

Cálculos com fórmulas e equações químicas 3.

3.1 A análise de uma pequena amostra de $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ apresentou a quantidade de 0,100 g de chumbo. Responda os itens abaixo usando estes dados e as massas atômicas dos elementos presentes na fórmula química do $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$.

- (a) Qual é a massa em gramas da amostra analisada de $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$.
- (b) Qual é a massa em gramas de fósforo presente na amostra de $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$.
- (c) Qual é percentagem de oxigênio presente na amostra de $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$.

Respostas: (a) 0,13 g (b) 0,01 g (c) 15,78%

1-

(a)

$$\begin{aligned} \text{P.M. } \text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2 &= 3 \times 207,20 + 2(30,97 + 4 \times 16,00) \\ &= 811,54 \end{aligned}$$

$$\begin{array}{ccc} 811,54 \text{ g de } \text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2 & \text{---} & 3 \times 207,20 \text{ g de Pb} \\ x & \text{---} & 0,100 \text{ g de Pb} \end{array}$$

$$x = 0,13$$

$$\begin{array}{ccc} (b) \quad 811,54 \text{ g de } \text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2 & \text{---} & 2 \times 30,97 \text{ g de P} \\ 0,13 \text{ g de } \text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2 & \text{---} & y \end{array}$$

$$y = 0,01 \text{ g}$$

$$\begin{array}{ccc} (c) \quad 811,54 \text{ g de } \text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2 & \text{---} & 2 \times 4 \times 16,00 \text{ g de O} \\ 100 \text{ g de } \text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2 & \text{---} & z \end{array}$$

$$z = 15,78\%$$

3.2 O minério carnotita (nome em homenagem ao químico francês, M. A. Carnot (1839-1920)) de fórmula química KUVO_6 é uma fonte importante de urânio.

- (a) Calcule a percentagem de urânio na carnotita.
- (b) Que massa de urânio pode ser obtida a partir de 1350 g de carnotita.

Respostas: (a) %U = 56,13% (b) 757,7 g

2-

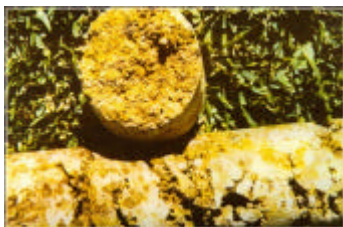
(c) Peso fórmula K_2UO_6 : 424,08 g

$$\begin{array}{rcl} 424,08 \text{ g} & \text{---} & 100\% \\ 238,04 \text{ g Urânio} & \text{---} & x\% \end{array}$$

$$x = 56,13\% \text{ de Urânio}$$

(b) 424,08 g de K_2UO_6 contém 238,04 g de Urânio
1350 g " x

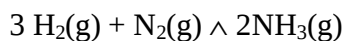
$$x = 757,7 \text{ g de Urânio}$$



http://www.aucwa.iinet.net.au/australian_industry/wa_industry/yeelirrie.html

Figura 3.1 Amostra de carnotita de uma mina de urânio na Austrália.

3.3 A amônia, NH_3 , muito utilizada na indústria de fertilizantes, é obtida através da reação 3.1

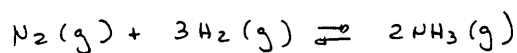


Considerando-se que, ao se utilizar 20 moles de N_2 e 20 moles de H_2 , foram obtidos 4 moles de NH_3 , pede-se:

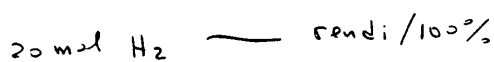
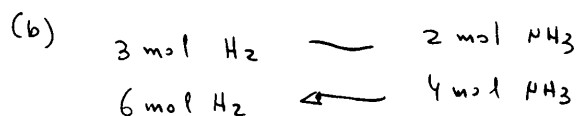
- (a) Qual é o reagente limitante. Use cálculos.
- (b) Qual é o rendimento percentual da reação.
- (c) Qual é a massa em gramas obtida de NH_3 :
 - (c.1) nas condições operacionais.
 - (c.2) para um rendimento de 100%.

