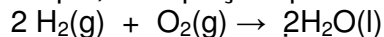


ESTEQUIOMETRIA DE REAÇÕES

Os coeficientes estequiométricos que multiplicam as fórmulas químicas em uma equação balanceada refletem o fato de que os átomos não são criados ou destruídos na reação. Por exemplo, da equação química



nós sabemos que 2 mols de H_2O são formados se 1 mol de O_2 reage. Esta interpretação dos coeficientes é a base dos cálculos descritos neste capítulo.

1. Predições mol a mol

O número de mols de reagentes realmente usados em uma reação são geralmente diferentes dos coeficientes estequiométricos na equação. Por exemplo, nós poderíamos querer saber quanto de água é formada quando 0,25 mol de O_2 reage com hidrogênio.

O cálculo é baseado em um fator de conversão. Primeiro, nós utilizamos a informação na equação química - que 1 mol de O_2 reage para formar 2 mols de H_2O - escrevendo

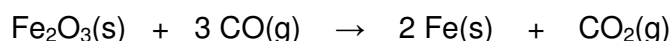
O sinal \square é lido “é quimicamente equivalente a” e a expressão é chamada relação estequiométrica. Esta relação estequiométrica, extraída da equação dada, é a base para efetuarmos o cálculo estequiométrico, pois O_2 e H_2O estão relacionados estequiometricamente na proporção 1 : 2 e reagiram sempre nessa mesma proporção, não importando a quantidade de mols da substância dada. Como trata-se de um cálculo de proporções simples, uma regra de três permite então calcular quanto de água será formada quando apenas 0,25 mol de O_2 reagem:

Isto é, se 1 mol de O_2 produz 2 mols de H_2O (dado extraído da equação química, relação estequiométrica), então 0,25 mol de O_2 produzirámols de H_2O .

2. Predição massa-a-massa

Nós vimos como relacionar o número de mols de produtos. Nós já sabemos como usar massas molares para converter mols em massas. Assim, pela combinação dos dois cálculos, nós podemos determinar as massas das substâncias que podem ser produzidas numa reação a partir das massas dos reagentes.

Suponha que nós queremos saber a massa de ferro que pode ser obtida de 10,0 kg de óxido de ferro(III), Fe_2O_3 , presente num minério de ferro pela reação



Esta reação redox acontece dentro de uma fornalha, com o monóxido de carbono como agente redutor. Nós já sabemos como converter mols de Fe_2O_3 a mols de Fe: nós usamos a relação estequiométrica

Entretanto, antes de nós usarmos esta relação, nós temos que converter a massa dada de óxido de ferro(III) de kilogramas para gramas, e, então para mols de Fe_2O_3 . A massa molar de óxido de ferro(III) é $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$, assim,

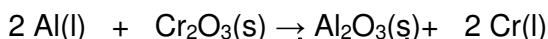
Neste estágio, nós usamos a relação estequiométrica para calcular os mols de ferro produzidos na reação, através de uma regra de três:

Finalmente, nós convertemos mols de átomos de Fe em massa de ferro usando a massa molar de ferro, que é $55,85 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

A massa de ferro que nós esperamos extrair de 10,0 kg de minério é portanto kg.

Num cálculo massa a massa, converter a massa dada em mols, aplicar a relação estequiométrica mol-a-mol para obter o número de mols necessários e finalmente converter mols necessários em massa.

Exemplo: Qual a massa de alumínio, Al, é necessária para reagir com 10,0 kg de óxido de cromo(III) para produzir metal cromo? A equação química para a reação é



Estratégia: O processo é o mesmo como usado no exemplo acima, exceto que neste caso nós usamos a relação estequiométrica entre dois reagentes, ao invés de entre um reagente e um produto, como anteriormente.

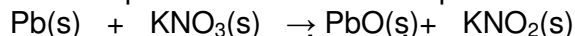
3. O Rendimento da Reação

O rendimento teórico de uma reação é a quantidade máxima (mols, massa ou volume) do produto que pode ser obtida de uma dada quantidade de reagente. As quantidades calculadas dos produtos a partir de uma massa de reagente anterior foram rendimentos teóricos.

