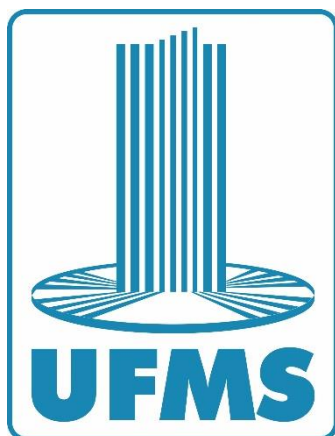




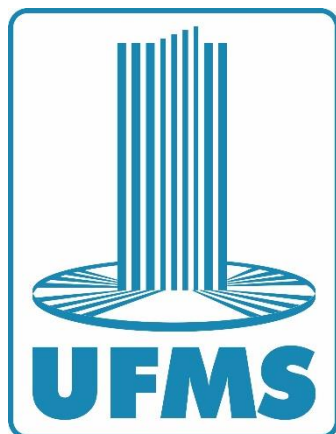
UNIVERSIDADE FEDERAL DE MATO GROSSO DO SUL
CENTRO DE CIÊNCIAS EXATAS E TECNOLOGIA
PROGRAMA DE PÓS-GRADUAÇÃO
MATEMÁTICA EM REDE NACIONAL
MESTRADO PROFISSIONAL

Dirceu Aparecido Borges

PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS EM QUÍMICA: UMA
QUESTÃO DE PROPORCIONALIDADE

Campo Grande - MS

Setembro de 2015



UNIVERSIDADE FEDERAL DE MATO GROSSO DO SUL
CENTRO DE CIÊNCIAS EXATAS E TECNOLOGIA
PROGRAMA DE PÓS-GRADUAÇÃO
MATEMÁTICA EM REDE NACIONAL
MESTRADO PROFISSIONAL

Dirceu Aparecido Borges

PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS EM QUÍMICA: UMA
QUESTÃO DE PROPORCIONALIDADE

Orientadora: Dr^a. Elen Viviani Pereira Spreafico

Trabalho de Conclusão de Curso apresentado ao Programa de Pós-Graduação em Matemática em Rede Nacional do Instituto de Matemática da Universidade Federal de Mato Grosso do Sul - INMA/UFMS, como parte dos requisitos para obtenção do título de Mestre em matemática.

Campo Grande - MS
Setembro de 2015

PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS EM QUÍMICA: UMA QUESTÃO DE PROPORCIONALIDADE

Dirceu Aparecido Borges

Trabalho de Conclusão de Curso submetido ao Programa de Pós-Graduação em matemática em Rede Nacional do Instituto de matemática da Universidade Federal de Mato Grosso do Sul, como parte dos requisitos para obtenção do título de Mestre em matemática.

Aprovado pela Banca Examinadora:

Prof. Dra. Elen Viviani Pereira Spreafico
Universidade Federal de Mato Grosso do Sul
Orientadora

Prof. Dr. Edson Donizete de Carvalho
Faculdade de Engenharia de Ilha Solteira – UNESP
Primeiro Examinador

Prof. Dr. Ivo Leite Filho
Universidade Federal de Mato Grosso do Sul
Segundo Examinador

Campo Grande – MS, 28 de setembro de 2015

DEDICATÓRIA

Dedico este trabalho,
ao meu filho Luis Otávio
("Tavinho")

AGRADECIMENTOS

“Assim resplandeça a vossa luz diante dos homens, para que vejam as vossas obras e glorifiquem a vosso Pai, que está nos céus.” (Mateus 4,16)

À Deus, pelo dom da vida e a força para caminhar no dia a dia, e conseguir vencer mais uma etapa da minha vida.

À minha esposa Carla Simone Mossini, pelo apoio incondicional em todos os momentos de minha trajetória.

Ao meu filho Luis Otávio Mossini Borges, pela sorriso lindo de todas as manhãs.

À Profª Drª Elen Viviani Pereira Spreafico, pela dedicação exímia na orientação deste trabalho, compreensão e paciência.

À diretoria do Centro de Apoio Pedagógico para Atendimento às Pessoas com Deficiência Visual de Mato Grosso do Sul (CAP/DV-MS), pelo apoio dado, principalmente nas horas que precisei me ausentar para me dedicar ao mestrado.

Aos meus companheiros *profmáticos* Roberto e Edilson, pelos momentos que compartilhamos conhecimento, amizade e cooperação mútua.

Aos professores do programa PROFMAT, principalmente na figura do professor Dr. Jair da Silva, pelas sugestões no início da pesquisa.

Ao meu colega de trabalho Jonas, pela ajuda com algumas figuras do trabalho e também por algumas sugestões.

ÍNDICE

ÍNDICE DE ABREVIATURAS & SÍMBOLOS	iii
ÍNDICE DE FIGURAS	iv
ÍNDICE DE TABELAS	v
ÍNDICES DE QUADROS	vi
RESUMO	vii
ABSTRACT	viii
INTRODUÇÃO	01
1. PROPORCIONALIDADE: RAZÕES, PROPORÇÕES, GRANDEZAS PROPORCIONAIS E REGRA DE TRÊS	03
1.1. PRINCIPAIS CONCEITOS ENVOLVENDO A PROPORCIONALIDADE	06
1.1.1. Considerações Acerca dos Conceitos de Razão e Proporção	06
1.1.2. Grandezas Direta e Inversamente Proporcionais	09
1.1.3. Teorema Fundamental da Proporcionalidade	18
1.2. PROPORCIONALIDADE: RAZÕES, PROPORÇÕES E REGRA DE TRÊS	21
1.3. ESTRATÉGIAS DE RESOLUÇÃO DE PROBLEMAS QUE ENVOLVEM A PROPORCIONALIDADE	24
1.3.1. Introdução	24
1.3.2. Tipos de Problemas Relacionados com a Proporcionalidade	27
1.3.3. Estratégias Utilizadas na Resolução de Problemas de Proporcionalidade	30
2. ESTEQUIOMETRIA: A “CIÊNCIA DOS CÁLCULOS QUÍMICOS	34
2.1. CONSTITUIÇÃO DO CONHECIMENTO QUÍMICO	35
2.2. A PROPORCIONALIDADE NOS CÁLCULOS QUÍMICOS	36
2.3. ESTEQUIOMETRIA E A PROPORCIONALIDADE	37
2.4. ENSINO DE ESTEQUIOMETRIA NO ENSINO MÉDIO	40
2.5. CONCEITOS FUNDAMENTAIS NO ENSINO DE ESTEQUIOMETRIA	42

3. PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS	63
3.1. RELAÇÕES QUANTITATIVAS EM NÍVEL	
SUBMICROSCÓPICO: FÓRMULAS E EQUAÇÕES	64
3.2. RELAÇÕES QUANTITATIVAS EXPRESSA PELAS	
LEIS PONDERAIS E VOLUMÉTRICAS DAS	
REAÇÕES QUÍMICA, E A TEORIA ATÔMICA DE	
DALTON	74
3.3. RELAÇÕES QUANTITATIVAS EM PROBLEMAS	
ESTEQUIOMÉTRICOS	86
3.3.1. Relações Estequiométricas Fundamentais	86
3.3.2. Relações Estequiométricas em Compostos Químicos	93
3.3.3. Relações Estequiométricas nas Soluções	97
3.3.4. Relações Estequiométricas nas Reações Químicas	99
3.4. ESTRATÉGIAS DE RESOLUÇÃO DE PROBLEMAS	
ESTEQUIOMÉTRICOS	101
3.4.1. Introdução	101
3.4.2. Estratégias Clássicas de Resolução de Problemas	
Estequiométricos	103
3.4.3. Estratégias Utilizadas Pelos Estudantes na Resolução	
De Problemas Estequiométricos	109
4. PROBLEMAS E ATIVIDADES PROPOSTAS	112
4.1. RETOMANDO O CONCEITO DE GRANDEZAS	
PROPORCIONAIS	112
4.2. RESOLUÇÃO DE PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS	
POR MEIO DO USO DE RÓTULOS DE ALGUNS MATERIAIS	117
4.3. RESOLUÇÃO DE PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS	
DE PROBLEMAS ELEMENTARES	123
4.4. RESOLUÇÃO DE PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS	
POR MEIO DE PLANILHAS ELETRÔNICOS	125
5. CONCLUSÃO	129
6. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS	131

ÍNDICE DE ABREVIATURAS & SÍMBOLOS

AD	Análise Dimensional
c	Concentração em quantidade de matéria
CNTP	Condições Normais de Temperatura e Pressão
CPTP	Condições-Padrão de Temperatura e Pressão
^{12}C	Isótopo de carbono-12
^{28}Si	Isótopo de silício-28
IUPAC	União Internacional de Química Pura e Aplicada
k	Constante de proporcionalidade ou fator de proporcionalidade
m_a	Massa atômica
mol	Unidade da grandeza quantidade de matéria (n)
PR	Proporcional
PCN	Parâmetros Curriculares Nacionais/Matemática
PCNEM	Parâmetros Curriculares Nacionais: Ensino Médio
QNEsc	Química Nova na Escola
RPM	Revista do Professor de Matemática
RQ	Relações em quantidade de matéria
$\propto$	Proporcional a
m	Massa
N_A	Constante de Avogadro
n	Quantidade de matéria
SBM	Sociedade Brasileira de Matemática
SI	Sistema Internacional de Unidades
V_m	Volume molar
u	Unidade de massa atômica
%m	Porcentagem em massa

ÍNDICE DE FIGURAS

Figura 1.1	Representação gráfica de duas grandezas direta e inversamente proporcionais (Adaptado de [25], p.28).	23
Figura 2.1	Os três aspectos do conhecimento).	35
Figura 3.1	Símbolos criados por Dalton para algumas substâncias simples (elementos) e compostas.	80
Figura 3.2	Ilustrações, em escala molecular, da reação de decomposição da água oxigenada. A esferas vermelhas representam os átomos de oxigênio (O), e a esferas brancas os átomos de hidrogênio.	84
Figura 3.3	Esquema representando as relações da grandeza “quantidade de substância” com outras grandezas.	90
Figura 3.4.	Esboço do procedimento utilizado para se calcular a massa de um reagente ou produto em uma reação.	101

ÍNDICE DE TABELAS

Tabela 2.1.	Unidades básicas do Sistema Internacional (SI)	43
Tabela 2.2.	Evolução dos valores da Constante de Avogadro (N_A).	54
Tabela 2.3.	Comparação do volume (V_m) de um gás ideal, nas CNTP (0 °C e 1 atm), com diversos gases reais.	59
Tabela 2.4.	Valores de volume molar (V_m) de um gás ideal.	62
Tabela 3.1.	Diferentes métodos de balanceamentos das equações químicas	67
Tabela 3.2.	Parte da tabela de pesos atômicos de Dalton, publicada em seu livro <i>A New System of Chemical Philosophy</i> , em 1808.	82

ÍNDICE DE QUADROS

Quadro 1.1. Questão sobre proporcionalidade extraída do extinto ENC- Provão.	27
Quadro 1.2. Solução de problema de proporcionalidade direta conforme proposta em [28].	33
Quadro 2.1. Determinação do volume molar de um gás ideal (CNTP).	60
Quadro 3.1. Representação genérica de uma equação química	65
Quando 3.2 Representação da reação de efervescência do carbonato de sódio com ácido clorídrico segundo livro de Cooke (1878).	73
Quando 3.3 Relações de proporcionalidade direta da quantidade de matéria (n) com a massa (m), com o volume (V) e com o número de entidades elementares (N).	89
Quando 3.4 Expressão da composição percentual em massa de um elemento num composto químico.	94
Quadro 3.5 Composição do propano (C_3H_8) em termos da massa de cada elemento.	95
Quadro 3.6 Proporções das massas de reagentes e de produtos numa reação química.	100
Quadro 3.7 Exemplo do uso da estratégia por correspondência.	109
Quadro 3.8 Exemplo do uso da estratégia aditiva.	109

RESUMO

Os problemas estequiométricos tratados na ciência Química envolvem basicamente os conceitos de razão e proporção, e também, englobam diversas relações de proporcionalidade da grandeza quantidade de matéria, por meio de sua unidade o mol, com outras grandezas conhecidas, como a massa e o volume. Dessa forma, buscou-se neste trabalho um tratamento das relações de proporcionalidade nos cálculos estequiométricos, baseado nas ideias de proporcionalidade como, razão, proporção, grandezas proporcionais, propriedades das proporcionalidades direta e inversa e o Teorema Fundamental da Proporcionalidade.

Palavras chave: razão, proporção, proporcionalidade, mol, problemas estequiométricos, relações estequiométricas.

ABSTRACT

The stoichiometric problems treated in science Chemistry basically involving ratio and proportion concepts, and also include various relationships of proportionality of the amount of substance, through its unit the mole, with other known quantities, such as mass and volume. Thus, we sought in this study a treatment of proportionality relations in stoichiometric calculations, stoichiometric relationships, based on the proportionality of ideas like, ratio, proportion, proportionals, properties of forward and reverse proportionalities and the Fundamental Theorem of Proportionality.

Key words: ratio, proportion, proportionality, mole, stoichiometric problems, stoichiometric relationships.

INTRODUÇÃO

“A proporcionalidade é, provavelmente, a noção matemática mais difundida na cultura de todos os povos e seu uso universal data de milênios” (Elon L. LIMA *et al.*)¹

A proporcionalidade é um dos conceitos matemáticos mais presentes na vida das pessoas, [1]. Essa ocorrência, deve-se ao fato de que muitos aspectos da vida cotidiana são regidos de acordo com leis de proporcionalidade, o que torna o desenvolvimento do raciocínio proporcional uma habilidade extremamente importante na interpretação de fenômenos do mundo real, [2], [3].

Diversos tópicos da disciplina de matemática no ensino básico e também do currículo das Ciências, como por exemplo, a Física e a Química, exigem dos estudantes o conhecimento e a compreensão dos conceitos de razão e proporção, e a capacidade de raciocinar proporcionalmente. Dentre os tópicos trabalhados em Matemática, destacam-se escala probabilidade, porcentagem, taxas, trigonometria, equivalência, medições, álgebra e geometria das formas planas; e em Ciências, o cálculo de densidade, concentração de soluções (molaridade)², velocidade, aceleração e força, entre outros, [4]

Vale ressaltar que o conceito de proporcionalidade é muito importante, pois é considerado um pré-requisito para as *relações quantitativas* nas ciências [5]; e o estudo das relações quantitativas é fundamental na ciência Química, onde as noções de razão e proporção devem estar claramente compreendidas pelo estudante.

Dessa forma, nesse trabalho procuramos abordar os cálculos quantitativos (*os cálculos estequiométricos*) em “problemas estequiométricos em Química”, em que se utilizam diversas relações de proporcionalidade.

Dessa forma, o presente trabalho tem como objetivo principal, explorar os conceitos envolvendo a proporcionalidade. E discutir sua aplicabilidade no

¹ Cf. ([12], p. 92).

² A “molaridade”, termo usado para expressar a concentração de uma solução em mol/L. O uso desse termo não é mais recomendado pela IUPAC e foi substituído pela expressão “concentração em quantidade de matéria”.

conteúdo de *estequiometria*, um conteúdo tão imprescindível no estudo da Química no Ensino Médio.

Temos ainda, como proposta de trabalho, fazer um levantamento bibliográfico acerca das estratégias de resolução de problemas envolvendo grandezas proporcionais e cálculos estequiométricos.

Entretanto, para alcançar nossos objetivos, vamos, em primeiro momento, revisar os conceitos principais que envolvem o conteúdo de proporcionalidade, como razão, proporção, “regra de três”, grandezas proporcionais. Posteriormente, discutiremos o Teorema da Proporcionalidade, tão importante quando se discute a relação de duas grandezas proporcionais.

Em segundo momento, levantaremos os conceitos prévios no estudo dos cálculos estequiométricos, como massa atômica, massa molecular, quantidade de matéria, mol, massa molar, constante de Avogadro, balanceamento de equações químicas, relações estequiométricas e estequiometria das reações químicas.

E finalmente, proporemos algumas atividades a serem desenvolvidas no Ensino Médio acerca de estequiometria. Temos como objetivo, propor atividades que permitam diversas situações de aplicação dos conceitos de proporcionalidade, entre elas, que abordem a interpretação de tabelas e gráficos, atividades experimentais e a presença da estequiometria nas atividades humanas, tais como composição dos alimentos e medicamentos, e concentração de produtos domissanitários.

CAPÍTULO 1

PROPORCIONALIDADE: RAZÕES, PROPORÇÕES, GRANDEZAS PROPORCIONAIS E REGRA DE TRÊS

“É tão próprio e conveniente que o professor de Matemática mostre aplicações da Matemática às outras ciências, como é próprio e muitas vezes necessário que professores das outras ciências recordem ou expliquem tópicos de Matemática em suas aulas”

Geraldo Severo de Souza Ávila (1933-2010)³

Conforme mencionamos anteriormente, a proporcionalidade é um dos conceitos matemáticos mais presentes no cotidiano das pessoas; uma vez que encontramos e utilizamos proporções regulamente em nossa vida diária. Na maioria das vezes, utilizamos tais proporções intuitivamente, como as situações em que compramos frutas, por exemplo, a um certo preço por quilograma.

Formalmente, a proporcionalidade é um exemplo simples, porém poderoso, de uma função matemática, com domínio nos reais (a *função linear*), e que pode ser representada por uma equação do tipo $y = kx$ (onde k é uma constante física). Essa representação algébrica da proporcionalidade representa uma grande classe de fenômenos físicos.

Esse conteúdo, conforme mencionado nos Parâmetros Curriculares Nacionais (Matemática), é abordado já no Ensino Fundamental (6º ao 9º ano), destacando-se nos estudos de porcentagem, semelhança de figuras, na matemática financeira, na análise de tabelas, gráficos, funções, e na resolução de problemas multiplicativos, [6].

Enquanto ao Ensino Médio, os documentos oficiais propõem para a iniciação do conteúdo de *Funções*, uma exploração das relações de dependência entre duas grandezas em situações diversas; e a representação gráfica dessas relações, com o registro dos tipos de crescimento (ou decrescimento), [7], [8].

³ Cf. ([20], p.4).

Dessa forma, podemos utilizar a noção de *função linear*, exposta acima, para descrever situações de dependência entre duas *grandezas proporcionais*; o que pode ser feito a partir de situações contextualizadas, e descritas de forma algébrica pela expressão $y = kx$ (com k constante) ou graficamente por uma reta crescente que passa pela origem $(0,0)$. Isso vai de acordo com o que se propõe no documento curricular [8], o de relacionar estreitamente a ideia de crescimento linear (modelo linear $y = kx$) e proporcionalidade direta.

Proposta semelhante a essa, foi constatada por nós, em um livro didático destinado ao Ensino Médio de Matemática, [9]. Nesse livro didático, o autor explora intuitivamente a noção de função, por meio de exemplos envolvendo grandezas que se relacionam proporcionalmente, como por exemplo, a relação do volume em litros de gasolina comprado e o preço a pagar, a medida do perímetro de um quadrado em função da medida de seu lado, entre outros. Ou seja, o autor dessa obra, opta por apresentar o conteúdo de funções como variação de uma grandeza associada à variação de outra grandeza, conforme o trecho destacado por nós a seguir, ([9], p. 32):

O conceito de função está presente sempre que relacionamos duas grandezas variáveis. Vejamos alguns exemplos:

1º) Número de litros⁴ (sic) de gasolina e preço a pagar.

Considere a tabela abaixo que relaciona o número de litros de gasolina comprados e o preço a pagar por eles (em março de 2005).

Números de litros	Preço a pagar
1	2,30
2	4,60
3	6,90
4	9,20
⋮	⋮
40	92,0
x	$2,30 \cdot x$

Observe que o preço a pagar é dado em *função* do número de litros comprados, ou seja, o preço a pagar depende do número de litros comprados.

preço a pagar = R\$2,30 vezes o número de litros comprados ou
 $p = 2,30 \cdot x$ (lei da função ou fórmula matemática da função ou regra da função).

⁴ O termo “número de litros” não é um termo adequado para se referir à grandeza volume, por se tratar de uma expressão ambígua. De modo análogo, não se deve dizer “número de gramas” e nem “número de mols” (Vide observação da página 50 desse trabalho).

2º) Lado do quadrado e o perímetro

Vejamos agora a tabela que relaciona a medida do lado de um quadrado (l) e o seu perímetro (p):

Medida do lado (l)	Perímetro (p)
1	4
2	48
2,5	10
3	12
4,1	16,4
$\vdots$	$\vdots$
l	$4l$

Observe que o perímetro do quadrado é dado em *função* da medida do seu lado, isto é, o perímetro depende da medida do lado. A cada valor dado para a medida do lado corresponde a um único valor de seu perímetro.

perímetro = 4 vezes a medida do lado ou $p = 4 \cdot l$.

[...]

A relação entre *proporcionalidade* e *função linear* tem sido um assunto muito explorado também em obras voltadas para professores da Educação Básica, conforme constatamos em [10], [11] e [12]. Dentre essas obras, publicadas pela Sociedade Brasileira de Matemática (SBM), destaca-se [10], em que a proporcionalidade (entre outros tópicos importantes ensinados nos 8º e 9º anos do Ensino Fundamental) é abordada de forma mais abrangente por esses autores. Eles iniciam essa obra com o tópico proporcionalidade, onde discutem os conceitos de grandezas direta e inversamente proporcionais, e métodos de resolução de problemas envolvendo grandezas proporcionais. Tais conceitos serão abordados mais sistematicamente nesse trabalho ainda no primeiro capítulo.

Ainda, devido à possibilidade de descrever duas (ou mais) grandezas proporcionais por meio de situações contextualizadas, a *proporcionalidade* é um tema muito frequente no Exame Nacional do Ensino Médio (ENEM). Uma análise feita recentemente na prova de matemática do ENEM de 2013, constatou-se que esse tema ocorre com maior frequência (18 das 45 questões), tanto diretamente quanto sob a forma de frações, porcentagens, escalas de mapas ou semelhança de figuras geométricas, [13].

1.1. PRINCIPAIS CONCEITOS ENVOLVENDO A PROPORCIONALIDADE

1.1.1. Considerações Acerca do Ensino dos Conceitos de Razão e Proporção

Os conteúdos de razão e proporção ensinados no Ensino Fundamental, são costumeiramente apresentados em da seguinte maneira: a razão definida como sendo uma fração e a proporção designando a igualdade de duas razões, [5].

Dessa forma, é muito comum os livros didáticos de Matemática do Ensino Fundamental, e também do Ensino Médio, definirem “razão” da seguinte forma: *A razão entre dois números a e b (com $b \neq 0$), é o quociente $\frac{a}{b}$* , conforme análise feita em um determinado volume destinado ao 7º ano de uma coleção de matemática do Ensino Fundamental, [14].

O mesmo foi constatado por nós, em outras obras destinadas à educação básica de matemática. São elas: “Matemática e Realidade” (7º ano), de Iezzi, Dolce e Machado [15]; “Matemática: Ciência e Aplicações”, (1º ano do Ensino Médio), de Iezzi e colaboradores [16]; e “Matemática” (7º ano), dos autores Imenes e Lellis, [17]. Todas elas apresentam a noção de razão relacionada a comparação de duas quantidades por meio da divisão de dois números, corroborando com a observação feita acima. Uma dessas obras, [15], foca-se o conceito de razão apenas no quociente (divisão) de dois números racionais, não fazendo menção a grandezas proporcionais, conforme destacamos a seguir ([15], p. 214):

Como vemos, o quociente de um número por outro serve muito bem para comparações. Em Matemática, o quociente de dois números (ou duas quantidades ou duas medidas) é chamado de *razão*.

Dizemos por exemplo:

a razão de 45 para 30 é $\frac{45}{30}$, (que é igual a 1,5).

Um fato que notamos nas obras [15] e [16], é que os conceitos de *razão* e *proporção* antecedem o conteúdo de *grandezas proporcionais*. Isso se deve ao fato de que as soluções dos problemas envolvendo grandezas proporcionais (ou inversamente proporcionais) são apresentadas lançando mão da regra prática (“regra de três”), em que se usa o algoritmo da *multiplicação cruzada*.

Estratégia essa, focada apenas na concepção de proporção como a igualdade de duas razões.

Na obra “Matemática”, [17], citada também anteriormente, já encontramos um conceito de razão relacionado a duas grandezas; mas, ainda focado na divisão de dois números, o qual descrevemos ([17], p. 277-278):

[...] um dos muitos significados de **razão** é o de uma divisão que relaciona dois números ou duas grandezas e que, de certa forma, permite comparar esses números ou grandezas. Há vários outros exemplos de razão, e você já conhece alguns.

- A **velocidade média** é uma razão: dividimos a distância percorrida pelo tempo gasto.
- A **escala** de um mapa também é uma razão, embora, nesse caso, a divisão seja apenas indicada, isto é, ela não é efetuada. Por exemplo, a escala 1: 2.000.000 é lida como “1 para 2 milhões”.
- Uma razão importante é a **porcentagem**, na qual o segundo número é sempre 100. Por exemplo, 3,5% é o mesmo que $\frac{3,5}{100}$.

Em suma, o conceito de razão apresentado pelos autores dessas obras didáticas, resume-se a fazer comparações entre quantidades ou entre medidas de grandezas, por meio do quociente de dois números, conforme percebemos nos dois trechos destacados anteriores.

Percebe-se ainda, que em um dos exemplos dados no livro [17], os autores apresentam uma certa dificuldade para expressar a escala de um mapa como uma divisão de dois números. Vê-se também que ao citar a porcentagem como exemplo de razão, o autor remete a “razão” como uma “fração”, que é uma relação do tipo parte-todo. Conforme enfatizado, posteriormente por eles (p. 278): “a porcentagem é um recurso eficiente para dar ideia da relação entre a **parte** e o **todo**”. Onde estes citam o seguinte exemplo, o que reforça a ideia de razão como fração ([17], p. 278):

Suponha que você saiba que determinado hospital atendeu, em um ano, 7.550 pessoas com doenças pulmonares, das quais 6.795 eram fumantes. Com esses números, é difícil perceber de imediato se a parte dos fumantes é “grande” ou “muito grande”. Mas, se expressarmos em porcentagem qual parte do todo o número de fumantes representa, fica muito mais fácil interpretar os dados numéricos. Acompanhe:

$$\frac{6.795}{7.550} = 0,9 = \frac{90}{100} = 90\%.$$

Todavia, tal definição, conforme apontado em [14], tomando a razão como uma fração, é pautada principalmente na ideia de razão como sendo um número

e não uma comparação de grandezas [9]. Essa confusão de conceitos, segundo esse autor, surge da origem da palavra “quociente”, que vem do latim *quotiens*, que quer dizer “quantas vezes”, o que representa o resultado de uma divisão entre dois números. Assim, tomando o exemplo citado anteriormente ([15], p. 214) o quociente de 45 por 30, resulta no valor 1,5; e esse número representa quantas vezes se tem 45 em 30.

Destaca-se ainda o cuidado que se deve tomar com a escrita matemática, ressaltando que ao trabalhar com frações, essa não deve ser usada com a mesma nomenclatura de razão, [14]. Retomando a observação feita anteriormente pelos autores em [5] – a razão definida como sendo uma fração e a proporção sendo a igualdade de duas razões – segundo as pesquisas feitas por esses autores, tais definições têm pouco contribuído para desenvolver nos estudantes o raciocínio proporcional, [5].

Entretanto, é importante ressaltar, que o conceito de razão apresentado pelos autores dos livros didáticos citados anteriormente, trata-se mais de uma relação do que uma definição. A razão embora não seja um número, é designada mediante um número. Essa diferença, ainda que seja de natureza quase filosófica, é importante, [18].

Para ficar mais clara a afirmação feita acima pelos pesquisadores em [18], tomemos, por exemplo, o conceito de densidade. A *densidade* (d) é uma grandeza que expressa a relação entre duas grandezas proporcionais, a massa (m) e o volume (v) de materiais e substâncias, e que é determinada pela equação $d = m/v$. No entanto, essa equação não deve ser usada como definição de densidade, mas como uma maneira de expressar essa grandeza, que indica quanto há de massa por unidade de volume de um dado material ou substância.

A observação feita acima em [18], se faz necessária, pois as relações entre grandezas proporcionais podem ser expressas pelo quociente de suas medidas, que são números reais. Há situações em que podemos definir a razão de duas grandezas de mesma espécie, como segmentos, ou áreas ou volumes ou massas, etc. Tomemos, por exemplo, a *razão de semelhança*⁵, razão k

⁵O quociente comum entre as medidas dos lados correspondentes é chamado também de *razão de proporcionalidade* entre dois triângulos semelhantes.

constante, que existe entre as medidas de dois lados correspondentes de triângulos semelhantes e as *razões trigonométricas*, razões que envolvem as medidas dos lados de um triângulo retângulo.

Além disso, há também grandezas que são expressas pela razão de duas outras, como por exemplo, a densidade, citada anteriormente, a velocidade média, a massa molar, a concentração etc. Isso será muito útil quando definirmos algumas grandezas químicas e expressarmos as relações de proporcionalidades aplicadas aos cálculos químicos.

Assim, acreditamos que os conceitos de *razão* e *proporção* devam ser trabalhados dentro do contexto da proporcionalidade, que envolvem as grandezas proporcionais. Destaquemos, por exemplo, uma atividade proposta na pesquisa feita em [5]; que consistia em medir seis bastões com tamanhos diferentes e suas respectivas sombras quando estes eram fixados verticalmente, e em seguida os alunos determinavam o quociente entre o comprimento de cada bastão e as suas respectivas sombras. Posteriormente, esses estudantes foram instruídos a localizarem no plano cartesiano os respectivos pares (comprimento do bastão: comprimento da sombra projetada), e verificarem se esses pontos pertenciam a uma reta, e que passasse pela origem.

Desenvolvendo essa atividade com estudantes da 7ª série (atual 8º ano) do Ensino Fundamental, envolvendo duas grandezas proporcionais, *comprimento do bastão* e o *comprimento da sombra projetada*, os autores procuraram explorar, por exemplo, um aspecto muito importante do conceito de proporcionalidade: a identificação da proporcionalidade como uma relação de *razão constante*. Discutiremos acerca desse aspecto posteriormente, quando tratarmos do conceito de proporção (Seção 1.2).

1.1.2. Grandezas Direta e Inversamente Proporcionais

Com base no que foi exposto anteriormente, procuremos nesse trabalho, desenvolver os conceitos de “razão” e “proporção”, a partir da ideia básica de proporcionalidade. Temos como ponto de partida, um conceito fundamental, o de *grandezas proporcionais*. Na formulação dos principais conceitos relacionados com o conteúdo proporcionalidade, foram revistos a obras [10], [11]

e [12], citadas anteriormente, e o artigo [19], publicado na Revista do Professor de Matemática (RPM).

Posteriormente, sistematizaremos as relações de proporcionalidade entre duas grandezas, por meio do Teorema da Proporcionalidade.

Sendo assim, começamos definindo o conceito de grandezas direta e inversamente proporcionais. Essa definição inicial, adaptada da encontrada em [12], é apenas um indicativo de quando ocorre uma proporcionalidade direta e inversa entre duas grandezas.

Definição 1. Duas grandezas são *diretamente proporcionais* quando ao multiplicarmos uma delas por um certo número positivo, designemos aqui por c , a outra também fica multiplicada por este número c . Por outro lado, as grandezas são ditas *inversamente proporcionais* quando ao multiplicarmos uma delas por um número c , a outra fica dividida por esse número c .

Assim, sempre que há uma proporcionalidade direta entre duas grandezas, toda vez que uma grandeza fica multiplicada (ou dividida) por um número c , a outra grandeza também fica multiplicada (ou dividida) por esse número c . Posteriormente, com a exposição do Teorema Fundamental da Proporcionalidade (vide Subseção 1.1.3), lançaremos mão da linguagem matemática de função para expressar mais sistematicamente essa noção de proporcionalidade direta.

