

**LISTA DE EXERCÍCIOS SOBRE ESTEQUIOMETRIA**

- 01 Um volume de um composto gasoso de hidrogênio, carbono e nitrogênio forneceu, após a combustão, 2 volumes de CO<sub>2</sub>, 3,5 volumes de H<sub>2</sub>O e 0,5 volume de N<sub>2</sub>, todos medidos à mesma temperatura e pressão. Qual é a fórmula empírica (mínima) do composto? Pode-se determinar a fórmula molecular a partir destes dados?**

**Resolução:**

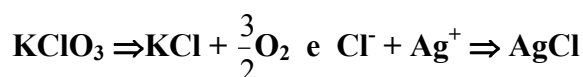
Observando que cada molécula de N<sub>2</sub> contém dois átomos de Nitrogênio e que cada molécula de água contém dois átomos de hidrogênio, verificamos que os números relativos de átomos de C, H e N no composto desconhecido são:



Sua fórmula empírica é, então, C<sub>2</sub>H<sub>7</sub>N. Esta também é a fórmula molecular, uma vez que os cálculos mostram que em um volume (ou x mols) do composto há átomos de carbono suficientes para produzir 2 volumes (ou 2x mols) de CO<sub>2</sub>. Portanto, cada mol de composto desconhecido não contém mais que dois mols de C. O composto em questão poderia ser etilamina, comumente escrita como CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>NH<sub>2</sub>.

- 02 4,008 g de KClO<sub>3</sub> cuidadosamente purificado foram quantitativamente decompostos, dando 2,438 g de cloreto de potássio, KCl, e oxigênio. O cloreto de potássio foi dissolvido em água e tratado com uma solução de nitrato de prata. O resultado foi a precipitação de cloreto de prata, AgCl, que pesou 4,687 g. Constatou-se, posteriormente, que o cloreto de prata continha 3,531 g de prata. Quais são os pesos atômicos da prata, do cloro e do potássio em relação ao O = 15,999?**

**Resolução:**



$$n(\text{mols}) = \frac{\text{peso}}{\text{peso molecular}} \Rightarrow n(\text{O}_2) = \frac{3}{2}n(\text{KCl})$$

$$\frac{\text{peso do O}_2}{\text{peso molecular do O}_2} = \frac{4,008 - 2,438}{31,999} = 0,04906 \text{ mol}$$

$$0,04906 = \frac{3}{2}n(\text{KCl}) \Rightarrow n(\text{KCl}) = 0,03271 \text{ mol}$$

Da segunda equação, temos:  $n(\text{KCl}) = n(\text{Ag})$

$$0,03271 \text{ mol} = \frac{3,51 \text{ g}}{\text{peso atômico de Ag}} \Rightarrow \text{PA}(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g/mol}$$

Procedendo da mesma forma para o AgCl:  $n(\text{KCl}) = n(\text{AgCl})$

$$0,03271 \text{ mol} = \frac{4,687 \text{ g}}{\text{peso molecular de AgCl}} \Rightarrow \text{PM}(\text{AgCl}) = 143,3 \text{ g/mol}$$

Podemos então determinar o peso atômico do Cl a partir do peso molecular do AgCl e do peso do Ag:

$$\text{Peso atômico do Cl} = 143,3 - 107,9 = 35,4 \text{ g/mol.}$$

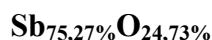
$$\text{E ainda: } n(\text{KCl}) = \frac{2,438 \text{ g}}{\text{peso molecular de KCl}} = 0,03271 \text{ mol} \Rightarrow$$

$$\text{Peso molecular do KCl} = 74,53 \text{ g/mol} \Rightarrow$$

$$\text{Peso atômico do K} = 74,53 - 35,4 = 39,1 \text{ g/mol}$$

**03 Um óxido de antimônio contém 24,73% de oxigênio. Qual é a sua fórmula mínima?**

**Resolução:**



$$\text{PA}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$$

$$\text{PA}(\text{Sb}) = 122 \text{ g/mol}$$

**1° Passo:** Dividimos a porcentagem de cada elemento por seu peso atômico

$$\text{O} \Rightarrow \frac{24,73}{16} = 1,545625 \qquad \text{Sb} \Rightarrow \frac{75,27}{122} = 0,616967213115$$