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{\text{rendimento real}}{\text{rendimento teórico}} \times 100 \%$$

Exemplo:

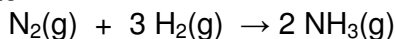
Quando 24 g de nitrato de potássio foram aquecidos com chumbo, de acordo com a equação química representada abaixo, formaram-se 13,8 g de nitrito de potássio. Calcule o rendimento percentual de nitrito de potássio.



4. Reagente Limitante

Nós vimos no exemplo anterior que 3,55 kg de alumínio são necessários para reagir com 10,0 kg de óxido de cromo(III). Suponha, entretanto, que nós não tenhamos aquela quantidade de alumínio disponível. Então nem todo o óxido de cromo(III) poderá reagir, assim menos produto se formará. O fornecimento de alumínio limitou a quantidade de produto formado. O alumínio, neste caso, é um exemplo de **reagente limitante**, um reagente que governa o rendimento máximo do produto em uma dada reação. Um reagente limitante é como uma parte numa fábrica de automóveis: se há 1000 faróis e 600 esqueletos de carro, então o número de automóveis é limitado ao número de faróis. Uma vez que cada carro requer 2 faróis, então só há suficientes faróis para 500 carros, assim, os faróis desempenham o papel de reagente limitante. Quando todos os faróis forem usados, 100 carros ainda permanecerão sem ser usados.

Em alguns casos, precisamos determinar qual é o reagente limitante. Por exemplo, na seguinte reação:



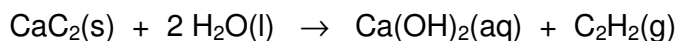
temos 1 mol $\text{N}_2 \leftrightarrow 3$ mol de H_2 . Para decidir qual é o reagente limitante, comparamos o número de mols fornecido de cada reagente com os coeficientes estequiométricos. Por

Exemplo, suponhamos que temos disponível 1 mol de N_2 mas somente 2 mols de H_2 . Como esta quantidade de hidrogênio é menor do que a necessária pela relação estequiométrica, o hidrogênio será o reagente limitante. Uma vez identificado o reagente limitante, podemos calcular a quantidade de produto que pode ser formada. Podemos calcular também a quantidade de reagente em excesso que permanece no final da reação.

O reagente limitante em uma reação é o reagente fornecido em uma quantidade menor daquela necessária pela relação estequiométrica entre os reagentes.

Exemplo: Identificando e usando o reagente limitante

Carbeto de cálcio, CaC_2 , reage com água para formar o hidróxido de cálcio e o gás inflamável etino (acetileno). Esta reação era usada para lâmpadas de bicicletas, pois os reagentes eram facilmente transportáveis. Para este cálculo, supomos que o carbeto de cálcio está puro e que todo etino é coletado. (a) Qual é o reagente limitante quando $1,00 \times 10^2$ g de água reagem com $1,00 \times 10^2$ g de carbeto de cálcio? (b) Que massa de etino pode ser produzida? (c) Que massa de reagente permanece após a reação ser completada? A equação química é



ESTRATÉGIA (a) Primeiro convertamos massas em mols usando as massa molares das substâncias. Então escolhemos uma das substâncias e calculamos quanto do outro elemento é necessário para completar a reação. Se a quantidade real do segundo reagente for maior que a quantidade necessária, então está presente em excesso e nem todo o reagente presente reagirá; neste caso, a primeira substância é o reagente limitante. Se a quantidade real do segundo reagente for menor que a calculada, então toda a quantidade dele presente reagirá e é o reagente limitante.

(b) Usamos o reagente limitante para calcular o rendimento teórico, em gramas, do produto. (c) Subtraímos a quantidade de reagente em excesso da fornecida para encontrar a quantidade que permaneceu após a reação estar completa. Multiplicamos então os mols que ficaram pela massa molar do excesso de reagente.

