

Mängden vätgas $n_{\text{H}_2} = 6,0 \text{ mol}$

Vi söker järnets massa m_{Fe} . Mängdförhållandet mellan järn och vätgas erhålles med hjälp av reaktionsformeln:

$$\frac{n_{\text{Fe}}}{n_{\text{H}_2}} = \frac{2}{3} \Rightarrow n_{\text{Fe}} = \frac{2}{3} \cdot n_{\text{H}_2} = \frac{2}{3} \cdot 6 \text{ mol} = 4 \text{ mol}$$

Järns molmassa: $M_{\text{Fe}} = 55,8 \text{ g/mol}$

$$m_{\text{Fe}} = n_{\text{Fe}} \cdot M_{\text{Fe}} = 4 \cdot 55,8 \text{ g} = 223,2 \text{ g}$$

► Svar: 220 g

208. Vid förbränning bildas oxider. Om det endast skall bildas *en* reaktionsprodukt, måste det brännbara ämnet bestå av ett enda grundämne. Detta gäller endast för väte bland alternativen. Alla de övriga är sammansatta ämnen.

► Svar: e



Molmassan för ammoniumklorid:

$$M_{\text{NH}_4\text{Cl}} = (14,0 + 4 \cdot 1,01 + 35,5) \text{ g/mol} = 53,5 \text{ g/mol}$$

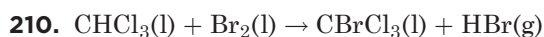
Substansmängd:

$$n_{\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{m_{\text{NH}_4\text{Cl}}}{M_{\text{NH}_4\text{Cl}}} = \frac{25,0}{53,5} \text{ mol} = 0,467 \text{ mol}$$

Av reaktionsformeln framgår, att mot en viss mängd ammoniumklorid svarar en lika stor mängd ammoniak.

$$n_{\text{NH}_3} = n_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 0,467 \text{ mol}$$

► Svar: 0,467 mol



Reaktionsformeln visar att 1,0 mol triklormetan, CHCl_3 , och 1,0 mol brom, Br_2 , ger 1,0 mol bromtriklormetan, CBrCl_3 . Den av reaktanterna, som ingår med minst substansmängd i reaktionen, kommer att bestämma det maximala utbytet av bromtriklormetan.

Molmassor:

$$M_{\text{CHCl}_3} = (12,01 + 1,01 + 3 \cdot 35,45) \text{ g/mol} =$$

$$= 119,37 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{Br}_2} = 2 \cdot 79,90 \text{ g/mol} = 159,8 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{CBrCl}_3} = (12,01 + 79,90 + 3 \cdot 35,45) \text{ g/mol} =$$

$$= 198,26 \text{ g/mol}$$

Substansmängder:

$$n_{\text{CHCl}_3} = \frac{m_{\text{CHCl}_3}}{M_{\text{CHCl}_3}} = \frac{45}{119,37} \text{ mol} = 0,377 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Br}_2} = \frac{m_{\text{Br}_2}}{M_{\text{Br}_2}} = \frac{15}{159,8} \text{ mol} = 0,094 \text{ mol}$$

Brom ingår således med minst substansmängd, 0,094 mol. Om man förutsätter 100%-igt utbyte får man 0,094 mol bromtriklormetan, vilket motsvarar massan $0,094 \cdot 198,26 \text{ g} = 18,6 \text{ g}$

► Svar: 19 g



Inget syre tillförs utifrån. Formeln är inte balanserad. Till vänster finns sammanlagt 6 syre, som helt blir koldioxid, dvs. 3 CO_2 . Det blir då 3 kol över till metan dvs. 3 CH_4 . Vi får på detta sätt formeln: $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{CH}_4 + 3\text{CO}_2$

Även vätet stämmer.