Respostas: (a) H_2 (b) 30% (c.1) 68 g (c.2) 226,61 g

3-
(a)

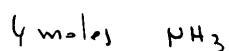


Não se tem 60 mol H_2 $\therefore$ H_2 é o reagente limitante



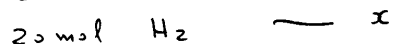
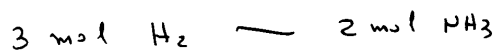
$$\therefore x = 30\%$$

(c.1)



$$m_{\text{NH}_3} = 4 \text{ mol} \times 17 \text{ g/mol} = 68 \text{ g NH}_3$$

(c.2)



$$x = 13,33 \text{ mol NH}_3$$

$$m_{\text{NH}_3} = 13,33 \text{ mol} \times 17 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{NH}_3} = 226,61 \text{ g}$$

3.4 O ácido butírico, um composto orgânico produzido quando a manteiga se deteriora, contém três elementos: carbono, hidrogênio e oxigênio. Feita a queima de 2,00 mg desse ácido, encontrou-se 4,00 mg de CO_2 e 1,63 mg de H_2O . Sabendo-se que a massa molecular do ácido foi estabelecida como sendo cerca de 88,0 g/mol, pede-se:

- (a) A composição centesimal do ácido.
- (b) A sua fórmula mínima
- (c) A sua fórmula molecular

Respostas: (a) %C = 54,5%; %H = 9,15%; %O = 36,3% (b) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ e (c) $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$.

4-

$$(c) \quad \text{mol } \text{CO}_2 = 12,0 + (16,0 \times 2) = 44,0 \text{ g}$$

$$\text{mol } \text{H}_2\text{O} = (1,01 \times 2) + 16,0 = 18,0 \text{ g}$$

peso do C no CO_2 :

$$\rightarrow \text{m}^{\circ} \text{mg C} = 4,00 \text{ mg } \text{CO}_2 \times \frac{12,0 \text{ g C}}{44,0 \text{ g } \text{CO}_2} = 1,09 \text{ mg C}$$

peso do H na H_2O :

$$\rightarrow \text{m}^{\circ} \text{mg H} = 1,63 \text{ mg } \text{H}_2\text{O} \times \frac{2,02 \text{ g H}}{18,0 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} = 0,183 \text{ mg H}$$

$$\text{Logo: } \% \text{ C} = \frac{1,09}{2,00} \times 100 = 54,5\%$$

$$\% \text{ H} = \frac{0,188}{2,00} \times 100 = 9,15\%$$

$$\% \text{ O} = 100 - (54,5 + 9,15) = 100 - 63,65 = 36,3\%$$

(b) Em 100g de ácido butírico temos 54,5g de C, 9,15g de H e 36,3g de O

$$\text{m}^{\circ} \text{atg de C} = 54,5 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ atg C}}{12,0 \text{ g C}} = 4,54 \text{ atg C}$$

$$\text{m}^{\circ} \text{atg de H} = 9,15 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ atg H}}{1,01 \text{ g H}} = 9,06 \text{ atg H}$$

$$\text{m}^{\circ} \text{atg de O} = 36,3 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ atg O}}{16,0 \text{ g O}} = 2,27 \text{ atg O}$$

Então:

$$\text{C} = \frac{4,54}{2,27} = 2 \quad \text{H} = \frac{9,06}{2,27} \approx 4 \quad \text{O} = \frac{2,27}{2,27} = 1$$

Fórmula mínima: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$

(c) PESO - FÓRMULA $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$

$$(12,0 \times 2) + (1,01 \times 4) + 16,0 = 44,0$$

$$\text{Logo } \frac{88,0}{44,0} = 2$$

Fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$

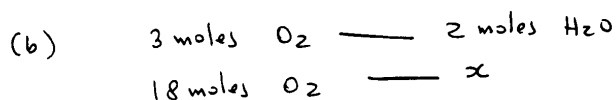
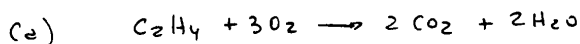
3.5 Sabendo-se que a combustão do etileno, C_2H_4 , produz dióxido de carbono e água:

(a) Faça o balanceamento da equação que representa esta reação.

- (b) Responda quantos moles de água serão produzidos por 18 moles de O_2 . Considere esta combustão com um rendimento de 100%.

Respostas: (a) $C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$ (b) 12 moles de água

5-



$$x = 12 \text{ moles } H_2O$$

3.6 O salicilato de metila é produzido à partir do ácido salicílico e metanol, em presença de pequenas quantidades de ácido sulfúrico. Sendo a equação da reação:



- (a) Calcule a percentagem de oxigênio no ácido salicílico.
E, sabendo-se que a reação de 207,00 g de $C_7H_6O_3$ com 64,00 g de metanol teve um rendimento de 75% em relação ao salicilato de metila, perguntá-se:
(b) Qual é o reagente limitante na reação. Comprovar com cálculos.
(c) Quantos gramas de $C_8H_8O_3$ foram produzidos.