Todavia, precisamos identificar a lei de formação que exprime a relação de proporcionalidade entre duas grandezas ditas proporcionais, dessa forma usemos uma definição adaptada da proposta em [19].

Sejam x , y dois tipos de grandezas.

Definição 2. Diz-se que duas grandezas x e y são **diretamente proporcionais**, se estiverem relacionadas da seguinte maneira: $y = kx$ (ou $k = \frac{y}{x}$). Onde k é uma constante positiva, denominada *constante de proporcionalidade*⁶. Nessa situação dizemos que a grandeza y é diretamente proporcional à grandeza x .

⁶ Lima et al., [10], [11] e [12], designam a constante k de *fator de proporcionalidade*.

Assim, podemos dizer que quando a grandeza y é proporcional à grandeza x equivale a afirmar que existe uma constante de proporcionalidade k (ou fator de proporcionalidade), tal que $y = kx$.

Tomemos por exemplo, a relação entre a medida do lado de um quadrado (l) e seu perímetro (p), $p = 4 \cdot l$, dado anteriormente pelo livro didático em [9]. Dessa forma, com base na afirmação anterior, o perímetro e o lado são grandezas diretamente proporcionais, onde a *constante de proporcionalidade* entre essas grandezas vale $k = 4$.

Analogamente, podemos definir também, de acordo com a proposta em [19], a relação de proporcionalidade inversa de duas grandezas.

Definição 3. Diz que duas grandezas x e y são **inversamente proporcionais** se $y = k/x = k \left(\frac{1}{x}\right)$ ou $xy = k$, onde k é uma constante positiva (constante de proporcionalidade). Assim, a igualdade $y = k/x = k \left(\frac{1}{x}\right)$ significa que y é inversamente proporcional a x se, e somente se, y é diretamente proporcional a $1/x$.

A União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) recomenda em ([20], p. 105), os seguintes símbolos matemáticos para expressar uma relação de proporcionalidade: $\propto$ ou $\sim$ (*proportional to*), que se lê “é proporcional a”. Por ser mais corriqueiro em Ciências como a Física e a Química, será usado neste trabalho símbolo $\propto$, para expressar uma relação de proporcionalidade. Assim, a declaração “ y é proporcional a x ”, pode ser escrita simbolicamente como $y \propto x$. De modo análogo, “ y é inversamente proporcional a x ” pode ser escrita como $y \propto 1/x$. Observa-se, conforme a Definição 3, que essa última declaração também pode ser lida como “ y é diretamente proporcional a $1/x$ ”.

As proporcionalidades direta e inversa entre duas grandezas, que acabamos de definir acima, gozam de propriedades importantes e úteis, dadas nas proposições a seguir, [21]:

Proposição 1. Dados três tipos de grandezas x , y e z , tem-se:

PD₁) Reflexividade: $x \propto x$.

PD₂) Simetria: Se, $y \propto x$, então $x \propto y$.

PD₃) Transitividade: Se, $y \propto x$ e $x \propto z$, então $y \propto z$.

Proposição 2. Dados três tipos de grandezas x , y e z , tem-se:

Pl₁) A afirmação $y \propto 1/x$ é equivalente a igualdade $xy = k$.

Pl₂) Se, $y \propto 1/x$, então $x \propto 1/y$.

Pl₃) Se, $y \propto 1/x$ e $x \propto 1/z$, então $y \propto z$.

Primeiramente, demonstremos as três propriedades formais da proporcionalidade direta, que resultam da Definição 2 entre duas grandezas diretamente proporcionais.

Demonstração.

PD₁) O resultado é imediato, pois $x = 1 \cdot x$. Logo, $x \propto x$, onde a constante de proporcionalidade $k = 1$.

PD₂) Se $y \propto x$, então existe uma constante k positiva tal que $y = k \cdot x$. Assim, segue que $x = \frac{1}{k} \cdot y$. Logo, $x \propto y$, ou seja, $x = k' \cdot y$, com a constante de proporcionalidade $k' = 1/k$.

PD₃) Se $y \propto x$ e $x \propto z$, então existem, respectivamente, constantes positivas k_1 e k_2 tais que $y = k_1 \cdot x$ e $x = k_2 \cdot z$. Segue, então que $y = k_1 \cdot (k_2 \cdot z) = k_1 k_2 \cdot z$. Logo, $y \propto z$, ou seja, $y = k' \cdot z$, com a constante de proporcionalidade $k' = k_1 k_2$.

Observando a demonstração da Propriedade 2 acima, notemos que tanto a constante de proporcionalidade k quanto seu recíproco⁷ $k' = 1/k$, embora tenham valores diferentes, ambos representam a relação de proporcionalidade que há entre as grandezas x e y . Posteriormente, na seção 1.3 deste capítulo, discutiremos este aspecto, bem como, algumas aplicações ilustrando as propriedades 2 e 3 da proporcionalidade direta.

Provaremos agora, as três propriedades fundamentais de proporcionalidade inversa listadas nesse trabalho, que resultam da Definição 3 de duas grandezas inversamente proporcionais.

⁷ Dois números, a e b , com $a, b \neq 0$, são **recíprocos** um do outro se $a \cdot b = 1$. Assim, o recíproco do valor de k é $1/k$, pois $k \cdot 1/k = 1$. De modo mais sistemático, tem-se que a operação de multiplicação nos $\mathbb{R}$ satisfaz o axioma da “Existência de Inverso Multiplicativo”: se $a \in \mathbb{R}$, $a \neq 0$ então existe $b \in \mathbb{R}$ tal que $a \cdot b = 1$. O inverso multiplicativo de $a \in \mathbb{R}$, $a \neq 0$, é único e, usualmente, é denotado por a^{-1} .

Demonstração.

Pl₁) De fato, se $y \propto 1/x$, existe uma constante k positiva tal que $y = k/x$, ou seja,

$$y \propto 1/x \Leftrightarrow y = \frac{k}{x} \Leftrightarrow xy = k.$$

Pl₂) Se $y \propto 1/x$, então existe uma constante k positiva tal que $y = k/x = k \left(\frac{1}{x}\right)$, que é equivalente a dizer que, y é diretamente proporcional a $1/x$. Dessa forma, com base no resultado da propriedade (PD₂), tem-se que $1/x$ é diretamente proporcional a y ; que resulta $\frac{1}{x} = \frac{1}{k} \cdot y$, com constante de proporcionalidade $1/k$.

Segue, então que:

$$\frac{1}{x} = \frac{y}{k} \Leftrightarrow x = \frac{k}{y} = k \left(\frac{1}{y}\right)$$

Logo, $x \propto 1/y$, ou seja, $x = k \left(\frac{1}{y}\right) = \frac{k}{y}$, com a constante de proporcionalidade k .

Pl₃) Se $y \propto 1/x$ e $x \propto 1/z$, então existem, respectivamente, constantes positivas k_1 e k_2 tais que $y = k_1 \cdot 1/x$ e $x = k_2 \cdot 1/z$. Do resultado da propriedade (Pl₂), segue que $x = k_1 \cdot 1/y$, e comparando com a igualdade $x = k_2 \cdot 1/z$, resulta:

$$k_1 \cdot \frac{1}{y} = k_2 \cdot \frac{1}{z} \Leftrightarrow \frac{1}{y} = \frac{k_2}{k_1} \cdot \frac{1}{z} \Leftrightarrow y = \frac{k_1}{k_2} \cdot z.$$

Logo, $y \propto z$, ou seja, $y = k' \cdot z$, com a constante de proporcionalidade $k' = k_1/k_2$.

Diferentemente da Propriedade 2 de proporcionalidade direta (PD₂), as relações $y \propto 1/x$ e $x \propto 1/y$, conforme notamos na demonstração de Pl₂, são representadas pela mesma constante de proporcionalidade k , isto é, $y = k/x$ e $x = k/y$.

Vamos explorar agora a Lei de Boyle que fornece um bom exemplo de proporcionalidade inversa. Essa é uma das “leis dos gases”, utilizadas para prever as propriedades físicas dos gases e que são objetos de estudo da Física e da Química. A compreensão dessas leis requerem o uso das ideias de proporcionalidade inversa e direta, descrita anteriormente nessa seção.

Segundo os autores do livro-texto “Princípios de Química”, muito usado no meio acadêmico, as “leis dos gases” correspondem particularmente, à variação da pressão com o volume e a temperatura, [22]. Segundo esses autores, “as primeiras medidas confiáveis das propriedades dos gases foram feitas pelo cientista anglo-irlandês Robert Boyle (1627-1691), em 1662, ao realizar experimentos para estudar o efeitos da pressão sobre o volume”, ([22], p.138).

Ainda, de acordo com esses autores, o experimento de Boyle consistia em aprisionar uma quantidade de ar na parte fechada de um longo tubo de vidro em forma de **J**, no qual derramou mercúrio pelo lado aberto do tubo. Boyle verificou que quanto mais mercúrio ele adicionava, mais o gás era comprimido, ou seja, o “peso” do mercúrio adicional comprimia o ar aprisionado e seu volume diminuía⁸. Com base nesse resultado experimental, ele concluiu que o volume de uma quantidade fixa de gás (nesse caso o ar) diminui quando a pressão exercida sobre ele aumenta.

Em suma, Boyle descobriu que o volume dos gases variava inversamente à pressão exercida sobre ele, ou mais precisamente, o volume variava com a pressão segundo uma relação de proporcionalidade inversa simples. Essa relação, passou a ser chamada de **Lei de Boyle**.

A *Lei de Boyle* é enunciada da seguinte maneira: “para uma quantidade fixa de gás em temperatura constante, o volume (V) é *inversamente proporcional* à pressão (P)”⁹. Assim, a *Lei de Boyle* pode ser escrita como:

$$V \propto \frac{1}{P}.$$

E como temos uma proporcionalidade, essa lei pode ser escrita mais simplesmente, como:

⁸ Os dados obtidos por Boyle em seu experimento, é descrito com mais detalhes pelos autores por meio de dois problemas propostos no final do capítulo sobre gases ([22], p. 164); onde destacam os valores da pressão, dada em polegadas de mercúrio (polHg) e o volume de gás, expresso por meio da altura do espaço de ar, dado em polegadas (pol).

⁹ Segundo o historiador da Ciência Isaac Asimov em [23], Boyle não especificou que a temperatura deveria se manter constante para que a lei em questão fosse válida. Quem especificou que a temperatura devesse ser mantida constante foi o físico Edme Mariotte (1630-1684), que em 1676, que independentemente, chegou ao mesmo resultado de Boyle.

$$V = \frac{k}{P} = k \left(\frac{1}{P} \right),$$

ou equivalentemente,

$$P \cdot V = k, \quad \text{onde } k \text{ é constante.} \quad (1.1)$$

Descrevemos agora a Lei de Charles e Gay-Lussac, estabelecida em 1787, e que descreve a variação do volume em função da variação da temperatura.

Os cientistas franceses Jacques Alexandre César Charles (1746-1823) e Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) levaram a cabo várias experiências com o objetivo de melhorar o desempenho de seus balões. Eles descobriram que, mantendo a pressão constante, o volume de um gás aumenta na mesma proporção que a temperatura, [22].

Dessa forma podemos enunciar a **Lei de Charles e Gay-Lussac** da seguinte maneira: “para uma quantidade fixa de gás à pressão constante, o volume (V) é *diretamente proporcional* à sua temperatura absoluta (T)”. Se usarmos a temperatura absoluta, T , podemos escrever a Lei de Charles como:

$$V \propto T.$$

Dessa forma, essa lei pode ser representada da seguinte forma:

$$V = kT, \quad \text{onde } k \text{ é constante.} \quad (1.2)$$

De forma semelhante, “a pressão (P) de uma certa quantidade de gás, sob volume constante, é diretamente proporcional à sua temperatura termodinâmica (T)”. Dessa forma, temos que:

$$P \propto T.$$

E como temos uma proporcionalidade, segue que:

$$P = kT, \quad \text{onde } k \text{ é constante.} \quad (1.3)$$

Percebe-se nas três “leis dos gases” abordadas anteriormente, das três variáveis, volume (V), pressão (P) e temperatura absoluta (T), temos alterada duas variáveis, enquanto a outra é mantida constante.

Às vezes temos mais de duas grandezas envolvidas num determinado problema. Consideremos, por exemplo, uma grandeza w que dependa de outras três grandezas, digamos x, y e z . Então, temos a definição.

Definição 4. (Grandeza proporcional a várias outras) Diz-se que w é proporcional a x, y e z quando, é proporcional ao produto xyz , ou seja, quando $w = k \cdot xyz$, sendo k um valor positivo constante.

Alternativamente, conforme se propõem em ([10], p.12), a Definição 4 pode ser enunciada também da seguinte maneira: “diz-se que w é proporcional a x, y e z quando, mantendo fixas duas quaisquer dessas grandezas, w for proporcional à grandeza restante”.

Mais geral, segue a definição, proposta também em [19].

Definição 5. (Grandezas direta ou inversamente proporcionais a várias outras) Se várias variáveis, digamos, x, y, z, w, r e s estão relacionadas por uma equação do tipo

$$w = k \frac{xyz}{rs},$$

onde k é constante, então dizemos que w é diretamente proporcional a x , a y e a z ; e inversamente proporcional a r e s . Reciprocamente, se w é uma grandeza diretamente proporcional às grandezas x, y e z e inversamente proporcional a r e s , então temos que $w = kxyz/rs$.

Essa última definição, conforme apontada em [19], contém as definições anteriores 2 e 3. Pois, ao relatarmos, por exemplo, que w é proporcional a x , estamos supondo as demais grandezas fixas; logo $w = cx$, onde c é constante,

que corresponde à Definição 2. Por outro lado, quando relatamos que w inversamente proporcional a r , por exemplo, supomos as demais grandezas fixas, de modo que teríamos $w = c'/r$, onde c' é constante., situação correspondente à Definição 3.

A Definição 5 pode ser muito útil para escrever expressões matemáticas de leis da Física e Química, que muitas vezes, descrevem relações de proporcionalidade direta ou inversa entre grandezas, conforme uma série de exercícios propostos em [12], (p. 105). São explorados também vários exemplos dessas descrições, em dois artigos publicados na RPM, encontrados em [19] e [28].

Um exemplo de expressão matemática de que descreve relações de proporcionalidade direta e inversa, é a **Lei Geral dos Gases**. Se combinarmos a *Lei de Boyle* (1) com a *Lei de Charles e Gay-Lussac* (2), constatamos que o volume é inversamente proporcional à pressão e diretamente proporcional à temperatura, ou seja:

$$V \propto \frac{T}{P}.$$

Assim, essa lei pode ser escrita como:

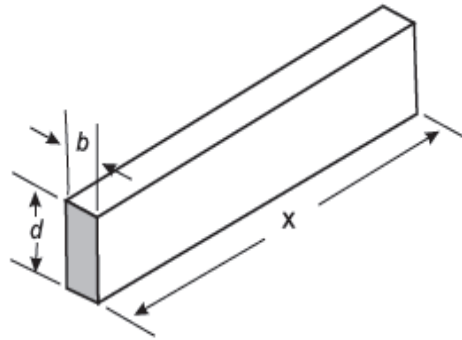
$$V = k \frac{T}{P} = k \left(\frac{T}{P} \right).$$

Ou ainda,

$$\frac{PV}{T} = k, \quad \text{onde } k \text{ é constante.} \quad (1.4)$$

A seguir, apresentamos um exercício do ENEM, semelhante àqueles propostos em [12], que explora a Definição 4.

Exemplo 1.1. (ENEM/2012) A resistência mecânica S de uma viga de madeira, em forma de um paralelepípedo retângulo, é diretamente proporcional à sua largura (b) e ao quadrado de sua altura (d) e inversamente proporcional ao quadrado da distância entre os suportes da viga, que coincide com o seu comprimento (x), conforme ilustra a figura. A constante de proporcionalidade k é chamada de resistência da viga.



BUSHAW, D. et al. Aplicações da matemática escolar. São Paulo: Atual, 1997.

Qual a expressão que traduz a resistência S dessa viga de madeira?

Solução 1.1. A resposta segue imediatamente da Definição 4. Dessa forma, de acordo com o enunciado, a expressão da resistência S é dada por:

$$S = k \frac{bd^2}{x^2}.$$

1.1.3. Teorema Fundamental da Proporcionalidade

Vejamos agora o Teorema da Proporcionalidade, que em suma caracteriza a proporcionalidade como uma função linear constante, restrita nos $\mathbb{R}^+$, [12]. Como estamos considerando apenas grandezas que têm medidas positivas, então lançaremos mão de um conceito de proporcionalidade que leva em consideração apenas números reais positivos¹⁰.

Teorema 1. (Teorema Fundamental da Proporcionalidade). Se $f: \mathbb{R}^+ \rightarrow \mathbb{R}^+$ é uma função crescente tal que $f(nx) = n \cdot f(x)$ para todo $x \in \mathbb{R}^+$ e todo $n \in \mathbb{N}$, então $f(cx) = c \cdot f(x)$ para quaisquer x e c em $\mathbb{R}^+$.

De acordo com o enunciado desse Teorema, uma proporcionalidade é uma função $f: \mathbb{R}^+ \rightarrow \mathbb{R}^+$, que goza das seguintes propriedades:

- (1) $x < x' \Rightarrow f(x) < f(x')$;
- (2) $f(nx) = n \cdot f(x)$ para todo $n \in \mathbb{N}$ e todo $x \in \mathbb{R}^+$.

¹⁰ O Teorema da Proporcionalidade mais abrangente, que vale para uma função $f: \mathbb{R} \rightarrow \mathbb{R}$, crescente, escrevendo $n \in \mathbb{Z}$ em vez de $n \in \mathbb{N}$; bem como sua demonstração, pode ser encontrado em [12].

A propriedade (2) pode ser uma ferramenta muito útil na constatação da proporcionalidade entre duas grandezas x e y . Para saber se y é diretamente proporcional a x , basta verificar que, substituindo-se x por nx , com $n \in \mathbb{N}$, y fica substituído por ny .¹¹

Demonstração. Temos por hipótese, que $f(nx) = n \cdot f(x)$, quando n é natural. Queremos provar, a partir daí, que $f(cx) = c \cdot f(x)$, para todo $c \in \mathbb{R}^+$. Em primeiro lugar, vamos provar que $f(rx) = r \cdot f(x)$, quando r é um número racional; ou seja, $r = p/q$, com $p, q \in \mathbb{N}$, e todo $x \in \mathbb{R}^+$. Que pode ser feito, pela propriedade (2), da seguinte forma:

$$q \cdot f\left(\frac{p}{q} \cdot x\right) = f\left(q \cdot \frac{p}{q} \cdot x\right) = f(px) = p \cdot f(x),$$

logo, $q \cdot f\left(\frac{p}{q} \cdot x\right) = p \cdot f(x)$, ou seja, $f\left(\frac{p}{q} \cdot x\right) = \frac{p}{q} \cdot f(x)$.

Assim, a igualdade $f(rx) = r \cdot f(x)$, é válida quando c é racional.

No entanto, queremos provar que a igualdade $f(cx) = c \cdot f(x)$ vale para qualquer número real c , seja racional ou irracional. Agora para provar essa igualdade no caso de c irracional, usaremos uma demonstração por absurdo.

Suponhamos, por absurdo, que exista um $c > 0$ irracional tal que $f(cx) \neq c \cdot f(x)$ para algum $x \in \mathbb{R}^+$. Assim, temos duas possibilidades: $f(cx) < c \cdot f(x)$ ou $f(cx) > c \cdot f(x)$. Consideremos o caso $f(cx) < c \cdot f(x)$, então temos $f(cx)/f(x) < c$, pois $f(x) \in \mathbb{R}^+$. Então, tome um número racional $r < c$ muito próximo de c , de modo que $f(cx)/f(x) < r < c$. Segue disso, $f(cx) < r \cdot f(x) < c \cdot f(x)$, mas como r é racional, vale a igualdade $f(rx) = r \cdot f(x)$, e portanto, $f(cx) < f(rx) < c \cdot f(x)$. Por outro lado, como $r < c$, segue que $rx < cx$, pois $x \in \mathbb{R}^+$, que pela propriedade (1) acarretaria $f(rx) < f(cx)$, o que é uma contradição. De modo análogo segue que $f(cx) > c \cdot f(x)$. Portanto, devemos ter $f(cx) = c \cdot f(x)$ para quaisquer x e c em $\mathbb{R}^+$.

¹¹ Analogamente, para constatar que y é inversamente proporcional a x , se substituirmos x por nx , y fica substituído por y/n .

Corolário 1. Se $f: \mathbb{R}^+ \rightarrow \mathbb{R}^+$ é uma proporcionalidade então tem-se, para todo $x > 0$, $f(x) = ax$, onde $a = f(1)$. O coeficiente a é chamado de fator de proporcionalidade.

Demonstração. De fato, pelo Teorema Fundamental da Proporcionalidade, tem-se que $f(xc) = x \cdot f(c)$ para quaisquer x e c em $\mathbb{R}^+$. Em particular, tomando $c = 1$, obtém-se dessa igualdade que $f(x \cdot 1) = x \cdot f(1) = x \cdot a = ax$, onde $a = f(1)$.

O fato de termos comprovado que a igualdade $f(cx) = c \cdot f(x)$, vale para todo $c \in \mathbb{R}^+$, ajuda-nos a entender alguns exemplos de proporcionalidade que ocorrem em geometria, onde essa proporcionalidade envolve um valor de c irracional. Como ocorre em uma circunferência com comprimento C e diâmetro D , em que o comprimento é diretamente proporcional ao diâmetro, de modo que pela Definição 1 temos uma *constante de proporcionalidade*, o número π , tal que $C = \pi \cdot D$. Ou mesmo em um quadrado de lado ℓ , onde o comprimento da diagonal d é dado pela expressão $d = \sqrt{2} \cdot \ell$, assim, a diagonal de um quadrado é proporcional ao lado.

Vamos agora, ver o conceito de função linear dado em [12].

Definição 5. Um função $f: \mathbb{R} \rightarrow \mathbb{R}$ definida por $f(x) = ax$, com $a \in \mathbb{R}$, é chamada de *função linear*.

Dessa forma, quando a constante é positiva, ou seja, $a > 0$, a função linear transforma um número real positivo x no número real ax , o que define, com essa restrição, uma proporcionalidade $f: \mathbb{R}^+ \rightarrow \mathbb{R}^+$. Essa afirmação é recíproca àquela feita no início do enunciado do Teorema Fundamental da Proporcionalidade, ou seja, a que toda proporcionalidade é a restrição de uma função linear nos $\mathbb{R}^+$.

1.2. PROPORCIONALIDADE: RAZÕES, PROPORÇÕES E REGRA DE TRÊS

Retomando as considerações feitas na subseção 1.1.1., sobre razão e proporção, reforçamos que, ao se estudar os tópicos *razões* e *proporções*, tomando como base a sequência metodológica clássica: a *razão* como simplesmente uma divisão de dois números (a/b) $\rightarrow$ a *proporção* como a igualdade de duas razões ($a/b = c/d$) $\rightarrow$ aplicação da “multiplicação em cruz” ($a \cdot d = b \cdot c$) na regra de três; é ultrapassado [19]; e ainda, pouco contribui no desenvolvimento do raciocínio proporcional, [5].

Além disso esse método geralmente empregado na resolução dos problemas de proporcionalidade direta e inversa, baseado no “algoritmo da multiplicação cruzada” é visto por outros pesquisadores, como por exemplo, em [2], como um processo mecânico e desprovido de significado.

Dessa forma, acreditamos que os conceitos de razão, proporção e “regra de três”, podem ser facilmente desenvolvidos com base nas ideias de grandezas proporcionais e no Teorema da Proporcionalidade, discutidos anteriormente; conforme definiremos adiante. Apresentemos primeiramente, lançando mão do Corolário 1, a definição de *proporção*.

Definição 6. Se $f: \mathbb{R}^+ \rightarrow \mathbb{R}^+$ é uma proporcionalidade, definida por $f(x) = ax$, com $a > 0$, então para quaisquer x_1 e x_2 com $f(x_1) = y_1$ e $f(x_2) = y_2$, obtemos

$$\frac{y_1}{x_1} = \frac{y_2}{x_2} = a,$$

onde a , chama-se *fator de proporcionalidade* ou *constante de proporcionalidade*.

A igualdade $\frac{y_1}{x_1} = \frac{y_2}{x_2}$ chama-se **proporção**.

Pra explorar a Definição 6, vamos usar um exemplo discutido anteriormente nesse trabalho e que foi abordado em [24].

Exemplo 3. Considere uma circunferência de *diâmetro* D e *comprimento* C , ambos na mesma unidade de medida. O comprimento do círculo é representado

pela igualdade $C = \pi \cdot D$ ¹². Dessa forma, o comprimento da circunferência é proporcional ao diâmetro, onde o número pi (π) é o *fator de proporcionalidade*. Assim, podemos dizer que o número de vezes em que o diâmetro (C) está contido na circunferência é sempre o mesmo (um número π de vezes), não importa o tamanho da circunferência. Ou de uma outra forma: se uma circunferência tem comprimento C_1 e diâmetro D_1 , enquanto outra tem comprimento C_2 e diâmetro D_2 , então $\frac{C_1}{D_1} = \frac{C_2}{D_2} = \text{constante}$. Este valor constante da razão C/D é um número aproximadamente igual a 3,14159.

Dessa forma, a *proporção* tem o significado de uma relação entre duas grandezas proporcionais, de *razão* constante. Ou seja, as situações de razão constante (ou taxa constante) entre duas grandezas, como no Exemplo 3 acima, expressam uma proporção direta. Por outro lado, quando se tem duas grandezas que são proporcionais, a razão entre essas grandezas é constante. O exemplo a seguir reforça a essa relação que há entre a proporção direta e razões constantes.

Exemplo 4. A razão entre a massa (m) de uma material e o volume (v) que este ocupa, permanece sempre constante, ou seja, $\frac{m}{v} = \text{constante}$. Essa constante é denominada *densidade do material* (d), que independe do tamanho da amostra, por que quando o volume dobra, sua massa dobra; quando o volume triplica, sua massa também triplica, e assim por diante. Assim, *densidade = massa/volume*, isto é, $d = m/v$. De outro modo, dizemos que a massa (m) é proporcional ao volume (v), isto é, $m = d \cdot v$, em que a densidade do material (d) é o *fator de proporcionalidade*.

Segue agora, o conceito de *regra de três direta*, comumente chamado de regra de três, proposto em ([10], p. 4)

¹² Tradicionalmente, o comprimento do círculo é representado na forma $2\pi R$.

Definição 7. Ao procedimento que permite, conhecendo três dos números, x_1, x_2, y_1, y_2 , na proporção $\frac{y_1}{x_1} = \frac{y_2}{x_2}$, e determinar o quarto número damos o nome de **regra de três**.

Ainda falta discutirmos acerca da representação gráfica de duas grandezas direta ou inversamente proporcionais. Comentamos anteriormente que, se uma grandeza y é (diretamente) proporcional a uma grandeza x , elas são representadas algebricamente pela expressão $y = kx$ (com k constante) ou graficamente por uma reta crescente que passa pela origem $(0,0)$.

Assim num plano cartesiano, no eixo horizontal, marcam-se os valores de x e no eixo vertical os valores de y . Quando y é proporcional a x , tem-se $y = kx$ e os pares de pontos (x, kx) estão sobre uma reta, que tem inclinação k . Por outro lado, quando y é inversamente proporcional a x , temos $y = k/x$, e o gráfico é uma hipérbole formada pelos pontos $(x, k/x)$, com $x > 0$.

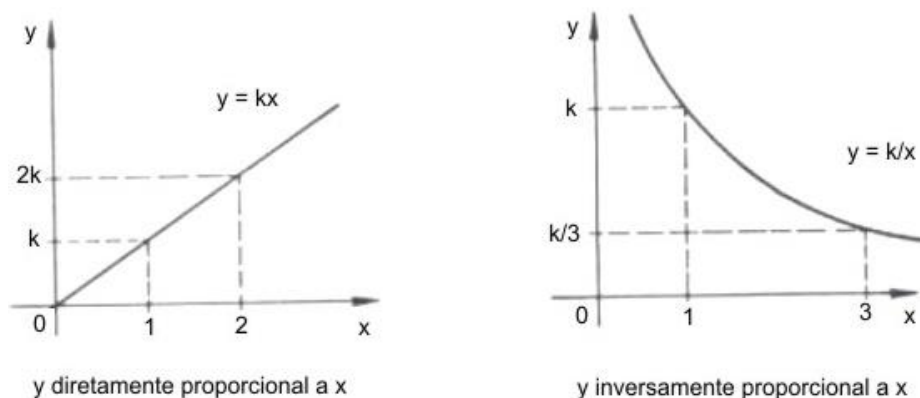


Figura 1.1 Representação gráfica de duas grandezas direta e inversamente proporcionais. (Adaptado de [25], p. 28).

Esses dois tipos gráficos estão representados na **Figura 1.1**. Note em cada um deles, que o fator de proporcionalidade corresponde a $k = f(1)$, ou seja, é o valor de $f(x)$ quando $x = 1$.

1.3. ESTRATÉGIAS DE RESOLUÇÃO DE PROBLEMAS QUE ENVOLVEM A PROPORCIONALIDADE

1.3.1. INTRODUÇÃO

Trataremos nesse tópico a resolução de problemas envolvendo o conceito de proporcionalidade. Abordaremos alguns métodos alternativos de resolução de problemas de proporcionalidade, lançando mão de estratégias variadas, além do uso do algoritmo da “multiplicação cruzada”, que é característico da *regra de três*.

Retomemos os Parâmetros Curriculares Nacionais (PCN) para o Ensino de Matemática no Ensino Fundamental. Dentro do tópico “Números e operações”, têm-se como proposta, nesse documento desenvolver:

- (a) No 3º ciclo (6º e 7º anos): resolução de situações-problema que envolvem a ideia de proporcionalidade, incluindo os cálculos com porcentagens, pelo uso de estratégias não convencionais; e
- (b) no 4º ciclo (8º e 9º anos): resolução de problemas que envolvem grandezas diretamente proporcionais ou inversamente proporcionais por meio de estratégias variadas, incluindo a regra de três.

Com o intuito de abordar nesse trabalho diferentes estratégias de resolução de problemas envolvendo a proporcionalidade, levantamos na literatura os trabalhos publicados por diversos pesquisadores sobre esse assunto, tais como, [1], [2], [10], [26] e [28].

Com o intuito de construir o conceito de proporcionalidade com turmas da 7ª série (8º ano) do Ensino Fundamental (idade de 12 a 14 anos), com base em estudos realizados pelo setor Matemática do Projeto Fundação (UFRJ), foram propostas algumas atividades com escala, receitas, merenda, entre outras do cotidiano dos alunos, envolvendo grandezas diretamente proporcionais, [1]. Essas atividades, foram orientadas de maneira que os estudantes pudessem observar os dados dos problemas e organizá-los, por exemplo, na forma de tabelas, para uma melhor observar das relações de proporcionalidade entre as grandezas.

A autora dessa pesquisa identificou nesse estudo, a utilização pelos alunos da decomposição em parcelas (**método aditivo**) na resolução de determinados

problemas de proporcionalidade direta. A identificação feita por essa autora é corroborada pelos pesquisadores do Projeto norte-americano RNP (*Rational Number Project* que verificaram durante suas investigações sobre proporcionalidade em [26], que as estratégias aditivas surgem naturalmente como um estágio inicial no desenvolvimento do raciocínio proporcional.

