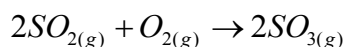


Lista de Estequiometria – Exercícios adicionais.

1. (**FÁCIL**) O SO<sub>2</sub> (dióxido de enxofre) se transforma em SO<sub>3</sub> (trióxido de enxofre) segundo a reação abaixo:



Levando em consideração a reação descrita acima, quantos gramas de O<sub>2</sub> (gás oxigênio) e SO<sub>2</sub> (dióxido de enxofre) são necessários para se obter 250 g de SO<sub>3</sub> (trióxido de enxofre?)

2. (**DIFÍCIL**) Sabe-se que um determinado composto orgânico contém somente carbono, hidrogênio e oxigênio. A combustão completa de uma amostra de  $2,15 \cdot 10^{-2}$  g do composto origina  $4,31 \cdot 10^{-2}$  g de CO<sub>2</sub> e  $1,75 \cdot 10^{-2}$  g de H<sub>2</sub>O. Qual é a fórmula mínima do composto? Escreva uma equação para essa combustão.

3. (**MÉDIO**) O fósforo sofre reação com o bromo para produzir PBr<sub>3</sub>. Se são reagidos 50,0 g de fósforo com 200,0 g de bromo, quantos gramas de PBr<sub>3</sub> serão obtidos? Caso haja um composto em excesso, quantos gramas dele ficarão sem reagir?

4. (**MÉDIO**) Certo composto contém apenas carbono e hidrogênio. Na combustão de 0,588 g do composto, se originam 1,73 g de CO<sub>2</sub> e 1,06 g de H<sub>2</sub>O.

a) Encontre a fórmula mínima do composto;

b) Sabendo que a massa molecular do composto é 32 g/mol, ache a fórmula molecular do composto.

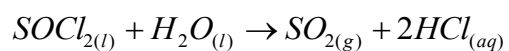
5. (**FÁCIL – PRÁTICA**) Escreva reações químicas que descrevam cada uma dos processos abaixo:

a) Tratamento de íons dissolvidos Cr<sup>3+</sup> com uma base qualquer, ocorrendo a precipitação do hidróxido de cromo(III);

b) Dissolução de carbonato de bário em ácido nítrico, para dar dióxido de carbono e nitrato de bário, em uma solução aquosa;

c) Reação de amônia (gás) com ácido nítrico puro, para dar nitrato de amônio sólido.

6. (**FÁCIL**) O cloreto de tionila,  $\text{SOCl}_2$ , reage com a água segundo a reação abaixo:



Se são misturados 5,0 g de  $\text{SOCl}_2$  com 1,0 g de  $\text{H}_2\text{O}$ , que quantidade de HCl se produzirá?

7. (**MÉDIO**) Caso sejam aquecidos 10,0 g de ferro em presença de 10,0 g de enxofre, quantos gramas de FeS (sulfeto de ferro) serão produzidos? Quantos gramas permanecem sem reagir?

### Respostas da lista de estequiometria.

#### 1. Resposta: 200,6 g de SO<sub>2</sub> e 50,24 g de O<sub>2</sub>.

Sabendo que são produzidos 250,0 g de trióxido de enxofre, e que sua massa molar é de 80,1 g/mol, temos 3,13 mols de SO<sub>3</sub> produzidos.

Como a equação mostra, são necessário 2 mols de SO<sub>2</sub> para produzir 2 mols de SO<sub>3</sub> (a proporção 2:2 é equivalente à proporção 1:1), logo, temos 3,13 mols de SO<sub>2</sub> consumidos. Sabendo que a massa molar do SO<sub>2</sub> é de 64,1 g/mol, temos 200,6 g de SO<sub>2</sub> consumidos.

Para cada 2 mols de SO<sub>3</sub> produzidos, utiliza-se 1 mol de O<sub>2</sub>, de modo que 1,57 mols de O<sub>2</sub> são consumidos. Sabendo que a massa molar do O<sub>2</sub> é de 32,0 g/mol, temos 50,24 g de O<sub>2</sub> consumidos.

#### 2. Resposta: C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O e $2C_2H_4O_{(l)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 4CO_{2(g)} + 4H_2O_{(g)}$ .