Respostas: (a) 34,78% (b) $C_7H_6O_3$ (c) 171 g

$$6- \text{mol } C_7H_6O_3 = 12 \times 7 + 1 \times 6 + 16 \times 3 = 138 \text{ g}$$

$$(a) \begin{array}{rcl} 138,00 \text{ g } C_7H_6O_3 & \text{---} & 48,00 \text{ g O} \\ 100,00 \text{ g } C_7H_6O_3 & \text{---} & y \end{array}$$

$$y = 34,78\% \text{ O}$$

$$(b) \text{mol } CH_3OH = 12 + 1 \times 3 + 16 + 1 = 32 \text{ g}$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol } C_7H_6O_3 & \text{---} & 1 \text{ mol } CH_3OH \\ 138 \text{ g} & \text{---} & 32 \text{ g} \\ 207 \text{ g} & \text{---} & z \end{array}$$

$$z = 48 \text{ g } CH_3OH$$

tem-se excesso de CH_3OH , logo
reagente limitante $C_7H_6O_3$

$$\text{ou: } \begin{array}{rcl} 138 \text{ g} & \text{---} & 32 \text{ g} \\ z & \text{---} & 64 \text{ g} \end{array} \quad z = 216 \text{ g } C_7H_6O_3$$

tem-se menos $C_7H_6O_3$, logo
reagente limitante $C_7H_6O_3$

$$(c) \text{mol } C_8H_8O_3 = 12 \times 8 + 1 \times 8 + 16 \times 3 = 152 \text{ g}$$

54.

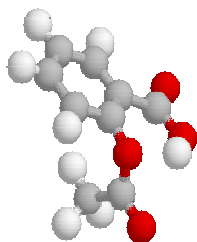
$$\begin{array}{rcl} 138 \text{ g } C_7H_6O_3 & \text{---} & 152 \text{ g } C_8H_8O_3 \\ 207 \text{ g } C_7H_6O_3 & \text{---} & w \end{array}$$

$$w = 228 \text{ g } C_8H_8O_3 (100\%)$$

RENDIMENTO DE 75%

$$\begin{array}{rcl} 228 \text{ g } C_8H_8O_3 & \text{---} & 100\% \\ n & \text{---} & 75\% \end{array}$$

$$n = 171 \text{ g } C_8H_8O_3$$



<http://www.bris.ac.uk/Depts/Chemistry/MOTM/aspirin/aspirin.htm>

Figura 3.2 Molécula da aspirina (ácido acetilsalicílico). É sintetizada à partir do ácido salicílico.

3.7 Uma amostra de fluoreto de urânio, pesando 1760 g, foi tratada com excesso de Ca^{2+} formando-se 1170 g de CaF_2 . Determine a fórmula simples do composto de urânio.

Resposta: UF_6

7-

CÁLCULO DO PM $\text{CaF}_2 = 40,00 + (2 \times 19,00) = 78,00 \text{ g}$

CÁLCULO DA MASSA DE F EM 1170 g DE CaF_2

$$\begin{array}{rcl} 78,00 \text{ g } \text{CaF}_2 & \text{---} & 38,00 \text{ g F} \\ 1170 \text{ g } & \text{---} & x \end{array}$$

$$x = 570,00 \text{ g F}$$

VALOR PERCENTUAL DA MASSA DE F ENCONTRADO NO ITEM ANTERIOR EM RELAÇÃO A AMOSTRA:

$$\begin{array}{rcl} 1760 \text{ g} & \text{---} & 100\% \\ 570,00 \text{ g} & \text{---} & x \end{array}$$

$$x = 32,39\% \text{ de F}$$

VALOR PERCENTUAL DA MASSA DE U E A AMOSTRA (100%)

$$100,00 - 32,39 = 67,61\% \text{ de U}$$

FÓRMULA SIMPLES:

$$\textcircled{\text{F}} \quad \begin{array}{rcl} 1 \text{ átomo grama de F} & \text{---} & 19,00 \text{ g} \\ x & \text{---} & 32,39 \end{array}$$

$$x = \frac{32,39}{19,00} = 1,70$$

$$\textcircled{\text{U}} \quad \begin{array}{rcl} 1 \text{ átomo grama de U} & \text{---} & 238,03 \text{ g} \\ x & \text{---} & 67,61 \end{array}$$

$$x = \frac{67,61}{238,03} = 0,28$$

$$\frac{\text{F}}{\text{U}} = \frac{1,70}{0,28} = 5,99 \approx 6,0 \quad \text{Logo} \quad \text{F} = 6 \times \text{U}$$