O modelo aditivo é bastante intuitivo para os estudantes, principalmente para os que ainda não estão familiarizados com as razões ou com o trabalho com fatores de proporcionalidades que não sejam muitos simples, [1]. Conforme notamos no seguinte trecho, do registro da entrevista com uma aluna do 8º ano, extraído por nós:

Entrevistador. Resolva esse problema:

Numa creche, 4 litros de leite dão para preparar 22 mamadeiras iguais. Quantas mamadeiras iguais a essas poderão ser preparadas com 10 litros de leite?

[...]

Aluna. 4 – 10

22 – 25 mamadeiras.

Entrevistador. Explique o que você fez.

Aluna. Se 4 [litros] faz 22 [mamadeiras],

8 [litros] faz 44 [mamadeiras],

2 [litros] faz 11 [mamadeiras],

10 [litros] faz 55 [mamadeiras].

[...]

(Fonte: [1], p.7)

Percebe-se nessa situação que a aluna em vez de utilizar a relação multiplicativa, que envolve o *volume de leite* e o *número de mamadeiras*, optou pela decomposição em parcelas. Isso se deve, segundo a autora da pesquisa, à dificuldade da aluna, no caso desse exercício, em identificar um número que multiplicado por 4 dê 10.

Notemos ainda, que embora a aluna não tenha trabalhado diretamente com a constante de proporcionalidade ou o fator de proporcionalidade (k) entre o número de mamadeiras (N) e o volume de leite em litros (V) dado por:

$$k = \frac{N}{V} = \frac{22 \text{ mamadeiras}}{4 \text{ litros}} = \frac{11 \text{ mamadeiras}}{2 \text{ litros}} = \frac{5,5 \text{ mamadeiras}}{1 \text{ litro}},$$

na resolução do exercício em questão; ela encontra tal relação (conforme percebemos na penúltima linha do raciocínio utilizado pela aluna). E como o

número de mamadeiras (N) é diretamente proporcional ao volume em litros (V), podemos usar a Definição 1, de modo que temos:

$$N = k \cdot V = \frac{11 \text{ mamadeiras}}{2 \text{ litros}} \cdot 10 \text{ litros} = 55 \text{ mamadeiras.}^{13}$$

Esse raciocínio, lançando mão de *fatores de proporcionalidade* (k), será muito útil na resolução de problemas de cálculos estequiométricos e permitirá compreender determinadas estratégias usadas nessas resoluções, onde estão envolvidas diversas relações de proporcionalidade. Esse assunto será tratado nesse trabalho no Capítulo 3.

Exemplo idêntico ao do proposto acima, encontrado em [1], foi assunto em uma questão do Exame Nacional de Cursos (ENC-Provão)¹⁴ de Matemática de 1998, o qual reproduzimos no Quadro 1.1., na página a seguir¹⁵:

Quadro 1.1. Questão sobre proporcionalidade encontrada no extinto ENC-Provão.

Um professor, ao preparar uma prova para duas turmas de 6ª série, resolveu dar o mesmo problema, mudando apenas os dados numéricos. Assim, apresentou as formulações abaixo.

Turma A: Com 4 litros de leite, uma babá de uma creche faz 18 mamadeiras iguais. Quantas mamadeiras iguais a essas ela faria com 8 litros de leite?

Turma B: Com 4 litros de leite, uma babá de uma creche faz 18 mamadeiras iguais. Quantas mamadeiras iguais a essas ela faria com 10 litros de leite?

Em termos de nível de dificuldade, as duas formulações são equivalentes? Justifique sua resposta.

¹³ Como se pode ver nessa equação, o problema só tem aplicação prática para volumes de leite (em litros) que sejam múltiplos de 2, uma vez que a intenção é preparar um número inteiro de mamadeiras. De modo geral, a partir de um certo volume dado (múltiplo de 2), pode calcular o número de mamadeiras multiplicando o valor numérico do volume fornecido por 11/2.

¹⁴ O Exame Nacional de Cursos (ENC-Provão) foi um exame aplicado aos formandos, no período de 1996 a 2003, com o objetivo de avaliar os cursos de graduação da Educação Superior, no que tange aos resultados do processo de ensino-aprendizagem. Posteriormente, foi substituído pelo ENADE (Exame Nacional de Desempenho de Estudantes).

¹⁵ Referente às questões específicas para os formandos de licenciatura.

Observemos nesse último exemplo, que embora o contexto dos dois problemas seja o mesmo, o nível de dificuldade daquele proposto para a turma B é maior. No exercício da turma A, basta observar que o volume de leite dobrou, ou seja, multiplicou por 2 (um número inteiro), passando de 4 litros para 8 litros, então o número de mamadeiras também dobra, ou seja, $18 \times 2 = 36$ mamadeiras. Enquanto no proposto para a turma B, para saber quantas vezes o volume de leite aumentou, teríamos que multiplicar 4 por $5/2$ (um número racional fracionário) para obter 10. Conforme a observação feita anteriormente em [1], efetuar cálculos com racional fracionário é um fator de dificuldade para os alunos, uma vez que os mesmos têm dificuldade de encontrar esse número não inteiro. A autora propõe ainda que o raciocínio multiplicativo necessário à construção da proporcionalidade seja desenvolvido de forma gradativa, iniciando-se com situações que envolvam fatores simples como o dobro, a metade etc.

O exemplo proposto no ENC levanta um aspecto importante acerca das estratégias utilizadas pelo estudante na resolução de problemas de proporcionalidade, essas podem variar de uma tarefa para outra, dependendo das características específicas da tarefa proposta, tais como as diferentes complexidades das relações numéricas verificadas nas duas formulações do problema em questão, [26].

1.3.2. TIPOS DE PROBLEMAS RELACIONADOS COM A PROPORCIONALIDADE

Os pesquisadores, citados anteriormente em [26], identificaram sete tipos de problemas relacionados com a proporcionalidade:

- *Problemas de valor ausente*, em que numa proporção $a/b = c/d$, três dos valores que compõe a proporção são dados e é pedido o quarto;
- *Problemas de comparação*, em que são dadas duas razões a/b e c/d , têm-se como o objetivo compará-las, indicando qual é maior do que, menor do que ou se são iguais;
- *Problemas de transformação*, em que dada uma equivalência da forma $a/b = c/d$, pode-se alterar um ou dois valores por uma certa quantidade para comparar depois as duas razões ou a partir de um desigualdade,

$a/b < c/d$, alterar uma quantidade com o objetivo de se obter uma igualdade entre as duas razões;

- *Problemas de valor médio*, em que são dados dois valores (a e b) e o objetivo é encontrar o terceiro(x). Têm-se como exemplos, a média geométrica, encontrada pela proporção $a/x = x/b$, e a média harmônica, obtida da proporção $a/b = (a - x)/(x - b)$ ¹⁶;
- *Problemas que envolvem a conversão entre razão, taxa e frações*, conforme o exemplo proposto pelos autores: “A razão entre o número de meninos e meninas em uma classe era de 15 para 12. Que fração da classe era de meninos?”;
- *Problemas que envolvem unidades de medidas*, assim como números; como por exemplo, na seguinte transformação de unidades de velocidade $72 \text{ km/h} = x \text{ m/s}$;
- *Problemas de conversão entre sistemas de representação*, em que a partir de uma razão dada (ou fração, ou taxa, ou quociente) representada de uma determinada forma, pretende-se representar a mesma razão, utilizando outro sistema de representação;

Continuando o estudo em [26], os autores propõem uma distinção conceitual para as expressões racionais: *frações*, *taxas* (em inglês *rates*), *razões* (em inglês *ratios*) e *quocientes*. Segundo estes, essas expressões podem ser distinguidas consoante se tratem de: simples quantidades (extensivas ou intensivas)¹⁷; relações entre pares de quantidades, ou operações realizadas em pares de quantidades.

De modo prático, quando se trabalha, por exemplo, com problemas envolvendo *frações* (ou porcentagens); a ênfase conforme já dissemos, está na relação entre a parte e o todo. No entanto, quando se aborda problemas envolvendo *razões*, a ênfase, usualmente, está na relação entre as partes do conjunto (vide o exemplo do 5º tipo de problema acima).

¹⁶ A igualdade $a/x = x/b$ estabelece uma **Proporção Geométrica**; e a relação $a/b = (a - x)/(x - b)$, uma **Proporção Harmônica**.

¹⁷ Vide propriedades intensivas e extensivas no glossário em anexo.

Esse último tipo de relação é muito usado na Ciência Química, quando se quer expressar a composição dos compostos químicos e dos materiais. Por exemplo, uma liga metálica contendo 500 g de prata e 200 g de ouro, tem-se 2 parte de prata para 5 partes de ouro. De outro modo, diz-se que a razão em massa de prata para ouro é de “cinco para dois”, ou simbolicamente: 2: 5, [29].

De modo semelhante pode-se também expressar a razão com três ou mais termos, conforme se propõe no exemplo a seguir, proposto em ([29], p. 10).

Exemplo 5. Uma mistura contém 6 partes de óleo, 2 partes de inseticida e 10 partes de água por volume. Expresse a razão *óleo : inseticida : água* em menores números inteiros relativos.

Solução 5. Do enunciado tem-se que:

$$\text{óleo:inseticida: água} = 6: 2: 10.$$

Dividindo por 2, resulta:

$$\text{óleo:inseticida: água} = 3: 1: 5.$$

As razões 6:2:10 e 3:1:5 são ditas equivalentes (razões iguais).

Continuando, também desenvolveram-se em suas pesquisas do Projeto RNP, dois tipos diferentes de tarefas para avaliar a proporcionalidade: (1) problemas de valor ausente, (2) problemas de comparação numérica, [26]. Posteriormente, foram acrescentadas também às pesquisas desse projeto, tarefas qualitativas: (3) problemas de previsão e comparação qualitativas, conforme constatamos no artigo encontrado em [27]. Enfatizaremos neste trabalho, os problemas quantitativos de *falta de valor* e os de *comparação numérica*, que envolvem, respectivamente, o uso da proporção $a/b = c/x$, com a, b, c e d valores dados e x desconhecido, nos problemas de proporcionalidade direta (regra de três), conforme a Definição 7, vista anteriormente; e a comparação entre duas razões a/b e c/d , [10], [24].

1.3.3. ESTRATÉGIAS UTILIZADAS NA RESOLUÇÃO DE PROBLEMAS DE PROPORCIONALIDADE

Conforme o que se propõem em ([10], p. 1), os seguintes métodos, que podem ser empregados em problemas de falta de valor, comumente designados de “regra de três”: método direto, redução à unidade e proporção.

Tomemos o seguinte exemplo para ilustrar a aplicação desses métodos:

“Uma porção de 13 mL (uma colher de sopa) de óleo de soja, tem uma massa de 12 g. Qual a massa de óleo de soja, presente em 65 mL de óleo?”

(a) **Método direto.** (Aplicável quando os dados são números pequenos e fáceis, ou seja, são facilmente identificáveis a relação múltipla destes) Como 65 mL é cinco vezes o volume de 13 mL de óleo, então a massa obtida é de 60 g, que é igual a 12 vezes 5.

(b) **Redução à Unidade.** (Aplicável em geral). Quantos gramas são ocupados por 1 ml de óleo? Se 13 mL tem uma massa de 12 g, então em 1 mL teremos $12/13$ gramas. Logo, 65 mL de óleo de soja terão uma massa de $65 \times (12/13) = 60$ gramas. Esquematicamente:

	Volume de óleo	Massa de óleo
	13 mL	12 g
$\div 13$		
	1 mL	$12/13 \text{ g} \approx 0,92\text{g}$
$\times 65$		
	65 mL	$65 \times (12/13 \text{ g}) = 60\text{g}$

(c) **Proporção.** Seja x a massa que se deseja saber. Então 13 mL estão para 65 mL, assim como 12 g estão para x . ou seja:

$$\frac{13}{65} = \frac{12}{x}$$

Logo, $x = (65 \times 12) \div 13 = 60$.

Vale ressaltar que as grandezas massa e o volume ocupado pelo óleo são diretamente proporcionais, o que possibilita o raciocínio aplicado em cada método.

O método geral da redução à unidade consiste em determinar em um problema de proporcionalidade direta ($y = kx$), primeiro o fator k , e em seguida calcular $y' = kx'$, quando x' é dado, [10].

O “método da “redução à unidade” é também conhecido como “método da taxa unitária” (em inglês *Unit-Rate Method*), foi amplamente discutido e trabalhado no Projeto norte-americano RNP (*Rational Number Project*) em [2].

Estudos posteriores do mesmo projeto, desenvolvidos em [27], com estudantes do 7º e 8º ano identificaram em problemas de *falta de valor* e de *comparação numérica*, além do método da **taxa unitária**, mais três outras estratégias: o **algoritmo da multiplicação cruzada (algoritmo padrão)**, a estratégia **fracionária** e a estratégia **fator-de-mudança**¹⁸. A estratégia da taxa unitária é muito usada em livros textos de Química Geral na resolução de problemas estequiométrica, sendo denominada nessas obras pelo nome método da **análise dimensional** ou **fator-marca**, a qual será discutida no Capítulo 3.

Um material de aplicação exclusiva do método da razão unitária (designado também de *Unitary Method*) foi proposto pelos autores do projeto australiano TIMES (*The Improving Mathematics Education in Schools*)¹⁹ do “Instituto Australiano de Ciências Matemáticas” (AMSI), [29]. Esse material, assim como outros, desenvolvidos na forma de módulos (*Times Modulo*), são destinados à professores das séries do 5º ao 10º ano, os quais englobam conteúdos do currículo australiano de matemática²⁰, e estão disponíveis para consulta na internet.

Os problemas de *comparação numérica*, são muito empregados em Química, quando se quer por exemplo, comparar e avaliar a concentração de misturas (soluções), o qual pode ser feito pela comparação de duas razões.

¹⁸ Os métodos *fator de mudança* e o *algoritmo padrão* são equivalentes aos propostos em [10], p. 1): *método direto* e *proporção*, respectivamente.

¹⁹ Projeto financiado pelo governo australiano (Departamento de Educação) e pelo Employment and Workplace Relations entre os anos de 2009-2011.

²⁰ Os módulos estão organizados em três blocos: Números e Álgebra, Estatística e Geometria e Estatística e Probabilidade. O módulo “The Unitary Method” está inserido dentro do primeiro bloco (5º ao 8º anos).

A seguir, tem um exemplo proposto em ([10], p. 22) que aborda esse tipo de problema.

Exemplo 1.5. Uma lata de leite em pó, pesando 400 g, custa R\$ 5,20. O mesmo leite, na embalagem de 900 g, custa R\$ 11,20. Qual das duas opções é a mais vantajosa?

Solução 1.5. (a) Comparando as seguintes razões *preço/massa* das respectivas embalagens, temos:

$$\frac{\text{preço}}{\text{massa}}(\text{lata pequena}) = \frac{\text{R\$ } 5,20}{400 \text{ g}} = \frac{\text{R\$ } 1,30}{100 \text{ g}};$$

$$\frac{\text{preço}}{\text{massa}}(\text{lata grande}) = \frac{\text{R\$ } 11,20}{900 \text{ g}} = \frac{\text{R\$ } 1,24}{100 \text{ g}}$$

Assim, para uma mesma massa de leite em pó, 100 g, o preço da lata grande é menor. Portanto, é preferível comprar a lata maior.

Solução 1.5. (b) Outro possível raciocínio é baseado no fato do preço do produto ser proporcional à sua massa. Assim, tomando como referência a “lata pequena”, temos então a regra de três:

	Massa do produto	Preço do produto
	400 g	R\$ 5,20
$\boxed{\div 4}$		
	100 g	R\$ 1,30
$\boxed{\times 9}$		
	900 g	R\$ 11,70

Se 400 g de leite custam R\$ 5,20, então 900 g deveriam custar R\$ 11,70. Se estão sendo oferecidos por R\$ 11,20, então é preferível comprar a embalagem maior.

Retomando o problema: “Uma porção de 13 mL (uma colher de sopa) de óleo de soja, tem uma massa de 12 g. Qual a massa de óleo de soja, presente

em 65 mL de óleo?” Conforme sugestão feita no artigo encontrado em [28], os problemas de “regra de três” como este, podem ser resolvidos simplesmente lançando mão das definições anteriores (Definição 2 e Definição 3). Assim, temos:

Quadro 1.2. Solução de problema de proporcionalidade direta conforme proposta proposta em [28].

Sejam m a massa de óleo, V o volume de óleo ocupado, e d a densidade do óleo (esta grandeza é a constante de proporcionalidade entre a massa e o volume, e representa a massa de óleo por unidade de volume). A massa do óleo é diretamente proporcional ao volume ocupado. Então, $m = d \cdot V$. Basta agora substituir os dados nesta equação, isolar d e substituir e na equação para determinar m . Assim, temos:

$$12 = d \cdot 13 \Rightarrow d = 12/13.$$

Donde segue que:

$$m = \frac{12}{13} \cdot 65 = 60 \text{ gramas}.$$

CAPÍTULO 2

ESTEQUIOMETRIA: A “CIÊNCIA DOS CÁLCULOS QUÍMICOS”

“As relações quantitativas mais simples em Química são mediante fórmulas e equações químicas. Essas são tipicamente cobertas em quase todos os textos químicos. O campo da Química que lida com as relações quantitativas implícitas por fórmulas e equações químicas foi dado um nome especial: *estequiometria*”.

[...]

Hans-Jürgen Schmidt (químico alemão)²¹

Neste capítulo vamos tratar dos aspectos que constituem a Ciência Química, mais propriamente, os aspectos quantitativos do conhecimento químico que compreendem informações quantitativas acerca dos compostos químicos e reações químicas. Essas informações constituem uma área da Química denominada *Estequiometria*, comumente designada por *Cálculos Estequiométricos*.

O propósito deste capítulo é explorar esse assunto, que pela frequência com que permeia diversos conteúdos em Química, constitui um tópico importante no ensino e na aprendizagem dessa Ciência.

Ao longo desse capítulo, iremos expor aspectos curriculares, metodológicos, históricos e conceituais acerca do estudo de Cálculos Estequiométricos; e também, discutir o quanto a proporcionalidade está presente no estudo desse conteúdo.

Posteriormente, iremos definir alguns conceitos importantes presentes em Estequiometria, e que são próprios da área de Química, tais como, massa atômica e molecular, as fórmulas químicas, equações químicas, entre outros. Esses conceitos servem de base para a compreensão e execução dos Cálculos Estequiométricos, e são úteis na designação de algumas grandezas físicas utilizadas na descrição das diversas relações de proporcionalidade encontradas no conteúdo proposto, tais como, quantidade de matéria e sua unidade, o mol; massa molar, volume molar, concentração de soluções, e outras. Para tanto,

²¹ (Cf. [36], p. 237)

como usaremos um vocabulário próprio da ciência Química, os conceitos químicos abordados nessa pesquisa serão definidos ao longo do trabalho, no entanto, outros conceitos ou expressões que não forem descritos, poderão ser consultados no Glossário (ver ANEXO). Essas palavras ou expressões estarão identificadas entre dois símbolos de asterisco (**).

2.1. CONSTITUIÇÃO DO CONHECIMENTO QUÍMICO

A ciência Química se constitui na articulação mútua de três aspectos básicos: os **fenômenos**, as **teorias e modelos** e as **representações**, conforme propõem os professores e pesquisadores EDUARDO MORTIMER E ANDRÉA MACHADO, no livro-texto [30], voltado para a Química do Ensino Médio. A inter-relação entre esses aspectos, estão representados no esquema a seguir (**Figura 2.1**), reproduzido em ([31], p. 13).

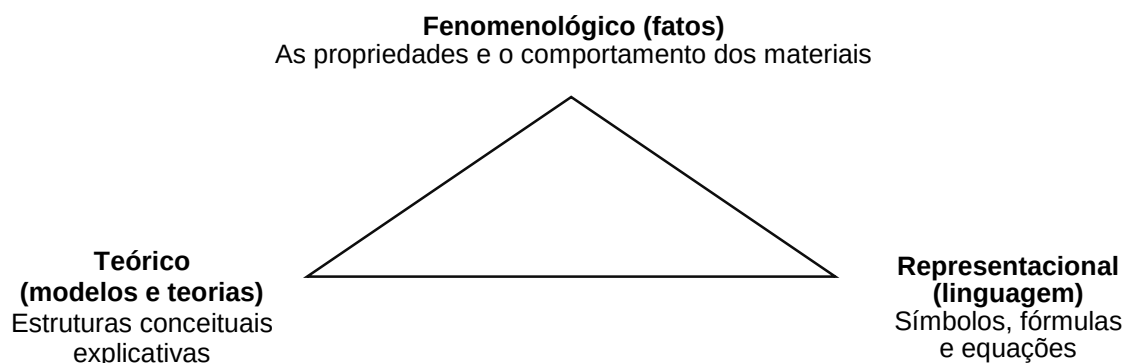
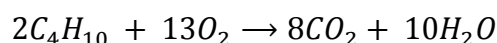


Figura 2.1 Os três aspectos do conhecimento químico.

Além da correlação dos três aspectos citados acima, Leal destaca ainda a associação dos aspectos qualitativos e quantitativos, que também são típicos da constituição do conhecimento químico, o que fica expresso, por exemplo, numa *equação química*²² que representa uma reação, como a queima do gás butano (C_4H_{10}) representado a seguir:



²² O conceito de equação química, bem como o processo de balanceamento de equações químicas, serão discutidos no Capítulo 3 (Seção 3.1). Já as relações quantitativas expressas pelas equações químicas, isto é, as relações estequiométricas nas reações químicas serão tratadas posteriormente, também no Capítulo 3 (Seção 3.3).

A referida equação, segundo o que se afirma em ([31], p. 25):

Trata-se de um conjunto organizado de informações precisas, indicando as substâncias envolvidas na reação, a quantidade e a organização dos átomos dos diferentes elementos químicos nas moléculas de cada substância e a quantidade relativa em mols de cada substância que é consumida ou produzida na reação.

Os aspectos quantitativos em Química são descritos com mais profundidade em [32]. Segundo esses autores, os aspectos quantitativos dos conteúdos de química no Ensino Médio constituem o estudo das *relações quantitativas* e referem-se às representações das leis físico-químicas e suas aplicações práticas.

São exemplos de aplicações quantitativas da Química no Ensino Médio: os cálculos de número de partículas atômicas, cálculos com mols, determinação da densidade de materiais, aplicação das leis dos gases, concentração de soluções, balanceamento de equações química, cálculos estequiométricos, velocidade das reações químicas, equilíbrio químico, cálculo de pH^* , entre outros.

2.2. A PROPORCIONALIDADE NOS CÁLCULOS QUÍMICOS

Destaca-se ainda que, praticamente, a grande maioria dos cálculos químicos, salvo algumas exceções (por exemplo, o cálculo de pH^{23} de uma **solução**), pode ser realizada aplicando *relações de proporcionalidade*; os quais destacam as aplicações das leis dos gases, conforme citamos anteriormente, as relações estequiométricas de uma reação química, a concentração de soluções, entre outros, [32].

Entretanto, ressalta-se que, embora essa associação entre os cálculos químicos e a proporcionalidade, em uma primeira aproximação, pareça muito simples, constitui um grande problema na compreensão e aplicação das relações quantitativas em química, que é o desenvolvimento do *raciocínio*

²³ O cálculo do pH de uma solução é feito tomando o logaritmo negativo (na base 10) da concentração de íons hidrogênio $[H^+]$, em mol/L, conforme a seguinte expressão: $\text{pH} = -\log[H^+]$.

proporcional. Conforme mencionamos no início desse trabalho, é extremamente importante na interpretação de diversos fenômenos físicos.

Dando continuidade, os autores encontrados em [32], com base em seus estudos, explicam que estudantes apresentam grandes dificuldades na hora de aplicar a o cálculo com proporções na resolução de problemas de química. O que segundo esses autores se deve ao grande número de proporções diferentes e sucessivas que aparece nesses problemas. Isso, de acordo com esses pesquisadores:

[...] exige que o aluno, para aplicar as leis quantitativas da química e resolver problemas que implicam cálculos matemáticos, tenham que estabelecer estratégias mais ou menos complexas, que lhe permite organizar os passos sucessivos para encontrar uma solução. Isto nos leva ao problema das estratégias e dos procedimentos de trabalho em química [...]

(Fonte: [32], p. 184) [Tradução nossa]

Essa última observação desses autores vai de encontro com a proposta de nosso trabalho. Temos como objetivo, mediante as ideias de proporcionalidade abordado anteriormente no Capítulo 1, de apresentar e discutir as relações de proporcionalidade presentes nos cálculos em Química, mais especificamente os **Cálculos Estequiométricos** ou a ESTEQUIOMETRIA.

E posteriormente, levantar informações na literatura de estratégias alternativas de resolução de problemas de estequiometria, e paralelamente comparar com as estratégias clássicas, baseadas no uso “regra de três”. E, finalmente discutir o quanto as relações estequiométricas estão presentes nesses tipos de estratégias.

2.3. ESTEQUIOMETRIA E A PROPORCIONALIDADE

A **estequiometria**, termo estabelecido pelo matemático Jeremias Richter (1762-1807) em 1792, é uma palavra originada da junção dos vocábulos gregos, *stoicheïon* ou *stoikheïon* (elemento)²⁴ e *métron* (medida), e que tem como

²⁴ Do grego στοιχεῖον. O termo *stoicheïon* é mais difundido na literatura química; já o vocábulo *stoikheïon*, pode ser encontrado, por exemplo, em ([38], p. 372). Todavia, acreditamos que foneticamente seria mais correto utilizar o termo *stoikheïon*, pois a letra grega χ (*chi*) presente no vocábulo στοιχεῖον, tem som de “k”. Aliás, a pronúncia correta dessa letra é *khi*. A palavra *estequiometria* em inglês é escrita como

significado literal o estudo das “medidas dos elementos nas substâncias”, [33], [34], [35]. De modo mais sistemático, pode-se dizer que a *estequiometria* compreende o estudo das relações de massa com que se combinam os elementos na formação dos compostos, [34].

Formalmente, os livros de Química adotados no Ensino Médio, em geral, remetem a *estequiometria* ao estudo das relações quantitativas das substâncias participantes de uma reação química, conforme encontramos, por exemplo, em [30]. Dessa forma, os cálculos estequiométricos correspondem aos cálculos envolvidos na determinação da quantidade de reagentes e de produtos numa reação.

Entretanto, uma definição mais ampla de estequiometria, e que engloba as duas definições anteriores, é que esta corresponde ao ramo da Química que estuda as informações quantitativas relacionadas às fórmulas (ou composição química) das substâncias e às reações químicas (representadas pelas equações químicas), [33], [35], [36]. Essas informações estão baseados nas Leis Ponderais, principalmente na Lei da Conservação das Massas e na Lei das Proporções Fixas, [33], [35].

A estequiometria é um conceito fundamental no estudo de Química, tanto no Ensino Médio quanto no Ensino Superior de Química. O ensino desse conceito, segundo os estudos desenvolvidos com professores universitários de Química Geral, envolve as seguintes ideias centrais, ([37], p.10):

- Razões e proporções;
- Purezas de substâncias;
- Composição de um composto químico;
- Fórmulas empíricas e moleculares;
- Balanceamento de equações químicas, e;
- Expressão da concentração de soluções.

Conforme se pode notar, a primeira dessas ideias é a **proporcionalidade**, que envolve os conceitos de *razão* e *proporção*. Esta desempenha um papel crucial em cálculos estequiométricos, pois serve de base para a compreensão

stoichiometry; em francês, *stoichiométrie*; e em italiano, *stechiometria*. Em todas elas a sílaba “chi” tem som de “khi”.

dos cálculos quantitativos envolvendo de determinadas grandezas tratadas nesse conteúdo.

Observa-se ainda, que todos os itens assinalados pelos autores supracitados fazem parte do conteúdo de cálculos estequiométricos desenvolvidos no Ensino Médio aqui no Brasil. E todos eles, com exceção do último tópico, são tratados no 1º ano do Ensino Médio; pois o assunto soluções, geralmente, é trabalhado no 2º ano do ensino secundário. Abordaremos a presença do conteúdo de cálculos estequiométricos no currículo de química do Ensino Médio a seguir, na próxima subseção.

Segundo o que se propõe os autores no Manual do Professor, do livro didático²⁵ encontrado em [38]; o estudo das ideias de proporcionalidade é considerado um aspecto fundamental na compreensão dos cálculos estequiométricos. A estequiometria, considerada a “ciência dos cálculos químicos”, envolve as relações ou proporções entre duas ou mais substâncias envolvidas numa transformação química, [37]. Além das reações químicas, as relações de proporcionalidade são úteis também no estudo da composição dos compostos químicos.

A opção de se abordar nessa pesquisa o tema *Cálculos Estequiométricos*, deve-se ao fato dos estudos desse conteúdo, como já dissemos, envolver diversas relações de proporcionalidade. A utilização dos conceitos de razão e proporção, fazem-se necessárias no estudo de tais relações, [32].

As relações estequiométricas são necessárias, por exemplo, no cálculo da quantidade de uma substância que participa de uma reação química, a partir das quantidades conhecidas de outras substâncias participantes, [33]; na determinação de fórmulas químicas, quando se conhece a quantidade de cada elemento que está presente em um composto químico, [22], ou reciprocamente, a partir do conhecimento da fórmula química de um composto, na determinação da porcentagem em massa de cada elemento químico constituinte, [35], [22]; e também, na avaliação de resultados de análises quantitativas, como a análise volumétrica (titulações) e análise gravimétrica;

As relações estequiométricas são empregadas ainda no estudo de outros conteúdos em Química, em que a partir dessas relações, originam-se outras

²⁵ Referente ao PNLD 2012, 2013 e 2014.

relações que serão empregadas, por exemplo, no cálculo do calor liberado na queima de uma certa quantidade de combustível; ou ainda, no cálculo da quantidade de produto formado por uma corrente elétrica, [22].

2.4. O ENSINO DE ESTEQUIOMETRIA NO ENSINO MÉDIO

Devido à sua aplicabilidade em diversos assuntos em químicas, como os que citamos anteriormente, a estequiometria tornou-se um importante tópico no currículo de Química.

A iniciação do estudo de estequiometria no Brasil, ocorre costumeiramente no final do curso de Química do 1º ano do Ensino Médio. Tomando, por exemplo, o Referencial Curricular vigente no estado de Mato Grosso do Sul, encontrado em [39], proposto para a Rede Estadual de Ensino, observamos que o assunto é trabalhado no 4º bimestre (último bimestre do ano letivo). No referido bimestre é desenvolvido primeiro o conteúdo de reações químicas, com ênfase na classificação, representação (equação química) e no balanceamento das equações químicas. Posteriormente, desenvolve-se o estudo dos cálculos estequiométricos, com destaque nos seguintes tópicos gerais, ([39], p. 202):

- Massa atômica, massa molecular e o conceito de mol;
- Cálculos de fórmulas e Estequiometria.

Dessa forma, de acordo com esse referencial, inicia-se o estudo dos cálculos estequiométricos com os conceitos da massa atômica, massa molecular e mol. Com exceção da massa atômica que já foi abordada durante o estudo dos átomos e Tabela Periódica, os outros conceitos são novos. O conceito de massa molecular resulta imediatamente do conceito de massa atômica, conforme veremos posteriormente, na Seção 2.5. No entanto, temos nesse momento a introdução de um conceito novo para os estudantes do Ensino Médio: o mol. O mol é a unidade de medida da grandeza física “quantidade de matéria” ou “quantidade de substância”, uma das sete grandezas fundamentais do Sistema Internacional de Medidas, identificado pela sigla (SI).

O conceito de mol é fundamental em Química, pois permite relacionar quantitativamente os níveis macroscópicos e microscópicos de representação da matéria, [32], [40]. Além disso, a grandeza quantidade de matéria e sua

unidade, o mol, tem uma relação de proporcionalidade com a massa, com o volume e com a quantidade de partículas constituintes de uma substância, [40], [41]. Essas relações de proporcionalidade são fundamentais na execução dos cálculos estequiométricos.