**2° Passo:** Dividimos o valor encontrado em cada elemento pelo menor valor encontrado de todos.

$$\text{O} \Rightarrow \frac{1,545625}{0,616967} = 2,5051 \qquad \text{Sb} \Rightarrow \frac{0,616967}{0,616967} = 1$$

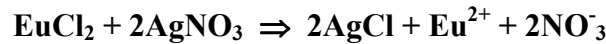
**3° Passo:** Tentamos equilibrar usando as proporções encontradas

$$\begin{array}{l} \text{O} \Rightarrow 2,5051 \times 2 \cong 5 \\ \text{Sb} \Rightarrow 1 \times 2 = 2 \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{O} \\ \text{Sb} \end{array}} \right\} \text{Sb}_2\text{O}_5$$

**Onde encontramos a fórmula mínima  $\text{Sb}_2\text{O}_5$**

- 04 Uma amostra de dicloreto de európio,  $\text{EuCl}_2$ , pesando 1,00 g, é tratada com excesso de uma solução de nitrato de prata, e todo o cloreto é recuperado na forma de 1,28 g de  $\text{AgCl}$ . Qual é o peso atômico do európio?

Resolução:



$$n(\text{EuCl}_2) = \frac{n(\text{AgNO}_3)}{2} = \frac{n(\text{AgCl})}{2}$$

$$n(\text{AgCl}) = 2 \times n(\text{EuCl}_2)$$

$$n(\text{AgCl}) = \frac{1,28\text{g}}{143,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \Rightarrow n(\text{AgCl}) = 8,9198 \times 10^{-3} \text{ mols}$$

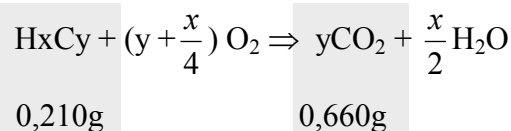
$$8,9198 \times 10^{-3} \text{ mols} = 2 \frac{1,00\text{g}}{PA(\text{Eu}) \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \times 35,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \Rightarrow$$

$$PA(\text{Eu}) = \frac{2}{8,9198 \times 10^{-3}} \cdot 71 = 153,22 \Rightarrow$$

$$PA(\text{Eu}) = 153,22 \text{ g/mol}$$

- 05 Na queima de 0,210 g de um composto, que contém somente hidrogênio e carbono, recuperou-se 0,660 g de  $\text{CO}_2$ . Qual é a fórmula mínima do composto? Na determinação da densidade deste hidrocarboneto obteve-se um valor igual a 1,87 g/L a 273,15 K e 1 atm. Qual é a fórmula molecular do composto?

Resolução:



$$PA(\text{H}) = 1 \text{ g/mol};$$

$$PA(\text{C}) = 12 \text{ g/mol};$$

$$PM(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol};$$

$$PM(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol};$$

$$PM(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}.$$

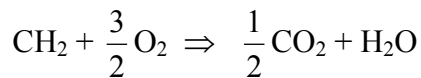
$$\left. \begin{array}{l} \frac{0,210\text{g}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot x + 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot y} \leftrightarrow \frac{0,660\text{g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \\ 1 \text{ mol de H}_x\text{C}_y \leftrightarrow y \text{ mols CO}_2 \end{array} \right\} \Rightarrow$$

$$\frac{y \text{ mol } CO_2 \cdot 0,210 \text{ g}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot x + 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot y} = \frac{1 \text{ mol } H_x C_y \cdot 0,660 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$\frac{0,210y}{x+12y} = \frac{0,660}{4} \Leftrightarrow 42y = 3x + 36y \Leftrightarrow 6y = 3x \Leftrightarrow \frac{y}{x} = \frac{3}{6} \Rightarrow \frac{y}{x} = \frac{1}{2} \Leftrightarrow$$

$$y = 1 \text{ e } x = 2 \Rightarrow \text{CH}_2$$

Portanto  $\text{CH}_2$  é a fórmula mínima.



