

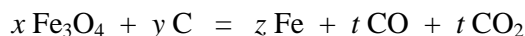
TMT4110 KJEMI



LØSNINGSFORSLAG TIL ØVING NR. 3, VÅR 2015

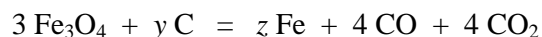
OPPGAVE 1

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

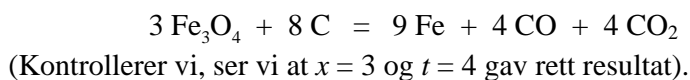


hvor x , y , z og t skal bestemmes. Ut fra balanseringen mhp. O kan vi skrive: $4x = 3t$. Søker vi et løsningspar for denne likningen, finner vi at det første mulige løsningspar er $x = 3$, $t = 4$, når både x og t er heltallige.

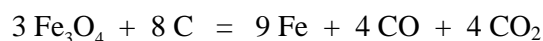
Vi prøver nå denne løsningen:



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 CO₂) 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 L = 10⁻³ m³)

OPPGAVE 2

- a) Molbrøken til A₂ (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 A₂ (g) og B₂ (g) reagerer.

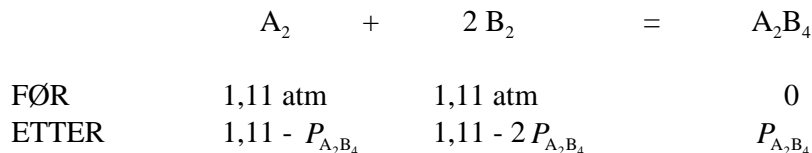
2) Deretter beregnes P_{A_2} og P_{B_2} ved likevekt vha. en FØR/ETTER-betraktning.

- 1) $P_{A_2}^{200}$ og $P_{B_2}^{200}$ angir partialtrykkene til A₂ (g) og B₂ (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 $P_{A_2B_4}$.



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:

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

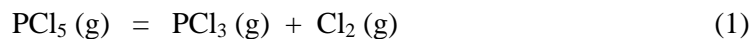
$$P_{A_2} = \underline{0,70 \text{ atm}}$$

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

Likevektskonstanten ved 200 °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



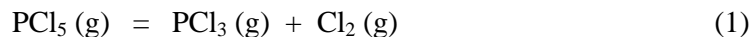
- a) Antall mol $PCl_5 (g)$ og gassens volum er konstant. Dermed gir den ideelle gasslov, $PV = nRT$.

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

Dersom P_2 er trykket av $PCl_5 (g)$ ved 250 °C, P_1 er trykket av $PCl_5 (g)$ ved 20 °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

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

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

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: $pV = nRT$. Ved å sammenligne med de empiriske lovene ser vi at $a = RT/p$ (konstant ved konstant temperatur og trykk); $k = nRT$ (konstant for en konstant mengde gass ved konstant temperatur); $b = nR/p$ (konstant for en konstant mengde gass ved konstant trykk).
- b)
$$n = \frac{(1 \text{ atm} \times 1 \text{ L})}{0,082 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \times 274 \text{ K}} = 0,045 \text{ mol}$$
- 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, NH_3 og H_2O 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. NH_3 og HF. CO (kullos) og HCN (blåsyregass) har en meget liten tendens til å stige.

OPPGAVE 5

a) Forbrenningsreaksjonen kan skrives som



b) Antall gram av den støkiometriske forbindelse som forbrennes = $0,20 \cdot M_{C_n H_m N_s}$

Først må derfor molekylformelen $C_n H_m N_s$ bestemmes.

Av reaksjon (1) følger:

1 mol $C_n H_m N_s$ gir n mol CO_2 , s mol NO_2 og $\frac{1}{2} m$ mol H_2O .

Dvs. 0,20 mol $C_n H_m N_s$ gir 0,20 n mol CO_2 , 0,20 s mol NO_2 og $0,20 \cdot \frac{1}{2} m$ mol H_2O . Vi får:

$$n_{CO_2}: 0,20 n = \frac{35,2}{M_{CO_2}} \quad (\text{antall mol } CO_2 \text{ som dannes i følge oppgaven})$$

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

$$n_{H_2O}: 0,20 \times m/2 = \frac{21,6}{M_{H_2O}} = \frac{21,6}{18} = 1,2 \quad \rightarrow \quad \underline{m = 12}$$

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

$$\begin{aligned} \text{vekt reaktanter} &= \text{vekt produkter} \\ 0,20 M_{C_4 H_{12} N_s} + 57,6 &= 35,2 + 21,6 + 0,20 s M_{NO_2} \\ 0,20(4 \times 12 + 12 \times 1 + 14s) + 57,6 &= 35,2 + 21,6 + 0,20 \times 46 \times s \\ &\rightarrow \underline{s = 2} \end{aligned}$$

Dermed er den støkiometriske forbindelsens molekylformel $C_4 H_{12} N_2$.

c) Antall gram $C_4 H_{12} N_2$ som forbrennes:

$$m = n \cdot M = 0,20 \cdot M_{C_4 H_{12} N_2} = 0,20 \text{ mol} \cdot (4 \cdot 12,01 + 12 \cdot 1,01 + 2 \cdot 14,01) \text{ g/mol} = 17,6 \text{ g}.$$

Det forbrennes 17,6 g av $C_4 H_{12} N_2$

$$\begin{aligned} (\text{Alternativt: antall gram} &= 35,2 \text{ g } CO_2 + 21,6 \text{ g } H_2O + 0,20 \times 46 \times 2 \text{ g } NO_2 - 57,6 \text{ g } O_2 \\ &= 17,6 \text{ g}). \end{aligned}$$