

TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS:

ASPECTOS QUANTITATIVOS

7

Gianluca C. Azzellini
Guilherme A. Marson
Ana Cláudia Kasseboehmer

7.1 Introdução

7.2 Massas atômicas

7.3 O mol

7.4 Massa molecular

7.5 Pureza das amostras

7.6 Como a quantidade de um reagente pode controlar quantidade do produto formado?

7.7 Equações químicas e cálculos percentuais das reações

Referências

7.1 Introdução

Nesta aula aprenderemos a realizar cálculos em transformações químicas. A estequiometria diz respeito à medição e aos cálculos das quantidades dos elementos presentes nos compostos e nas reações químicas. Portanto, a estequiometria descreve as relações quantitativas entre os elementos constituintes de um composto (estequiometria de composição) e as relações quantitativas entre as substâncias que participam das reações químicas (estequiometria das reações). Esperamos que você aprenda a calcular a quantidade de reagente necessária para obter determinada quantidade de produto e vice-versa, pureza de amostras e rendimento de reação.

7.2 Massas atômicas

Em **Estrutura da Matéria** foi visto que os átomos possuem massa determinada pela massa dos prótons e dos nêutrons presentes em seu núcleo. Cada elemento da tabela periódica apresenta uma massa relativa característica. Para estabelecer uma escala de massas absoluta para os átomos, é necessário definir um padrão com o qual podemos comparar as massas. Atualmente, a referência é a do átomo do isótopo mais abundante do carbono, denominado carbono-12, cujo símbolo é ^{12}C . Associa-se a um átomo deste isótopo exatamente doze unidades de massa. Estas unidades são denominadas de unidades de massa atômica sendo simbolizadas no SI pela letra u. Esta convenção implica em uma unidade de massa atômica ser igual a 1/12 da massa de um átomo de carbono-12.

Nesta terminologia moderna, a massa atômica de um elemento é a massa média dos seus átomos, como aparecem na natureza, em relação ao átomo de carbono 12, que tem 12 unidades de massa. Assim, se a massa média de um determinado elemento é três vezes maior que a do átomo de ^{12}C , a massa atômica deste elemento é 36 u.

Por exemplo, o hidrogênio existente na natureza é uma mistura de dois isótopos ^1H e ^2H cuja abundância percentual é de 99,985 e 0,015, respectivamente. O “átomo médio” de hidrogênio como ocorre na natureza tem massa igual a 0,083992 vez a do átomo de ^{12}C , ou seja, como $0,083992 \times 12,000 \text{ u}$ é igual a 1,0079 u, a massa do hidrogênio é 1,0079 u. Este valor médio é muito próximo da massa atômica do ^1H visto que o hidrogênio de ocorrência natural contém muito pouco do isótopo ^2H .

Outras relações também podem ser estabelecidas. Por exemplo, nesta escala, a massa atômica do oxigênio (O) é 15,9994 u. Isso nos revela que átomos de oxigênio têm quase 16 vezes a massa dos átomos de H.

7.3 O mol

O SI (Sistema Internacional) inclui uma unidade de **quantidade de matéria** porque é importante quantificar o número de partículas ou unidades elementares de uma determinada amostra. Cabe ressaltar que a palavra mol não tem nada haver com moléculas, porém, significa pilha ou grande quantidade.

O mol é definido como a quantidade de substância que contém várias entidades (átomos, moléculas ou outras partículas), como o número de átomos que existe em exatamente 0,012 kg de carbono-12 puro. Muitas experiências têm refinado este número e o valor atualmente aceito é:

$$1 \text{ mol} = 6,0221367 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

Este número, frequentemente arredondado para $6,022 \times 10^{23}$, é denominado de número de Avogadro em homenagem ao químico italiano do século XIX Amadeo Avogadro. Ao utilizarmos o mol é indispensável indicar quais são as unidades elementares que estão sendo contadas. Por exemplo: 1 mol de átomos de hidrogênio, 1 mol de moléculas de nitrogênio, 1 mol de íons Cl^- , 1 mol de núcleos de hélio, 1 mol de elétrons, 1 mol de NaCl , etc. Todas essas quantidades de matéria têm algo em comum: $6,022 \times 10^{23}$, ou seja, o número de Avogadro, de unidades elementares. Sob esse aspecto, o mol é uma unidade de quantidade, como um par, uma dúzia ou um milhar.