$$\delta = 1,87 \text{ g/L} \quad \delta = \frac{m}{V}$$

$$\text{como } T = 273,5 \text{ K e } P = 1 \text{ atm} \Rightarrow V = 22,4 \text{ L}$$

$$1,87 \frac{\text{g}}{\text{L}} = \frac{m}{22,4 \text{ L}} \Leftrightarrow m = 41,888 \text{ g}$$

$\text{CH}_2$

$$1 \cdot 12 + 2 \cdot 1 = 14$$

$$2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 = 28$$

$$3 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 42 \cong 41,888 \text{ g}$$

Portanto o elemento é  $\text{C}_3\text{H}_6$

- 06 Uma amostra de um óxido de ferro, pesando 1,60 g, foi aquecida numa corrente de hidrogênio gasoso até a sua transformação total em 1,12 g de ferro metálico. Qual é a fórmula mínima do óxido de ferro?

Resolução:



$$m \text{ Oxigênio} = 0,48 \text{ g}$$

$$1,6 \rightarrow 100\%$$

$$1,12 \rightarrow x\%$$

$$x = 70\% \Rightarrow \text{Fe}_{70\%} \text{O}_{30\%}$$

$$\text{PA (Fe)} = 55,8 \text{ g/mol}$$

$$\text{PA (O)} = 16 \text{ g/mol}$$

$$1^\circ \text{ Passo: } \frac{70}{55,8} = 1,254480$$

$$\frac{30}{16} = 1,875$$

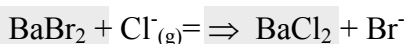
$$2^\circ \text{ Passo: } \frac{1,254480}{1,254480} = 1 \times 2 = 2$$

$$\frac{1,875}{1,254480} = 1,49 \times 2 \cong 3$$

Fórmula mínima  $\Rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$

- 07 Quando se aquece brometo de bário,  $\text{BaBr}_2$ , numa corrente de cloro gasoso, ele é completamente transformado em cloreto de bário,  $\text{BaCl}_2$ . A partir de 1,50 g de  $\text{BaBr}_2$ , obteve-se exatamente 1,05 g de  $\text{BaCl}_2$ . Calcule o peso atômico do bário a partir destes dados.

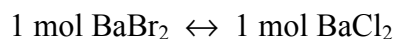
Resolução:



$$1,50\text{g} \qquad 1,05\text{g}$$

$$1 \text{ mol} \qquad 1 \text{ mol}$$

$$\frac{1,50\text{g}}{x \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \times 79,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \leftrightarrow \frac{1,05\text{g}}{x \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \times 35,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$



$$\frac{1 \text{ mol} \cdot 1,50\text{g}}{x \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 159,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 1,05\text{g}}{x \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 71 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$1,50(x + 71) = 1,05(x + 159,8)$$

$$1,50x + 106,5 = 1,05x + 167,79$$

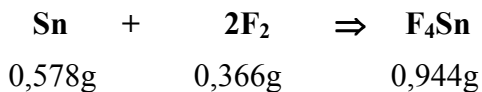
$$0,45x = 61,29$$

$$x = 136,2$$

Portanto PA (Ba)  $\cong 136,2 \text{ g/mol}$

- 08 Uma amostra de 0,578 g de estanho puro é tratada com flúor gasoso até que o peso do composto resultante fique constante e igual a 0,944 g. Qual é a fórmula mínima do fluoreto de estanho formado? Escreva uma equação para esta síntese.