SOLUÇÃO (a) A massa molar de carbeto de cálcio é $64,10 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ e a da água é $18,02 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Portanto, os números dos mols dos reagentes são

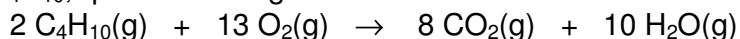
Depois usamos a relação estequiométrica $1 \text{ mol de CaC}_2 \leftrightarrow 2 \text{ mols de H}_2\text{O}$ para calcular a quantidade de H_2O que é necessária para reagir com $1,56 \text{ mol de CaC}_2$:

Como $3,12 \text{ mols de H}_2\text{O}$ são necessários e $5,55 \text{ mols de água}$ são fornecidos, todo o carbeto de cálcio pode reagir; então o carbeto de cálcio é o reagente limitante e a água está presente em excesso. (b) A reação estequiométrica implica que $1 \text{ mol CaC}_2 \leftrightarrow 1 \text{ mol C}_2\text{H}_2$. Segue que a massa de etino (de massa molar $26,04 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$) que pode ser produzida é

(c) O reagente remanescente que não reagiu será o reagente que estava inicialmente em excesso, ou seja, a água. Como $5,55 \text{ mol de H}_2\text{O}$ foram fornecidos e $3,12 \text{ mol de H}_2\text{O}$ foram consumidos, a quantidade de água que sobrou é $5,55 - 3,12 \text{ mol} = 2,43 \text{ mol}$.

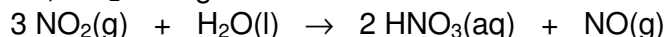
Exercícios:

01.O butano, C_4H_{10} , queima no oxigênio do ar dando dióxido de carbono e água.



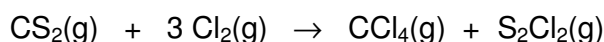
Qual a quantidade (em mols) de dióxido de carbono produzida na queima de 0,15 mol de C_4H_{10} ? [Resposta: 0,6 mols]

02.O ácido nítrico, HNO_3 , é fabricado no processo Ostwald, pela reação entre o dióxido de nitrogênio, NO_2 e a água.



Quantos gramas de dióxido de nitrogênio são necessários, nesta reação, para se terem 5,00 g de HNO_3 ? [Resposta: 5,48 g]

03.A seguinte reação é usada para se obter tetracloreto de carbono, CCl_4 , solvente e matéria-prima na fabricação de refrigerantes e propelentes de aerossóis fluorcarbonados.



Calcule os gramas de dissulfeto de carbono, CS_2 , necessários para a reação, em escala de laboratório, com 62,7 g de cloro, Cl_2 . [Resposta: 22,4 g]

04.Quando o pentóxido de dinitrogênio, N_2O_5 , sólido branco, é aquecido, há decomposição e formam-se dióxido de nitrogênio e oxigênio.



Se uma amostra de N_2O_5 produz 1,618 g de O_2 , quantos gramas de NO_2 serão também formados? [Resposta: 9,304 g]

05. O fósforo branco, P_4 , é preparado pela fusão do fosfato de cálcio, $Ca_3(PO_4)_2$, com o carbono, C e areia, SiO_2 , num forno elétrico.



CO(g)

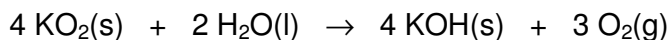
Quantos gramas de fosfato de cálcio são necessários para dar 5,00 g de fósforo? [Resposta: 25 g]

06.As soluções de hipoclorito de sódio, $NaClO$, são vendidas como alvejantes (água sanitária). São preparadas pela reação entre o cloro e o hidróxido de sódio.



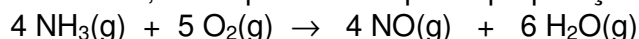
Se o cloro gasoso, Cl_2 , for borbulhado através de solução com 5,42 g de $NaOH$, quantos gramas do gás podem reagir? [Resposta: 4,81 g]

07.O superóxido de potássio, KO_2 , é usado em máscaras de respiração para gerar oxigênio.