O gás hélio existe como átomos de He, portanto um mol de hélio consiste em $6,022 \times 10^{23}$ átomos. Já o gás hidrogênio normalmente existe como moléculas diatômicas, então um mol de hidrogênio corresponde a $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H_2 e $2 \times 6,022 \times 10^{23}$ átomos de H. Cada tipo de átomo, molécula ou o íon tem uma massa definida característica. Segue-se que um mol de uma dada substância pura tem também uma massa definida, independentemente da fonte da amostra. Esta ideia é de importância central em muitos cálculos ao longo do estudo de química e das ciências afins.

O SI nos fornece um padrão relacionado com o isótopo de carbono que tem 6 prótons e 6 nêutrons no núcleo, denominado de ^{12}C , conforme já mencionado, temos a relação:



1 mol de átomos de ^{12}C tem uma massa de exatamente 12 g.
Uma amostra de 12 g de ^{12}C contém exatamente $6,02 \times 10^{23}$ átomos.

A partir deste dado e da massa atômica de cada elemento, podemos saber qual é a massa de um mol de átomos de qualquer elemento, chamado de **massa molar atômica**, que nada mais é que a massa atômica expressa em gramas/mol.

A **Tabela 7.1** nos fornece uma ideia comparativa da magnitude de um mol de alguns elementos:

Tabela 7.1: Valores de massa de um mol de átomos de alguns elementos comuns.

Elemento	Massa de 1 mol	Contém
Carbono	12,0 g de C	$6,02 \times 10^{23}$ átomos de C ou 1 mol de átomos C
Oxigênio	15,9 g de O	$6,02 \times 10^{23}$ átomos de O ou 1 mol de átomos O $3,01 \times 10^{23}$ moléculas de O_2 ou $\frac{1}{2}$ mol de moléculas de O_2 .
Nitrogênio	14,0 g de N	$6,02 \times 10^{23}$ átomos de N ou 1 mol de átomos N
Ferro	55,8 g de Fe	$6,02 \times 10^{23}$ átomos de Fe ou 1 mol de átomos Fe

A seguir, utilizaremos alguns exemplos de como podemos usar o conceito de massa atômica e mol para realizar alguns cálculos.

○○○○○

Exemplos

• EXEMPLO 1

Quantos mols de átomos existem em 145,7 g de cobre?

→ RESOLUÇÃO

A massa atômica do cobre é 63,54 u, o que significa que a massa molar do cobre é 63,54 g/mol. Podemos usar fatores de conversão

$$\frac{1 \text{ mol de átomos de Cu}}{63,54 \text{ g Cu}} \quad \text{ou} \quad \frac{63,54 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol de átomos de Cu}}$$

Usando o primeiro fator de conversão, temos:

$$\text{mol de Cu (?)} = 145,7 \text{ g Cu} \times \frac{1 \text{ mol átomos Cu}}{63,54 \text{ g Cu}} = 2,293 \text{ mols de átomos Cu}$$

- EXEMPLO 2

Quantos átomos de cobre estão contidos nestes 2,293 mols de Cu?

→ RESOLUÇÃO

Um mol contém $6,02 \times 10^{23}$ partículas, e neste caso como estamos interessados em átomos de Cu, $6,02 \times 10^{23}$ átomos de cobre, podemos usar os fatores de conversão:

$$\frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de átomos}} \quad \text{ou} \quad \frac{1 \text{ mol de átomos}}{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos}}$$

Utilizando o primeiro fator de conversão, que é mais conveniente temos:

$$\text{átomos de Cu(?)} = 2,293 \text{ átomos de Cu} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos Cu}}{1 \text{ mol de átomos Cu}} = 1,381 \times 10^{24} \text{ átomos de Cu}$$

○○○○

7.4 Massa molecular

A **massa molecular** (MM) de um composto é a soma das massas atômicas em unidades de massa atômica (u) de todos os átomos da fórmula do composto. O termo “massa molecular” é usado tanto para compostos moleculares como para compostos iônicos.

A massa molecular às vezes é chamada de **peso molecular**, porém não é uma designação correta, porque peso é o produto da massa pela gravidade, logo não deverá ser empregado.

A massa molecular do hidróxido de potássio, KOH, (arredondada para 0,1 u) é obtida da seguinte forma:

Tabela 7.2: cálculo da Massa molecular do KOH.