**Resolução:**



$$0,944 \Rightarrow 100\%$$

$$0,578 \Rightarrow x\% \quad x = 61,2\%$$

$$0,944 \Rightarrow 100\%$$

$$0,366 \Rightarrow y\% \quad y = 38,8\%$$

$$\text{PA (Sn)} = 119 \text{ g/mol}$$

$$\text{PA (F)} = 19 \text{ g/mol}$$

$$\text{1º Passo:} \quad \text{Sn} \Rightarrow \frac{61,2}{119} = 0,5143$$

$$\text{F} \Rightarrow \frac{38,8}{19} = 2,0421$$

$$\text{2º Passo:} \quad \text{Sn} \Rightarrow \frac{0,5143}{0,5143} = 1$$

$$\text{F} \Rightarrow \frac{2,0421}{0,5143} = 3,97 \cong 4$$

**Fórmula mínima: F<sub>4</sub>Sn**

**Equação: Sn + 2F<sub>2</sub> ⇒ F<sub>4</sub>Sn**

- 09 Um certo metal forma dois cloretos que contêm 85,2% e 65,8% do metal. Quais são as fórmulas mais simples dos compostos e qual é o peso atômico correspondente do metal? Consulte a tabela periódica e determine a identidade do metal.

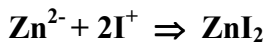
**Resolução:**





- 12 Pesos iguais de zinco metálico e iodo são misturados e o iodo é completamente transformado em  $ZnI_2$ . Que fração, em peso do zinco original, permanece inalterada?

**Resolução:**



$$PA(Zn) = 65,4 \text{ g/mol}$$

$$PA(I) = 127 \text{ g/mol}$$

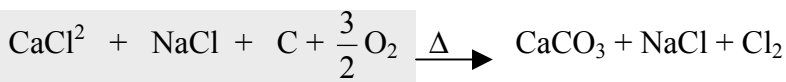
65,4g de  $Zn^{2-}$  reagem com 254g de  $I^+$ , formando 319,4 g de  $ZnI_2$ , sendo assim, se reagirmos 254 g de  $Zn^{2-}$  com 254 g de  $I^+$ , sobriariam 188,6 g de  $Zn^{2-}$

$$254 \text{ g} \leftrightarrow 100\% \quad x = 74,25\% \text{ não sofreu alteração.}$$

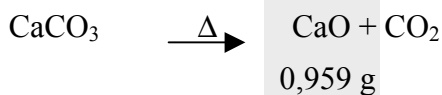
$$188,6 \leftrightarrow x \%$$

- 13 Tratou-se 4,22 g de uma mistura de  $CaCl_2$  e  $NaCl$  para precipitar todo o cálcio na forma de  $CaCO_3$ , que foi então aquecido e transformado em  $CaO$  puro. O peso final do  $CaO$  foi de 0,959 g. Qual é a % em peso de  $CaCl_2$  na mistura primitiva?

**Resolução:**



$$4,22\text{g}$$



$$0,959 \text{ g}$$

$$PA(Ca) = 40,1 \text{ g/mol}$$

$$PM(CaCl_2) = 111,1 \text{ g/mol}$$

$$PA(Cl) = 35,5 \text{ g/mol}$$

$$PM(NaCl) = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$PA(Na) = 23,0 \text{ g/mol}$$

$$PM(CaCO_3) = 100,1 \text{ g/mol}$$

$$PA(C) = 12,0 \text{ g/mol}$$

$$PM(CaO) = 56,1 \text{ g/mol}$$

$$PA(O) = 16,0 \text{ g/mol}$$

0,959g de  $CaO$

$$56,1 - 100\% \quad x = 71,48\%$$

$$40,1 - x \%$$

$$71,48\% \text{ de } 0,959 = 0,6854\text{g}$$

Ou seja no  $CaCl_2$  temos 0,6854g de  $Ca$

$$n_{Ca} = \frac{0,6854\text{g}}{40,1\text{g/mol}} \quad n_{Ca} = 0,01709 \text{ mols}$$



$$x = 0,03418 \text{ mols de Cl}$$

$$0,03418 \text{ mols} = \frac{m(\text{Cl})}{35,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \quad m(\text{Cl}) = 1,2133 \text{ g}$$

$$m(\text{CaCl}) = 1,2133 + 0,6854 = 1,8987 \text{ g de CaCl}_2 \text{ inicial}$$

