



Prof. Ricardo Honda

<http://www.professorhonda.com.br>

Resumão do Hondinha

Cálculos estequiométricos: Pureza e rendimento

Na prática, em certas situações, os reagentes são misturados em quantidades não estequiométricas (contendo excesso de reagentes), ou então apresentam impurezas (conforme estudaremos neste resumo). Nem sempre, também, as reações ocorrem com aproveitamento total (ou seja, o rendimento de uma reação química nem sempre é de 100%, conforme estudaremos também neste resumo)."

Reações químicas com substâncias impuras

Até aqui, trabalhamos com as substâncias admitindo que fossem puras (100% de pureza). Na prática, isso ocorre apenas na produção de medicamentos ou em análises químicas muito especiais. Normalmente, trabalhamos com substâncias que apresentam certa porcentagem de impurezas.

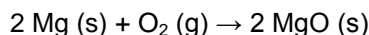
A pirita (FeS_2), por exemplo, minério que permite a obtenção do ferro, é encontrada na natureza agregada a pequenas quantidades de níquel, cobalto, ouro e cobre. O minério de pirita, usado com objetivo industrial, apresenta 92% de pureza, o que significa que em 100 partes, em massa, desse minério encontramos 92 partes em massa de FeS_2 e 8 partes em massa de outras espécies químicas (impurezas).

Nos cálculos envolvendo essa situação, temos duas possibilidades:

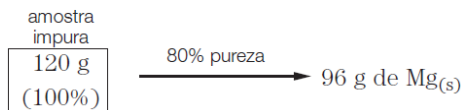
1. Quando for preciso calcular a massa de produto obtido a partir de uma amostra impura, devemos inicialmente calcular a parte pura dessa amostra e efetuar os cálculos com o valor obtido.

Exemplo:

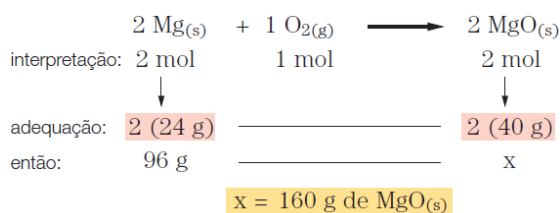
Uma amostra de 120 g de magnésio com 80% de pureza reage com oxigênio, produzindo óxido de magnésio. Determine a massa de óxido de magnésio produzida. (massas molares: $\text{Mg} = 24 \text{ g/mol}$; $\text{MgO} = 40 \text{ g/mol}$)



Solução



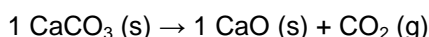
Determinada a massa de magnésio (96 g) existente na massa da amostra, podemos calcular a massa do produto formado:



2. Quando conhecemos a massa de um produto obtido a partir de uma amostra impura, devemos inicialmente determinar a massa do reagente puro necessária para formar a massa do produto. A seguir, relacionamos a massa do reagente puro com a massa total da amostra.

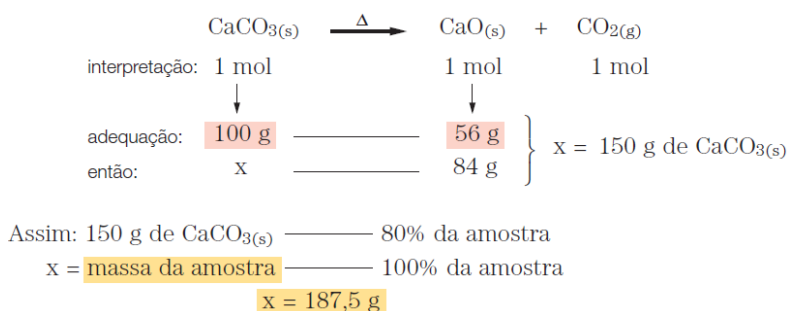
Exemplo:

Determine a massa de uma amostra de carbonato de cálcio, com 80% de pureza, que na decomposição térmica produziu 84 g de óxido de cálcio, segundo a equação:



(Dadas as massas molares: $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$; $\text{CaO} = 56 \text{ g/mol}$)

Solução



Rendimento de uma reação química

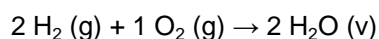
Na prática, quando realizamos uma reação química, mesmo utilizando quantidades estequiométricas dos reagentes, nem sempre conseguimos obter a quantidade máxima possível dos produtos. Isso acontece por vários fatores. Assim, é comum que a reação ocorra com um rendimento real menor que o rendimento teórico (100%). A porcentagem real de rendimento pode ser determinada desta maneira:

$$\left. \begin{array}{l} \text{rendimento teórico} \text{ — } 100\% \\ \text{rendimento real} \text{ — } x \end{array} \right\} x = \frac{\text{rendimento real} \cdot 100\%}{\text{rendimento teórico}}$$

Para determinar a porcentagem de rendimento real, devemos determinar antes o rendimento teórico, a partir das quantidades estequiométricas.

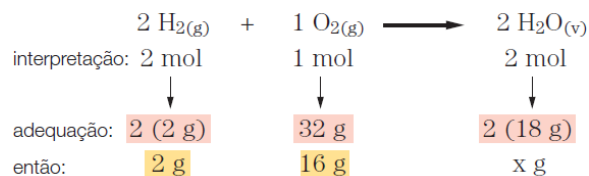
Exemplo:

Sabendo que a formação da água ocorre segundo a equação:



determine o rendimento real de um experimento no qual 2 g de hidrogênio reagiram com 16 g de oxigênio, produzindo 14,4 g de água. (Dadas as massas molares: H₂ = 2 g/mol; O₂ = 32 g/mol; H₂O = 18 g/mol).

Solução



Assim, rendimento teórico é: x = 18 g

Como as massas dos reagentes (H₂ (g) e O₂ (g)) estão em proporção estequiométrica, não existe reagente em excesso. Teoricamente, deveriam ser produzidos 18 g de H₂O, mas a massa produzida de água foi de 14,4 g. Assim, temos:

$$x = \frac{14,4 \text{ g} \cdot 100\%}{18 \text{ g}} = 80\% \quad \text{rendimento real} = 80\%$$