Átomo	Quantidade de cada tipo de átomo	Massa atômica de cada átomo	Contribuição em massa do elemento
K	1	39,1 u	$1 \times 39,1 \rightarrow 39,1 \text{ u de K}$
H	1	1,0 u	$1 \times 1,0 \rightarrow 1,0 \text{ u de K}$
O	1	16,0 u	$1 \times 16,0 \rightarrow 16,0 \text{ u de K}$
			Massa molecular do KOH = 56,1 u

Agora que aprendemos a definição de massa molecular, vamos calcular a massa molecular do ácido acético, CH_3COOH , usando valores arredondados para as massas atômicas.

○○○○○

Exemplo 3

Qual a massa molecular do CH_3COOH ?

→ RESOLUÇÃO

Tabela 7.3: cálculo da Massa molecular do CH_3COOH .

Átomo	Quantidade de cada tipo de átomo	Massa atômica de cada átomo	Contribuição em massa do elemento
C	2	12,0 u	$2 \times 12,0 \rightarrow 24,0$ u de K
H	4	1,0 u	$4 \times 1,0 \rightarrow 4,0$ u de K
O	2	16,0 u	$2 \times 16,0 \rightarrow 32,0$ u de K
Massa molecular do ácido acético é 60,0 u			

○○○○○

A quantidade de substância, que contém a massa em gramas é numericamente igual à sua massa molecular em unidades de massa atômica u, contém $6,022 \times 10^{23}$ moléculas (ou no caso dos compostos iônicos, as unidades características dos íons) ou um mol de substância. Isso às vezes é chamado de massa molar da substância. A massa molar é numericamente igual à massa molecular e tem unidades de gramas/mol.

Um mol de hidróxido de potássio corresponde então a 56,1 g de KOH e um mol de ácido acético a 60,0 g de CH_3COOH . Um mol de qualquer substância molecular contém $6,02 \times 10^{23}$ moléculas da substância, conforme ilustrado para algumas substâncias na Tabela 7.4.

Tabela 7.4: Relações quantitativas correspondentes a um mol de substâncias moleculares.

Substâncias	Massa molecular	Massa de amostra	Contém
Flúor	37,8	37,8 g F_2	$6,02 \times 10^{23}$ moléculas de F_2 ou 1 mol de moléculas de F_2 (contém $2 \times 6,02 \times 10^{23}$ átomos de F ou 2 mols de átomos de F).
Etanol	46,0	46,0 g $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	$6,02 \times 10^{23}$ moléculas de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ou 1 mol de moléculas de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (contém $2 \times 6,02 \times 10^{23}$ átomos de C e $6 \times 6,02 \times 10^{23}$ átomos de H ou 1 mol de átomos de O)
Ácido clorídrico	36,5	36,5 g de HCl	$6,02 \times 10^{23}$ moléculas de HCl ou 1 mol de moléculas de HCl

Portanto, a correlação entre a massa molecular e a massa molar é de grande utilidade na obtenção de relações quantitativas e deriva do conceito atômico e dos avanços técnicos que permitiram uma determinação mais precisa das massas atômicas através da espectrometria de massa. Veja no exemplo 4 a utilização correta desses conceitos.

○○○○

Exemplo 4

Qual a massa de um milhão (1×10^6) de moléculas de CO_2 ?

→ RESOLUÇÃO

Um mol de CO_2 contém $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2 e equivale a 44,0 g, a sua massa molecular expressa em gramas.

$$\text{g CO}_2(?) = 1,0 \times 10^6 \text{ moléculas CO}_2 \times \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CO}_2} = 7,31 \times 10^{-17} \text{ g CO}_2$$

○○○○

7.5 Pureza das amostras

Em qualquer processo químico a impureza dos reagentes deve ser desprezada, pois, pode haver contaminação do processo ou ainda, formar produtos secundários desnecessários. Assim, quando aparecer impurezas em qualquer reagente, devemos extraí-las dos nossos cálculos e efetuar a estequiometria apenas com os reagentes puros.

Em uma amostra impura o grau de pureza é especificado em porcentagem em massa da substância especificada. Por exemplo, no rótulo do frasco do reagente hidróxido de sódio (NaOH) encontramos a informação de que seu grau reagente é encontrado com 98,2% de pureza em massa. Portanto, concluímos que 1,8% de massa deste reagente, correspondem a impurezas.



Exemplo 5

Calcule a massa de NaOH e de impurezas em 35,8 g de NaOH 98,2% puro.