Todavia, para relacionar a quantidade de partícula constituintes de uma substâncias com a quantidade de matéria, há a necessidade de recorrer a uma outra grandeza física, a constante de Avogadro (N_A), que corresponde ao número de entidades elementares por unidade de quantidade de matéria. Um outro conceito importante é a massa molar (M), que corresponde à massa presente em um mol de sustância, e que permite relacionar proporcionalmente, a massa de uma substância com a quantidade de matéria. Estes conceitos tão importantes, não foram mencionados no Referencial Curricular em questão.

O mesmo Documento Curricular proposto pela SED/MS, expõe também as competências e habilidades a serem desenvolvidas no conteúdo em questão, que apresentamos a seguir, ([39], p. 202):

- Conhecer e aplicar os conceitos de *massa molecular (sic)* e quantidade de matéria (mol) na resolução de problemas;
- Identificar nas transformações dos materiais as relações matemáticas existentes (razão e proporção);
- Efetuar cálculos de proporcionalidade para descobrir dados quantitativos de uma reação química e;
- Compreender a importância de cálculos precisos e suas aplicações em diferentes atividades industriais.

Nota-se que os três primeiros tópicos acima estão estritamente ligados ao conceito de proporcionalidade. O primeiro tópico, por exemplo, envolve a relação de proporcionalidade mais importante em problemas estequiométricos: a relação entre a grandeza quantidade de matéria e a massa das substâncias, mediante o conhecimento da massa molar da referida sustância.

Já o quarto tópico, reporta o que se expõe nos Parâmetros Curriculares Nacionais do Ensino Médio (PCNEM): o reconhecimento do papel da Ciência Química em sistemas industriais produtivos, [42].

Dando continuidade no Referencial Curricular do estado de Mato Grosso do Sul, o conteúdo de cálculos estequiométricos é retomado no 1º bimestre do 2º ano do Ensino Médio, quando se estuda o assunto “Soluções”. Dentro desse assunto, no aspecto quantitativo, são abordados os seguintes tópicos: concentração de uma solução (título ou fração em massa, concentração comum e concentração em mols por litro ou molaridade), processos de solubilização (solubilidade) e diluição de soluções, e titulação. Para esses tópicos, o Documento Curricular propõe o desenvolvimento das seguintes habilidades e competências, ([39], p. 203):

- Expressar a concentração de uma solução, de acordo com a unidade mais adequada à situação de aplicação;
- Executar cálculos para a diluição de uma solução;
- Executar cálculos relativos à titulação de uma solução;
- Entender que a variação da temperatura influencia a solubilidade das substâncias químicas e;
- Identificar as relações matemáticas entre os diversos tipos de concentração de soluções.

Observemos que os tópicos desenvolvidos no estudo de “soluções” é uma extensão do conteúdo dos cálculos estequiométricos, pois no 1º ano, o foco da estequiometria são os aspectos quantitativos relacionados aos compostos químicos (composição e transformações). Já no estudo de soluções, o foco são os aspectos quantitativos das misturas, as expressões de sua composição os cálculos estequiométricos aplicados às reações químicas em solução aquosas, que são úteis no estudo da titulação.

2.5. CONCEITOS FUNDAMENTAIS NO ENSINO DE ESTEQUIOMETRIA

Iniciemos essa Subseção com a introdução dos cálculos químicos, onde abordaremos o estudo de alguns conceitos importantes, que são: massa atômica, massa molecular, quantidade de matéria e sua unidade o *mol*, e a constante de Avogadro. Posteriormente, abordaremos os conceitos de massa molar e volume molar.

Procuremos nesse trabalho usar as terminologias de acordo com as recomendações da IUPAC, evitando expressões e conceitos obsoletos, tais como “número de mols”, “átomo-grama”, “peso molecular”, “peso-fórmula”, “número de Avogadro”, entre outros; que não são mais recomendados pela IUPAC, por serem ambíguos ou induzem a erros conceituais, [41].

Apresentemos, primeiramente, a ideias de grandezas físicas e a utilização de unidades de medidas para expressar essas grandezas. Temos como referência, nesse início de discussões, o Módulo 1 de “Química na Sociedade” do projeto PEQS, encontrado em [43].

Esses autores dessa obra explanam que em nossa vida diária, é fundamental o uso de medidas para expressar as quantidades físicas, [43]. Essas quantidades, segundo estes, são chamadas de **grandezas**. Assim, temos o seguinte conceito de *grandezas*:

Definição 1. *Grandezas* é qualquer quantidade física que possa ser medida.

Para expressar as medidas das grandezas físicas, utilizamos unidades de medidas. E com o intuito de facilitar a comunicação entre os povos, foi definido um **Sistema Internacional de Unidades**, ou simplesmente, **Sistema internacional** (SI). Esse sistema é aceito internacionalmente e baseia-se no sistema métrico. Nesse sistema são definidas “sete” unidades básicas, que são usadas para expressar todas as grandezas físicas. A tabela 2.1 a seguir apresenta essas unidades fundamentais do SI.

Tabela 2.1. Unidades básicas do Sistema Internacional (SI)

Grandezas	Unidade de medida	Símbolo da Unidade de Medida
Comprimento	metro	m
Massa	quilograma	kg
Tempo	segundo	s
Corrente elétrica	ampère	A
Temperatura termodinâmica	kelvin	K
Quantidade de matéria	mol	mol
Intensidade luminosa	candela	cd

(Fonte: [43], p. 13).

Os pesquisadores fazem algumas observações a cerca das grandezas e das unidades de medidas e suas relações com a unidades básicas do SI, [43], as quais, resumimos as seguir:

- Toda grandeza é representada por um número seguido de uma unidade de medida. Por exemplo, uma massa de “cinco quilogramas”, é representada por 5 kg;
- As unidades-base de medidas podem ser combinadas para formar unidades derivadas. Por exemplo, o volume de caixas-d’água são expressos em metro cúbicos (m^3), que é uma unidade derivada do metro (m);
- As unidades-base podem ser modificadas por um prefixo, ou seja, existem alguns prefixos utilizados pelo SI para multiplica-las. Por exemplo, o prefixo “centi”, que correspondem ao fator 0,01 que multiplicará a unidade, assim, um centímetro, representado por, 1 cm, corresponde a $1 \cdot 0,01 \text{ m} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ m}$;
- A escolha da unidade de medida depende da dimensão do que se pretende medir. Assim, para medir, por exemplo, a distância da Terra ao Sol, é conveniente usar como unidade de medida o quilômetro (km);

Passemos agora a descrever as grandezas físicas básicas, que são importantes no estudo dos cálculos estequiométricos.

Quando se trata, por exemplo de dimensões atômicas e moleculares (nível microscópico), os químicos utilizam uma unidade de medida da grandeza massa, para se referir à massa de átomos e constituintes. Essa unidade foi estipulada com sendo a massa de 1/12 da massa de carbono-12 (^{12}C), um dos *isótopos* do elemento químico carbono; e recebeu o nome de **Unidade de Massa Atômica**, cujo símbolo é ***u***, [43].

Por convenção a massa do isótopo 12 do carbono, tem exatamente o valor 12 *u*, [41]. Assim, a partir dessa convenção, a Unidade de Massa Atômica (*u*) pode ser definida como:

Definição 2. Uma *Unidade de Massa Atômica (u)*, corresponde a 1/12 da massa de um átomo de carbono-12. Ou seja,

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C}).$$

Temos a seguir o conceito de **massa atômica**, proposto em [41]. Que de modo geral pode ser definida como:

Definição 3. A grandeza *massa atômica* refere-se à massa de um átomo (normalmente de um dado elemento químico), seu símbolo é m_a . A grandeza massa atômica é dada em unidade de massa atômica (u).

Assim, a massa atômica de um dado elemento corresponde a valores relativos ao carbono-12. Ou seja, a massa atômica de um determinado átomo ou um elemento químico indica portanto, quantas vezes este átomo ou elemento químico, é mais “pesado” do que 1/12 da massa do átomo de carbono-12.

Consequentemente, os valores de massas atômicas dos elementos químicos contidos em uma tabela periódica, são massas atômicas relativas. Dessa forma, quando se diz que a massa atômica do elemento químico cloro é, aproximadamente, $m_a(Cl) = 35,45 u$; significa que os átomos de cloro, em média, tem, aproximadamente, um massa 35,45 vezes maior do que 1/12 da massa do átomo de carbono-12.

Utilizamos o termo “média”, pois os valores de massa atômica dos elementos são obtidos a partir da *média ponderada* das massas nuclídicas de seus isótopos, [41]. Tomemos por exemplo, o caso do cloro, que tem massa atômica $m_a(Cl) = 35,45 u$, adaptado do obtido em ([41], p.13):

Exemplo 2.1. Sabe-se que 75,76% do cloro existente na natureza ocorre sob a forma de ^{35}Cl , de massa atômica 34,97 u e 24,24% sob a forma de ^{37}Cl , de massa atômica 36,96 u. Para calcular a massa atômica do cloro, efetua-se a média ponderada das massas atômicas dos isótopos 35 e 37, ou seja:

$$m_a(Cl) = \frac{(34,97 u \cdot 75,76\%) + (36,96 u \cdot 24,24\%)}{100\%} = 35,45 u.$$

Dessa forma, a grandeza massa atômica que utilizamos em Química e que está presente na tabela periódica, referem-se à massa média dos átomos de um determinado elemento químico, [43].

Reportemos a observação feita anteriormente em [43]: a escolha da unidade de medida depende da dimensão do que se pretende medir. Como os átomos têm massas extremamente pequenas, o átomo de maior massa conhecido, por exemplo, tem massa na ordem de 10^{-22} g; assim, expressar tais massas tão pequenas em gramas, acaba se tornando um incômodo, [44]. Dessa forma, torna-se mais conveniente utilizar a Unidade de Massa Atômica (u), quando lidamos com as massas dos átomos. A relação entre a Unidade de Massa Atômica (u) e a unidade grama (g), pode ser expressa da seguinte maneira, ([44], p. 40):

$$1 u = 1,66054 \times 10^{-24} g. \quad (2.1)$$

Atualmente, com o uso de aparelhos sofisticados, como o *espectrômetro de massas*, é possível obter com alto grau de precisão as massas individuais dos átomos, [44]. No entanto, no passado, mais especificamente no século XIX, as massas atômicas dos elementos foram obtidas mediante a medições de massas ou volumes de reagentes ou produtos em uma reação química, [45]. Com o intuito de determinar as massas atômicas dos elementos químicos, foram construídas na época tabelas de massas atômicas²⁶ relativas, atribuindo um valor arbitrário para um determinado átomo, como por exemplo, o valor 1 para o átomo de hidrogênio. A partir desse valor, foi possível determinar as massas atômicas relativas de outros elementos químicos conhecidos na época, [41]. O exemplo a seguir, obtido em ([44], p. 39), que transcrevemos integralmente a seguir, nos ajuda a entender como era construído essa escala de massas atômicas:

Embora os cientistas do século XIX não soubessem nada sobre partículas subatômicas, estavam cientes de que os átomos de diferentes elementos tinham diferentes massas. Eles descobriram, por exemplo, que cada 100,0 g de água contém 11,1 g de hidrogênio e 88,9 g de oxigênio. Logo, a água contém $88,9/11,1 = 8$ vezes mais oxigênio, por massa, que hidrogênio. Ao entender que a água contém dois átomos de hidrogênio para cada átomo de oxigênio, eles concluíram que um átomo de oxigênio deve ter $2 \times 8 = 16$ vezes mais massa que um átomo de hidrogênio. Ao hidrogênio, o átomo mais leve, foi arbitrariamente atribuída uma massa relativa 1 (sem unidades), e as massas atômicas de outros elementos foram inicialmente determinadas

²⁶ Nessa época usava-se o termo *peso atômico*.

em relação a esse valor. Assim, ao oxigênio foi atribuída a massa atômica de 16.

Vejamos agora o conceito de **massa molecular**, proposto em ([41], p. 13) e também em ([43], p. 30).

Definição 4. A expressão *massa molecular* refere-se à massa da entidade da qual uma substância é feita, isto é, à massa de uma *molécula* ou de uma *fórmula unitária*. O valor da massa molecular corresponde à soma das massas atômicas dos átomos constituintes da substância.

Citemos o exemplo a seguir.

Exemplo 2.2. Determine a massa molecular das seguintes substâncias:

- a) Cloreto de sódio (fórmula unitária NaCl).
- b) Amônia (fórmula molecular NH_3).

Dados: $m_a(\text{H}) = 1,0 \text{ u}$, $m_a(\text{N}) = 14,0 \text{ u}$, $m_a(\text{Na}) = 23,0 \text{ u}$ e $m_a(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$

Solução. Basta efetuar o somatório das massas atômicas dos átomos, constituintes de cada substância, fornecidas no enunciado do exercício. Assim,

$$\text{a) } m(\text{NaCl}) = m_a(\text{Na}) + m_a(\text{Cl}) = 23,0 \text{ u} + 35,5 \text{ u} = 58,5 \text{ u}.$$

$$\text{b) } m(\text{NH}_3) = m_a(\text{N}) + 3 \cdot m_a(\text{H}) = 14,0 \text{ u} + 3 \cdot (1,0 \text{ u}) = 17,0 \text{ u}.$$

Segundo o que se afirma em [38] e [46], a quantidade de uma substância pode ser expressa por meio de três grandezas: a *massa*, o *volume* e a *numerosidade*²⁷, ou seja, pela quantidade de entidades que a constituem (átomos, molécula ou íons). A ideia de numerosidade é usada por esses autores para introduzir a grandeza física “quantidade de matéria”, uma das sete grandezas fundamentais do SI (ver Tabela 2.1).

Devido ao fato dos constituintes dos materiais (átomos, moléculas, íons etc) serem entidades pequenas demais para serem contadas diretamente no nível submicroscópico, [38], [40], fez-se necessário introduzir a grandeza

²⁷ O termo “numerosidade” é discutido com mais profundidade no artigo [47].

“quantidade de matéria”, o que tornou possível contar em nível macroscópico, as entidades constituintes de uma substância, [40].

Assim, essa grandeza de numerosidade, a **quantidade de matéria**, representada pela letra ***n***, permite, a partir do conhecimento da *massa* ou *volume* (nível macroscópico) de uma determinada substância, determinar a quantidade de entidades químicas (nível submicroscópico) que constitui essa substância.

Em suma, segundo o que se apresenta em [43], a grandeza *quantidade de matéria* (*n*) torna possível o conhecimento da numerosidade de entidades químicas das substâncias e materiais, sejam essas entidades, átomos, moléculas, íons ou outras partículas. E propõe-se a seguinte definição para essa grandeza, apresentada em ([43], p. 24):

Definição 5. *Quantidade de matéria* (*n*) é uma grandeza que mede a quantidade de entidades de uma amostra. Em geral, essas entidades são espécies químicas, como átomos, moléculas, fórmulas unitárias, elétrons, etc.

Ressalta-se que: “*assim como o quilograma é uma quantidade padrão da grandeza massa, o mol é uma quantidade padrão da grandeza quantidade de matéria*”, ([41], p. 12). Dessa forma, a unidade de medida da grandeza quantidade de matéria é o **mol**. O mol, uma das unidades básicas do SI, conforme notamos na Tabela 2.1, têm como símbolo o *mol*, que é idêntico ao nome da unidade de medida. No entanto, embora no Brasil, o nome e o símbolo da unidade de medida da grandeza quantidade de matéria sejam idênticos, alerta-se que:

Apesar disso, entretanto, deve-se ter em mente que só o nome pode ser grafado no plural. Aliás, o plural recomendado é mols e não ‘moles’ (analogamente: becquerels, decibel, henrys, pascals, etc); mol como símbolo da unidade permanece inalterado no plural, como aliás é recomendado para qualquer símbolo de unidade de medida (exemplos: 23,4 m e não 23,4 ms; 5,7 L e não 5,7 Ls; 4,3 mol e não 4,3 mols. (Fonte: [41], p. 14)

Observa-se ainda que, em Portugal essa grandeza é denominada ‘quantidade de substância’, sua unidade de medida é chamada de ‘mole’ e o símbolo dessa unidade, designado por ‘mol’, [41], [47]. No entanto, ao analisarmos a publicação atual da IUPAC *Quantities, Units and Symbols in*

Physical Chemistry (disponível para consulta na internet), verificamos o uso do mesmo vocabulário: o nome dessa grandeza, é referido em inglês como *amount substance* (quantidade de substância), sendo sua unidade de medida o *mole*, e o símbolo dessa unidade, *mol*. ([48], p. 86). Verificamos em nossas pesquisas que o termo *quantidade de substância* também é usado frequentemente em outros textos em inglês (*amount of substance*), [36], [37], e também em espanhol (*cantidad de substancia*), [32], [40].

Entretanto, a partir de 1982 no Brasil, adotou-se oficialmente para a grandeza fundamental medida pela unidade ‘mol’, o nome *quantidade de matéria*, embora alguns químicos prefiram utilizar o termo *quantidade de substância*, [41], [47], [49]. Alguns autores sugerem a seguinte explicação para a origem do termo *quantidade de matéria*, aqui no Brasil: “Tudo indica que, no Brasil, o termo ‘quantidade de matéria’ foi introduzido ao se traduzir os documentos do SI a partir do francês, em cuja língua é ‘quantité de matière’.” ([47], p. 421). Os autores, com base em suas pesquisas, acrescentam que o vocábulo francês ‘matière’, à vezes têm significado de ‘substância’, e sugerem, portanto, que possa ter ocorrido uma “tradução literal inadequada do termo original”, ([47], p. 421).

Ao analisarmos o documento “Sistema Internacional de Unidades”, publicado pelo Instituto Nacional de Metrologia, Normalização e Qualidade Industrial (INMETRO), verificamos também o uso da expressão ‘quantidade de matéria’, [49]. Conforme nota do autor, o referido documento é uma tradução da 7ª edição do original francês “Le Système International d’Unités”, elaborada pelo Bureau *International des Poids et Mesures* (BIPM). Do mesmo modo, acreditamos que possa ter ocorrido também nesse documento, uma tradução inadequada do francês do termo ‘quantité de matière’.

Assim, com base no que foi exposto, trataremos ao longo desse trabalho essas duas expressões como sinônimas. Para fins práticos adotaremos em nosso trabalho o termo *quantidade de matéria*, que é o termo oficialmente adotado no Brasil, além disso, é a expressão que frequentemente, aparece nos livros didáticos brasileiros de Química do Ensino Médio e nos documentos curriculares oficiais.

O mol foi incorporado como unidade de base do SI para a grandeza quantidade de matéria em 1971, durante a 14ª Conferência Geral de Pesos e

Medidas (CGPM), [40], [49]. A definição de mol estabelecida nessa conferência, é a seguinte, ([49], p. 24):

“Mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas partículas elementares quantos são os átomos em 0,012 kg de carbono-12. Quando o mol é usado, as entidades elementares têm que ser especificadas e podem ser átomos, moléculas, íons, elétrons, outras partículas, ou grupos especificados dessas partículas.”

Conforme proposta feita em 1980, pelo Comitê Consultivo de Unidades (CCU); o Comitê Internacional de Pesos e Medidas (CIPM) no mesmo ano, determinava que nesta definição: “entende-se que se faz referência aos átomos de carbono-12 livres, em repouso e no estado fundamental” ([49], p. 24). Logo, ao citar a definição de mol acima, é conveniente também adicionar essa observação, [49].

Retomando o documento recentemente publicado pela IUPAC, a quantidade de substância (ou quantidade de matéria), simbolizada pela letra n , denomina-se também *quantidade química*, ou simplesmente, *quantidade*, [48]²⁸. Atualmente, livros textos universitários de química já se utilizam dessas denominações alternativas para designar a grandeza quantidade de substância denominações alternativas, como por exemplo, o encontrado em [22].

Cotidianamente, os químicos e também professores de Química, ainda referem-se à grandeza quantidade de matéria como ‘número de mols’, [22], [51]. Pesquisadores advertem que essa grandeza não seja mais denominada ‘número de moles’ (ou ‘número de mols’); pois afinal, ninguém diz ‘número de metros’ ou ‘número de gramas’, uma vez que tais expressões são ambíguas. E reforçam que: “*do mesmo modo a expressão ‘número de moles’ deve ser deixada de lado, utilizando-se diretamente o nome da grandeza da qual o mol é unidade de medida, quantidade de matéria*”, ([41], p. 14), conforme recomendação da IUPAC, [48]. Aliás, a IUPAC propõe o abandono dessa prática pois:

“[...] não é correto confundir o nome de uma grandeza física com o nome de uma unidade” ([50], p. 46).

“[...] o nome de uma grandeza física não pode conter o nome de uma unidade (poucos são os que usam, por exemplo, ‘número de metros’ como sinônimo de ‘comprimento’), ([48], p. 53).

[Tradução nossa]

²⁸ Na realidade, a IUPAC já havia proposto essas expressões anteriormente, em 1993, data em que foi publicada a 2ª edição do referido documento, [50].

Façamos as nossas últimas observações acerca da unidade *mol*. Por se tratar de uma unidade do SI, o *mol* pode ser usado com prefixos, como em 1 *mmol* (“um milimol”), que corresponde a $1\text{ mmol} = 10^{-3}\text{ mol}$.

Para evitar ambiguidade, ao usar a unidade *mol*, recomenda-se especificar a espécie química que está sendo descrita, [22], [48]. Por exemplo, o gás cloro, de fórmula molecular Cl_2 , é constituído por moléculas (entidades constituintes). Nessa substância, tem-se dois átomos de cloro (*Cl*) por molécula. Assim, escrevemos: 1 mol de *Cl* se estamos nos referindo a átomos de cloro, ou 1 mol de Cl_2 se estamos nos referindo às moléculas de cloro. De outro modo, simbolicamente, conforme proposta da IUPAC em ([48], p. 54 e [50], p. 46), podemos escrever:

- Quantidade [de matéria] de *Cl*, $n(\text{Cl})$, n_{Cl} : quantidade [de matéria] de átomos de cloro, e;
- Quantidade [de matéria] de Cl_2 , $n(\text{Cl}_2)$: quantidade [de matéria] de moléculas de cloro.

Dessa forma, podemos notar duas coisas: (1º) 1 mol de Cl_2 corresponde a 2 mol de *Cl*, e (2º) “quantidade de matéria de cloro”, é uma declaração ambígua, pois pode implicar $n(\text{Cl})$ ou $n(\text{Cl}_2)$. Em alguns casos, declarações análogas a essa, são menos ambíguas, como por exemplo; nos compostos, em que as entidades elementares são *moléculas* ou *fórmula unitárias*; e nos metais sólidos, em essas são *átomos*. Nesses casos, podemos expressar tais declarações, conforme os seguinte exemplos propostos pela IUPC em ([48], p. 54 e [50], p. 46):

Exemplos:

2 mol de água implica $n(\text{H}_2\text{O}) = 2\text{ mol}$;

0,5 mol de cloreto de sódio implica $n(\text{NaCl}) = 0,5\text{ mol}$,

3 mmol de cloreto de sódio implica $n(\text{Fe}) = 3\text{ mmol}$,

no entanto, tais declarações devem ser evitadas sempre que houver a possibilidade de ambiguidade. [Tradução nossa]

Feitas essas considerações acerca da grandeza quantidade de matéria e sua unidade o mol, apresentemos agora uma outra grandeza física, a **constante de Avogadro**, N_A . O valor numérico dessa grandeza, que é constante, corresponde à quantidade de átomos de carbono-12 presente em uma amostra de 0,012 kg. De outro modo, com base na definição de mol (segundo a IUPAC),

dada anteriormente, tem-se que essa grandeza representa a quantidade de átomos presente em um mol de carbono-12. Então, se quisermos obter um número de partículas com a mesma quantidade de átomos contidos em exatamente 0,012 kg (isto é, 12 g) de carbono -12, há a necessidade de se utilizar a unidade de medida da quantidade de matéria, o *mol*.

Logo, para se calcular o número de partículas, que são infinitamente pequenas, como átomos, moléculas, íons, elétrons etc., há que se recorrer à constante de Avogadro (N_A), que corresponde à quantidade de entidades constituintes presente em um mol de uma determinada substância. Com base nesses expostos, podemos definir a constante de Avogadro como:

Definição 6. A relação entre o número de entidades (N) de uma substância e a respectiva quantidade de matéria (n), em mol, contida nessa substância, é conhecida como constante de Avogadro (N_A).

O valor atualmente recomendado para a constante de Avogadro, com seis algarismos significativos, é $N_A = 6,02214 \times 10^{23}/mol$, [41], ou seja,

$$N_A = 6,02214 \times 10^{23} mol^{-1}. \quad (2.2)$$

A unidade de medida dessa constante física é mol^{-1} , porque ela representa a quantidade de entidades elementares presentes em um mol de substância.

O número de entidades (sejam essas, átomos, íons, moléculas ou fórmulas unitárias) por mol, aproximadamente, $N_A = 6,02 \times 10^{23}/mol$, designada *constante de Avogadro*, é dada em homenagem ao cientista italiano Amedeo Avogadro (1776-1856), que no início do século XIX, deu contribuições importantes para o avanço da hipótese atômica proposta por Dalton, [30]. Avogadro, levantou uma hipótese que segundo pesquisadores encontrados em ([30], p. 236), “sugeria a possibilidade de ‘contar’ átomos e moléculas”.

Numa publicação de 1811 no *Journal de Physique de Delamètherie*, Avogadro apresenta sua tese intitulada “Essai d’une manière de déterminer les masses relatives des molécules élémentaires des corps, et les proportion selon

lesquelles elles entrent en combinaison” (*Ensaio de uma maneira de determinar as massas relativas de moléculas elementares dos corpos, e as proporções entre eles nas combinações*) onde apresenta a seguinte hipótese que mais tarde seria conhecida como **Hipótese de Avogadro** (*apud* [56], p.36):

É preciso, pois, admitir que existem também relações muito simples entre os volumes das substâncias gasosas, e o número de moléculas simples ou compostas que os forma. A primeira hipótese que se apresenta a este respeito, e que até parece a única admissível, é supor que o número das moléculas integrantes em qualquer gás é sempre o mesmo em volumes iguais, ou é sempre proporcional aos volumes.”

Geralmente, essa hipótese é apresentada nos livros didáticos de Química, como se segue, por exemplo em ([46], p. 154), da seguinte maneira: “volumes iguais de gases, sob as mesmas condições de temperatura e pressão, contém o mesmo número de constituintes²⁹”.

A hipótese de Avogadro, embora ignorada e mal compreendida pelos químicos por quase meio século, hoje desempenha um papel importante no estudo dos gases e na compreensão de conceitos, como por exemplo, o *volume molar* de um gás ideal, [22].

Retomando a possibilidade de contar átomos e moléculas, essa só foi concretizada quase cem anos após o anúncio da hipótese de Avogadro, com a determinação experimental do valor da constante de Avogadro. Vale ressaltar que não foi Avogadro quem determinou o valor dessa constante, e também não fez referência ao nome da mesma. O nome “constante de Avogadro” foi proposto em 1909 pelo físico-químico francês Jean Baptiste Perrin (1870-1942); o qual realizou várias experiências para determinar o valor da constante física N_A , obtendo um valor médio de $N_A = 6,6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, [53].

A constante de Avogadro (N_A) tem seu valor determinado experimentalmente com razoável precisão por diversos métodos, como por exemplo, a eletrólise, emissões radioativas, raios X etc, [52]. E por se tratar de uma constante determinada experimentalmente, seu valor depende do método utilizado na sua determinação. De modo que, com o desenvolvimento tecnológico e o aperfeiçoamento de técnicas e equipamentos, foi possível obter

²⁹ Esses constituintes podem ser átomos isolados (como os que constituem os gases nobres) ou moléculas.

valores cada vez mais precisos da Constante de Avogadro, conforme se observa na Tabela 2.2, a seguir.

Tabela 2.2. Evolução dos valores da Constante de Avogadro (N_A).

Ano de determinação	Constante de Avogadro
1917	$6,062 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
1928	$6,061 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
1941	$6,0245 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
1949	$6,02457 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
1951	$6,02544 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
1963	$6,02278 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
1976	$6,0220941 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
1986	$6,0221367 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ (*)
1995	$6,0221397 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ (**)
2004	$6,02214179 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

(Fonte: [46], p. 348). (*) Extraído de [50], p 89; (**) Extraído de 1998, [43], p. 28).

O valor mais recentemente obtido para a Constante de Avogadro³⁰, segundo manual editado pela IUPAC em ([48], p. 111), citado anteriormente, corresponde a $N_A = 6,022\,141\,79(30) \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. No entanto o seu valor, para efeito de ensino é de $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; o qual, por atender aos propósitos deste trabalho, será o valor que adotaremos. Por se tratar de uma constante física, deve-se evitar de chamar N_A de “número de Avogadro”, [47]. Pois, uma vez que essa constante pode ter seu valor alterado se forem descobertos métodos mais precisos na determinação de seu valor, [51], (conforme se observa na Tabela 2.2). Além disso, a constante de Avogadro é uma constante com unidades, mol^{-1} , e não um número puro.

Com base nesses expostos, acreditamos que ao se referir apenas ao número puro $6,02 \times 10^{23}$, deva-se utilizar a expressão o “valor numérico” da

³⁰ Dado referente ao ano de 2006. Os dois dígitos entre parênteses, representa a incerteza do resultado do último dígito. Em 2011, através de uma investigação internacional, (*International Avogadro Coordination*, IAC), com o intuito de determinar com mais acurácia a constante de Avogadro, fora obtido o seguinte valor: $N_A = 6,022\,140\,82(18) \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, com incerteza relativa na medição de 3×10^{-8} . Esse valor foi determinado pela contagem de átomos de silício para uma célula unitária de uma rede cristalina de silício, em duas esferas isotopicamente enriquecidas (isótopo ^{28}Si). Mais recentemente, este ano, com a colaboração de vários laboratórios internacionais, obteve-se um valor mais acurado para a constante de Avogadro: $6,022\,140\,82(11) \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, com uma incerteza relativa de $2,0 \times 10^{-8}$. Esse último resultado pode ser encontrado no endereço eletrônico a seguir: <http://iopscience.iop.org/0026-1394/52/2/360>. Última Data de acesso: 01 de agosto de 2015.

constante de Avogadro, evitando-se, assim, de utilizar o termo “número de Avogadro”

Costumeiramente, o valor numérico de N_A , é comparado com outras quantidade, como a dúzia. Essa analogia, atualmente, é comum em livros didáticos recentes de Química do Ensino Médio e até mesmo em livros textos universitários, muito usados no meio acadêmico, conforme os trechos que destacamos integralmente a seguir, respectivamente, de um livro didático aprovado no PNLD (2012, 2013, e 2014) e de um livro texto universitário:

A **quantidade de matéria**, expressa em *mol*, não é utilizada em nosso dia a dia. Daí é que vem a causa de certo estranhamento por parte de muitos alunos.

Contudo, quando a quantidade de matéria é pensada como um conjunto que contém um número determinado de unidade, pode-se estabelecer analogia com um conjunto muito utilizado no cotidiano: a dúzia.

Uma dúzia, seja de laranjas, latas de refrigerantes, canetas ou melancias, apresenta sempre 12 unidades.

De forma semelhante, 1 mol apresenta sempre $6,02 \times 10^{23}$ unidades.
(Fonte: [54], p. 341)

Mesmo as menores amostras com que trabalhamos no laboratório contém enormes números de átomos, íons ou moléculas. Por exemplo, uma colher de chá de água (aproximadamente 5 mL) contém 2×10^{23} moléculas de água, um número tão grande que praticamente dificulta a compreensão. Por isso, os químicos inventaram uma unidade de contagem especial para descrever números grandes de átomos e moléculas.