3.8 Um composto orgânico contém 3 elementos: carbono, hidrogênio e oxigênio. Sabendo-se que após a queima de 5,00 mg deste composto encontra-se 7,33 mg de CO_2 e 3,00 mg de H_2O .

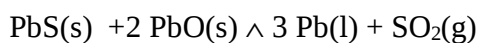
Pede-se:

- A composição centesimal do composto orgânico.
- A sua fórmula mínima.

Resposta: (a) %C = 40,0%; %H = 6,72%; %O 53,3%. (b) CH₂O

$$\begin{array}{l} \text{b -} \\ \text{(a)} \quad 40,0\% \text{ C} \quad + \quad 6,72\% \text{ H} \quad + \quad 53,3\% \text{ O} \\ \text{(b)} \quad \text{CH}_2\text{O} \end{array}$$

3.9 Quando duas toneladas de um minério de chumbo chamado galena e que contém 70,00% de sulfeto de chumbo são aquecidos juntamente com 2.232 kg de óxido de chumbo, reagem como a equação química representada abaixo. O rendimento desta reação é de 80,00%.

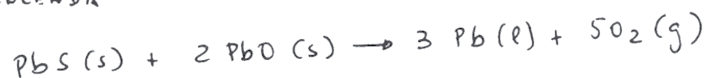


Calcule a massa em quilogramas de chumbo metálico produzido nesta reação.

Resposta: 2486 kg.

9 -

REAÇÃO BALANÇADA



PESOS MOLECULARES

$$\text{PbS} = 207,2 + 32,06 = 239,3$$

$$\text{PbO} = 207,2 + 16,00 = 223,2$$

MASSA DE SULFETO DE CHUMBO NA GALENA

$$\begin{array}{rcl} 2000 \text{ Kg} & \text{---} & 100\% \\ x & \text{---} & 70\% \end{array}$$

$$x = 1400 \text{ Kg de PbS}$$

EXISTÊNCIA OU NÃO DE UM REAGENTE LIMITANTE:

$$1 \text{ mol PbS} \text{ --- } 2 \text{ mols PbO}$$

$$\frac{1400000 \text{ g}}{239,3 \text{ g/mol}} = 5850 \text{ mols de PbS}$$

$$\frac{2232000 \text{ g}}{223,2 \text{ g/mol}} = 10000 \text{ mols de PbO}$$

26.

$$5850 \text{ mols PbS} \rightarrow 11700 \text{ mols PbO}$$

$$5000 \text{ mols PbS} \leftarrow 10.000 \text{ mols PbO}$$

ASSIM:

há um excesso de PbS e PbO é o REAGENTE LIMITANTE

MASSA DE CHUMBO PRODUZIDA:

$$\begin{array}{rcl} 2 \text{ mols PbO} & \text{---} & 3 \text{ mols Pb} \\ 446,4 \text{ g} & \text{---} & 621,6 \text{ g} \\ 2232 \text{ Kg} & \text{---} & j \end{array}$$

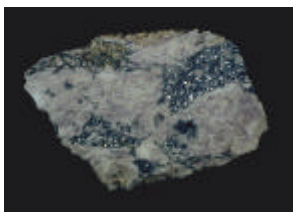
$$j = 3108 \text{ Kg de Pb}$$

(Se o rendimento é 100%)

SEUDO DE 80% FORAM PRODUZIDAS

$$\begin{array}{rcl} 3108 \text{ Kg} & \text{---} & 100\% \\ z & \text{---} & 80\% \end{array}$$

$$z = 2486 \text{ Kg de Pb}$$



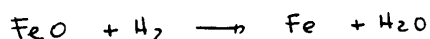
<http://cri.enscm.fr/gm/mineralGALENE.html>

Figura 3.3 Mineral de chumbo conhecido com os nomes de galena e galene. Galena é originário do latim e galene do grego.