→ RESOLUÇÃO

A porcentagem de NaOH puro na amostra corresponde a 35,8 g de NaOH em 100 g de amostra, portanto:

$$\text{g NaOH(?)} = 35,8 \text{ g amostra} \times \frac{98,2 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g amostra}} = 35,15 \text{ NaOH}$$

$$\text{g impureza(?)} = 35,8 \text{ g} \times \frac{1,8 \text{ g impureza}}{100 \text{ g amostra}} = 0,64 \text{ g impureza}$$

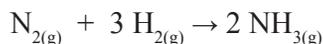


7.6 Como a quantidade de um reagente pode controlar quantidade do produto formado?

Tanto um químico como a natureza ao provocarem uma reação, raramente proporcionam os reagentes numa razão estequiométrica exata. Nos processos industriais, como em geral, o objetivo da reação é obter a maior quantidade possível de um produto útil a partir de certa quantidade de matéria-prima. Muitas vezes se realiza a reação com um grande excesso de reagente para garantir que o reagente mais caro seja completamente convertido no produto desejado.

Ou ainda, em muitas situações, o químico coloca em contato alguns reagentes que estão em quantidades cuja razão molar não concorda com os coeficientes da equação que representa o processo. Aliado a isto temos o fato de que algumas reações são extremamente favorecidas quando um dos reagentes se encontra em excesso estequiométrico. Um exemplo desta situação é o preparo da amônia, NH_3 , a partir dos gases nitrogênio e hidrogênio, seus constituintes.

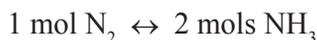
A equação para este processo pode ser representada por:



De acordo com o que vimos nos itens anteriores, os coeficientes dessa equação nos indicam que a 1 mol de N_2 consome 3 de H_2 para formar 2 de NH_3 . Suponhamos uma situação

hipotética onde um químico misturou 4 mols de H_2 e 1 mol de N_2 . Ou seja, temos 1 mol de hidrogênio remanescente. Se utilizarmos todo nitrogênio (1 mol), não poderemos obter nenhuma amônia adicional pois, o nitrogênio limita a quantidade de produto formado na reação, apesar de ainda termos hidrogênio em excesso. Neste caso o H_2 é o reagente em excesso e o N_2 é o reagente limitante.

O cálculo da quantidade máxima de um produto reacional deve ser baseado na equivalência estequiométrica entre este produto e o reagente limitante. No nosso exemplo o nitrogênio sendo o reagente limitante, devemos utilizar a equivalência:

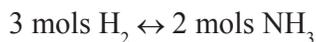


Assim, a partir desta expressão vemos que 1 mol de nitrogênio pode ser utilizado para produzir no máximo 2 mols de amônia.

Suponha que a nossa mistura reacional fosse agora composta por 2 mols de N_2 e 4 mols de H_2 . De acordo com nossa equação temos a seguinte equivalência:



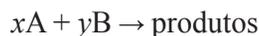
Portanto, para 2 mols de nitrogênio reagirem completamente necessitamos de 6 mols de hidrogênio. No entanto, temos apenas 4 mols. Desta forma, todo hidrogênio será consumido e, portanto, ele agora é o nosso reagente limitante. Podemos calcular a quantidade de amônia formada sabendo que:



$$\text{Logo: } 4 \text{ mols } H_2 \times \frac{2 \text{ mols } NH_3}{3 \text{ mols } H_2} = \text{mols } NH_3 = 2,66 \text{ mols de } NH_3$$

Dos exemplos expostos, fica claro que o reagente limitante não é necessariamente o reagente presente na menor quantidade.

Para resolver problemas de cálculos estequiométricos envolvendo reagentes limitantes é necessário antes conhecer qual reagente está exercendo esse papel. Consideremos uma reação cuja equação equilibrada é representada por:



O fator ou razão estequiométrica é x/y . Devemos inicialmente determinar o número de mols de A e o de B. Depois, encontraremos a razão entre os moles de A e de B, considerando-se suas massas molares. Teremos duas situações possíveis:

- Se a razão mols de A disponíveis / mols de B disponíveis for maior do que x/y , então, o reagente A está em excesso e B será o reagente limitante;
- Se a razão mols de A disponíveis / mols de B disponíveis for menor do que x/y , então, o reagente B está em excesso e A será o reagente limitante.

