s) + 57,6 = 35,2 + 21,6 + 0,20 \times 46 \times s$$

$$\rightarrow \underline{s = 2}$$

Dermed er den støkiometriske forbindelsens molekylformel  $\text{C}_4\text{H}_{12}\text{N}_2$ .

b) Antall gram  $\text{C}_4\text{H}_{12}\text{N}_2$  som forbrennes:

$$m = n \cdot M = 0,20 \cdot M_{\text{C}_4\text{H}_{12}\text{N}_2} = 0,20 \text{ mol} \cdot (4 \cdot 12,01 + 12 \cdot 1,01 + 2 \cdot 14,01) \text{ g/mol} = 17,6 \text{ g}.$$

Det forbrennes 17,6 g av  $\text{C}_4\text{H}_{12}\text{N}_2$

(Alternativt: antall gram =  $35,2 \text{ g CO}_2 + 21,6 \text{ g H}_2\text{O} + 0,20 \times 46 \times 2 \text{ g NO}_2 - 57,6 \text{ g O}_2 = 17,6 \text{ g}$ ).