3.10 Os compostos de óxido férrico, Fe_2O_3 e óxido ferroso, FeO reagem com hidrogênio a elevadas temperaturas para formar ferro metálico e água. Uma mistura dos dois compostos de ferro com a quantidade de 100 g foram aquecidos e reagidos com o hidrogênio para produzir 75,0 g de ferro. Qual é a composição em gramas da mistura.

Resposta: 35,0 g de Fe_2O_3 e 65,0 g de FeO

10-



$$x = \text{massa do } \text{Fe}_2\text{O}_3$$

$$100 - x = \text{massa do } \text{FeO}$$

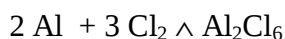
$$\left(\frac{x \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3}{159,7 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ mol}^{-1}} \right) \left(\frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol } \text{Fe}_2\text{O}_3} \right) (55,85 \text{ g Fe mol}^{-1})$$

$$+ \left[\frac{(100 - x) \text{ g FeO}}{71,85 \text{ g FeO mol}^{-1}} \right] \left(\frac{1 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol FeO}} \right) (55,85 \text{ g Fe mol}^{-1}) = 75,0 \text{ g Fe}$$

$$x = 35,0 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3$$

$$100 - x = 65,0 \text{ g } \text{FeO}$$

3.11 Al_2Cl_6 é utilizado para fazer ingredientes ativos em muitos anti-transpirantes. Podemos obtê-lo através da seguinte reação:



Qual é o reagente limitante (a) ao utilizarmos como reagentes numa reação 20,0 g de Al e 30,0 g de Cl_2 . E, quanto em gramas é obtido do produto(b), Al_2Cl_6 , nesta mesma reação.

Respostas: (a) Cl_2 (b) 37,6 g .

11-

CONVERTER AS MASSAS EM MOLES

$$\text{ALUMÍNIO: } 20,0 \text{ g Al} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{27,0 \text{ g Al}} = 0,741 \text{ mol Al}$$

$$\text{CLORO: } 30,0 \text{ g Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{70,9 \text{ g Cl}_2} = 0,423 \text{ mol Cl}_2$$

OBSERVANDO O COEFICIENTE DA EQUAÇÃO AJUSTADA QUE 2 MOL DE AL SÃO NECESSÁRIOS PARA REAGIR COM 3 MOL DE CL₂

$$0,741 \text{ mol Al} \times \frac{3 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol Al}} = 1,11 \text{ mol Cl}_2$$

EM OUTRAS PALAVRAS

0,741 mol de Al REQUER 1,11 MOL DE CL₂ PARA REAGIR COMPLETAMENTE.

COMO SÓ TEMOS 0,423 MOL DE CL₂ (PEQUENA QUANTIDADE EM RELAÇÃO AOS 1,11 MOL CL₂ NECESSÁRIO). CONCLUÍMOS QUE CL₂ É O REAGENTE LIMITANTE.

CALCULAR O RENDIMENTO TEÓRICO

$$\frac{0,423}{3} \text{ mol Al}_2\text{Cl}_6 \times 267 \text{ g} \frac{\text{Al}_2\text{Cl}_6}{1 \text{ mol Al}_2\text{Cl}_6} = 37,6 \text{ g Al}_2\text{Cl}_6$$

3.12 Um dos métodos de detecção de radiação gama utiliza cristais de NaI ativados com 0,1% em massa do cristal com tálio(Tl). A massa deste cristal NaI(Tl) em um determinado detector é de 487 g. Pergunta-se:

- Quantos moles de tálio existem no cristal.
- Qual é a relação entre o número de átomos de tálio e 1000 moléculas de NaI na rede do cristal.

Respostas: (a) $2,4 \times 10^{-3}$ (b) 0,75 átomos de tálio/1000 moléculas de NaI.

12 -

(c) MASSA DE Tl NO CRISTAL

$$487 \times 0,001 = 0,487 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol Tl} = 204 \text{ g}$$

$$\text{m}^\circ \text{ de moles de Tl no cristal} = \frac{0,487}{204} = 2,4 \times 10^{-3}$$

(b) MASSA DE NaI NO CRISTAL

$$487 - 0,49 = 486,5 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol NaI} = 150 \text{ g}$$

$$\text{m}^\circ \text{ de moles de NaI no cristal} = \frac{486,5}{150} = 3,2$$

$$\frac{2,4 \times 10^{-3} \times (\text{n}^\circ \text{ de Avogadro})}{3,2 \times (\text{n}^\circ \text{ de Avogadro})} = 0,75 \times 10^{-3} \frac{\text{átomos Tl}}{\text{molécula NaI}}$$

$$\text{ou } 0,75 \text{ átomos Tl} / 1000 \text{ moléculas de NaI.}$$

3.13 Ao reagir 255,00 g de amônia com 480,00 g de oxigênio são produzidos 300,00 g de óxido nítrico conforme a reação:



(a) Comprovar com cálculos a existência ou não de um reagente limitante.