Uma vez descoberto quem é o reagente limitante, a resolução do problema segue conforme exemplificado anteriormente. Não devemos esquecer de que a quantidade de produto obtido depende da quantidade de reagente limitante. Analisemos um exemplo numérico:

○○○○

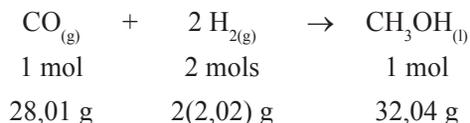
Exemplo 6

O combustível metanol (CH_3OH) pode ser obtido através da reação entre o monóxido de carbono (CO) e o gás hidrogênio (H_2). Considere uma mistura de 475,0 g de CO com 81,0 g de H_2 .

- Qual é o reagente limitante?
- Qual é a massa máxima obtida de metanol?
- Qual é a massa de reagente em excesso depois de o reagente limitante ter sido consumido?

→ RESOLUÇÃO

A equação balanceada para a obtenção do metanol é:



O número de mols de cada reagente é dado segundo as relações estequiométricas:

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mol CO} : 28,01 \text{ g} \\
 x? : 475,0 \text{ g}
 \end{array}$$

$$\text{mols de CO (?) = } 475,0 \text{ g de CO} \times \frac{1 \text{ mol de CO}}{28,01 \text{ g de CO}} = 16,9 \text{ mols de CO}$$

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mol H}_2 : 2,02 \text{ g} \\
 x? : 81,0 \text{ g}
 \end{array}$$

$$\text{mols de H}_2(?) = 81,0 \text{ g de H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de H}_2}{2,02 \text{ g de H}_2} = 40,1 \text{ mols de H}_2$$

- a. Calculemos a razão estequiométrica dos reagentes:

mols de H₂ disponíveis

$$\text{mols de CO disponíveis} = \frac{40,1 \text{ mols de H}_2}{16,9 \text{ mols de CO}} = 2,37 \text{ mols}$$

A razão molar necessária é de 2 mols de H₂ para 1 mol de CO. Portanto, temos mais hidrogênio do que o necessário. Ou seja, ao inverso, não há CO suficiente para combinar-se com todo hidrogênio, e então, o CO é o reagente limitante.

- b. A quantidade máxima formada de metanol pode ser calculada baseada na quantidade de reagente limitante:

1 mol CO	:	1 mol de CH ₃ OH
16,9 mols CO	:	x?

$$\text{mols de CH}_3\text{OH}(?) = 16,9 \text{ mols CO} \times \frac{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol CO}} = 16,9 \text{ mols de CH}_3\text{OH}$$

1 mol CH ₃ OH	:	32,04 g de CH ₃ OH
16,9 mols CH ₃ OH	:	x?

$$m \text{ CH}_3\text{OH}(?) = 16,9 \text{ mols CH}_3\text{OH} \times \frac{32,04 \text{ g CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}} = 541,5 \text{ g de CH}_3\text{OH formados}$$

- c. Para saber a quantidade de H₂ restante, depois de todo o CO ter sido convertido no produto, devemos calcular a quantidade de H₂ que reagiu com a totalidade de CO. Portanto, temos que:

2 mols H ₂	:	1 mol de CO
x?	:	16,9 mols de CO

$$\text{mols H}_2(?) = 2 \text{ mols H}_2 \times \frac{16,9 \text{ mols CO}}{1 \text{ mol CO}} = 33,8 \text{ mols de H}_2 \text{ necessários.}$$

Como 40,1 mols de H₂ estavam presentes e apenas 33,8 mols reagiram com o reagente limitante (CO), restou o excesso de 6,3 mols de hidrogênio. Sabendo que 1 mol de H₂ equivale a 2,02 g de H₂, a quantidade em massa de H₂ pode ser calculada por:

$$m \text{ H}_2 = 6,3 \text{ mols H}_2 \times \frac{2,02 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 12,73 \text{ g de H}_2 \text{ que não reagiram.}$$

○○○○

7.7 Equações químicas e cálculos percentuais das reações

Numa reação química, a quantidade máxima de um produto obtido é denominada de **produção teórica**. Porém em todo processo químico, sempre ocorre perda na separação e na purificação dos produtos. Por melhor que seja o profissional químico, invariavelmente, pequenas quantidades de material serão perdidas nas diversas operações da produção. Desta maneira, a **produção real** de um composto, isto é, a quantidade de material que realmente se obtém no laboratório ou na indústria química, é sempre menor que a produção teórica.