► Svar: $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{CH}_4 + 3\text{CO}_2$

212. Eftersom klorgas existerar i form av klormolekyler får vi den obalanserade reaktionsformeln: $\text{Al} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3$

Då formeln balanseras med minsta möjliga heltalskoefficienter erhåller vi: $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$

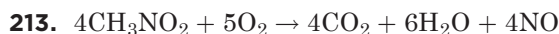
Formeln visar att substansmängderna av aluminium och aluminiumklorid är lika stora. Molmassan för aluminium är 26,98 g/mol. Massan är 0,50 g. Substansmängden aluminium blir alltså:

$$\frac{0,50}{26,98} \text{ mol} = 0,01853 \text{ mol.}$$

Molmassan för klor är 35,45 g/mol. Vi får molmassan för aluminiumklorid, AlCl_3 , till $(26,98 + 3 \cdot 35,45) \text{ g/mol} = 133,33 \text{ g/mol}$.

Slutligen beräknar vi massan av aluminiumkloriden. $m_{\text{AlCl}_3} = 0,01853 \cdot 133,33 \text{ g} = 2,47 \text{ g}$

► Svar: 2,5 g



Molmassan för nitrometan: $M_{\text{CH}_3\text{NO}_2} = (12,01 + 3 \cdot 1,008 + 14,01 + 2 \cdot 16,00) \text{ g/mol} = 61,04 \text{ g/mol}$.

Massan är 115 g.

Vi beräknar substansmängden.

$$n_{\text{CH}_3\text{NO}_2} = \frac{m_{\text{CH}_3\text{NO}_2}}{M_{\text{CH}_3\text{NO}_2}} = \frac{115}{61,04} \text{ mol} = 1,884 \text{ mol}$$

Enligt reaktionsformeln är substansmängdförhållandet:

$$\frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{CH}_3\text{NO}_2}} = \frac{5}{4}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{5}{4} \cdot n_{\text{CH}_3\text{NO}_2} = 1,25 \cdot 1,884 \text{ mol} = 2,355 \text{ mol}$$

Molmassan för syrgas:

$$M_{\text{O}_2} = 2 \cdot 16,00 \text{ g/mol} = 32,00 \text{ g/mol}$$

Massan av den syrgas som går åt vid förbränningen:

$$m_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \cdot M_{\text{O}_2} = 2,355 \cdot 32,00 \text{ g} = 75,36 \text{ g}$$

► Svar: 75,4 g

214. $\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{LiOH}(\text{s}) \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
Under ett dygn avger en människa 1,0 kg koldioxid.

På sex dygn avger tre astronauter massan:

$$m = 6 \cdot 3,0 \text{ kg} = 18,0 \text{ kg} = 18,0 \cdot 10^3 \text{ g}$$

Koldioxidens molmassa:

$$M = (12,0 + 2 \cdot 16,0) \text{ g/mol} = 44 \text{ g/mol}$$

Detta motsvarar mängden:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{18,0 \cdot 10^3}{44} \text{ mol} = 409 \text{ mol koldioxid}$$

Enligt reaktionsformeln ovan krävs 2 mol litiumhydroxid, LiOH, för att ta hand om 1 mol koldioxid, CO₂. Det behövs alltså dubbelt så stor mängd LiOH som CO₂.

Vi får $n_{\text{LiOH}} = 2 \cdot 409 \text{ mol} = 818 \text{ mol}$

Molmassan:

$$M_{\text{LiOH}} = (6,94 + 16,0 + 1,01) \text{ g/mol} = 23,95 \text{ g/mol}$$

Slutligen beräknar vi massan av den litiumhydroxid som går åt:

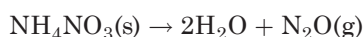
$$m_{\text{LiOH}} = n_{\text{LiOH}} \cdot M_{\text{LiOH}} = 818 \cdot 23,95 \text{ g} = 19595 \text{ g} = 19,595 \text{ kg}$$