$$4,22 \text{ g} \leftrightarrow 100\%$$

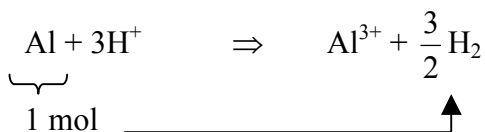
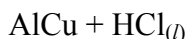
$$1,8987 \text{ g} \leftrightarrow x \%$$

$$x = 44,99\% \cong 45\%$$

**Resposta :  $x = 45\%$**

- 14** Uma liga de alumínio e cobre foi tratada com HCl aquoso. O alumínio se dissolveu segundo a reação  $\text{Al} + 3\text{H}^+ \Rightarrow \text{Al}^{3+} + 3/2 \text{H}_2$ , mas o cobre permaneceu inalterado. 0,350 g da liga deram 414 centímetros cúbicos de  $\text{H}_2$  medidos a 273,15 K e à pressão de 1 atm. Qual é a % em peso de Al na liga?

**Resolução:**



$$1 \text{ mol} \Rightarrow 22,4 \text{ L}$$

$$1 \text{ mol Al} \Rightarrow 1,5 \text{ mol H}_2$$

$$1,5 \text{ mol H}_2 \Rightarrow 33,6 \text{ L}$$

$$1 \text{ mol Al} \leftrightarrow 33,6 \text{ L H}_2$$

$$x \text{ mol Al} \leftrightarrow 0,44 \text{ L H}_2$$

$$x = 0,0123 \text{ mol de Al}$$

$$PA(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$0,0123 \text{ mol} = \frac{m}{27 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$m(\text{Al}) = 0,3326 \text{ g}$$

$$0,3326 \text{ g de Al}$$

$$\text{massa da Liga} = 0,350 \text{ g}$$

$$0,350 \leftrightarrow 100\%$$

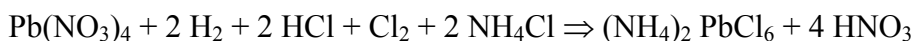
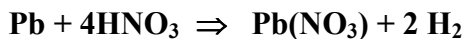
$$\text{massa do Al} = 0,3326 \text{ g}$$

$$0,3326 \leftrightarrow x \%$$

$$x = 95,05\%$$

- 15 Uma amostra de chumbo puro, pesando 2,07 g, é dissolvida em ácido nítrico dando uma solução de nitrato de chumbo. Esta solução é tratada com ácido clorídrico, cloro gasoso e cloreto da amônio. O resultado é a precipitação do hexacloroplumbato de amônio,  $(\text{NH}_4)_2\text{PbCl}_6$ . Qual é o peso máximo deste produto que se poderia obter a partir da amostra de chumbo?

**Resolução:**



$$n\text{Pb} = n\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$$

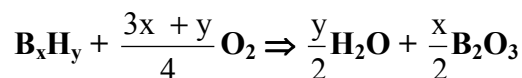
$$n\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = n(\text{NH}_4)_2\text{PbCl}_6$$

$$\text{logo } n\text{Pb} = n(\text{NH}_4)_2\text{PbCl}_6$$

$$\frac{2,07\text{g}}{207\text{g/mol}} = \frac{m[(\text{NH}_4)_2\text{PbCl}_6]}{456\text{g/mol}} \Rightarrow m[(\text{NH}_4)_2\text{PbCl}_6] = 4,56\text{g}$$

- 16 - 0,596 g de um composto gasoso, contendo apenas boro e hidrogênio, ocupam 484 centímetros cúbicos a 273,14 K e sob pressão de 1 atm. Queimando-se o composto num excesso de oxigênio, recuperou-se todo o hidrogênio na forma de 1,17 g de  $\text{H}_2\text{O}$  e todo o boro como  $\text{B}_2\text{O}_3$ . Qual é a fórmula mínima, a fórmula molecular e a massa molar do composto de boro e hidrogênio?