(b) Calcular o rendimento percentual da reação.

Respostas: (a) O reagente limitante é o O_2 (b) 83,33%



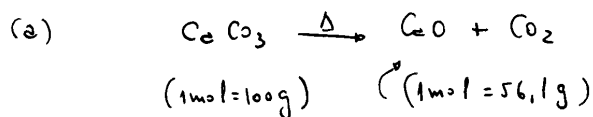
3.14 Conforme a equação química 3.15, o carbonato de cálcio a uma determinada temperatura se decompõe em óxido de cálcio e dióxido de carbono:



Calcule a quantidade em kg de $\text{CaO}(\text{cal})$ que pode ser preparada pelo aquecimento de 200 kg de calcário. Este calcário é de uma pureza de 95% em CaCO_3 .

Resposta: 107 kg

17-



$$95\% \text{ de } 200 \text{ Kg} = 190 \text{ Kg}$$

$$1 \text{ Kg de } \text{CaCO}_3 \xrightarrow{\text{fornece}} 0,561 \text{ Kg de } \text{CaO}$$

$$190 \text{ Kg} \quad \text{---} \quad x$$

$$x = 107 \text{ Kg de } \text{CaO}$$

ou:

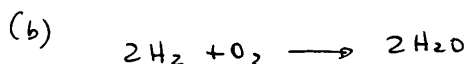
$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{190 \times 10^3}{100} = 1,90 \times 10^3 \text{ moles de } \text{CaCO}_3$$

$$n(\text{CaO}) = n(\text{CaCO}_3) = 1,90 \times 10^3 \text{ moles de } \text{CaO}$$

$$\text{massa de } \text{CaO} = 1,90 \times 10^3 \times 56,1 = 107 \text{ Kg de } \text{CaO}$$

3.15 Ocorre a formação da água conforme a reação 3.21, $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, ao submetermos uma faísca a uma mistura de 100 g de $\text{H}_2(\text{g})$ com a mesma quantidade de $\text{O}_2(\text{g})$. Calcule a massa em gramas da água formada sabendo que nesta situação o reagente limitante é o oxigênio.

Resposta: 113 g



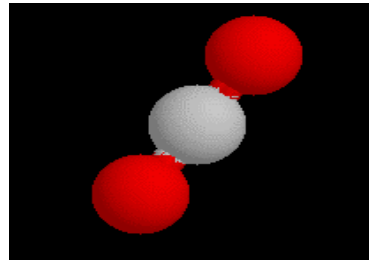
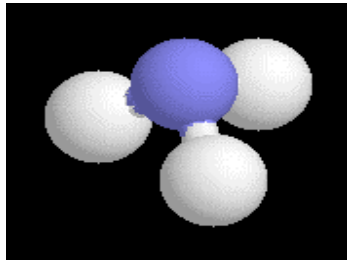
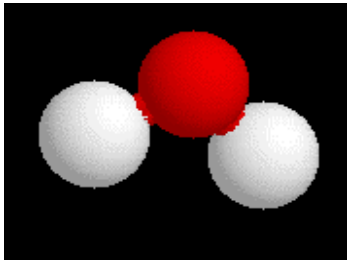
$$n(\text{H}_2) = \frac{100}{2,02} = 49,5 \text{ moles de } \text{H}_2$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{100}{32,0} = 3,13 \text{ moles de } \text{O}_2$$

SE TODO O HIDROGÊNIO FOSSE CONSUMIDO 24,8 moles de O_2 SERIAM NECESSÁRIOS. LOGO O O_2 SERÁ O REAGENTE LIMITANTE.

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 2n(\text{O}_2) = 2 \times 3,13 = 6,26 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{massa de } \text{H}_2\text{O} = 6,26 \times 18,0 = 113 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$$



<http://physics.nist.gov/cgi-bin/Ionization/table.pl?>

3.4 Moléculas da água, amônia e dióxido de carbono