No dia a dia usamos unidades de contagem como dúzia (12 objetos) e grossa (144 objetos) para lidar com quantidades modestamente grandes. Em química, a unidade para lidar com o número de átomos, íons ou moléculas em uma amostra de tamanho normal é o mol.

(Fonte: [44], p.77)

Esse tipo de analogia, entre a *dúzia* e o *mol*, originou uma expressão, que se tornou um jargão entre os químicos: “O *mol* é a *dúzia dos químicos*”, ([56], p. 234). No entanto, o valor da constante de Avogadro, correspondente a quantidades de átomos contidas em um mol de carbono-12 (0,012 kg de carbono-12), não deve ser comparado com outras medidas, como a dúzia e a centena, por que essas unidades são definidas como números e não como grandezas físicas, [38].

Vimos anteriormente, que para expressar as massas de átomos e moléculas, que são entidades extremamente pequenas, utilizamos a unidade de massa atômica (u). No entanto, quando lidamos com quantidades

macroscópicas, utilizamos a grandeza **massa molar** (M), que se refere à massa de um mol de entidades. Aliás, nos cálculos estequiométricos, é a massa molar a grandeza a ser usada, e não as massa atômica ou molecular, [41].

Essa grandeza “representa a massa da numerosidade igual ao número de átomos presentes em 12 g de carbono-12, ou seja um mol”, ([43], p. 354). De acordo com os autores em ([38], p. 31), sua definição é:

Definição 7. *Massa molar* (M) é a massa do elemento ou substância que corresponde à quantidade de matéria igual a um mol. Sua unidade de medida é g/mol ou $g \cdot mol^{-1}$.

O emprego da grandeza massa molar (M), substitui diversos termos obsoletos, como *átomo-grama*, *molécula-grama*, *massa fórmula* etc. Dessa forma, essa grandeza colocou em desuso expressões ambíguas ou que induzem a erros conceituais, [41], o que torna a linguagem química mais simples e coerente. Então, ao invés de utilizarmos diferentes termos para se referir à massa de um mol das diversas espécies químicas (átomos, moléculas, íons etc), utilizamos apenas um, o de massa molar. Assim, temos que a massa molar de:

- Um **elemento químico** é a massa de um mol de átomos desse elemento. Por exemplo, $M(O) = 16,0 \text{ g/mol}$, $M(Na) = 23,0 \text{ g/mol}$ e $M(Fe) = 55,8 \text{ g/mol}$;
- Uma **substância molecular** é a massa de um mol de moléculas dessa substância. Por exemplo, $M(CO_2) = 44,0 \text{ g/mol}$;
- Uma **substância iônica** é a massa de um mol de fórmulas unitárias, isto é, o grupo de íons que figuram na fórmula para representar a substância. Por exemplo, $M(NaCl) = 58,5 \text{ g/mol}$;
- Um **íon** é a massa de um mol desse íon. Por exemplo, a massa molar do íon sódio, Na^+ , é $M(Na^+) = 23,0 \text{ g/mol}$ e;

A massa molar do dióxido de carbono (CO_2) é: $M(CO_2) = 44,0 \text{ g/mol}$. Isto significa que a quantidade de matéria de 1 mol dessa substância tem massa de 44, 0 g. Para obter a massa molar de um composto químico como o dióxido de carbono, basta associar a unidade g/mol aos respectivos valores de massa atômicas relativas em u ; e procedermos da mesma maneira no cálculo da massa molecular. Por exemplo:

Exemplo 2.3. Determinar a massa molar da substância hidróxido de sódio (NaOH).

Dados: $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g/mol}$ e $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g/mol}$.

Solução. Basta efetuar o somatório das massas molares dos átomos, constituintes da substância, fornecidas no enunciado do exercício. Assim,

$$M(\text{NaOH}) = M(\text{Na}) + M(\text{O}) + M(\text{H}) = 23,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 1,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Logo,

$$M(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ g/mol}.$$

Nota-se que a massa molar de uma substância é numericamente igual à sua massa molecular. Porém, o cálculo acima só é possível porque o número de entidades em um 1 mol ($6,02214 \times 10^{23}$ entidades) é igual ao número de unidades de massa atômica em 1 grama, conforme vemos a seguir, na seguinte relação, que é equivalente à aquela anterior (Equação 2.2):

$$1 \text{ g} = 6,02214 \times 10^{23} u. \quad (2.3)$$

No entanto, apesar dessa “coincidência” entre os valores de massa atômica ou massa molecular e a massa molar, é totalmente incorreto, definir a grandeza mol como sendo a massa atômica ou molecular expressa em gramas.

Uma outra grandeza importante das substâncias é o **volume molar** (V_m), que é o volume ocupado por 1 mol das espécies químicas em questão, que é definido da seguinte forma:

Definição 8. O volume molar (V_m) de uma substância é o volume ocupado por um mol das entidades constituintes dessa substância. Sua unidade de medida, geralmente, é L/mol ou $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Por exemplo, determinemos o volume ocupado por 1 mol de água (H_2O), na temperatura ambiente (25°C) e pressão de 1 atm. Como a massa molar da água é $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g/mol}$, então, 1 mol de água corresponde a uma massa de 18,0 g. Como a densidade da água, a essa temperatura, é de $1,00 \text{ g/mL}$; tem-

se que 18,0 g de água ocupam, na temperatura ambiente, um volume de aproximadamente, 18,0 mL ou 18 cm³. Logo, o volume molar da água, a essa temperatura, vale $V_m(H_2O) = 18,0 \text{ mL/mol}$, isto é, $V_m(H_2O) = 0,0180 \text{ L/mol}$.

Agora, o volume ocupado por um mol de mercúrio líquido, que corresponde a uma massa de 200,6 g, na mesmas condições ocupará um volume maior que 1 mol de água. Vejamos, a densidade do mercúrio é de 13,55 g/mL. Logo, o volume ocupado por 1 mol de mercúrio, isto é, o volume molar do mercúrio, corresponde a aproximadamente, $V_m(Hg) = 14,80 \text{ L/mol}$.

Quando se refere a volume há a necessidade de se especificar as condições de temperatura e pressão. Para sólidos e líquidos, a variação das condições de temperatura e pressão não afetam muito o volume; no entanto, os gases são muito afetados pela variação das condições dessas duas grandezas.

Dessa forma, como o volume dos gases, normalmente, varia com a pressão e temperatura, ou seja, os gases ocupam valores diferentes dependendo das condições de temperatura e pressão; convencionou-se a utilização de determinados valores dessas grandezas. Essas condições são conhecidas como **Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP)**.

As CNTP são definidas como a temperatura de 273,15 K (0 °C) e a pressão de 1 atm ou 101 325 pascals (Pa). Nessas condições, o volume ocupado por 1 mol de um *gás ideal* é de 22,41 L, comumente, aproximado para 22,4 L, que é o valor geralmente usado nos livros didáticos de química e questões de vestibular.

Ressalta-se pois, que um mol de qualquer *gás ideal* sempre ocupa, nas mesmas condições de temperatura e pressão, o mesmo volume; especificamente, nas CNTP, um volume de 22,41 L. No entanto, o volume molar de um *gás real*, medido para determinadas condições de pressão e temperatura, pode diferir do volume de um *gás ideal*. De modo que 1 mol de gases reais, nas mesmas CNTP que um gás ideal, ocupam um volume ligeiramente diferente de 22,41 L, conforme ilustrado na Tabela 2.3, a seguir.

Tabela 2.3. Comparação do volume (V_m) de um gás ideal, nas CNTP (0 °C e 1 atm), com diversos gases reais.

Gás	Volume molar ($L \cdot mol^{-1}$)
Ideal	22,41
Cloro (Cl_2)	22,06
Argônio (Ar)	22,09
Dióxido de carbono (CO_2)	22,31
Amônia (NH_3)	22,40
Nitrogênio (N_2)	22,40
Oxigênio (O_2)	22,40
Hélio (He)	22,41
Hidrogênio (H_2)	22,42

(Fontes: [44], p. 345 e [22], p. 140)

Ressalta-se que o valor 22,4 L é “um valor experimental, que, inclusive, valida a Hipótese de Avogadro”, ([56], p. 237). Esse valor pode ser determinado experimentalmente, por exemplo, “pesando 1 litro de gás, que se encontra na CNTP, e se forem conhecidas sua densidade e sua massa molar, pode-se calcular o volume molar”, ([56], p. 237-238).³¹

Em 1982, a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) passa a recomendar o *estado padrão de pressão, sigla STP* (em inglês, *standard-state pressure*), referente a uma pressão de 100 000 Pa (10^5 Pa), que é exatamente igual a 1 bar. Essa recomendação da IUPAC, segundo SILVA em [57] se deve a dois motivos: o **pascal** (Pa) é a unidade do Sistema Internacional (SI), que é compatível com as unidades do SI; e também pelas dificuldades em estabelecer um valor exato da pressão de uma atmosfera, 1 atm (101 325 Pa)³², geralmente definida com a pressão ao nível do mar, já que o mar tem diferentes níveis na Terra.

³¹ Existem propostas experimentais mais elaboradas para determinar o volume molar de um gás. Um experimento para determinação o volume molar do hidrogênio gasoso, $H_2(g)$, por exemplo, pode ser encontrado no endereço eletrônico, mantido pela Royal Society of Chemistry (RSC): <http://www.rsc.org/learn-chemistry/resource/listing?searchtext=&fSubject=SUB000B2510>. Nesse mesmo endereço pode ser encontrado diversos experimentos envolvendo o conteúdo de estequiometria. Esses experimentos fazem parte do projeto *Practical Chemistry* (Química Prática), desenvolvido pela RSC em parceria com a Nuffield Foundation.

³² Nota-se que $1 \text{ atm} = 1,01325 \text{ bar}$; logo, 1 atm é ligeiramente maior que 1 bar.

A partir de 1990, a IUPAC apresentou as Condições-Padrão de Temperatura e Pressão (CPTP), do inglês *Standard Temperature and Pressure* (STP), que são definidas como a temperatura de 273,15 K (0 °C) e pressão de 100 00 Pa (1 bar), [58]. Posteriormente, em 1997, a entidade, definiu também as Condições Padrão para gases (em inglês, *Standard Conditions for gases*), assumindo os mesmos valores das condições-padrão (STP).

Com a redução da pressão de 101 325 Pa para 100 000 Pa, houve um aumento no volume molar de um gás ideal. De modo que, o valor recomendado pela IUPAC para o volume molar de um gás ideal passou a ser de 22,71 L, nas CPTP. Esse novo valor do volume molar pode ser facilmente verificado, aplicando, por exemplo, a Lei de Boyle, discutida anteriormente no Capítulo 1; pois mantido a mesma quantidade de gás (*quantidade de matéria* fixa de 1 mol), e a mesma temperatura (0 °C), tem-se que o volume de um gás ideal é inversamente proporcional à pressão, ou seja, $PV = \text{constante}$. No Quadro 2.1, pode-se acompanhar esse cálculo do “novo” volume molar de um gás ideal. Outra maneira é usar a lei dos gases ideais ($PV = nRT$) para calcular esse volume.

Quadro 2.1. Determinação do volume molar de um gás ideal (CPTP).

Os valores iniciais da pressão e volume, correspondem a $P_1 = 101\,325\text{ Pa}$ e $V_1 = 22,41\text{ L}$. A pressão se reduz a $P_2 = 100\,000\text{ Pa}$, acarretando em um novo volume V_2 . Como $PV = \text{constante}$, tem-se que $P_1V_1 = P_2V_2$, o que resulta:

$$V_2 = V_1 \cdot \frac{P_1}{P_2}.$$

Substituindo os dados, obtém-se o volume:

$$V_2 = (22,41\text{ L}) \cdot \frac{101\,325\text{ Pa}}{100\,000\text{ Pa}} = 22,71\text{ L}.$$

Com a publicação do artigo [57] publicado em 1995 na revista QNEsc, citado anteriormente, passa-se a definir no Brasil, as CNTP como 1 bar e 273,15 K. Nesse mesmo artigo, recomenda-se um novo valor para o volume molar de um gás perfeito nas CNTP: 22,71 L/mol, [57]. A partir daí, alguns autores de livro didático passaram a adotar esses mesmos valores de pressão e temperatura para as CNTP, [58]; e consequentemente, o “novo” volume molar dos gases. Dentre estes, estão os autores da Coleção “Química para a nova geração”

(Projeto PEQUIS), ([46], p. 356). Isso acarretou divergências na utilização da sigla CNTP, [58], e consequentemente no valor do volume molar de um gás ideal a ser usado.

Para evitar essa dicotomia, um outro artigo publicado em 2007, também na revista QNEsc, sugere-se que haja distinção entre *condições normais* de *condições padrão*, [58]. Sugestão essa seguida pelos autores do livro didático encontrado em ([30], p. 238), ao apresentarem o valor do volume molar dos gases, recentemente recomendado pela IUPAC: “...podemos dizer que, nas CPTP, um mol de gás [ideal] ocupa um volume de 22,7 L”.

Com base no que foi exposto, sugere-se que se distingue os dois valores de volume molar para uma gás ideal, especificando as condições de pressão e volume que este se encontra. Dessa forma, adotaremos neste trabalhos o volume molar dos gases ideais igual a: 22,41 L/mol nas CNTP (1 atm e 273,15 K) e 22,71 L/mol nas CPTP (1 bar e 273,15 K). Ou seja:

$$V_m (CNTP) = 22,41 \text{ L/mol.} \quad (2.4)$$

$$V_m (CPTP) = 22,71 \text{ L/mol.} \quad (2.5)$$

Geralmente, dados químicos são relatados nas condições ambiente, 1 atm de pressão e temperatura de 25 °C (298,15 K), que pode ser expresso pela sigla CATP (Condições Ambiente de Temperatura e Pressão), [54]. Nessa situação, o volume molar de um gás perfeito é de 24,46 L/mol. Nota-se que esse valor é maior que aquele do volume ocupado nas CNTP, em (Equação 2.4); pois, embora mantida a pressão constante em 1 atm, a temperatura é maior. A Tabela 2.4 a seguir, fornece os valores de volume molar de um gás ideal sob várias condições de pressão e temperatura, comumente encontradas com seus valores aproximados, em problemas estequiométricos presentes em livros didáticos e questões de vestibulares.

Tabela 2.4. Valores de volume molar (V_m) de um gás ideal.

Temperatura	Pressão	Volume molar ($L \cdot mol^{-1}$)
0 K	0	0
273,15 K (0 °C)	1 atm (101 325 Pa)	22,41
273,15 K (0 °C)	1 bar (100 000 Pa)	22,71
298,15 K (25 °C)	1 atm (101 325 Pa)	24,46
298,15 K (25 °C)	1 bar (100 000 Pa)	24,79

(Fonte: [22], p. 13).

Feitas essas considerações acerca dos conceitos de *quantidade de matéria* (n) e sua unidade o *mol*, *massa molar* (M), *volume molar* (V_m) e constante de Avogadro (N_A); é necessário rever os conceitos de *fórmulas químicas*, que representam os compostos químicos, e *equações químicas*, usadas para representar as reações químicas, que são conceitos introdutórios imprescindíveis no estudo de estequiometria.

CAPÍTULO 3

PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS: UMA QUESTÃO DE PROPORCIONALIDADE

[...]

“As fórmulas e equações químicas descrevem relações quantitativas em dois níveis: em nível fenomenológico (nível macroscópico) e em nível de partículas (nível [sub]microscópico)

Em nível macroscópico, é possível deduzir a partir de uma fórmula química a relação de massa dos elementos químicos que constitui o composto. Correspondentemente, as proporções das massas de reagentes e produtos pode ser derivada a partir de equações químicas. Em nível de partículas, a fórmula química nos conta as proporções dos átomos dos elementos constitutivos de um composto. Da mesma forma, as proporções das partículas reagentes podem ser deduzida a partir de uma equação química.

Hans-Jürgen Schmidt (químico alemão)³³

Nosso propósito neste capítulo é apresentar as relações de proporcionalidade (*relações estequiométricas*) presentes nos cálculos estequiométricos nos níveis macroscópico e submicroscópicos. Iniciaremos com as relações no nível submicroscópicos, com conceitos fundamentais, o de fórmulas e equações químicas. Depois com as relações elementares, envolvendo a proporcionalidade direta da grandeza a *quantidade de matéria* (n) com outras grandezas físicas, como a massa (m) e o volume (V). Essas relações, juntamente com a entendimento das ideias de proporcionalidade discutidas no capítulo 1 e dos conceitos abordados no capítulo 2, serão úteis posteriormente no desenvolvimento das relações quantitativas nos *compostos químicos* e nas *reações químicas*. E também, ajudarão na compreensão das estratégias comuns de resolução de problemas estequiométricos, *regra de três* e análise dimensional, bem como outras estratégias alternativas encontradas na literatura.

³³ Ver nota 20.

3.1. RELAÇÕES QUANTITATIVAS EM NÍVEL SUBMICROSCÓPICO – FÓRMULAS E EQUAÇÕES QUÍMICAS

As fórmulas químicas fornecem uma maneira resumida de representar os compostos químicos. De modo geral, a **fórmula química** de um composto representa sua composição em termos de do número de átomos de cada elemento que o constitui.

Segundo ATKINS & JONES em [22], um **composto químico** é uma substância *eletricamente neutra* formada por dois ou mais elementos diferentes cujos átomos estão em uma *proporção definida*. Esses autores distinguem dois tipos de compostos: *compostos moleculares*, constituídos de moléculas, e que são representados por *fórmulas moleculares*; e compostos iônicos, em que as entidades constituintes são íons, os quais são representados por fórmulas unitárias³⁴. A fórmula unitária é comumente designada por *fórmula empírica* ou *fórmula mínima*.

Um exemplo de composto molecular é a glicose, o açúcar presente no sangue, que tem *fórmula molecular* $C_6H_{12}O_6$. Os índices numéricos subscritos colocados após o símbolo de cada elemento, indica o número de átomos de cada elemento que compõe o constituinte. Assim, cada molécula de glicose contém 6 átomos de carbono (C), 12 átomos de hidrogênio (H) e 6 átomos de oxigênio (O). Alguns elementos também existem na forma molecular, como por exemplo, o enxofre sólido (S_8), os elementos gasosos a temperatura ambiente, que são constituídos por moléculas diatômicas, que são as moléculas nos gases hidrogênio (H_2), oxigênio (O_2), nitrogênio (N_2) e também nos halogênios (F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2).

Um composto iônico bem conhecido é o cloreto de sódio, popularmente chamado de sal de cozinha, cuja *fórmula empírica*, ou *fórmula unitária* é NaCl. Essa substância é composta por íons sódio (Na^+) e íons cloreto (Cl^-), que estão arranjados tridimensionalmente, de forma bem organizada. Essa organização regular tridimensional é denominada **retículo cristalino**, em que os íons se ligam pela atração entre as cargas opostas. Dessa forma, por exemplo, a *fórmula*

³⁴ Nos exercícios de cálculos estequiométricos, com o intuito de determinar o número de entidades constituintes, presentes em uma amostra de uma substância, utiliza-se as expressões: “número de moléculas” para substâncias moleculares e “número de fórmulas unitárias” ou “número de fórmulas mínimas” para substâncias iônicas.

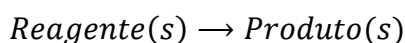
empírica do cloreto de sódio, NaCl, é formada por um íon Na⁺ e um íon Cl⁻. Já a fórmula empírica, por exemplo, do cloreto de cálcio, CaCl₂, um outro composto iônico, é formada por um íon Ca²⁺ e dois íons Cl⁻.

A fórmula empírica, portanto, indica apenas a proporção na qual os íons se combinam, ou seja, ela representa as *relações mínimas* entre os íons constituintes de um composto iônico. Daí o nome fórmula mínima³⁵.

Assim como as fórmulas químicas fornecem uma maneira resumida de representar os compostos químicos, as equações químicas são construídas ou escritas com o intuito de representar simbolicamente as reações químicas.

Logo, as **equações químicas** destinam-se a representar a transformação de uma ou mais substâncias, denominadas de **reagentes**, em novas substâncias, designadas de **produtos**. Em uma equação química, as substâncias originais (reagentes) aparecem no lado esquerdo da equação e as substâncias formadas a partir dos reagentes (produtos) no lado direito. Os reagentes e produtos são separados por uma seta, de modo que uma equação química pode ser escrita genericamente como (Quadro 2.2):

Quadro 3.1. Representação genérica de uma equação química.



Na equação química, os reagentes e produtos são representados por suas fórmulas químicas. Para uma descrição mais completa de uma reação química, há a necessidade de se especificar na equação química, os estados de agregação (estados físicos) de cada substância envolvida: substância sólida é representado por (*s*), substância líquida por (*l*), substância gasosa por (*g*) e as substâncias dissolvidas em água por (*aq*).

É necessário também especificar as quantidades relativas das substâncias envolvidas, as quais são indicadas numericamente na frente da fórmula de cada constituinte, pelos **coeficientes estequiométricos**. Os coeficientes estequiométricos, ou simplesmente coeficientes, indicam a proporção relativa do

³⁵ O termo fórmula mínima também é usado para *compostos moleculares*. Por exemplo, a fórmula mínima ou empírica da glicose (C₆H₁₂O₆) é CH₂O. Essa fórmula mínima mostra o número relativo de átomos de cada elemento, ou seja, ela indica que os átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio estão em uma proporção mínima. Isso quer dizer que os átomos de C, H e O, nessa substância, estão na seguinte relação (ou razão): 1: 2: 1.

números de entidades constituintes de cada substância participantes da reação, que nesse caso especificamente são número inteiros positivos. Esses coeficientes de proporcionalidade multiplicam o número de átomos de cada elemento na fórmula química da substância que eles precedem.

O processo de determinação dos coeficientes estequiométricos é chamado de **balanceamento de uma equação química**. O balanceamento é feito de modo a igualar o número de átomos dos reagentes e produtos, para cada elemento químico. Esse procedimento está baseado na Lei da Conservação das Massas (a Lei de Lavoisier), que determina que a massa se conserva durante as reações químicas. Pois, os átomos de um elemento não são criados nem destruídos, mas rearranjados de modo a formar novas substâncias (Teoria Atômica de Dalton). A Lei de Lavoisier, bem como outras leis relacionadas às reações químicas (leis das reações químicas), e a Teoria Atômica de Dalton, são discutidas na próxima seção.

Massivamente, os livros didáticos do ensino médio (1º ano) e os livros de Química Geral (livros universitários), ao introduzirem o estudo de estequiometria, propõem o balanceamento de uma equação química por “inspeção”, estratégia comumente conhecida como “tentativa e erro”. Além desta, podem ser encontrados também em livros de Química Geral, métodos em que se utiliza os conceitos de “número de oxidação” e “semi-reações”, ambos usados *somente* para balancear *reações de oxirredução* (reações redox), [22], [44]. O último método, devido à sua complexidade, não consta nos livros didáticos do Ensino Médio, já o método baseado no “número de oxidação” (Nox), é desenvolvido no 2º ano, quando se estuda as reações de oxirredução no conteúdo de Eletroquímica.

Todavia, existe um método mais geral e também mais poderoso que os três anteriores para balancear todas as equações químicas, o “método algébrico”, que consiste em desenvolver um *sistema linear de equações* para determinar os coeficientes, que são as variáveis, [59], [60] e [61]. No entanto, requer um conteúdo que, é trabalhado no Ensino Médio, somente no 2º ano, o conteúdo sistema lineares. A Tabela 3.1 a seguir, elaborada a partir das informações contidas em [22], [44], [59] e [61], resume de modo geral, as características, vantagens e desvantagens dos quatro métodos utilizados no balanceamento das equações químicas.

Tabela 3.1. Diferentes métodos de balanceamentos das equações químicas.

Método	Características	Vantagens	Desvantagens
Inspeção ("tentativa e erro")	Recomendado para equações simples, em que os coeficientes são fáceis de ser encontrados ou em equações em que os coeficientes são imediatamente evidentes. Com a utilização de regras sistemáticas, o método se torna mais fácil, como por exemplo, iniciar o balanceamento pelo elemento "que tiver maior índice" e "que aparece apenas em uma substância de cada lado".	Não requer conceitos elaborados, pois os coeficientes são descobertos por "tentativa" de alguns valores até atingir o mesmo número de átomos nos dois lados.	Para equações mais complicadas, torna-se tedioso, que requer outros métodos mais convenientes. Não é adequado para balancear equações químicas iônicas.
Número de oxidação (Nox)	Usado para balancear reações redox simples. Primeiro, determina-se o Nox dos elementos envolvidos na reação, identificando os "elementos" que sofrem variação no Nox, e então determinar seus coeficientes. Os outros coeficientes são obtidos por inspeção.	Pode ser usado para reações redox que envolve íons.	Limitado a reações redox. O método se torna difícil quando um mesmo elemento aparece em mais de um estado de oxidação.
Semi-reações (Método íon-elétron)	Usado para balancear reações redox complicadas. A reação é dividida em duas semi-reações, uma de *oxidação* e a outra de *redução*. Essas semi-reações são balanceadas separadamente, em seguida, combinadas para formar a reação redox geral. Além dos átomos, são balanceadas as cargas, com a adição de elétrons.	Pode ser usado para reações redox que envolve íons.	Limitado a reações redox. Muito complexo para ser trabalhado no Ensino Médio.
Algébrico	Usado para balancear equações químicas em geral. A partir da equação química não balanceada, define-se um sistema linear de equações, que podem ser resolvidos para obter os coeficientes estequiométricos. Método não desenvolvido nos livros-textos de Química. Requer do estudante domínio de manipulações de equações algébricas.	É mais geral que os outros métodos.	Tem o inconveniente de se trabalhar com sistemas lineares, conteúdo ainda não desenvolvido com alunos do 1º ano do Ensino Médio.

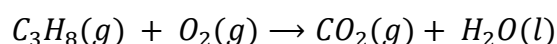
(Fonte: O próprio autor).

O “método algébrico” é mais geral que os outros métodos de balanceamento, porque permite balancear todo tipo de equação química, seja esta, molecular, iônica, redox ou não redox. E ainda, enfatiza a conservação dos átomos do elementos e também das cargas (no caso de equações envolvendo íons) em uma equação química, [2b], [61]. Embora seja mais abrangente, é o que tem sido menos popular dentre os quatro métodos, o que pode estar relacionado com o incômodo de se resolver um sistema de equações, [60].

Segundo o historiador da Química, William B. Jensen, autor da coluna *Ask the Historian* (“Pergunte ao Historiador”), do *Journal of Chemical Education*, uma vez que a destreza algébrica está além das habilidade de muitos estudantes de cursos introdutórios de Química, esta abordagem é raramente ensinada em Departamentos de Química, embora seja amplamente empregado por engenheiros químicos, [59].

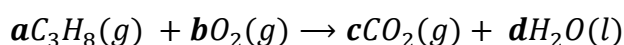
Um bom exemplo de aplicação da metodologia algébrica, desenvolvida simultaneamente com o método por inspeção no balanceamento de equações químicas, pode ser encontrada em ([62], p. 84-85), que corresponde ao balanceamento da reação de combustão completa do propano, (C_3H_8). A seguir, tem-se a descrição adaptada desse balanceamento pelo método algébrico. Por ser um equação simples, o balanceamento por inspeção, sai rapidamente.

Exemplo 3.1. O gás propano (C_3H_8) é usado como combustível para churrasqueira a gás. Em sua combustão completa, o propano reage com o oxigênio (O_2) para formar dióxido de carbono (CO_2) e água (H_2O), conforme a equação não balanceada a seguir:



Efetue o balanceamento da equação que descreve essa reação química.

Solução 3.1. O problema resume-se em determinar os coeficientes estequiométricos da equação. Designemos, respectivamente esses coeficientes pelas letras a , b , c e d .



Como o número de átomos de cada elemento deve ser o mesmo em ambos os lados da equação, tem-se a formação das seguintes equações, que resultam da multiplicação dos coeficientes pelos índices subscritos das fórmulas das substância envolvidas.

$$\begin{array}{ll}\text{Carbono (C):} & 3a = c. \\ \text{Hidrogênio (H):} & 8a = 2d. \\ \text{Oxigênio (O):} & 2b = 2c + d.\end{array}$$

Observa-se que os coeficientes representam variáveis. Assim, das equações acima, obtemos o seguinte sistema:

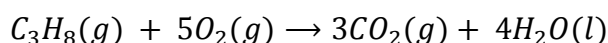
$$\begin{cases} c = 3a \\ d = 4a \\ 2b = 2c + d \end{cases}$$

Uma vez que esse processo resulta em três equações com quatro incógnitas, o valor de cada uma das incógnitas pode ser facilmente encontrado em termos de qualquer uma das incógnitas. Observa-se no sistema de equações acima, que um boa candidata a ser escolhida é a incógnita a . Segue-se daí, que:

$$\begin{cases} c = 3a \\ d = 4a \\ 2b = 2(3a) + 4a \end{cases} \Leftrightarrow \begin{cases} c = 3a \\ d = 4a \\ b = 5a \end{cases}$$

Tomando, arbitrariamente, $a = 1$, que é o menor valor inteiro assumido para essa incógnita, encontramos os seguintes valores para as incógnitas: $a = 1$, $b = 5$, $c = 3$ e $d = 4$.

Finalmente, inserido esses valores na equação original, obtemos uma equação balanceada:



De modo geral, nesse método, atribui-se um valor numérico arbitrário para a incógnita escolhida, com o intuito de desaparecer com todo coeficiente fracionário, [61]. Normalmente, prefere-se evitar o uso de coeficientes fracionários porque eles podem ser interpretados no sentido da existência de

moléculas fracionárias, [62]. De modo, que “para facilitar a compreensão, é melhor não utilizar frações e sim, os menores inteiros possíveis”, ([46], p. 375). Por consequência disso, um procedimento muito comum presente em livros didáticos e também usado por professores, é a eliminação de quaisquer frações, multiplicando toda a equação, mais especificamente, os coeficientes estequiométricos, por um fator que as remova.

No entanto, conforme mencionamos anteriormente no início dessa seção, os coeficientes indicam as quantidades relativas das substâncias envolvidas em uma reação, e portanto podem ser números inteiros ou fracionários.

Na metodologia algébrica, o processo de balanceamento é feito de uma forma mais matemática, uma vez que a determinação dos coeficientes em uma equação química é matematicamente equivalente a resolver um sistema algébrico linear de equações, conforme se observa anteriormente na Solução 2.4. O que permite fazer uma relação interdisciplinar da matemática com a Química.

Recentemente, alguns autores de livros de matemática do Ensino Médio têm escolhido como exemplo, dentre as inúmeras aplicações para os sistemas lineares, a determinação dos coeficientes estequiométricos de equações químicas; como o que foi feito no livro didático ([9], p. 279), citado anteriormente no Capítulo 1.

Um dos exemplos usado pelo autor dessa obra, é a determinação dos coeficientes de uma equação de combustão completa de um hidrocarboneto (C_6H_6), processo semelhante ao que fizemos anteriormente no Exemplo 2.4; porém, com a utilização do *método de escalonamento* na resolução do sistema linear. Na resolução desse sistema linear homogêneo e indeterminado, apresentada pelo autor, encontra-se uma solução geral (ou genérica) para os coeficientes, e posteriormente, a menor solução inteira positiva.

A metodologia algébrica usada na determinação dos coeficientes de uma equação química, além de ser mais geral que as outras conhecidas, também permite enfatizar a conservação das massas e das cargas em uma equação química, embora não seja muito popular entre os químicos.

Atualmente, esta metodologia tem sido usada para escrever algoritmos de computadores para balancear equações químicas, [62], como o que é descrito, por exemplo, em [60]. Os autores dessa pesquisa utilizaram o programa de

computador MATLAB (contração dos vocábulos *Matrix Laboratory*) no balanceamento de uma série de equações químicas, inclusive, equações redox envolvendo íons. O uso desse software de programação, segundo os autores, mostrou-se conveniente no balanceamento de equações químicas, especialmente as equações que são mais difíceis, pois possibilitou maior agilidade e rapidez no processo de balanceamento.