**Resolução:**



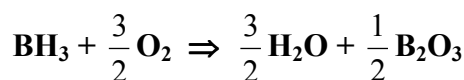
$$\text{PA (B)} = 10,8 \text{ g/mol}$$

$$\text{PA (H)} = 1,01 \text{ g/mol}$$

$$\text{PA (O)} = 16 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{B}_x\text{H}_y) = \frac{n\text{H}_2\text{O}}{\frac{y}{2}} = \frac{n\text{B}_2\text{O}_3}{\frac{x}{2}}$$

$$\frac{0,596}{10,8x + 1,01y} = \frac{2}{y} \cdot \frac{1,17}{18} \Rightarrow \frac{y}{x} \cong \frac{3}{1} \Rightarrow y = 3 \text{ e } x = 1$$



Logo a fórmula mínima é  $\text{BH}_3$

$$\text{PV} = n\text{RT} \Rightarrow n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,484 \text{ L}}{0,08206 \cdot \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}} \cdot 273,14 \text{ K}} \Rightarrow n = 0,0215 \text{ mol}$$

$$0,0215 \text{ mol} = \frac{0,596 \text{ g}}{\text{PM}} \Rightarrow \text{PM} = 27,72 \text{ g/mol}$$

$$\text{BH}_3 \Rightarrow 1 \times 10,8 + 3 \times 1,01 = 13,83 \text{ g/mol}$$

$$B_2H_6 \Rightarrow 2 \times 10,8 + 6 \times 1,01 = 27,66 \text{ g/mol}$$

Portanto, o composto é  $B_2H_6$  e seu PM é 27,66 g/mol.

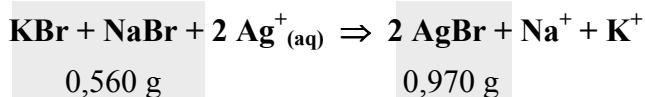
- 17 - Uma amostra de um óxido de bário desconhecido forneceu, após exaustivo aquecimento, 5,00 g de BaO e 355 centímetros cúbicos de oxigênio gasoso medidos a 273,15 K e à pressão de 1 atm. Qual é a fórmula mínima do óxido desconhecido? Qual é o peso do óxido que existia inicialmente?

Resolução:



- 18 - Tratou-se uma mistura de KBr e NaBr, pesando 0,560 g, com uma solução aquosa de  $Ag^+$  e todo o brometo foi recuperado na forma de 0,970 g de AgBr puro. Qual é a fração em peso de KBr existente na amostra primitiva?

Resolução:



$$n(\text{AgBr}) = \frac{0,970}{187,9} \Rightarrow n(\text{AgBr}) = 5,1623 \times 10^{-3} \text{ mols}$$

$$n(\text{KBr}) = n(\text{NaBr}) = \frac{n(\text{Ag})}{2} = \frac{n(\text{AgBr})}{2}$$

$$n(\text{AgBr}) = 2n(\text{KBr})$$

$$n(\text{AgBr}) = 2n(\text{NaBr})$$

$$5,1623 \times 10^{-3} \text{ mols} = 2 \frac{m(\text{KBr})}{119} \Rightarrow m(\text{KBr}) = 0,3071 \text{ g}$$

$$0,560 \text{ g} \leftrightarrow 100 \%$$

$$0,3071 \text{ g} \leftrightarrow x \%$$

$$x = 56,6\% \text{ de massa de KBr}$$

- 19 - Qual é a composição centesimal do clorofórmio,  $CHCl_3$ , uma substância antigamente usada como anestésico?

Resolução:



Para o  $Cl_3$       119,5  $\leftrightarrow$  100 %

106,5  $\leftrightarrow$  x                      x = 89,12 %

Para o H                      119,5  $\leftrightarrow$  100 %

1       $\leftrightarrow$  x                      x = 0,84 %

$$\begin{array}{l} \text{Para o C} \quad 119,5 \leftrightarrow 100 \% \\ \quad \quad \quad 12 \quad \leftrightarrow x \quad \quad \quad x = 10,04 \% \end{array}$$

Portanto o  $\text{CHCl}_3$  é composto por:

$$\text{C} \quad 10,04 \%$$

$$\text{H} \quad 0,84 \%$$

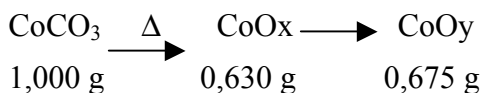
$$\text{Cl} \quad 89,12 \%$$

- 20** - Quando uma amostra de  $\text{CoCO}_3$  pesando 1,000 g é aquecida no vácuo, se decompõe para formar um óxido de cobalto pesando 0,630 g. Quando este óxido é exposto ao ar ganha peso, formando um segundo óxido cujo peso é 0,675 g.