► Svar: 20 kg

215. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}(\text{g})$

1 NH₄NO₃ ger 1 N₂O, ty det finns 2 kväve i båda föreningarna. 1 NH₄NO₃ ger 2 vatten, eftersom 4 väte ger 2 vatten. Det finns 1 syre i N₂O och

1 syre i vardera vattenmolekylen. Antalet syre i reaktionsformeln stämmer, det finns 3 syre i båda leden. Reaktionsformeln blir:



Reaktionsformeln visar att en viss mängd ammoniumnitrat, NH₄NO₃, ger en lika stor mängd lustgas, N₂O.

$$m_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 12,00 \text{ g}$$

$$M_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = (14,01 + 4 \cdot 1,01 + 14,01 + 3 \cdot 16,00) \text{ g/mol} = 80,06 \text{ g/mol}$$

Mängden ammoniumnitrat:

$$n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = \frac{12,00}{80,06} \text{ mol} = 0,1499 \text{ mol}$$

Det bildas lika stor mängd lustgas, 0,1499 mol.

$$m_{\text{N}_2\text{O}} = n_{\text{N}_2\text{O}} \cdot M_{\text{N}_2\text{O}}$$

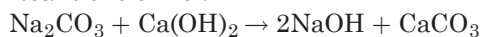
$$M_{\text{N}_2\text{O}} = (2 \cdot 14,01 + 16,00) \text{ g/mol} = 44,02 \text{ g/mol}$$

Lustgasens massa:

$$m_{\text{N}_2\text{O}} = 0,1499 \cdot 44,02 \text{ g} = 6,598 \text{ g}$$

► Svar: 6,60 g

216. Reaktionsformel:



Vi ser att en viss mängd natriumkarbonat, Na₂CO₃, ger en dubbelt så stor mängd natriumhydroxid, NaOH. Således gäller $n_{\text{NaOH}} = 2 \cdot n_{\text{Na}_2\text{CO}_3}$

Molmassan för natriumkarbonat:

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = (2 \cdot 22,99 + 12,01 + 3 \cdot 16,00) \text{ g/mol} = 105,99 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}} = \frac{1000}{105,99} \text{ mol} = 9,435 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 2 \cdot n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 2 \cdot 9,435 \text{ mol} = 18,870 \text{ mol}$$

Molmassan för natriumhydroxid:

$$M_{\text{NaOH}} = (22,99 + 16,00 + 1,008) \text{ g/mol} = 39,998 \text{ g/mol}$$

$$= 39,998 \text{ g/mol}$$

Slutligen beräknar vi natriumhydroxidens massa:

$$m_{\text{NaOH}} = n_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} = 18,870 \cdot 39,998 \text{ g} = 754,75 \text{ g}$$

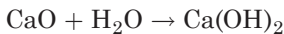
► Svar: 755 g

- 217.** Upphettning av kalciumkarbonat för framställning av kalciumoxid sker enligt formeln:



Formeln är balanserad: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

Reaktionen mellan kalciumoxid och vatten



Molmassan för kalciumkarbonat, CaCO_3 , är

$$M_{\text{CaCO}_3} = (40,08 + 12,01 + 3 \cdot 16,00) \text{ g/mol} =$$

$$= 100,09 \text{ g/mol}$$

Mängden kalciumkarbonat:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{215 \cdot 10^3}{100,09} \text{ mol} = 2148 \text{ mol}$$

Reaktionsformlerna visar att varje mol kalciumkarbonat ger upphov till en mol kalciumhydroxid.