O funcionamento teórico do procedimento usado por esses pesquisadores da, envolve conhecimentos de Álgebra Linear. Que em suma, resume-se em resolver uma equação matricial da forma $Ax = b$, que resulta do sistema de equações obtidos no processo algébrico, [60].

Retomando os estudos feitos em [59], verificou-se que historicamente, a metodologia algébrica é mais antiga que, por exemplo, os métodos de balanceamento usados em equações redox. Segundo o autor do estudo, o *método algébrico*, também conhecido como “método de balanço de material”, foi introduzido em 1878, pelo químico James Bottomley, [59]. Posteriormente, em 1922, esse método foi divulgado em um artigo intitulado “The Algebraic Method of Balancing a Chemical Equation”, [61]. Observou-se nesse artigo, que o uso da metodologia por “tentativa e erro” (*trial and error*) já era um recurso muito comum na época, o qual segundo o autor do mesmo, é muito usada no balanceamento de equações simples, e que no entanto, é muito maçante para equações mais complicadas, [61].

Em nossas pesquisas verificamos que o procedimento usado no método por tentativas também já era abordado no final do século XIX, conforme localizado por nós no livro “The New Chemistry”, de Josiah Parsons Cooke publicado em 1878, [63]. Cooke é apontado como o pioneiro do ensino dos problemas de cálculos estequiométricos, [59].

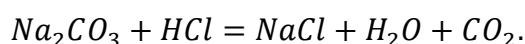
Cooke propunha em seu livro, um método para determinar os coeficientes de uma equação química baseado nas mesmas ideias atuais desenvolvidas no processo de balanceamento de equações químicas pelo método por inspeção, embora não se encontre no livro qualquer menção ao termo tentativa e erro (*trial and error*, em inglês). Esse processo, segundo o próprio autor, baseava-se num princípio simples, “Nenhum material pode ser perdido”, [Lei de Lavoisier], pois “os átomos são indestrutíveis” [Teoria Atômica de Dalton], ([63], p. 160). E

portanto o número de átomos tanto nos fatores [reagentes] quanto nos produtos são os mesmos,

Observa-se que anteriormente o autor do livro, ao explanar sobre fórmulas químicas, fez a inserção do termo *coeficientes* (em inglês *coefficients*), remetendo-o ao número indicado na frente da fórmula de substância para indicar o número de moléculas dessa substância, do mesmo modo que que é hoje, conforme os trechos destacados a seguir.

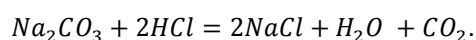
“Se quisermos representar várias moléculas de água, nós colocamos um número na frente de todo símbolo. Assim $2\text{H}_2\text{O}$ representa duas moléculas de água, $5\text{H}_2\text{O}$ representa cinco moléculas de água etc. [...] Várias moléculas de álcool são indicadas pelo uso de **coeficientes**, tal como anteriormente, $3\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ etc.”
(Fonte: [63], p. 152). [Tradução e grifo nosso]

Posteriormente, Cooke ao representar as reações químicas, por meio das equações químicas, descreve seu método para encontrar os coeficientes da equação química. O primeiro exemplo de aplicação de seu método foi a determinação dos coeficientes na equação química, representando a reação de efervescência entre o carbonato de sódio (Na_2CO_3) com o ácido clorídrico (HCl), produzindo cloreto de sódio (NaCl), água (H_2O) e dióxido de carbono, que na linguagem da época era escrita como:



A seguir é descrito o processo usado por Cooke, executado em duas etapas, para determinar os coeficientes da equação:

Ora, há dois átomos de sódio na molécula de carbonato de sódio. Consequentemente, deve haver dois átomos do mesmo elemento nos produtos, e por isso, devemos escrever 2NaCl . Na molécula de água nos produtos, há dois átomos de hidrogênio; portanto, temos que escrever 2HCl entre os fatores [reagentes]. Assim alterada, a nossa reação torna-se:



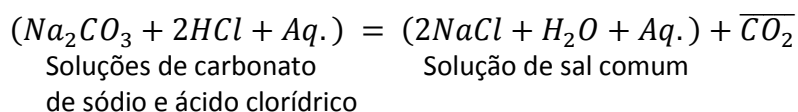
(Fonte: [63], p. 160).

Observa-se no exemplo acima que o processo descrito por Cooke é exatamente o mesmo empregado nos livros didáticos de Química, o de “tentativa

e erro”. Nota-se ainda que se trata de uma equação relativamente simples a ser balanceada por esse método.

Posteriormente, esse professor de Química, se preocupou em indicar na referida equação química os estados físicos das substâncias participantes da reação. Ele introduziu a seguinte simbologia para representar *substâncias em solução aquosa*: *Aq.*, que são as duas letras iniciais do vocábulo *aqua* (nome da água em latim). As *substâncias gasosas* eram representadas por uma linha sobre sua fórmula. Já a formação de um *precipitado*, sólido insolúvel em água, era representado arbitrariamente, por uma linha abaixo da fórmula. A reação de efervescência entre o carbonato de sódio, $\text{NaCO}_3(\text{aq})$ e o ácido clorídrico, $\text{HCl}(\text{aq})$, ambos em solução aquosa, produzindo gás carbônico, $\text{CO}_2(\text{g})$, citada anteriormente, está reproduzida no Quadro 3.2, já com a indicação dos estados físicos das substâncias participantes.

Quadro 3.2 Representação da reação de efervescência do carbonato de sódio com ácido clorídrico segundo livro de Cooke (1878).



Continuando, observa ainda em [59], que só mais tarde, em 1926, em uma pequena monografia escrita por Keach, é que o “método do número de oxidação” ficou conhecido. Posteriormente, em 1927, seria publicado um artigo sobre o balanceamento de reações de oxirredução pelo “método íon-elétron”, no *Journal of Chemical Education*, por Eric Jette e Victor K. La Mer. A aplicação desses dois métodos só tornou-se possível, graças ao advento da abordagem da perda e ganho de elétrons, intimamente aliada à Teoria Iônica da Dissociação, Teoria Eletroquímica de Eletrólise e Células Voltaicas, [59].

3.2. RELAÇÕES QUANTITATIVAS EXPRESSAS PELAS LEIS PONDERAIS E VOLUMÉTRICA DAS REAÇÕES QUÍMICAS, E A TEORIA ATÔMICA DE DALTON

Os cálculos estequiométricos são baseados nas leis ponderais das reações químicas propostas pelos cientistas Lavoisier, Proust e Dalton e também na única lei volumétrica, apresentada por Gay-Lussac; que foram divulgadas no fim do século XVIII e início do século XIX. A lei de Lavoisier, provavelmente, a lei mais conhecida em Química, descreve sobre a conservação das massas nas reações químicas.

Já as leis de Proust e Dalton são ditas *leis ponderais de combinação* e a lei de Gay-Lussac como *lei dos volumes de combinação*. As descrições quantitativas dessas leis de combinação em massa e em volume requerem a aplicação dos conceitos de razão e proporção e o uso do raciocínio proporcional, que ficarão claros à medida que forem apresentada as referidas leis e os exemplos de aplicação.

Por meio dessas leis e da Teoria Atômica de Dalton conclui-se que as substâncias são constituídas por átomos que se conservam durante uma reação química e que as substâncias sempre reagem numa mesma proporção, princípios básicos no processo de balanceamento de uma equação química, os quais foram discutidos anteriormente.

Portanto, para compreender o cálculo estequiométrico, um pré-requisito básico é o estudo das leis das reações químicas e também da Teoria Atômica de Dalton.

A primeira dessas leis fundamentais para o aprendizado dos cálculos estequiométricos é a **Lei de Lavoisier** ou **Lei da Conservação das Massas**, apresentada em 1789 pelo químico francês Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794), em seu “*Traité Élémentaire de Chimie*” (*Tratado Elementar de Química*), obra que resume o seu trabalho, em colaboração com outros cientistas, de novas teorias, metodologias e nomenclatura química.

Essa lei é uma generalização dos experimentos feitos por Lavoisier, em colaboração de sua esposa Marie Ane, que o levaram a concluir que a massa se conservava durante uma reação química, ou seja, que a massa antes e depois de qualquer reação é sempre a mesma, [38]. A verificação da conservação das

massas numa reação química, por esse cientista, ocorreu por volta dos anos 1772-1774, época em que realizou seus experimentos sobre combustão e calcinação.

O enunciado dessa lei, nas próprias palavras de Lavoisier (*apud* [38], p. 369) em seu *Tratado Elementar de Química*, era:

“Podemos estabelecer, como axioma incontestável, que em todas as operações da arte e da natureza nada é criado; existe uma quantidade igual de matéria antes e depois do experimento [...]”

Nos livros didáticos de Química (e.g., [30], p. 217-218), a Lei de Lavoisier é enunciada comumente como:

Lei Ponderal 3.1. (Lei da Conservação das Massas, Lavoisier, 1794). Numa reação química, que ocorre num sistema fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos da reação.

Segundo autores da coleção encontrada em ([38], p. 370): “Essa lei abriu caminho para outros estudos sobre a relação entre as massas das substâncias durante as transformações químicas”. Os resultados experimentais desses estudos, desenvolvidos no fim do século XVIII e início do século XIX, possibilitaram o desenvolvimento de outras leis relativas à transformação das substâncias, denominadas *leis ponderais das combinações químicas*.

A primeira dessas leis de combinação foi proposta pelo químico e farmacêutico francês Joseph Louis Proust (1754-1826) em 1799, quando mostrou que o carbonato de cobre (CuCO_3) continha *proporções definidas em massa*, de cobre, carbono e oxigênio: 5,3 partes de cobre, para 4 de oxigênio e 1 de carbono, ou seja, 5,3: 4: 1; não importando se esse fosse preparado em laboratório ou isolado da natureza, [23], [64].

Proust, demonstrou similarmente, que essa situação ocorria também em muitos outros compostos, e formulou a generalização (lei) de que todos os compostos conteriam elementos em certas proporções definidas ou fixas, [23], [64]. Essa generalização ficou conhecida como **Lei de Proust** ou **Lei das Proporções Definidas**, que pode ser enunciada da seguinte maneira:

Lei Ponderal 3.2. (Lei das Proporções Definidas – Proust, 1799). Uma substância, independentemente de sua origem ou de seu processo de preparação, é sempre formada pelos mesmos elementos químicos, combinados na mesma proporção em massa.

Uma outra maneira de anunciar essa mesma lei, com enfoque na reação química, o processo químico de obtenção da substância em laboratório, é apresentado em ([43], p. 372), que se encontra a seguir:

Lei Ponderal 3.3. (Enunciado alternativo da Lei das Proporções Definidas – Proust, 1799). As substâncias reagem sempre na mesma proporção para formarem outra substância.

Como há proporções fixas entre as massas de reagentes e produtos numa reação química, ou mais especificamente, relações de *proporcionalidade direta* entre as massas das substâncias envolvidas numa reação; torna-se fácil justificar o uso da *regra de três*, comumente empregada nos problemas de estequiometria das reações químicas envolvendo massas. Discutiremos, posteriormente, esses aspectos nesse capítulo. Uma vez que há uma relação de *proporcionalidade direta* entre as substâncias envolvidas numa reação, a qual discutiremos posteriormente nesse capítulo. Consideremos o exemplo a seguir de aplicação da Lei de Proust, adaptado de uma questão de vestibular.

Exemplo 3.1. (UFSCar-SP – adaptado) Durante uma aula de laboratório, um estudante queimou ao ar diferentes massas iniciais m_i de esponja de ferro. Ao final de cada experimento, determinou também a massa final resultante do óxido de ferro formado m_f . Os resultados obtidos estão reunidos na tabela a seguir. Admita que em todos os experimentos a queima da esponja foi completa.

Experimento Nº	Massa inicial (m_i) Massa de ferro (g)	Massa inicial (m_f) Massa de óxido de ferro (g)	Relação m_f/m_i
1	0,980	1,18	
2	0,830	1,00	
3	1,05	1,26	
4	1,11	1,34	

- a) Determine o valor da relação m_f/m_i que está faltando na tabela acima. Exprese sua resposta com três algarismos significativos.
- b) A relação obtida no item (a), entre a massa final e a massa inicial do sistema $[m(f)/m(i)]$, em cada experimento realizado, permite afirmar que, dentro do erro experimental, os dados obtidos estão de acordo com a Lei das Proporções Definidas?

Solução 3.1.

(a) Basta determinar o quociente entre as massas final e inicial:

Experimento	Massa inicial (m_i)	Massa final (m_f)	Relação
Nº	Massa de ferro (g)	Massa de óxido de ferro (g)	m_f/m_i
1	0,980	1,18	1,20
2	0,830	1,00	1,21
3	1,05	1,26	1,20
4	1,11	1,34	1,21

(b) Sim. Pois, a partir do resultado obtido em (a) tem-se que há uma relação (razão) constante entre a massa de ferro e a massa de óxido de ferro. O que significa que o oxigênio (presente no ar) e o ferro da esponja de aço reagem sempre na mesma proporção para formar o óxido de ferro em questão.

O fato de haver, no exemplo acima, uma proporção fixa entre as massas de reagente (ferro) e de produto (óxido de ferro) na reação química em questão, reforça o conceito de proporcionalidade direta abordado no Capítulo 1: “a identificação da proporcionalidade como uma *relação de razão constante*”³⁶.

Além de demonstrar a composição fixa dos compostos químicos, Proust também mostrou que diversos metais formavam mais de um óxido e de um sulfeto, cada um deles com uma composição ponderal definida, [64]. O fato de dois elementos poderem se combinar para formar mais de uma substância, com distintas proporções ponderais, seria explicado posteriormente pelo químico inglês John Dalton (1766-1844), em 1803, quando expôs sua Teoria Atômica.

³⁶ Há também uma relação de razão constante entre as massas dos reagentes ferro e oxigênio. A massa de oxigênio, que é consumido na reação, pode ser determinada aplicando a Lei de Lavoisier.

Dalton reiterou que estas diferentes proporções em massa, guardavam entre si relações (razões) muito simples de números inteiros e pequenos, [67]. A obtenção dessas relações múltiplas simples, ficou conhecida como **Lei das Proporções Múltiplas**, a qual foi verificada por Dalton, em 1803, após a realização de alguns experimentos com diferentes óxidos de nitrogênio, [68].

A lei de Dalton das proporções múltiplas, costuma ser enunciada para compostos constituídos por dois elementos, da seguinte maneira:

Lei Ponderal 3.4. (Lei das Proporções Múltiplas – Dalton, 1803). Quando uma massa fixa de um elemento reage com um segundo elemento para formar compostos diferentes, as massas desse segundo elemento guardam entre si uma relação (razão) constante de números inteiros e, em geral, pequenos.

Ou de modo mais sistemático, conforme proposto em ([65], p. 205-206):

“Quando uma mesma massa m de um elemento A se combina com as massas $m_1, m_2, m_3, \dots$, de um elemento químico B, dando origem a diversos compostos, as massas do elemento B estão entre si numa relação [razão] de números inteiros simples”.

Tomemos a seguinte adaptação de um exemplo proposto em artigo publicado na revista QNEsc, ([66], p. 10), para a referida lei:

Exemplo 3.3. Existem dois compostos conhecidos que contêm apenas carbono e oxigênio. A tabela a seguir lista as massas de oxigênio que se combinam com 1,00 g de carbono.

Composto	Massa de Oxigênio (g)
X	1,33
Y	2,66

Solução 3.2. A razão entre as massas de oxigênio, que se combinam com 1,00 g de carbono, para formar os compostos dos compostos X e Y, corresponde a:

$$\frac{1,33 \text{ g}}{2,66 \text{ g}} = \frac{1}{2}.$$

Essa razão, 1/2, de fato, é composta por pequenos números inteiros, tal como previsto pela Lei das Proporções Múltiplas.

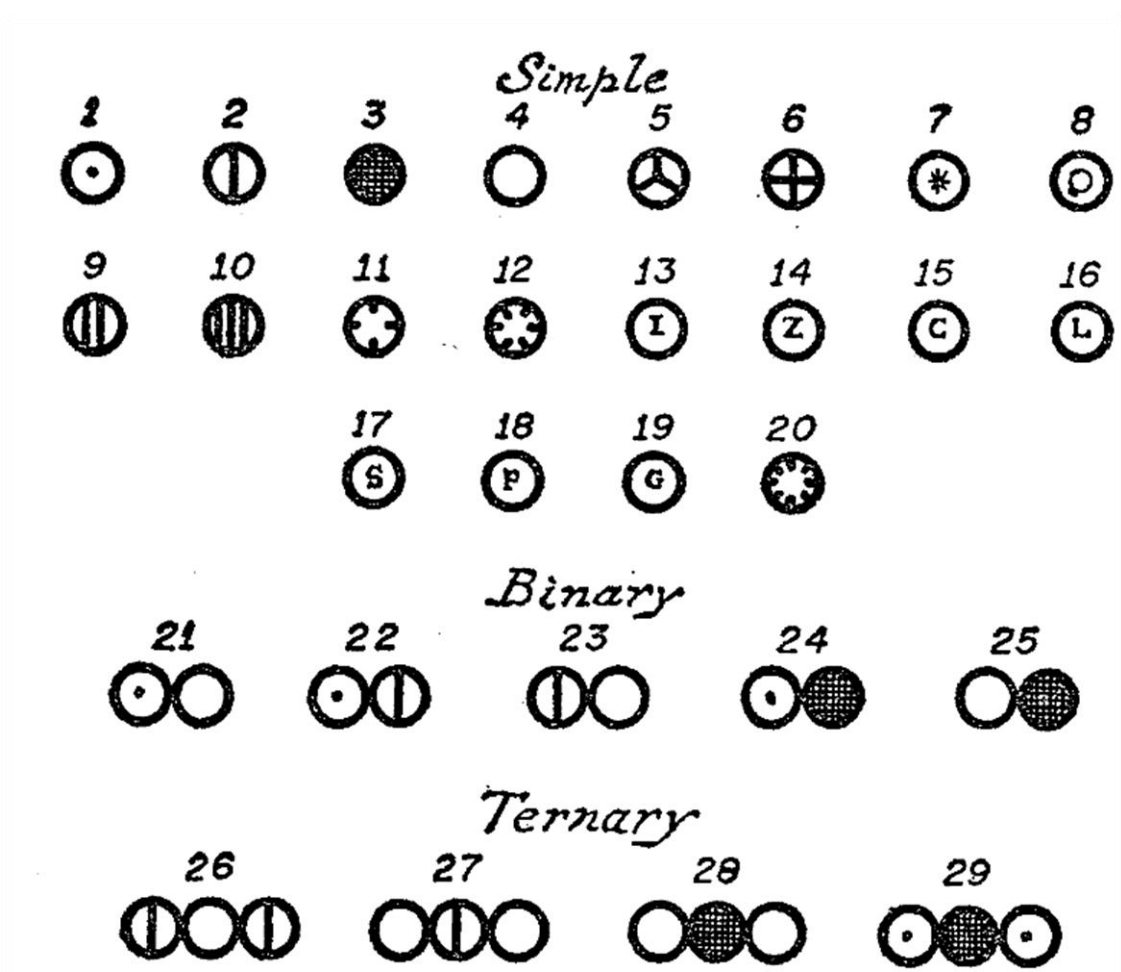
O modelo teórico explicativo para as generalidades indicadas nas três leis ponderais supracitadas, surgiu em 1803, com a Teoria Atômica proposta por John Dalton. Paralelamente, as leis ponderais serviram de base para sustentar a Teoria Atômica de Dalton, ou seja, essas leis desempenharam o papel de suporte empírico (experimental) da Teoria de Dalton, [65], [66].

Em 1803, quando estudava a absorção dos gases, Dalton fez o primeiro anúncio de sua hipótese atômica de constituição da matéria, que foi apresentada à Sociedade Literária e Filosófica de Manchester, [65], [67]. Ele mostrou pela primeira vez os *símbolos atômicos* e as *fórmulas atômicas*, criados por ele para representar, respectivamente, os *átomos* de um elemento químico (chamados ainda, de “partículas últimas”) e os agrupamentos de átomos (“*átomos compostos*”³⁷) existentes nos compostos químicos; e também os *pesos atômicos relativos* (que hoje se chamam *massas atômicas*), cujo padrão era o átomo de hidrogênio, de peso atômico unitário.

Posteriormente em 1807, sua teoria foi mencionada, com o devido crédito, por Thomas Thomson em seu livro “System of Chemistry” (*Sistema Elementar*), [65], [67] o que ajudou a torná-la mais amplamente conhecida, [65], [68]. E em 1808, ela foi publicada com mais detalhe pelo próprio Dalton, na primeira de seu livro “New System of Chemical Philosophy” (*Novo Sistema de Filosofia Química*), [65], [66], [67]. Em 1810 e 1827 foram publicadas, respectivamente, mais duas partes desse livro.

³⁷ As entidades constituintes das substâncias compostas eram também denominadas *átomos*, pois ainda não existia o conceito de *molécula*.

Figura 3.1 Símbolos criados por Dalton para algumas substâncias simples (elementos) e compostas.



(Fonte: [23], p. 74).

Em seu *Novo Sistema de Filosofia Química*, Dalton apresentou uma versão mais elaborada de sua simbologia iconográfica para representar os elementos químicos e seus compostos. Nessa simbologia, os átomos dos elementos químicos eram representados por meio de círculos, contendo em seu interior pontos, traços ou ainda a primeira letra do nome do elemento em inglês. Posteriormente, em 1814, os ideogramas de Dalton foram substituídos pela letra inicial, ou combinação das primeiras letras, dos nomes em latim de cada elemento, proposto pelo químico sueco Jöns Jacob Berzelius (1779-1848). Na Figura 3.1, a seguir, podem ser encontrados os símbolos daltonianos de algumas substâncias simples e compostas. Dalton apresentou também nessa obra, sua nova tabela, ampliada e aperfeiçoada, com os pesos atômicos dessas substâncias (Tabela 3.2).

De forma implícita ou explícita, a teoria atômica de Dalton sustentava as seguintes hipóteses, [22], [64, [67], [68]:

- i. A matéria é constituída por átomos, que são indivisíveis e não podem ser criados ou destruídos (Lei da Conservação da Matéria – Lavoisier);
- ii. Todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos e apresentam o mesmo peso e átomos de elementos diferentes têm pesos diferentes;
- iii. Um composto químico é formado por um número fixo de átomos de seus elementos constituintes (essa hipótese, juntamente com as anteriores, explica-se a *lei das proporções fixas* ou Lei das Proporções Definidas – Proust);
- iv. Se existir mais de um composto formado por dois elementos diferentes (e.g., nos óxidos de carbono, CO e CO₂), os números de átomos de cada elemento nos compostos guardam entre si uma razão de números inteiros (Lei das Proporções Múltiplas – Dalton);
- v. O peso de um composto será a soma dos pesos atômicos de seus átomos constituintes. E o peso do átomo de um elemento é o mesmo (i.e., constante) em todos os seus compostos;
- vi. As reações químicas consistem num rearranjo dos átomos de um conjunto de combinações para outro, ou seja, as reações envolvem somente combinação, separação e rearranjo dos átomos, não havendo no seu curso, conforme a hipótese “i”, nem a criação nem a destruição de átomos
- vii. Num composto formado pelos elementos A e B, a menos que haja uma razão para pensar contrário, seus “átomos compostos” serão do tipo binário AB. Se há mais de um composto, um será binário AB, e o outro ternário, A₂B ou AB₂, e assim sucessivamente (regra da máxima simplicidade).

Tabela 3.2. Parte da tabela de pesos atômicos de Dalton, publicada em seu livro *A New System of Chemical Philosophy*, em 1808.

Figura 2.1	Substância	Pesos atômicos
1	Hidrogênio (este é o peso relativo)	1
2	Azoto [nitrogênio]	5
3	Carbono ou carvão	5
4	Oxigênio	7
5	Fósforo	9
6	Enxofre	13
7	Magnésia [óxido de magnésio]	20
8	Cal [óxido de cálcio]	21
9	Soda, barrilha [carbonato de sódio]	28
10	Potassa [carbonato de potássio]	42
11	Estrontita ³⁸	46
12	Barita [óxido de Bário]	68
13	Ferro (Fe)	38
14	Zinco (Zn)	56
15	Cobre (Cu)	56
16	Chumbo (Pb)	95
17	Prata (Ag)	100
18	Platina (Pt)	100
19	Ouro (Au)	140
20	Mercúrio (Hg)	167
21	Água (HO)	8
22	Amônia (NH)	6
23	Gás nitroso (NO)	12
24	Gás olefiante (CH)	6
25	Óxido carbônico (CO)	12
26	Óxido nitroso (N ₂ O)	17
27	Ácido nítrico (NO ₂)	19
28	Ácido carbônico (CO ₂)	19
29	Hidrogênio carburetado (CH ₂)	7

(Fontes: [67], p. 43; [43], p. 13).

³⁸ Estrontita era o nome dado na época, ao elemento químico estrôncio. Descoberto, anteriormente em 1790, pelo químico alemão Martin H. Klaproth (1743-1817) ao estudar o mineral *estroncianita* (carbonato de estrôncio, SrCO₃), encontrado na cidade escocesa *Strontian*. Foi isolado, em 1808, pelo químico britânico Humphry Davy (1778-1829), o qual sugeriu o nome *estrôncio*.

Observa-se que os “pesos atômicos” (i.e, *massas atômicas*) dos elementos na tabela de Dalton (Tabela 2.5) não coincidem com os valores atualmente encontrados na tabela periódica, por exemplo, o valor tabelado da massa atômica do oxigênio é 16 e não 7. Anos depois, em 1828, Berzelius (1779-1848), utilizando o oxigênio como padrão de peso atômico (peso atômico 16,000), determinou valores mais confiáveis, bem próximos dos valores atuais, para os pesos atômicos de 54 elementos conhecidos na época, [23].

Além disso, algumas substâncias compostas eram consideradas simples, como a cal, a barrilha, a barita, a potassa, a magnésia, e provavelmente a estrontita. Os elementos presentes nessas substâncias só foram isolados na forma pura com a aplicação da técnica de eletrólise em 1808 por Davy. Em que foi possível, por exemplo, a partir dos minerais cal, magnésia, estroncianita e baritina, isolar respectivamente, os elementos, cálcio, magnésio, estrôncio e o bário, [23].

Nota-se ainda que grande parte das fórmulas propostas por Dalton, estavam erradas, como é o caso, por exemplo, da água, HO, e da amônia, NH. Pois, Dalton considerou que os átomos se combinariam, preferencialmente, na razão de 1:1, de acordo com a sua regra da máxima multiplicidade (hipótese vii), [66]. No entanto, acertou em alguma fórmulas, como é o caso dos óxidos gasosos: CO e CO₂.

Todavia, a Teoria Atômica elaborada por Dalton, além da sua importância histórica, destacando-se como um dos marcos fundamentais da Química no século XIX, [67], esta, com a determinação dos pesos atômicos relativos, ainda reforçou o caráter quantitativo da Química, pois permitiu a realização de cálculos quantitativos baseados em dados experimentais coligidos na prática laboratorial, [67]; e também seu caráter teórico, ao explicar as leis quantitativas da Química (leis ponderais), ao mostrar como os átomos de diferentes elementos se combinavam para formar os compostos químicos, e ao expor que as reações químicas nada mais faziam do que separar ou unir átomos, [65], [64], [67].

Há de se reforçar ainda que, lançando mão do modelo de átomo proposto por Dalton (pequenas esferas indivisíveis) e da conservação dos átomos em uma reação químicas (postulado “vii”), pode-se ter uma melhor interpretação, numa equação química, das *proporções fixas* estabelecidas pelos coeficientes estequiométricos, [62], [38]. Constituindo, portanto, um recurso alternativo na

representação e balanceamento de equações químicas, que é muito comum nos livros didáticos. As ilustrações a seguir (Figura 2.2), extraída do livro didático encontrado em ([38], p. 375), por exemplo, representam a reação de decomposição da água oxigenada, uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio, $H_2O_2(aq)$, produzindo água líquida, $H_2O(l)$ e gás oxigênio, $O_2(g)$, descrita pela equação balanceada abaixo:

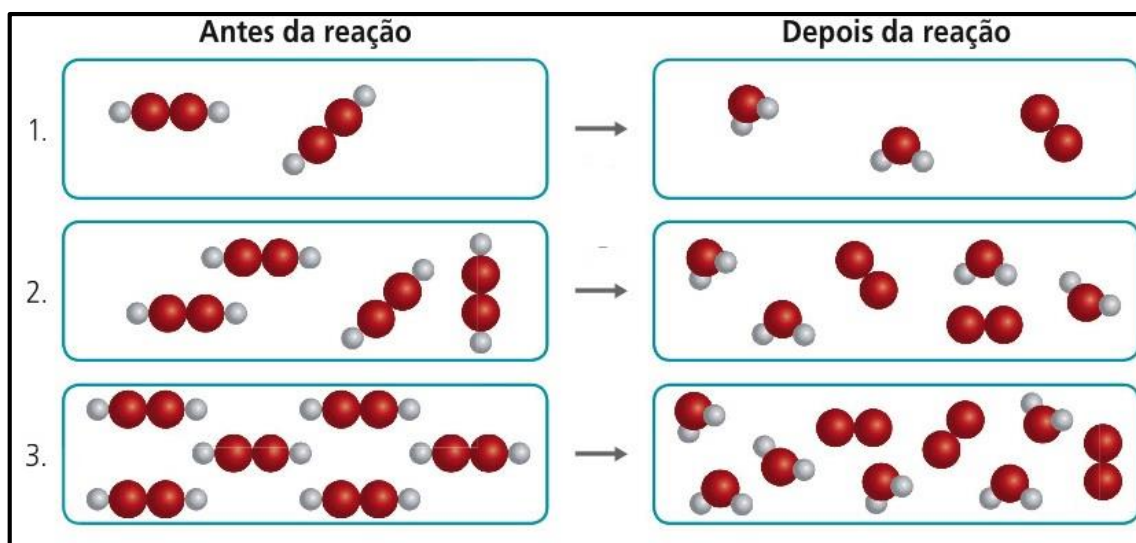
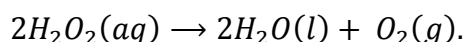


Figura 3.2 Ilustrações, em escala molecular, da reação de decomposição da água oxigenada. As esferas vermelhas representam os átomos de oxigênio (O), e as esferas brancas, os átomos de hidrogênio.

A primeira ilustração indica que, a partir de 2 moléculas de H_2O_2 , são formadas 2 moléculas de H_2O e 1 molécula de O_2 . Ou seja, essa ilustração é a que representa a equação química em questão, pelos menores valores inteiros dos coeficientes estequiométricos, resultando na seguinte **proporção molecular**: 2:2:1. As ilustrações 2 e 3 também estão corretas! Nas representações, ilustradas em 2 e 3, tem-se respectivamente, as proporções moleculares 4:4:2 e 6:6:3, que são equivalentes à primeira, 2:2:1.

Historicamente, a aceitação da Teoria Atômica de Dalton não foi imediata e universal, embora tivesse o apoio de químicos importantes da época como Berzelius, Avogadro e Gay-Lussac, pois muitos cientistas da época preferiam

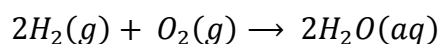
trabalhar com o conceito de *peso equivalente* das espécies químicas – um conceito introduzido anteriormente no fim do século XVIII, por Jeremias Richter (1762-1807), – ao invés do conceito de *peso atômico* ou peso molecular.

Os cientistas Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850), químico francês que descreveu a variação do volume em função da variação da temperatura (vide Capítulo 1) e Amadeo Avogadro (1776-1850), químico italiano citado na seção anterior deste capítulo; foram os dois principais homens que contribuíram para a aceitação da Teoria Atômica, [23].