Quais são as fórmulas dos dois óxidos?

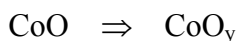
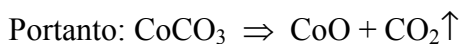
Escreva equações ajustadas para as duas reações envolvidas.

**Resolução:**



$$1 \text{ g de } \text{CoCO}_3 \Rightarrow n = \frac{1}{118,9} \Rightarrow n = 8,41 \times 10^{-3} \text{ mols de } \text{CoCO}_3$$

$$n(\text{CoCO}_3) = n(\text{CoCO}_x) \Rightarrow 8,41 \times 10^{-3} = \frac{0,630}{58,9 + 16x} \Rightarrow x = 1$$



$$0,630 \text{ g} \quad 0,675 \text{ g}$$

$$n(\text{CoO}) = n(\text{CoO}_y) \Rightarrow \frac{0,630}{74,9} = \frac{0,675}{58,9 + 16y} \Rightarrow y = 1,33$$

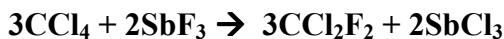


- 21** - Uma amostra de LSD(dietilamida do ácido D-lisérgico),  $\text{C}_{24}\text{H}_{30}\text{N}_3\text{O}$ , é diluída em açúcar,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . Quando 1,00 mg da amostra é queimada, 2,00 mg de  $\text{CO}_2$  se formam. Qual é a percentagem de LSD na amostra?

**Resolução:**

No caderno para revisão

22 - Freon-12, gás usado como refrigerante, é preparado pela reação



Freon-12

Se 150 g de  $\text{CCl}_4$  forem misturados com 100 g de  $\text{SbF}_3$ , quantos gramas de  $\text{CCl}_2\text{F}_2$  poderão ser formados? Quantos gramas e de qual reagente restarão após ter cessado a reação?

Resolução:

$$\frac{n \text{ CCl}_4}{3} = \frac{n \text{ SbF}_3}{2} = \frac{n \text{ CCl}_2\text{F}_2}{3} = \frac{n \text{ SbCl}_3}{2}$$

$$2n (\text{CCl}_4) = 3n (\text{SbF}_3) \Rightarrow 2 \frac{m (\text{CCl}_4)}{154} = 3 \frac{m (\text{SbF}_3)}{179} \Rightarrow m (\text{CCl}_4) = 1,3 m (\text{SbF}_3)$$

Portanto, o  $\text{SbF}_3$  é o reagente limitante, e como  $3n (\text{SbF}_3) = 2n (\text{CCl}_2\text{F}_2)$ , temos:

$$3 \frac{100 \text{ g}}{179 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2 \frac{m (\text{CCl}_2\text{F}_2)}{121 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \Rightarrow m (\text{CCl}_2\text{F}_2) = 101,14 \text{ g}$$

Como  $m (\text{CCl}_4) = 1,3 m (\text{SbF}_3)$ , temos:

$$m (\text{CCl}_4) = 1,3 \cdot 100$$

$$m (\text{CCl}_4) = 130 \text{ g e portanto restarão } 20 \text{ g de } \text{CCl}_4$$

23 - Uma amostra de  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , pesando 27,6 g foi submetida a uma série de reagentes de modo a transformar todos os seus átomos de carbono em  $\text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ . Quantos gramas deste produto são formados?

Resolução:



$$\frac{n \text{ K}_2\text{CO}_3}{12} = n \text{ K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$$

$$\frac{1}{12} \cdot \frac{27,6 \text{ g}}{138,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{m (\text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2)}{698 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \Rightarrow$$

$$m (\text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2) = 11,61 \text{ g}$$