O primeiro passo é saber quantos mols de cada produto foram produzidos. No caso do gás carbônico, sabendo que a sua massa molar é 44,0 g/mol, temos  $9,78 \cdot 10^{-4}$  mols de CO<sub>2</sub> e, consequentemente, de carbono. Para a água, sabendo que sua massa molar é de 18,0 g/mol, temos  $9,79 \cdot 10^{-4}$  mols de água, e, consequentemente,  $1,94 \cdot 10^{-3}$  mols de hidrogênio (sabendo que em cada molécula de água, temos 2 átomos de hidrogênio).

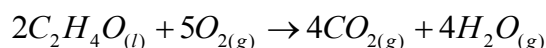
Após isso, deve-se observar que a única fonte de carbono para o CO<sub>2</sub> provém do carbono do composto, logo, há  $9,78 \cdot 10^{-4}$  mols de carbono no composto inicial. Sabendo que a única fonte de hidrogênio, para a água, também provém do composto, sabemos que há  $1,94 \cdot 10^{-3}$  mols de hidrogênio no composto.

Para saber quantos mols de oxigênio temos no composto, basta saber a massa de carbono e hidrogênio, e subtrair essa quantidade da massa inicial fornecida ( $2,15 \cdot 10^{-2}$  g). Logo, temos que  $9,78 \cdot 10^{-4}$  mols de carbono pesam  $1,17 \cdot 10^{-2}$  g (massa molar = 12,0 g/mol) e  $1,94 \cdot 10^{-3}$  mols de hidrogênio pesam  $1,94 \cdot 10^{-3}$  g. A soma das duas massas é de  $1,36 \cdot 10^{-2}$  g.

A massa de oxigênio, logo é a diferença entre  $2,15 \cdot 10^{-2}$  g e  $1,36 \cdot 10^{-2}$  g, o que é igual a  $0,79 \cdot 10^{-2}$  gramas. Sabendo que a massa molar do oxigênio é 16,0 g/mol, temos  $4,9 \cdot 10^{-4}$  mols de oxigênio no composto.

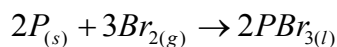
Agora temos que, no composto, há  $9,78 \cdot 10^{-4}$  mols de carbono,  $1,94 \cdot 10^{-3}$  mols de hidrogênio e  $4,9 \cdot 10^{-4}$  mols de oxigênio. Dividindo todos os número pelo menor deles (mols de oxigênio), temos a proporção aproximada de 2,0 para o carbono, 4,0 para o hidrogênio e 1,0 para o oxigênio.

Logo, a fórmula mínima do composto é C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O e sua reação de combustão é:



**3. Resposta: 226 g de PBr<sub>3</sub> e 24 g de P, em excesso.**

Considerando que a reação de formação do PBr<sub>3</sub> envolve apenas fósforo e bromo, temos:



Partindo das massas fornecidas (50,0 g de fósforo e 200,0 g de gás bromo), temos, sabendo as massas molares do fósforo e do gás bromo (31,0 g/mol e 160,0 g/mol, respectivamente), 1,61 mols de P (fósforo) e 1,25 mols de Br<sub>2</sub> (gás bromo).

Partindo da proporção estequiométrica da reação, pode-se ver que 2 mols de fósforo reagem com 3 mols de gás bromo, logo, 1,61 mols de fósforo necessitariam de 2,41 mols de gás bromo, o que é uma quantidade maior do que está disponível, logo, o gás bromo é o reagente limitante. Logo, deve-se saber a quantidade de mols de fósforo que reagem, a partir do gás bromo.

Considerando que 1,25 mols de gás bromo reagem, e levando em consideração que para cada 3 mols de gás bromo, 2 mols de fósforo são consumidos, temos que 0,833 mols de fósforo serão consumidos (0,78 mols de excesso de fósforo).

Considerando que a reação é de proporção igual no consumo de fósforo para a produção de tribrometo de fósforo, temos que 0,833 mols de PBr<sub>3</sub> serão produzidos, logo, sabendo que sua massa molar é de 271,0 g/mol, temos 226 g de PBr<sub>3</sub> produzidos.