Em 1808, Gay-Lussac juntamente com o naturalista prussiano Alexander von Humboldt (1769-1859), fizeram passar uma corrente elétrica pela água, comprovando que essa substância era composta por duas partes de hidrogênio e uma de oxigênio, ou seja, eles descobriram que dois volumes de hidrogênio combinavam com 1 volume de oxigênio para dar água. Examinando outras substâncias, Gay-Lussac generalizou que os gases se combinavam entre si para formar compostos químicos, sempre na proporção de números inteiros e pequenos. Essa generalização passou a ser conhecida como **Lei Volumétrica das Combinações Químicas** ou **Lei de Gay-Lussac**. Essa lei estabelece as relações volumétricas para as reações químicas envolvendo gases, sendo comumente enunciada da seguinte maneira:

Lei Volumétrica 3.5. (Lei Volumétrica das Combinações Químicas – Lei de Gay-Lussac, 1808). Numa reação química, os volumes gasosos dos reagentes e produtos, medidos nas mesmas condições de temperatura e temperatura, guardam entre si uma relação de números inteiros e pequenos.

Com base nessa lei, na reação de produção da água a seguir:



os gases envolvidos, nas mesmas condições de temperatura e pressão, estão relacionados na seguinte razão em volume: 2: 1: 2.

3.3. RELAÇÕES QUANTITATIVAS EM PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS

3.3.1. Relações Estequiométricas Fundamentais

A introdução da grandeza *quantidade de matéria*, por meio de sua unidade de medida o *mol*, permitiu estabelecer relações quantitativas entre as duas dimensões da matéria, a *macroscópica* e a *submicroscópica*. O que tornou possível, conforme já citamos anteriormente no Capítulo 2, “contar em nível macroscópico, as entidades constituintes das substâncias”.

A grandeza *quantidade de matéria* (n) estabelece relações de *proporcionalidade direta*, no nível macroscópico com as grandezas massa (m) e volume (V), e no nível submicroscópico com o *número de entidades elementares* (N), que constituem uma substância. Essas três relações fundamentais são descritas em artigo publicado na revista QNEsc, [41]; os quais apresentaremos adiante com ligeiras modificações.

Para qualquer amostra de uma substância, sua **massa** (m) é diretamente proporcional a sua **quantidade de matéria** (n). Essa declaração pode ser escrita como:

$$m \propto n, \quad \text{ou, mais simplesmente,} \quad m = k \cdot n$$

A constante de proporcionalidade k que permite relacionar proporcionalmente a massa com a quantidade de matéria, é chamada de “massa molar” (M), que corresponde à massa da substância por unidade de quantidade de matéria, cuja unidade de medida é g/mol ou $g \cdot mol^{-1}$. Portanto, tem-se que:

$$m = M \cdot n . \quad (3.1)$$

Por exemplo, a massa molar da água é $M(H_2O) = 18,0 \text{ g/mol}$. Isso quer dizer que a quantidade de matéria de 1 mol dessa substância tem massa de 18,0 g.

Vale ressaltar, conforme citado anteriormente, que nos cálculos estequiométricos, é a massa molar a ser usada, e não a massa atômica ou molecular.

De modo análogo, tem-se que o **volume** (V) ocupado por qualquer amostra de uma substância é diretamente proporcional a sua **quantidade de substância** (n). Logo, podemos escrever:

$$V \propto n, \quad \text{ou, simplesmente,} \quad V = k \cdot n.$$

A constante de proporcionalidade k que permite relacionar proporcionalmente o volume com a quantidade de matéria, é chamada de volume molar (V_m), e corresponde ao volume da substância por unidade de quantidade de matéria; cuja unidade de medida, geralmente, é expressa em L/mol ou $L \cdot mol^{-1}$. Portanto, tem-se que:

$$V = V_m \cdot n. \quad (3.2)$$

Cabe ressaltar também que o adjetivo “molar” empregado, por exemplo, para se referir às grandezas massa molar e volume molar, deve ser restrito a situações em que se expressam uma grandeza por unidade de quantidade de matéria. Como é o caso dessas duas grandezas, a massa molar (expressa em g/mol) e o volume molar (expresso em L/mol), e de tantas outras, como por exemplo, a entalpia molar, expressa na unidade kJ/mol , [41].

Agora, qualquer amostra de uma substância, por menor que seja, é formada por um número extremamente grande de entidades que constituem a substância. A uma dada amostra está associada uma determinada quantidade de matéria, conforme expressado, por exemplo, na igualdade 3.1 acima. Dessa forma, assim como a quantidade de matéria, o número de entidades elementares é uma propriedade intrínseca da amostra. De modo que existe uma relação de proporcionalidade direta entre o número de entidades da amostra e sua quantidade de matéria. Logo, pode-se afirmar que, para qualquer amostra de uma determinada substância, seu número de entidades elementares (N) é diretamente proporcional a sua quantidade de matéria (n), ou seja,

$$N \propto n, \quad \text{ou, simplesmente,} \quad N = k \cdot n.$$

A constante de proporcionalidade k que permite relacionar proporcionalmente o número de entidades com a quantidade de matéria, é conhecida como constante de Avogadro (N_A), que corresponde ao número de entidades por unidade de quantidade de matéria. E portanto, tem-se que:

$$N = N_A \cdot n . \quad (3.3)$$

Essa última relação elementar, diferentemente da duas anteriores (3.1 e 3.2), possui um *fator de proporcionalidade* que não depende da substância envolvida, ou seja, é o “mesmo para todas as substâncias”: a constante de Avogadro, N_A , que compreende o número de entidades elementares por mol.

No entanto, conforme citado anteriormente neste trabalho (vide Seção 2.5), ao se utilizar a unidade mol, é preciso especificar as espécies químicas que estão sendo descritas (átomos, moléculas, fórmulas unitárias ou íons) para evitar ambiguidades, [22], [44], [48]. Dessa forma ao se aplicar a relação 3.3, há a necessidade também, para evitar ambiguidades, de se especificar as entidades nas unidades do cálculo desenvolvido.

Para evitar ambiguidade, ao usar a unidade *mol*

Nos problemas estequiométricos, as *constantes de proporcionalidade "k"* (ou *fator de proporcionalidade*) que expressam, respectivamente, a proporcionalidade direta da massa, do volume e do número de entidades de uma substância com a grandeza *quantidade de matéria*, M , V_m e N_A , geralmente são fornecidas no enunciado de *problemas estequiométricos*. A massa molar (M), empregada na Equação 3.1, por exemplo, pode ser facilmente determinada a partir da fórmula da substância (vide Exemplo 2.3).

Dessa forma, o método de “redução à unidade” ou “razão unitária”, que consiste em determinar o fator k numa relação de proporcionalidade entre duas grandezas x e y (i.e., $y = k \cdot x$) e em seguida calcular $y' = k \cdot x'$ (quando x' é dado); torna-se ainda mais simples, uma vez que a primeira etapa desse método já está resolvida! O que acarreta, a princípio, numa facilitação nos cálculos que envolvem a grandeza quantidade de matéria, n , com a massa, m , o volume, V , e o número de entidades elementares, N .

Do mesmo modo que a massa, o volume e o número de entidades de qualquer amostra de uma substância são diretamente proporcionais a sua quantidade e matéria (i.e., $m \propto n$, $V \propto n$ e $N \propto n$); pela **propriedade simétrica (P2)** da *proporcionalidade direta* (vide Capítulo 1), tem-se também que $n \propto m$, $n \propto V$ e $n \propto N$, respectivamente. Ou seja, a quantidade de matéria de uma substância é diretamente proporcional a massa, ao volume e ao número de entidades constituintes dessa substância, onde os fatores de proporcionalidade são, respectivamente, os *recíprocos* das constantes M , V_m e N_A , isto é, $1/M$, $1/V_m$ e $1/N_A$ (conforme demonstração de P₂).

Ou ainda, como pode se apreciar nas respectivas relações apresentadas no Quando 3.3 a seguir:

Quadro 3.3 Relações de proporcionalidade direta da quantidade de matéria (n) com massa (m), o volume (V) e com o número de entidades elementares (N).

$$n = \frac{1}{M} \cdot m = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{1}{V_m} \cdot V = \frac{V}{V_m}$$

$$n = \frac{1}{N_A} \cdot N = \frac{N}{N_A}$$

As relações de proporcionalidade da quantidade de matéria com a massa, com o volume e com o número de entidades elementares, apresentadas no Quadro 3.3, podem ser resumidas em esquema (Figura 3.3) proposto por em ([40], p. 364).

Com base nas relações exposta no esquema da Figura 3.3, fica evidente que a quantidade de matéria, embora se relacione com a massa, com o volume e com o número de entidades elementares, é um conceito que se distingue claramente destes outros conceitos, e assim não se identifica com nenhum deles, [40].

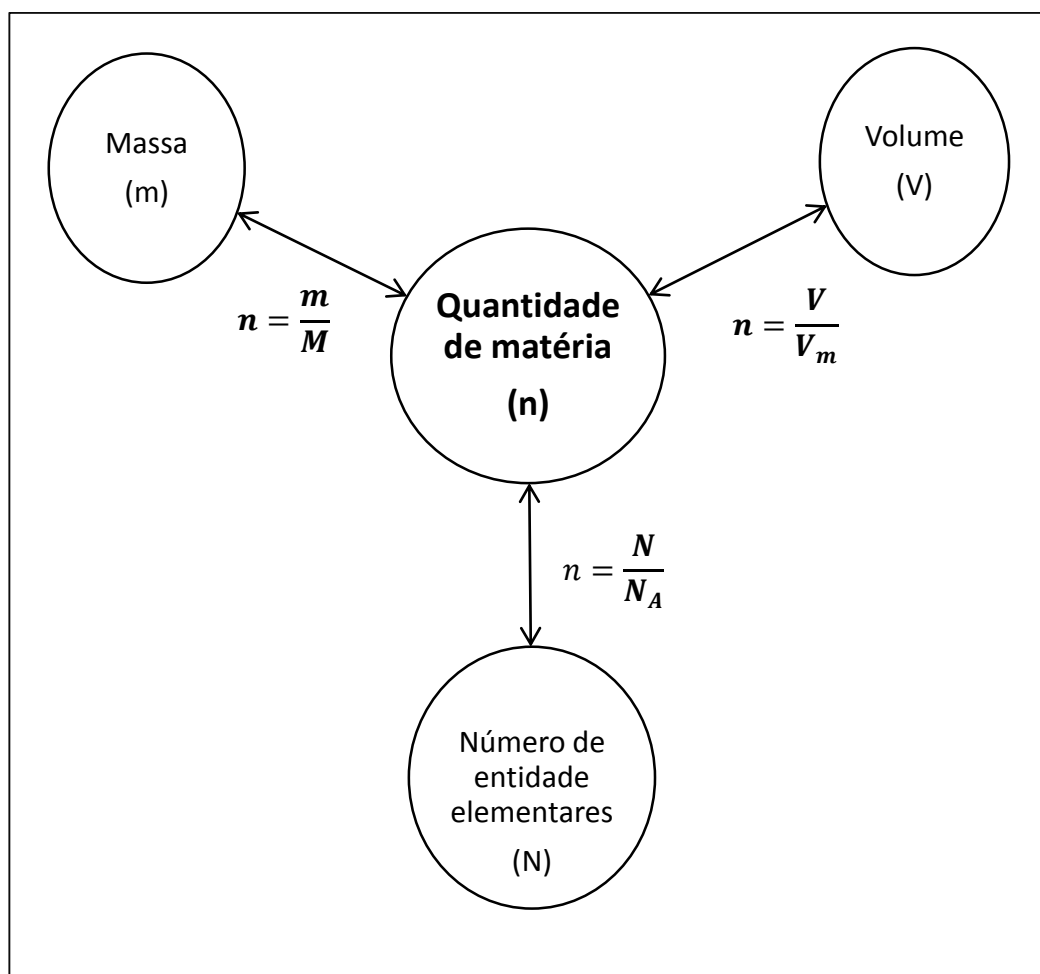


Figura 3.3 Esquema representando as relações da grandeza “quantidade de substância” com outras grandezas.

Propõe-se que sejam elaborados exemplos numéricos com as três equações do Quadro 3.3, enfatizando que a quantidade de matéria é uma entidade diferente, embora seja proporcional à massa, ao volume ou ao número de entidades, [70]. O exemplo a seguir, adaptado de uma questão de vestibular, reforça essa característica da grandeza “quantidade de matéria”.

Exemplo 3.4. (UFPB-Adaptado) Um comprimido de aspirina contém 500 mg de ácido acetilsalicílico, $C_9H_8O_4$ (massa molar 180 g/mol). Com base nessas informações, determine o número aproximado de moléculas de ácido acetilsalicílico contidas em um comprimido de aspirina.

Dado: Valor aproximado da constante de Avogadro: $N_A = 6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Solução 3.4.

Primeiro passo é determinar a quantidade de matéria existente em 120 mg de ácido acetilsalicílico, ou seja, $120 \times 10^{-3} \text{ g}$ de ácido.

Da Equação 3.1, $m = M \cdot n$, segue que $n = m/M$. Substituindo os valores dados de $m = 0,120 \text{ g}$ e $M = 180 \text{ g/mol}$, obtém-se:

$$n = \frac{120 \times 10^{-3} \text{ g}}{180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,667 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

A partir do valor da *quantidade de matéria* (n) encontrada, o número de moléculas contidas em um comprimido é determinado pela relação: $N = N_A \cdot n$.

Logo:

$$N = 0,667 \times 10^{-3} \text{ mol} \times \frac{6,0 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{\text{mol}} = 4,0 \times 10^{21} \text{ moléculas}.$$

E, portanto, o número de moléculas do ácido presente em um comprimido do medicamento é, aproximadamente, $4,0 \times 10^{21} \text{ moléculas}$. De outro modo, $4,0 \times 10^{21} \text{ moléculas de } C_9H_8O_4$. Mesmo para uma amostra tão pequena

Nota-se no exemplo anterior, que a grandeza quantidade de matéria é central para o cálculo efetuado para obter a partir da massa, o número de moléculas da substância em questão. Ou seja, a quantidade de matéria (n) da substância, mediante sua unidade o *mol*, funciona como uma “ponte”, que permite relacionar quantitativamente a massa (m) e número de moléculas (entidades elementares) da substância (N), conforme apontado no esquema anterior do Quadro 3.3, [44].

Dessa forma, tendo-se conhecimento da massa ou do volume de uma substância (nível macroscópico), torna-se possível, a partir da determinação de sua *quantidade de matéria* (n), calcular o número de entidades químicas (nível submicroscópico) que constitui essa substância.

O procedimento usado na Solução 3.4 do exercício supracitado, efetuado em duas etapas, geralmente é simplificado em uma única etapa pelos autores de livros didáticos de Química do Ensino Médio e de livros textos de Química Geral; que optam, respectivamente, pela resolução mediante o uso da “regra de

três” entre a massa e o número de entidades, e o método da “análise dimensional”.

No entanto, conforme se recomenda em [25], citado anteriormente no Capítulo 1, ao se usar a “regra de três” na resolução de um exercício, como o que foi proposto anteriormente: primeiramente, é necessário ter certeza se as grandezas em questão são realmente diretamente proporcionais.

Assim, para identificar a existência da proporcionalidade direta entre a massa (m) e número de entidades elementares (N), pode-se usar um critério relativamente simples: a **Propriedade Transitiva** da Proporcionalidade Direta (**PD₃**). Como $m \propto n$ e $n \propto N$, então por transitividade, $m \propto N$. Agora, determinemos essa relação de proporcionalidade direta.

Tem-se que $m \propto n$, de outro modo, $m = M \cdot n$ (Equação 3.1), onde M é a constante de proporcionalidade (*a massa molar da substância*); e $n \propto N$, de outro modo, $n = \frac{N}{N_A}$ (Quadro 3.3), onde $1/N_A$ é a constante de proporcionalidade (*recíproco da constante de Avogadro*). Substituindo $n = \frac{N}{N_A}$ na Equação 3.1, obtém-se a relação de proporcionalidade direta entre a **massa da substância (m)** e o **número de entidades elementares (N)**:

$$m = M \cdot \frac{N}{N_A} \Leftrightarrow m = \frac{M}{N_A} \cdot N \quad (3.4)$$

Assim, a massa da substância fica dada em função do número de entidades elementares, onde M/N_A é a constante de proporcionalidade que relaciona proporcionalmente “m” e “N”.

De forma análoga, substituindo $n = \frac{N}{N_A}$ na Equação 3.2, obtém-se a relação de proporcionalidade direta entre o **volume da substância (V)** e o **número de entidades elementares (N)**:

$$V = V_m \cdot \frac{N}{N_A} \Leftrightarrow V = \frac{V_m}{N_A} \cdot N \quad (3.5)$$

Portanto, o volume da substância também fica em função do número de entidades elementares, onde, V_m/N_A é a constante de proporcionalidade que relaciona proporcionalmente “V” e “N”.

E ainda, conforme descrito amplamente neste trabalho, a massa (m) e o volume de uma substância (V), também guardam uma relação de proporcionalidade direta, que é dada por

$$m = d \cdot V \quad (3.6)$$

Onde, d (a densidade) é a constante de proporcionalidade, que relaciona proporcionalmente essas duas grandezas.

3.3.2. Relações Estequiométricas nos Compostos Químicos

Conforme visto na Seção 3.1, a fórmula química de um composto descreve, em nível submicroscópico, sua **composição** em termos do **número de átomos** de cada elemento. E que na descrição de uma composto pode-se utilizar dois tipos de fórmula química: a fórmula molecular e/ou a fórmula empírica (mínima), [22], [62].

Com base na Lei de Proust, a Lei das Proporções Definidas, discutida na seção anterior, todo composto químico apresenta os mesmos elementos combinados na mesma proporção em massa. E a partir da fórmula química, pode-se deduzir, em nível macroscópico, a *relação* de massa (i.e., a composição em massa) dos elementos constituintes de um composto, [69], [70], [22]. Logo, a fórmula química de um composto, também descreve, em nível macroscópico, sua **composição** em termos da **massa** dos elementos que o constitui. Portanto, tem-se duas representações em níveis diferentes para a composição de um composto, e a *massa molar* dos elementos fornece uma conexão entre elas, [62]. O qual será demonstrado adiante.

A **composição em massa** ou **composição elementar** de um composto, pode ser definido como, [70]:

Definição 3.1. A **composição em massa** ou *composição elementar* é a porcentagem em massa de cada elemento em um composto ou em uma espécie química.

Ou seja, a *composição em massa* de um composto, ou mais especificamente, a *composição percentual em massa*, é massa de cada elemento expressa como uma porcentagem da massa total, [22], o qual pode ser determinada por uma simples “regra de três” ou de modo mais simples pela seguinte relação (Quadro 3.4):

Quadro 3.4 Expressão da composição percentual em massa de um elemento num composto químico.

$$\text{composição percentual em massa} = \frac{\text{massa do elemento no composto}}{\text{massa do composto}} \times 100\%$$

Conforme visto anteriormente, os índices inferiores em uma fórmula química de um composto indicam o número de átomos de cada elemento que compõe as entidades constituintes (moléculas ou fórmulas unitárias) de uma substância. Por exemplo, no gás propano, de fórmula molecular C_3H_8 : cada molécula de butano, é composta de 3 átomos de carbono e 8 átomos de hidrogênio. O que determina a seguinte *razão* entre o *número de átomos* destes elementos: 3:8.

Agora, partindo-se de um mol de gás butano (i.e., mol de moléculas de butano), tem-se determinado também a razão entre a quantidade de matéria dos átomos destes elementos, resultando na seguinte *razão em quantidade de matéria*: $n(C):n(H) = 3 \text{ mol}: 8 \text{ mol}$. Essa última razão é erroneamente designada em livros textos de Química Geral de *razão molar*, [22], [44], [62]; o que representa o uso equivocado do adjetivo “molar”, que só deve ser usado, conforme exposto anteriormente, em situações que “expressam uma grandeza por unidade de quantidade de matéria”.

Para determinar a composição do gás butano, em termos da massa em gramas, utiliza-se a massa molar do butano $[M(C_3H_8) = 44,0 \frac{g}{mol}]$ e de cada elemento que o constitui: $[M(C) = 12,0 \frac{g}{mol}, M(H) = 1,0 \frac{g}{mol}]$. E por meio da

equação $m = M \cdot n$, vista anteriormente (Equação 3.1), determina-se a massa de cada elemento presente em *um mol do composto*, conforme está exposto no Quadro 3.4 a seguir:

Quadro 3.5 Composição do propano (C_3H_8) em termos da massa de cada elemento.

1 mol de C_3H_8	:	3 mol de C	:	8 mol e H
$1 \text{ mol} \cdot \left(44,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)$	:	$3 \text{ mol} \cdot \left(12,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)$	:	$8 \text{ mol} \cdot \left(1,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)$
44,0 g de C_3H_8	:	36,0 g de C	:	8,0 g de H

Agora, para determinar a composição percentual de cada elemento no composto, utiliza-se a razão entre a massa do elemento e a massa do composto (Quadro 3.4); onde, a massa de 1 mol do composto (C_3H_8) representa 100%. Assim, obtém-se as seguintes porcentagens em massa de cada elemento:

$$\%m(C) = \frac{36,0 \text{ g de C}}{44,0 \text{ g de } C_3H_8} \times 100\% = 81,8\%.$$

$$\%m(H) = \frac{8,0 \text{ g de H}}{44,0 \text{ g de } C_3H_8} \times 100\% = 18,2\%.$$

Vale ressaltar que a composição percentual em massa de um composto, por se tratar de uma *propriedade intensiva*, independe do tamanho da amostra. Assim, ela representa a composição de qualquer amostra do composto, [22].

De modo experimental, a composição de uma substância, mais especificamente, de uma substância orgânica desconhecida, pode ser determinada pela “análise por combustão”, [22]. Esse assunto será tratado adiante, na próxima subseção, que envolve a estequiometria das reações químicas.

Vale ressaltar, conforme se nota no Quadro 3.5, que as razões entre a quantidade de matéria, entre a massa e entre as massas dos elementos que constituem um composto são diferentes.

Conhecida composição em massa de um composto, pode-se determinar a partir daí sua *fórmula empírica*, que conforme exposto anteriormente, fornece os números relativos de átomos de cada elemento no composto, e conseqüentemente, fornece também valores relativos das quantidades de matéria de cada elemento constituinte. Esses valores relativos expressam, dentro dos erros experimentais, relações (muito próximas) de *números inteiros simples*.

O exemplo a seguir, retirado de ([70], p. 205) expõe a obtenção da fórmula empírica de um composto a partir da composição em massa do composto.

Exemplo 3.5. Uma amostra de um composto tem 47,98% de zinco (Zn) e 52,02% de cloro (Cl). Determine a fórmula empírica desse composto.

Dados: Massas molares: $M(\text{Zn}) = 65,38 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,45 \text{ g/mol}$.

Solução 3.5. Suponhamos uma massa total (i.e., a massa do composto) de 100 g exatos, dos quais 47,98 g são de zinco e 52,02 g são de cloro. A partir daí, calcula-se a quantidade de matéria (n) de cada elemento “E”, $n(E)$ ou n_E , que tem o composto. A qual pode ser determinada usando a massa molar, M , do elemento, aplicando-se a relação $n = m/M$:

$$n(\text{Zn}) = \frac{47,98 \text{ g}}{65,38 \text{ g/mol}} = 0,7339 \text{ mol} \quad e \quad n(\text{Cl}) = \frac{52,02 \text{ g}}{35,45 \text{ g/mol}} = 1,467 \text{ mol}.$$

Logo, temos a seguinte relação (razão) entre a quantidade de matéria de cloro e de zinco, $n(\text{Cl}):n(\text{Zn})$:

$$0,7339 \text{ mol de Cl} : 1,467 \text{ mol de Zn}.$$

Dividindo cada quantidade de matéria pela menor quantidade de matéria (0,7335 mol), resulta:

$$\text{Cloro: } \frac{0,7339 \text{ mol}}{0,7339 \text{ mol}} = 1,000 \quad e \quad \text{Zinco: } \frac{1,467 \text{ mol}}{0,7339 \text{ mol}} = 1,999.$$

Como 1,999 é aproximadamente igual a 2,000, então obtemos a razão 1,000:2,000. Logo, há dois átomos de cloro para cada átomo de zinco. Portanto, a *fórmula empírica* do composto é $ZnCl_2$.

3.3.3. Relações Estequiométricas nas Soluções

Os *materiais*, em sua maior parte, não são feitos nem de elementos puros e nem de compostos puros, mas sim de *misturas de substâncias*. Os quais constituem, por exemplo, os medicamentos, os produtos domissanitários, os combustíveis, as ligas metálicas, as bebidas, etc.

De modo geral, os materiais podem ser classificados como homogêneos ou heterogêneos, [43], [46]. Um **material homogêneo**, também designado de **solução**, é um tipo de material que apresenta aspecto uniforme em toda a sua extensão, ou seja, os componentes estão uniformemente distribuídos (e.g. água do mar). Já um **material heterogêneo** não apresenta aspecto uniforme, como, por exemplo, o leite.

Diferentemente de um composto químico, que tem composição fixa; os materiais tem composição variável, uma vez que os componentes de um material podem ser misturados em diferentes proporções, [22]. No entanto, vale ressaltar que, quando se prepara uma determinada solução, os seus componentes estão tão bem dispersos que a sua composição é a mesma em toda a amostra.

Assim, do mesmo modo que a composição de um composto pode ser expressa em termos da porcentagem em massa de cada elemento; a composição de uma solução pode se expressa como a porcentagem em massa de cada componente. Conforme se observa no exemplo a seguir:

Exemplo 3.6. Ao se dissolver 15 g de cloreto de sódio (NaCl) em 60 g de água, em temperatura ambiente (25 °C), obtém-se uma solução aquosa de massa total igual a 75 g. Com base nessas informações, faça o que se pede:

- Determine a porcentagem em massa de NaCl na solução.
- Ao se tomar uma amostra dessa solução, de massa 30 g, quanto de NaCl estará presente na amostra?

Solução 3.6.

(a) A porcentagem de NaCl na mistura (solução) é

$$\%m(\text{NaCl}) = \frac{15 \text{ g}}{75 \text{ g}} \times 100\% = 20\%.$$

(b) Essa amostra terá a mesma composição da solução preparada inicialmente, 20% de NaCl em massa; e, portanto, conterá 20% de 30 g, ou seja, $20/100 \times 30 \text{ g} = 6 \text{ g}$.

A quantidade de um soluto dissolvido em um dado volume de solução é designado de **concentração**. A concentração de um soluto em uma solução, geralmente é expressa pela massa ou a quantidade de matéria do soluto por um dado volume de solução.

A unidade de concentração mais comumente usada é a “concentração em quantidade de matéria”, representada pelo símbolo c , é definida como:

$$\text{Concentração em quantidade de matéria} = \frac{\text{quantidade de matéria do soluto}}{\text{volume da solução em litros}}.$$

Ou ainda,

$$c = \frac{n}{V}. \quad (3.7)$$

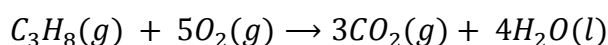
A unidade, portanto, da concentração é mol/L ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$).

A definição de concentração em quantidade de matéria (Equação 3.7), fornece uma relação entre três grandezas: *concentração* da solução, *quantidade de matéria* do soluto e *volume* da solução em litros.

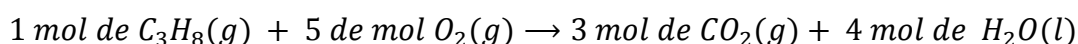
Retomando os conceitos de “grandezas direta e inversamente proporcionais a várias outras”, dada no Capítulo 1 (Definição 5), e tomando como base a Equação 3.7, tem-se que a concentração de uma solução é *diretamente proporcional* à quantidade de matéria e *inversamente proporcional* ao volume da solução.

3.3.4. Relações Estequiométricas nas Reações Químicas

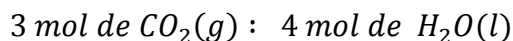
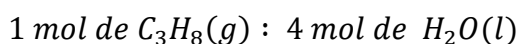
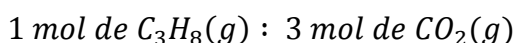
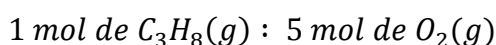
Conforme mencionado anteriormente, os *coeficientes estequiométricos* de uma equação química indicam a proporção relativa dos números de entidades constituintes de cada substância participantes da reação (nível de partículas). Por outro lado, esses mesmos coeficientes também indicam a proporção em quantidade de matéria desses constituintes, [38], [41], [22], [43]. Assim, a quantidade de matéria, por meio de sua unidade o *mol*, é a chave para a interpretação macroscópica de uma equação química. Consideremos a equação química tratada no Exemplo 3.3:



Essa equação pode ser lida em termos de mols da seguinte maneira: “um mol de C_3H_8 e cinco mols de O_2 reagem para formar três mols de CO_2 e quatro mols de H_2O ”, [38], [22], [44], [62], ou seja:



Com base nos coeficientes estequiométricos da equação química balanceada, pode-se estabelecer algumas relações de proporcionalidade, denominadas de **relações estequiométricas**, [38], [22], [44], [62]. Para a equação acima, podemos escrever, por exemplo, as seguintes relações estequiométricas, [62]:



A partir de cada uma das relações pode-se obter uma **razão molar**, [22], [44], [62], ou mais propriamente dito, uma **razão em quantidade de matéria**. Que são muito úteis, a partir da quantidade de matéria de uma substância participante da reação química, encontrar a quantidade de matéria de outra substância. Por exemplo, da relação $1 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8(g) : 3 \text{ mol de } \text{CO}_2(g)$, obtém-se a seguinte razão:

$$\frac{1 \text{ mol de } C_3H_8(g)}{3 \text{ mol de } CO_2(g)}$$

Na realidade, a referida “relação estequiométrica” e a “razão molar” são formas equivalentes de se expressar um mesmo conceito matemático, discutido no Capítulo 1: o conceito de *razão*.

Com base nessas relações, e por meio do uso da *massa molar* (M) das substâncias envolvidas na reação, as *proporções das massas* de reagentes e produtos podem ser obtidas, aplicando a relação $m = n \cdot M$ (Equação 3.1). O procedimento é semelhante ao que foi feito anteriormente, para se determinar a composição de um composto em termos da massa de cada elemento constituinte (Vide Quadro 3.5). Esse procedimento está descrito no Quadro 3.6 a seguir:

Quadro 3.6 Proporções das massas de reagentes e de produtos numa reação química.

$1 \text{ mol de } C_3H_8(g)$	:	$5 \text{ mol de } O_2(g)$	:	$3 \text{ mol de } CO_2(g)$	:	$4 \text{ mol de } H_2O(l)$
$1 \text{ mol} \cdot \left(44 \frac{g}{mol}\right)$	:	$5 \text{ mol} \cdot \left(32 \frac{g}{mol}\right)$	:	$3 \text{ mol} \cdot \left(44 \frac{g}{mol}\right)$	:	$4 \text{ mol} \cdot \left(18 \frac{g}{mol}\right)$
$44 \text{ g de } C_3H_8(g)$	:	$160 \text{ g de } O_2(g)$	:	$132 \text{ g de } CO_2(g)$	:	$72 \text{ g de } H_2O(l)$

Com base nesse quadro, pode-se “visualizar” claramente que as substâncias reagem sempre na mesma proporção em massa para formarem novas substâncias (Lei de Proust) e ainda, que a massa se conserva durante uma reação química, pois $44 \text{ g} + 160 \text{ g}$ (reagentes) = $132 \text{ g} + 72 \text{ g}$ (produtos).