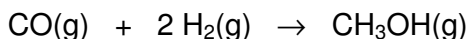
Se o recipiente da reação contiver 0,15 mol de KO_2 e 0,10 mol de H_2O , qual o reagente limitante? Quantos mols de oxigênio podem ser produzidos? [Resposta: O reagente limitante é KO_2 e 0,11 mols de O_2 podem formar-se.]

08.Grandes quantidades de amônia são queimadas na presença de catalisador de platina, para dar óxido nítrico, como primeira etapa na preparação do ácido nítrico.



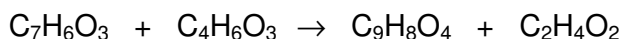
Imaginemos que um vaso tem 0,120 mol de NH_3 e 0,140 mol de O_2 . Qual o reagente limitante? Quantos mols de NO poderiam ser obtidos? [Resposta: O reagente limitante é O_2 e 0,11 mols de NO poderiam ser obtidos.]

09.O metanol, CH₃OH, é preparado industrialmente pela reação catalítica em fase gasosa,



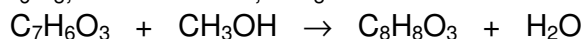
Num ensaio e laboratório, um vaso de reação recebe 35,4 g de CO e 10,2 g de H₂. Quantos gramas de metanol seriam produzidos na reação completa? Que reagente fica inalterado depois de a reação terminar? Quantos gramas deste reagente ficam no vaso? [Resposta: O reagente H₂ fica inalterado depois de a reação terminar, 40,32 g de metanol seriam produzidos na reação completa e 5,1 g de H₂ ficam no vaso.]

10.A aspirina (ácido acetilsalicílico) é preparada pelo aquecimento do ácido salicílico, C₇H₆O₃, com o anidrido acético, C₄H₆O₃. O outro produto da reação é o ácido acético.



Qual a produção teórica, em g, da aspirina, C₉H₈O₄, quando se aquecem 2,00 g de ácido salicílico com 4,00 g de anidrido acético? Se a produção real da aspirina for 2,10 g, qual o rendimento percentual? [Resposta: A produção teórica de aspirina é 2,6 g. O rendimento percentual é 8,1%.]

11.O salicilato de metila (óleo de gualtéria) é preparado pelo aquecimento do ácido salicílico, C₇H₆O₃, com metanol, CH₃OH.

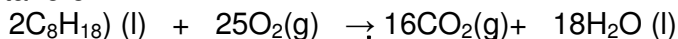


Numa experiência, faz-se a reação entre 1,50 g de ácido salicílico e 11,20 g de metanol. A produção de salicilato de metila, C₈H₈O₃, é um 1,31 g. Qual o rendimento percentual?

[Resposta: 79,4%.]

12. A redução de 15 kg de óxido de ferro III em alto forno produziu 8,8 kg de ferro. Qual é o rendimento percentual de ferro? [Resposta: 83,81%]

13. Uma importante fonte de dióxido de carbono na atmosfera é a gasolina queimada nos automóveis por isso é muito importante saber quanto de CO₂ pode ser produzido por litro de gasolina. A gasolina é uma mistura de hidrocarbonetos, mas um composto representativo é o octano (C₈H₁₈). A equação química para a combustão do octano é



Suponhamos que encontramos, em testes para monitorar o motor de um automóvel, que a combustão de 1,00 L de octano sob várias condições produziu somente 1,14 kg de dióxido de carbono, e não os 2,17 kg previstos. Calcular o rendimento percentual de dióxido de carbono.

[Resposta: 52,2, %]

14.(a) Identifique o reagente limitante na reação $6 \text{Na(l)} + \text{Al}_2\text{O}_3\text{(s)} \rightarrow 2 \text{Al(l)} + 3 \text{Na}_2\text{O(s)}$ quando 5,52 g de sódio são aquecidos com 5,10 g de Al₂O₃. (b) Que massa de alumínio pode ser produzida? (c) Que massa de reagente permanece ao final da reação?

[Resposta: (a) Sódio; (b) 2,16 g de Al; (c) 1,02 g de Al₂O₃]