Molmassan för kalciumhydroxid, Ca(OH)_2 :

$$M_{\text{Ca(OH)}_2} = (40,08 + 2 \cdot (16,00 + 1,01)) \text{ g/mol} =$$

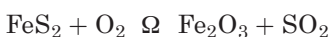
$$= 74,10 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{Ca(OH)}_2} = n \cdot M_{\text{Ca(OH)}_2} = 2148 \cdot 74,10 \text{ g} =$$

$$= 159,2 \cdot 10^3 \text{ g}$$

► Svar: 159 kg

- 218.** Järn(III) innebär att oxidationstalet för järn är +III. Syre har oftast oxidationstalet -II. Summan av oxidationstalen i en förening skall vara noll. Formeln för järn(III)oxid blir då Fe_2O_3 . Obalanserad reaktionsformel:



utgångsämnen *produkter*

Det krävs 2 FeS_2 i vänsterledet vilket ger 4 SO_2 i högerledet. För att syret skall stämma behövs då 5,5 O_2 i vänsterledet.

Således:

Vi vill ha heltalskoefficienter och multiplicerar med 2: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$

$$m_{\text{FeS}_2} = 5,0 \text{ g}$$

Mängdförhållandet mellan järnsulfid och syre enligt reaktionsformeln:

$$\frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{FeS}_2}} = \frac{11}{4} \Rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{11}{4} \cdot n_{\text{FeS}_2}$$

$$M_{\text{FeS}_2} = (55,8 + 2 \cdot 32,1) \text{ g/mol} = 120 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{11}{4} \cdot 0,0417 \text{ mol} = 0,115 \text{ mol}$$

Syrgasens massa:

$$m_{\text{O}_2} = M_{\text{O}_2} \cdot n_{\text{O}_2}, \quad M_{\text{O}_2} = 2 \cdot 16,0 = 32,0 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{O}_2} = 32,0 \cdot 0,115 \text{ g} = 3,67 \text{ g}$$

► Svar: 3,7 g

- 219.** $4 \text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$

Molmassan för järnoxid:

$$M = (2 \cdot 55,85 + 3 \cdot 16,00) \text{ g/mol} = 159,70 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{300}{159,70} \text{ mol} = 1,879 \text{ mol järnoxid}$$

Reaktionsformeln visar att varje mol Fe_2O_3 kräver 2 mol FeS_2 . Det behövs således $2 \cdot 1,879 \text{ mol} = 3,757 \text{ mol}$ svavelkis.

Molmassan för svavelkis:

$$M = (55,85 + 2 \cdot 32,07) \text{ g/mol} = 119,99 \text{ g/mol}$$

$$m = n \cdot M = 3,757 \cdot 119,99 \text{ g} = 450,8 \text{ g}$$

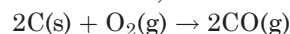
► Svar: 450 g

- 220.** Järn(III)oxiden har molmassan

$$M_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = (2 \cdot 55,85 + 3 \cdot 16,00) \text{ g/mol} = 159,70 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{M_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} = \frac{2000}{159,70} \text{ mol} = 12,52 \text{ mol}$$

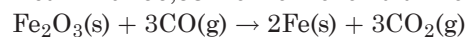
Det finns 12,52 mol malm.



Reaktionsformeln visar att varje mol kol ger upphov till en mol kolmonoxid. Molmassan för kol är 12,01 g/mol.

$$n_{\text{C}} = \frac{m_{\text{C}}}{M_{\text{C}}} = \frac{2000}{12,01} \text{ mol} = 166,53 \text{ mol} = n_{\text{CO}}$$

Det finns 166,53 mol kolmonoxid till förfogande.



Reaktionsformeln visar att varje mol av malmen kräver 3 mol kolmonoxid för järnframställningen. 12,52 mol malm kräver alltså $3 \cdot 12,52 \text{ mol} = 37,57 \text{ mol}$ kolmonoxid. Det finns således kolmonoxid i överskott. All malm kommer att reduceras till järn. Reaktionsformeln visar också att varje mol malm ger upphov till 2 mol rent järn.

Det bildas således $2 \cdot 12,52 \text{ mol} = 25,05 \text{ mol}$ järn.

Järn har molmassan 55,85 g/mol.

$$m = n \cdot M = 25,04 \cdot 55,85 \text{ g} = 1398,9 \text{ g}$$

► Svar: 1,40 kg