Quanto ao excesso (0,78 mols de fósforo), sabendo a massa molar do fósforo, 31,0 g/mol, sabe-se que há 24 g de fósforo em excesso. Observa-se que um total de 250 g de reagente foram adicionados, e um total de 250 g (226+24) de produto e excesso estão no estado final da reação.

**4. Resposta: a) fórmula mínima: CH<sub>3</sub> b) fórmula molecular: C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>**

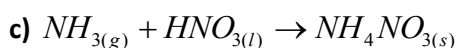
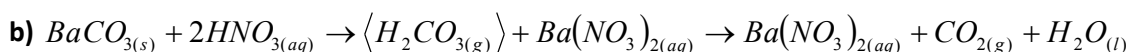
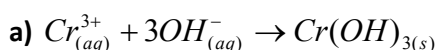
a) Usando o mesmo raciocínio da questão 2, calcula-se quantos mols de CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O foram produzidos, sabendo suas massa molares (44,0 g/mol e 18,0 g/mol, respectivamente), sendo 0,0393 mols de gás carbônico e, conseqüentemente, de carbono, e 0,0589 mols de água e, conseqüentemente, 0,118 mols de hidrogênio (sabendo que 1,73 g de CO<sub>2</sub> e 1,06 g de H<sub>2</sub>O foram produzidos).

Fazendo a correspondência entre carbono e hidrogênio, ou seja, ambos surgiram somente do composto inicial, sabe-se que ele possui 0,0393 mols de carbono e 0,118 mols de hidrogênio.

Considerando 0,0393 mols de carbono e 0,118, a sua proporção (feita pela divisão desses números) é igual a 3 carbonos para 1 hidrogênio. Logo, a fórmula mínima do composto é  $\text{CH}_3$ , de massa molecular 15,0 g/mol.

b) Considerando a massa molecular dada (32,0), deve-se fazer a relação entre as duas massas (32,0 e 15,0). A divisão dos valores dá aproximadamente 2, logo, o composto de massa molecular 32 terá uma fórmula de  $\text{C}_{1.2}\text{H}_{3.2}$ , ou seja,  $\text{C}_2\text{H}_6$ .

## 5. Respostas:



## 6. Resposta: 3,1 g de HCl.

Considerando que a massa molar do cloreto de tionila,  $\text{SOCl}_2$ , é de 119,0 g/mol, temos 0,042 mols (5,0 g) de  $\text{SOCl}_2$  produzidos. Considerando a massa molar da água, 18,0 g/mol, temos 0,056 mols de  $\text{H}_2\text{O}$  (1,0) foram produzidos.

Como a reação é 1:1, na parte do consumo de reagentes (água e cloreto de tionila), sabe-se que a água está em excesso (0,014 mols de excesso), logo, apenas 0,042 mols de cada espécie irão reagir.

Sabendo que a proporção da reação, no consumo de cloreto de tionila para a produção de ácido clorídrico, é de 1:2, temos que 0,084 mols de HCl foram produzidos, o que, sabendo a massa molar do ácido clorídrico (36,5 g/mol), corresponde a 3,1 g.

## 7. Resposta: 15,7 g de FeS produzidos e 4,30 g de enxofre sem reagir.

Como o enunciado fala que o aquecimento do ferro em presença de enxofre gera apenas sulfeto de ferro, pode-se assumir que não há outros participantes da reação, a não ser os três citados.

Considerando 10,0 g de ferro e 55,8 g/mol como sua massa molar, temos 0,179 mols de ferro consumidos. Sabendo que a massa molar do enxofre é 32,1 g/mol e que 10,0 gramas dele foram consumidos, temos 0,313 mols de enxofre consumidos.

Como a proporção dos reagente é 1:1, assim como a dos produtos, temos um excesso de 0,134 mols de enxofre, o que corresponde a 4,30 g de enxofre em excesso. Sabendo que apenas 0,179 mols de cada reagente irão devidamente reagir, temos a produção de 0,179 mols de FeS, o que corresponde a 15,7 g de FeS (sabendo que sua massa molar é 87,8 g/mol).