Os motivos para a ocorrência deste fato são vários. Os mais comuns são reações que não se completam, ou seja, os reagentes não são transformados completamente nos produtos; não conseguimos isolar do meio reacional os produtos ou ainda no meio reacional não existe apenas uma reação, mas sim outras reações que competem com a reação de que temos interesse diminuindo assim o rendimento da reação.

Denominamos a razão entre a produção real e a produção teórica de **rendimento percentual**. A eficiência de uma reação química, e das técnicas utilizadas para se obter um composto na forma pura é caracterizada por esta razão.

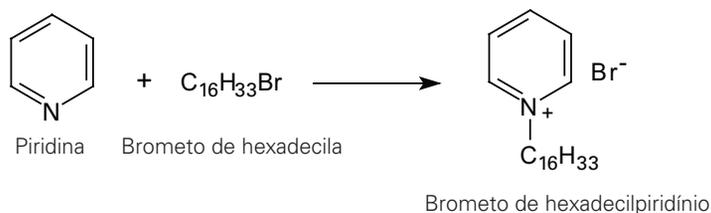
$$\text{Rendimento percentual} = \frac{\text{Quantidade de produto obtido}}{\text{Rendimento teórico do produto}} \times 100\%$$

Vamos agora, através de um exemplo, verificar como se obtém o rendimento percentual para uma reação.

○○○○○

Exemplo 7

A reação de brometo de hexadecila ($C_{16}H_{33}Br$) com piridina (C_5H_5N) forma brometo de hexadecilpiridíneo um antisséptico bucal (também denominado brometo de cetilpiridínio). A reação é ilustrada a seguir:



Ao reagir 42,0 g de piridina (C_5H_5N) com excesso de brometo de hexadecila ($C_{16}H_{33}Br$) foram obtidos 113,3 g de brometo de hexadecilpiridínio ($C_{21}H_{38}BrN$). Qual é o rendimento percentual da formação do antisséptico nesta reação?

→ RESOLUÇÃO

Pela equação vemos que a proporção é de 1:1:1.

Como o enunciado diz que a reação é realizada com excesso de brometo de hexadecila, fica evidente que o reagente limitante é a piridina (C_5H_5N). Logo, devemos basear nossos cálculos neste reagente. O primeiro passo é calcular o rendimento teórico de $C_{21}H_{38}BrN$, ou seja, a massa de $C_{21}H_{38}BrN$ a partir da equação química:

- a. Cálculo da massa molar dos reagentes e produtos envolvidos

Piridina	Brometo de hexadecilpiridínio
1 mol	1 mol
79,1 g	384,4 g

- b. Cálculo do número de mol de piridina que reagiu

Como utilizamos 42,0 g de piridina:

Piridina	
79,1 g	1 mol
42,0 g	x mols

↓

0,53 mols de piridina

Portanto, se o rendimento fosse 100% também teríamos a formação de 0,53 mols do produto já que a proporção é de 1:1.

- c. Cálculo da massa de produto formada teoricamente.

A quantidade esperada em gramas para o brometo de hexadecilpiridínio é:

Brometo de hexadecilpiridínio	
1 mol	384,4 g
0,53 mols	x g?

↓

203,7 g	
---------	--

O segundo passo é calcular o rendimento percentual da reação:
Como no experimento foram obtidas 113,3 g:

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{\text{Rendimento do produto obtido}}{\text{Rendimento teórico do produto}} \times 100\%$$

Brometo de hexadecilpiridínio	
203,3 g	100 %
113,3 g	x %?

↓

55,7%	
-------	--

O rendimento percentual é então de 55,7% da quantidade que seria esperada.



Após ler este texto e assistir a videoaula, responda ao questionário para verificar seu aprendizado.
Bom trabalho!

Referências

- ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3. ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.
- BRADY, J. E., RUSSEL, J. W. & HOLUM, J. R. **Química**: a matéria e suas transformações. 3. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 2002.
- BROWN, T. L.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E. & BURDGE, J. R. **Química**: a ciência central. 9. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M. & WEAVER, G. C. **Química geral e reações químicas**. 6. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2010.

MAHAN, B. M.; MYERS, J. R. **Química**: um curso universitário. São Paulo: Edgard Blücher, 1995.

WHITTEN, K. W.; DAVIS, R. E. & PECK, M. L. **General Chemistry**. 5. ed. New York: Heartcourt College Pub., 1997.