Os livros didáticos de Química e professores, geralmente resolvem os problemas de estequiometria das reações que envolve cálculos “massa a massa”, mediante a uma regra de três partindo diretamente da última linha do Quadro 3.6. No entanto, alternativamente, partindo das relações estequiométricas (ou razões molares), pode-se mediante o uso das massas molares, expressar essas relações em termos de massas, [22], [44], como se observa no esquema da Figura 3.4.

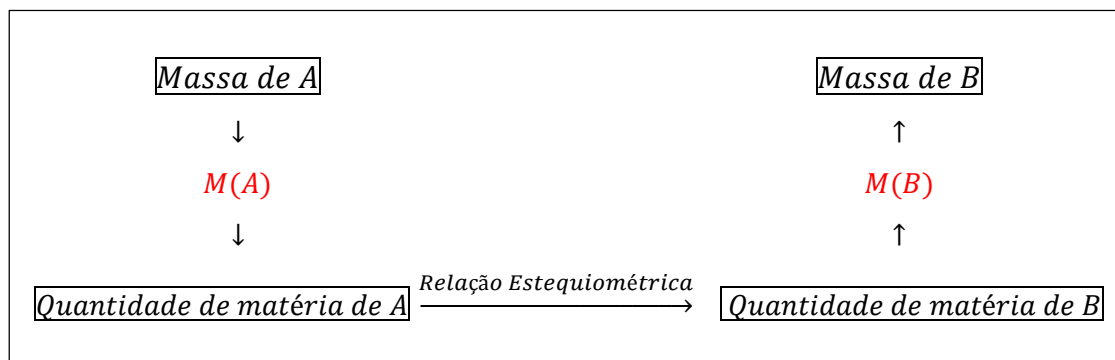


Figura 3.4. Esboço do procedimento utilizado para se calcular a massa de um reagente ou produto em uma reação.

(Fonte: O próprio autor)

3.4. ESTRATÉGIAS DE RESOLUÇÃO DE PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS

3.4.1. Introdução

Conforme exposto na seção anterior deste capítulo, nota-se que o *mol* como unidade da grandeza quantidade de matéria desempenha um papel importante em Estequiometria; pois é a partir dessa grandeza e sua unidade o *mol* é que são construídas as relações quantitativas, apresentadas nesse trabalho, as quais são aplicadas em *problemas estequiométricos*.

Conforme estudos levantados em [71], o mol tem sido indicado na literatura como um conceito básico que os estudantes devem compreender para lidar de forma adequada na resolução de problemas quantitativos.

Embora esse conceito seja essencial nos estudos quantitativos de muitos conteúdos de Química, conforme apresentado anteriormente neste trabalho, em [32]. Este tem sido um conceito de difícil compreensão e aplicação por boa parte dos alunos tanto do Ensino Médio, quanto nos cursos introdutórios de Química Geral. O que acarreta a sua utilização de forma mecânica e algorítmica.

Observam-se no Manual do Professor, do livro didático [30], das dificuldades que os estudantes apresentam em compreender algumas ideias desenvolvidas em *problemas estequiométricos*, tais como, as quantidades nas transformações químicas, mol e cálculos estequiométricos. Uma vez que essas ideias, segundo os autores desse manual, “evocam uma forma de pensar mais

sistemática, a **noção de proporcionalidade** e a **execução de cálculos**, aspectos que eles muitas vezes não dominam”, ([30], p. 227)). [Grifo nosso].

Dessa forma, a falta de compreensão dos conceitos químicos e a ausência de habilidades necessárias (i.e., o desenvolvimento do raciocínio proporcional), fazem com que os estudantes não consigam relacionar adequadamente os diversos conceitos envolvidos em cálculos estequiométricos, com seus respectivos aspectos quantitativos, [71].

No entanto, desenvolver o raciocínio proporcional nos problemas estequiométricos não é uma tarefa fácil. Uma vez que as grandezas físicas, comumente estudadas nesses problemas, como a massa, o volume, a quantidade de matéria e o número de partículas, estão conectadas por expressões elementares que estão relacionadas matematicamente por diversas constantes de proporcionalidade, [71], conforme exposto na Subseção 3.3.1. Além disso, essas diversas relações de proporcionalidade aplicadas na resolução de problemas estequiométricos, muitas vezes são sucessivas, o que requer mais de uma etapa, [32], como o Exemplo 3.4 tratado anteriormente, entre outros inúmeros exercícios que aparecem nos livros didáticos, em testes de vestibulares e também no ENEM.

Além disso, a abordagem metodológica, comumente empregada por professores, mediante o uso de fórmulas numéricas memorizadas, de regras e de algoritmos mecânicos, [71], como é o caso da “multiplicação cruzada”, pouco contribuem em nosso entendimento, para a compreensão do aspecto quantitativo em Química.

Com base no exposto acima, acreditamos que com base nas ideias de proporcionalidade discutidas no Capítulo 1, no resgate das estratégias quantitativas que os estudantes apresentam na hora de resolver um problema estequiométrico, e no levantamento na literatura de estratégias alternativas; aliados a metodologias alternativas e contextualizadas e, na compreensão dos conceitos, podem contribuir no desenvolvimento do raciocínio proporcional e também sanar as dificuldades gerais com a quantificação em Química.

3.4.2. Estratégias Clássicas de Resolução de Problemas Estequiométricos

Existem três tipos de clássicos de estratégias algorítmicas usadas comumente na resolução de problemas estequiométricos: *método molar*, *método proporcional* e *método da análise dimensional*, [72]. Todos esses métodos estão baseados na ideia de *mol* como unidade da *quantidade de substância*.

Método Molar

Iniciemos com a descrição do **método molar** ou **método das relações molares**. Reforçamos que esses nomes não são adequados, pois fazem um emprego equivocado do adjetivo molar. Acreditamos que o nome mais apropriado, o qual descreve adequadamente este método, seria: **método das “relações em quantidade de matéria”**, o qual designaremos de forma abreviada por “método RQ”.

No método molar, a partir de quantidades **fornecidas** (por exemplo, a massa), por meio do mol, determina-se quantidades **solicitadas**, passo a passo, [72]. Podemos empregar esse método, por exemplo, nos problemas envolvendo a determinação da massa de um elemento num composto e a determinação da massa de uma substância envolvida numa reação química. Conforme se pode visualizar, anteriormente, nas relações dos quadros 3.5 e 3.6.

Para ficar mais claro, elaboremos um problema a partir das informações de um destes quadros, o Quadro 3.5.

Exemplo 3.7. Determine a massa de carbono (C) presente em 220 g de gás propano, C_3H_8 , (massa molar igual a 44 g/mol).

Solução 3.7. (RQ). Determinemos a quantidade de matéria (n) de 220 g de gás propano (C_3H_8), *fornecidas* no enunciado:

$$n = \frac{220 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol.}$$

Como a relação em quantidade de matéria entre o composto e o elemento carbono é 1 mol de C_3H_8 : 3 mol de C. Então, a quantidade de matéria de

carbono produzida é $3 \times 5 \text{ mol} = 15 \text{ mol}$. E portanto, sua massa, pode ser determinada pela relação de proporcionalidade descrita na **Equação 3.1**: $m = M \cdot n$. Logo, a massa de carbono solicitada é:

$$m = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 15 \text{ mol} = 180 \text{ g}.$$

Método Proporcional

O **método proporcional**, se dá pelo uso de *razões e proporções*, e será designado pela sigla “PR”, em que a quantidade dada é comparada com a quantidade solicitada; e por meio do mol, estabelecer uma proporção entre essas quantidades (valores), passo a passo, [73]. Consideremos a solução do problema 3.7 por esse método:

Solução 3.7. (PR) A partir das relações entre as quantidades de matéria de propano e carbono, e posteriormente com a aplicação da equação $m = M \cdot n$, obtemos a relação entre as massas de propano e carbono, conforme reproduzido no Quadro 3.5.

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol de } C_3H_8 & : & 3 \text{ mol de } C \\ 1 \text{ mol} \cdot \left(44,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) & : & 3 \text{ mol} \cdot \left(12,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) \\ 44,0 \text{ g de } C_3H_8 & : & 36,0 \text{ g de } C \end{array}$$

A partir do resultado da última linha e do valor da massa de propano fornecida no enunciado, 220 g, uma relação de proporcionalidade (proporção) pode ser usada para encontrar a variável solicitada (i.e., a massa de carbono):

$$\frac{44,0 \text{ g de } C_3H_8}{220 \text{ g de } C_3H_8} = \frac{36,0 \text{ g de } C}{x \text{ g de } C} \Rightarrow x = 180 \text{ g de } C.$$

O método proporcional (PR), foi considerado (e ainda é) predominante nos livros didáticos de destinados ao ensino de Química no Ensino Médio, que foram aprovados pelo Plano Nacional do Livro Didático (PNLD/2012-2014), [74].

Todavia, o a abordagem desse método focou-se apenas na estratégia da “regra de três”, mediante o uso do algoritmo tradicional “multiplicação em cruz”.

No entanto, este método, por meio de outras estratégias que empregam a regra de três, pode contribuir para que os estudantes desenvolvam o raciocínio proporcional, uma vez que as grandezas tratadas no conteúdo de estequiometria envolvem conceitos de razão e proporção.

Método da Análise Dimensional

O terceiro método, o da **análise dimensional (AD)** ou **método fator-marca** (em inglês *fator-label*), também chamado de **fator unitário**, predomina na maioria de livros didáticos americanos e canadenses. Os livros textos americanos de Química Geral, [22], [44], [62] citados na pesquisa, utilizam-se desse método nos cálculos quantitativos. Já no Brasil, esse método foi identificado em apenas uma única coleção de Química do Ensino Médio: “Química Cidadã”, do projeto PEQUIS, [38].

Semelhantemente ao método das RQ; no método da análise dimensional (AD), a partir de uma quantidade fornecida, por meio do mol, obtém-se a quantidade solicitada, conforme se observa no esquema a seguir (Figura 3.4).

Historicamente, o método da AD foi desenvolvido para a conversão de uma determinada grandeza expressa no sistema de unidades para outro, como por exemplo, do sistema Inglês para o Sistema Métrico. Como é o exemplo sugerido em ([44], p. 22), para introduzir essa técnica algorítmica, cujo trecho destacamos integralmente a seguir:

O elemento-chave na utilização de análise dimensional é o correto uso dos fatores de conversão d uma unidade para outra. Um **fator de conversão** é uma fração cujos numerador e denominador são as mesmas grandezas expressas em diferentes unidades. Por exemplo, 2,54 cm e 1 pol. [polegada] significam o mesmo comprimento, $2,54\text{ cm} = 1\text{ pol.}$ Essa relação permite-nos escrever dois fatores de conversão:

$$\frac{2,54\text{ cm}}{1\text{ pol.}} \text{ e } \frac{1\text{ pol}}{2,54\text{ cm}}$$

(Fonte: [44], p. 22).

Conforme se observa no exemplo acima, a chave para entender o referido método são os *fatores de conversão*. Os fatores de conversão são **fatores**

multiplicativos que se são usados com duas finalidades: transformar unidades, e “transformar” grandezas que se relacionam proporcionalmente, como por exemplo, converter massa em quantidade de matéria.

O exemplo a seguir retirado do livro em questão, ([44], p.230) expõe o funcionamento do referido método na conversão de unidades de uma mesma grandeza.

Exemplo 3.8. Determinar o comprimento (l) em centímetros de um objeto de 8,50 polegadas.

Solução 3.8. Usamos o primeiro de um dos fatores a seguir para converter polegadas em centímetros:

$$\frac{2,54 \text{ cm}}{1 \text{ pol.}} \text{ e } \frac{1 \text{ pol}}{2,54 \text{ cm}}$$

Assim, o comprimento do objeto (l) em centímetros é de:

$$l = \frac{2,54 \text{ cm}}{1 \text{ pol.}} \times 8,50 \text{ pol.} = 21,6 \text{ cm.}$$

Nota-se na solução apresentada acima que a unidade “polegada” no denominador do fator de conversão é cancelada com a unidade polegadas do valor fornecido, como se fossem quantidades algébricas, [22], [44]. Esse procedimento pode ser sintetizado no seguinte “regra”: “*unidade desejada = fator de conversão $\times$ unidade dada*”, [22], [44].

O processo usado no exemplo supracitado, baseia-se no seguinte princípio:

Uma vez que o numerador e o denominador de um fator de conversão são iguais, multiplicar qualquer grandeza pelo fator de conversão é equivalente a multiplica-lo pelo número 1 sem ocorrer mudança intrínseca no valor da grandeza.
(Fonte: [44], p. 23).

Com base nesse princípio é que justifica o nome alternativo desse método: **método fator unitário**.

Baseado neste mesmo princípio, SANTOS & MÓL et al., autores dos livros didáticos da coleção “Química Cidadã”, do projeto PEQUIS, [38], [46] utilizam o método da análise dimensional para aplicar em “conversões no cálculo estequiométrico”, conforme um trecho destacado por nós, a seguir:

Relação entre quantidade de matéria e massa

A conversão de quantidade de matéria (n) para massa (m) é feita pela massa molar (M)

Assim, por exemplo, a massa molar da água é 18 g/mol, o que significa:
18 g de H₂O = 1 mol de H₂O.

Dessa igualdade podemos obter outras duas:

- a) Dividindo-se os dois termos por 1 mol de H₂O; ou
- b) Dividindo-se os dois termos por 18 g de H₂O

Assim, teremos os seguintes fatores de conversão:

$$\text{a) } \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1 \qquad \text{b) } \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 1$$

O primeiro fator de conversão transforma quantidade de matéria em massa. O segundo transforma massa em quantidade de matéria. Para isso, basta converter pelo respectivo fator de conversão.

(Fonte: [38], p. 358).

Os autores utilizam as mesmas ideias para mostrar a relação entre a quantidade de matéria com o número de entidade, mediante a constante de Avogadro; e a relação da quantidade de matéria com o volume dos gases (nas CPTP), mediante o volume molar ($V_m=22,71 \text{ L}$).

Ao expressar a igualdades, como 18 g de H₂O = 1 mol de H₂O, por exemplo, os autores cometem um erro conceitual grave, pois estão igualando duas grandezas distintas: a *massa* (do lado esquerdo da igualdade) e a *quantidade de matéria* (do lado direito da igualdade). Erro semelhante, acontece com outras igualdades: 1 mol(g) = 22,11 L (CNTP) e 1 mol = 6,02 x 10²³ entidades.

Reiterando as recomendações feitas anteriormente em [40], a grandeza quantidade de matéria, embora se relacione com a massa, com o volume e com o número de entidades elementares, é um conceito que se distingue claramente destes outros conceitos, e assim não se identifica com nenhum deles.

Com base nesses expostos, recomenda-se nos problemas que envolve a relação de grandezas proporcionais diretamente, que se use diretamente os

“fatores de conversão”, sem a necessidade de igualar as grandezas, como fazem os autores de livros textos de Química Geral, [22], [44], [62].

Continuando, os autores do livro didático, em propõe os seguintes exemplos de aplicação para as conversões entre as grandezas: quantidade de matéria e massa.

1. Qual é a massa de 1,5 mol de água?

$$m(H_2O) = 1,5 \cancel{\text{mol } H_2O} \cdot \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \cancel{\text{mol } H_2O}} = 27 \text{ g } H_2O$$

2. Qual é a quantidade de matéria (n) existente em 63 g de água?

$$n(H_2O) = 63 \cancel{\text{g } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \cancel{\text{g } H_2O}} = 3,5 \text{ mol } H_2O$$

(Fonte: [38], p. 358).

Analisando estes exemplos, verifica-se que eles remetem às respectivas relações de proporcionalidade: $m = M \cdot n$, (M é constante) e $n = 1/M \cdot m$, ($1/M$ é constante). Ou seja, os fatores de conversão (fatores multiplicativos) são na realidade fatores de proporcionalidade ou constantes de proporcionalidade! A massa molar (M) e seu recíproco ($1/M$).

Sumarizando, na aplicação do método da análise dimensional deve-se pensar os “fatores multiplicativos” como “fatores de proporcionalidade”.

Agora, conhecido o processo de funcionamento do método da *análise dimensional* (AD), apresentemos a solução do Exemplo 3.7 por meio desse método:

Solução 3.7. (AD)

1º) Quantidade de matéria (n) de 220 g de gás propano (C_3H_8) a partir da massa molar do propano, $M(C_3H_8) = 44 \text{ g/mol}$ fornecida no enunciado:

$$n(C_3H_8) = 220 \cancel{\text{g } C_3H_8} \times \frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{44 \cancel{\text{g } C_3H_8}} = 5 \text{ mol.}$$

2º) Da relação $1 \text{ mol de } C_3H_8 : 3 \text{ mol de } C$, determina-se a quantidade de matéria de carbono produzida:

$$n(C) = 5 \cancel{\text{mol } C_3H_8} \times \frac{3 \text{ mol } C}{1 \cancel{\text{mol } C_3H_8}} = 15 \text{ mol.}$$

3º) Aplica-se a equação $m = M \cdot n$:

$$m(C) = 5 \cancel{\text{mol } C} \times \frac{12 \text{ g } C}{1 \cancel{\text{mol } C}} = 180 \text{ g } C.$$

Essas três etapas são as mesmas seguidas pelo Método Molar anteriormente [vide Solução 3.7.(RM)]. Agora, essas três etapas podem feitas em uma única só vez. Basta para isso multiplicar simultaneamente a informação dada, isto é a a massa de propano ($220 \text{ g } C_3H_8$), pelos três “fatores de conversão” de cada etapa. Assim, o problema se resume em apenas duas etapas:

Solução 3.7. (AD) – Solução Alternativa

1º) Identificar os fatores de conversão a serem usados:

$$\frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{44 \text{ g } C_3H_8} \quad \frac{3 \text{ mol } C}{1 \text{ mol } C_3H_8} \quad \frac{12 \text{ g } C}{1 \text{ mol } C}$$

2º) Determinar a massa de carbono desejada, a partir dos fatores de conversão:

$$n(C_3H_8) = 220 \cancel{\text{g } C_3H_8} \times \frac{1 \cancel{\text{mol } C_3H_8}}{44 \cancel{\text{g } C_3H_8}} \times \frac{3 \cancel{\text{mol } C}}{1 \cancel{\text{mol } C_3H_8}} \times \frac{12 \text{ g } C}{1 \cancel{\text{mol } C}} = 180 \text{ g } C$$

3.4.3. Estratégias Utilizadas pelos Estudantes na Resolução de Problemas Estequiométricos

Devido às dificuldades enfrentadas pelos estudantes para realizar corretamente cálculos proporcionais em problemas quantitativos em Química, estes geralmente recorrem a estratégias *mais simples e menos elaboradas*. Que inclui **estratégias qualitativas** e estratégias quantitativas, como a **aditiva** e a de **correspondência**, [32].

A estratégia qualitativa, a mais simples, que consiste em ignorar parte dos dados do problema e que se dá através da comparação absoluta das grandezas; e não se estabelece, portanto, nenhum cálculo numérico. Exemplo da utilização dessa estratégia ocorre quando os estudantes comparam ou avaliam as

concentrações de soluções, os estudantes centram a atenção somente em uma das variáveis, o volume ou a quantidade de substância, ao invés do valor numérico da concentração.

A estratégia por correspondência, consiste em estabelecer uma relação de proporção entre duas razões. Essa estratégia é típica de tarefas de *comparação numérica*, citadas anteriormente no Capítulo 1 – que envolve a comparação entre duas razões a/b e c/d , [26]. A seguir, no Quadro 3.7, tem-se um exemplo de sua utilização, adaptada de exemplo proposto em ([32], p. 189):

Quadro 3.7 Exemplo do uso da estratégia por correspondência.

Qual das soluções seguintes está mais concentrada?

Solução A: 3 mol de NaOH dissolvidos em água até completar 5 L de solução.

Solução B: 2 mol de NaOH dissolvidos em água até completar 4 L de solução.

Para comparar as razões *quantidade de matéria/volume*, por meio dessa estratégia os estudantes estabelece a seguinte proporção na solução B: $\frac{2 \text{ mol}}{4 \text{ L}} = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}}$; e transfere a razão 1:2 para a primeira solução. Assim, explanam que a primeira (A) é mais concentrada, pois para termos a mesma concentração, teríamos que ter uma razão de 3/6.

A estratégia aditiva, já discutida anteriormente neste trabalho, um pouco mais elaborada que os dois métodos anteriores, consiste em comparar os membros de duas *frações* (sic) mediante somas e restos.

Em minha experiência ao longo dos anos como professor de Química do Ensino Médio, ao expor aos alunos problemas simples de estequiometria, como o problema a seguir (Quadro 3.8), tenho percebido que os mesmos recorrem a à estratégia aditiva, que é muito comum entre os adolescentes, [32].

Quadro 3.8 Exemplo do uso da estratégia aditiva.

Qual é a massa, em gramas, de 1,5 mol de água (H₂O)?

Dado: Massa Molar da água: 18 g/mol.

Os alunos resolvem, geralmente, da seguinte maneira:

$1 \text{ mol} \mapsto 18 \text{ g}$

$0,5 \text{ mol} \mapsto 9 \text{ g}$

$1 \text{ mol} + 0,5 \text{ mol} \mapsto 18 \text{ g} + 9 \text{ g}$

$1,5 \text{ mol} \mapsto 27 \text{ g}$

Segundo apontado em [1], essa estratégia é bastante difundida pelos estudantes, principalmente por que estes não estão ainda familiarizados com as razões ou com o trabalho com fatores de proporcionalidade.

CAPÍTULO 4

PROBLEMAS E ATIVIDADES PROPOSTAS

“O cálculo estequiométrico, operação fundamental realizada pelos químicos, é um conteúdo importante para desenvolver o raciocínio proporcional”³⁹

4.1. RETOMANDO O CONCEITO DE GRANDEZAS PROPORCIONAIS

O propósito dessa seção é rever os conceitos de grandezas proporcionais, ou mais especificamente, grandezas diretamente proporcionais. O problema a seguir (Problema 4.1), em continuidade de uma atividade proposta (Atividade 4.1), é uma adaptação de proposta sugerida em [1].

Conforme sugestão da autora em [1], propõe-se inicialmente que o professor deixe os estudantes livres para resolver e discutir o problema. Posteriormente, sugere-se que os alunos, mesmos que não tenham respondido à questão inicial do problema em questão, completem a tabela, pedindo a eles que justifiquem cada linha preenchida e que indiquem as operações que foram realizadas para obterem os respectivos valores.

E finalmente, relacionar duas grandezas diretamente proporcionais na forma algébrica ($y = k \cdot x$, onde k é constante) e na forma gráfica (reta crescente partindo da origem).

O problema proposto em seguida (Problema 4.2), envolvendo a composição de uma solução aquosa, a água do mar, ajuda a fixar essas ideias.

Problema 4.1. Com base nas informações do rótulo de um frasco de óleo de soja, tem-se que uma porção de 13 mL (colher de sopa) de óleo de soja, tem uma massa de 12 g.

³⁹ (Cf. Manual do Professor – Livro: Química Cidadã, v. 1, Ensino Médio, p. 54).

Se em uma receita de bolo requer-se o uso de uma xícara de óleo de soja, qual a massa de óleo de soja, em gramas, que será usada, aproximadamente, na receita?

Dado: Uma “xícara” é uma unidade de volume equivalente a 240 mL.

Solução 4.1. A massa de óleo de soja é diretamente proporcional ao volume ocupado pelo óleo. Temos então, seguinte regra de três:

Volume de óleo	Massa de óleo
13 mL	12 g
240 mL	x

Que pode ser resolvida facilmente pelo método da “redução à unidade”.

Volume de óleo	Massa de óleo
13 mL	12 g
$\div 13$	
1 mL	0,92 g
$\times 240$	
240 mL	$(0,92 \text{ g}) \times 240 = 221 \text{ g}$

Portanto, uma xícara de óleo tem uma massa de, aproximadamente, 221 g.

Atividade 4.1

Relações de proporcionalidade direta entre duas grandezas físicas

1. Com base nas informações do enunciado do Problema 4.1, completem a tabela a seguir:

Porção de óleo (volume)	Massa de óleo
13 mL	12 g
26 mL	
65 mL	
	48 g
1,0 mL	

Explique como obteve os valores que preenchem corretamente a tabela.

2. Construam um gráfico **massa do óleo** (em gramas) × **volume ocupado** (em mililitros) numa folha de papel milimetrado com os dados da tabela preenchida no Item 1. Assinalem o volume (V) no eixo horizontal (abscissa) e a massa (m) no eixo vertical (ordenada). Seu gráfico deverá conter um título e a escala em que foi construído.

Sugestões ao professor:

- O software GeoGebra pode ser usado como uma ferramenta eficaz na descrição de duas grandezas diretamente proporcionais. É possível obter além da representação gráfica da proporcionalidade entre a massa e o volume, permite obter também a massa em função do volume. Isso pode ser feito de um modo bem simples:
 - (1) Digitando no campo de entrada, os pares ordenados correspondentes $(volume, massa)$;
 - (2) Posteriormente, selecionando na *Barra de Ferramentas*, a opção “Reta de Regressão Linear” e, em seguida clicando em dois pontos quaisquer e obtém-se a reta passando pela origem. E exibindo a “Janela de Álgebra” obtém-se a função da forma $y = k \cdot x$, que descreve a relação de proporcionalidade entre as grandezas massa e volume.
- E assim, posteriormente, associar a constante k (constante de proporcionalidade) com a *densidade*, a grandeza que expressa quanto há de massa por unidade de volume de um dado material, e que pode ser determinada pela seguinte expressão: $d = m/V$. Utilizando os valores do enunciado do Problema 4.1, $m = 12\text{ g}$ e $V = 13\text{ mL}$, obtém-se, com dois algarismos significativos, o seguinte valor da densidade do óleo: $d = 0,92\text{ g/mL}$. Que corresponde ao o valor encontrado pela “regressão linear” da constante k na função $y = k \cdot x$.

Problema 4.2. (Exame de Acesso – PROFMAT/2015) A água do mar contém 2,5% do sua massa em sal. Quantos quilogramas de água do mar são necessários para obtermos 200 gramas de sal?

Há diversas formas de se resolver esse problema. Um problema praticamente idêntico a este pode ser encontrado no livro “Tema e Problemas Elementares”, publicado pela SBM, ([10], p. 16). Neste mesmo livro podem ser encontradas algumas estratégias de resolução de problemas envolvendo o tema porcentagem.

Apresentaremos aqui três possíveis soluções, uma baseada no fato da massa de sal obtida ser diretamente proporcional à quantidade de água do mar (i.e., proporcional a massa de água do mar). E a terceira, utilizando o conceito de porcentagem como “uma fração de denominador 100”.

A primeira solução por meio da proporcionalidade envolve a estratégia de “redução à unidade” ou “método da razão unitária”, discutido no Capítulo 1.

Solução 4.2. (Proporcionalidade 1). Um quilograma, isto é, 1 000 g, de água do mar contém 2,5% de sal, ou seja,

$$\frac{2,5}{100} \times 1\,000\,g = 25\,g\,de\,sal.$$

Agora, como a quantidade de sal é proporcional a quantidade de água do mar, temos a seguinte regra de três:

	Quantidade de sal (g)	Quantidade de água do mar (g)
	25 g	1 000 g
$\boxed{\div 25}$	↓	↓
	1 g	40 g
$\boxed{\times 200}$	↓	↓
	200 g	8 000 g

Logo, são necessários 8 kg de água do mar para se obter 200 g de sal.

Com base na proposta feita anteriormente em [28], podemos resolver o problema usando a definição de grandezas proporcionais apresentadas no Capítulo 1 (Definição 1.2).

Solução 4.2. (Proporcionalidade). Designemos por Q a quantidade de água do mar, em quilogramas; e S a quantidade obtida de sal, em gramas, no Q quilogramas de água. Como S é proporcional a Q , então:

$$S = k \cdot Q.$$

Onde $k = 25 \text{ g de sal} / 1 \text{ kg de água do mar}$ é a constante de proporcionalidade. Logo, Com os dados do problema, tem-se que $S = 200 \text{ g}$, segue-se daí que:

$$Q = \frac{1}{k} \cdot S = \frac{1 \text{ kg de água do mar}}{25 \text{ g de sal}} \cdot 200 \text{ g de sal} = 8 \text{ kg de água do mar}.$$

E finalmente, tomando o conceito de porcentagem, temos a seguinte solução:

Solução 4.2. (Porcentagem). Serão 200 g de sal extraído da água do mar, os quais representam 2,5% dos x gramas da água. Portanto, 2,5% de x são 200, ou seja, $\frac{2,5}{100} \cdot x = 200$. Daí, $x = \frac{200}{0,025} = 8\,000$.

Observações:

- 1) As duas primeiras soluções são equivalentes. Notemos que a valor de $\frac{1}{k}$; correspondente ao *recíproco* da constante $k = 25 \text{ g de sal} / 1 \text{ kg de água}$, ou seja,

$$\frac{25 \text{ g de sal}}{1 \text{ kg de água}} = \frac{25 \text{ g de sal}}{1\,000 \text{ g de água}} = \frac{1 \text{ g de sal}}{40 \text{ g de água}};$$

Que é exatamente igual ao valor encontrado na solução anterior, pelo método de redução à unidade.

- 2) A segunda solução equivale em resolver o problema pelo “método da análise dimensional”. Calcule a densidade, em g/cm^3 , do óleo de soja. Expresse sua resposta com dois algarismos significativos, onde o fator de proporcionalidade *1 g de sal/40 de água do mar* é tido como fator de conversão da quantidade de sal (S) para a quantidade de água do mar (Q):

$$Q = \frac{1 \text{ kg de água do mar}}{25 \text{ g de sal}} \cdot 200 \text{ g de sal} = 8 \text{ kg de água do mar}.$$

- 3) Os conceitos químicos implícitos nesse problema, é que temos uma solução aquosa (água do mar) de composição fixa: 2,5 % em massa de sal. Assim, tanto na amostra de 1 000 g de água do mar ou 8 000 g, a porcentagem em massa de sal na água do mar é 2,5% de sal!

4.2. RESOLUÇÃO DE PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS POR MEIO DO USO DE RÓTULOS DE ALGUNS MATERIAIS

Na seção anterior propomos uma atividade a partir do rótulo de óleo de soja, um material muito comum no cotidiano dos estudantes. Temos por objetivo, desenvolver alguns conceitos em Estequiometria, a composição dos Materiais, e a concentração de soluções, mediante o uso, por exemplo, de rótulos de alimentos, materiais de higiene e medicamentos.

A primeira atividade foi elaborada em comparação com uma questão de vestibular.

Problema 4.3. (Fuvest-Adaptado) Os sais cloreto de sódio (NaCl) e glutamato de sódio ($\text{NaC}_5\text{H}_8\text{O}_4\text{N}$) são sais comumente usados em alimentos. Com base nessas informações, responda: **(a)** Quais os elementos constituintes no glutamato de sódio? **(b)** Qual a porcentagem em massa, de sódio (Na) nesses dois sais?

Dados: Massas molares (g/mol): $H = 1,0$; $C = 12,0$; $O = 16,0$; $N = 14,0$; $Na = 23,0$ e $Cl = 35,5$.

Solução 4.3. (a) Os elementos que constituem o glutamato de sódio são: sódio (Na), carbono (C), hidrogênio (H); oxigênio (O) e nitrogênio (N). A porcentagem em massa do elemento sódio nestes dois sais pode ser obtida a partir da massa molar de cada um. A massa molar do glutamato de sódio é calculada com base no somatória das massas molares de cada elemento constituinte:

$$M(NaC_5H_8O_4N) = 1 \cdot \left(\frac{23g}{mol}\right) + 5 \cdot \left(\frac{12,0g}{mol}\right) + 8 \cdot \left(\frac{1,0g}{mol}\right) + 4 \cdot \left(\frac{16,0g}{mol}\right) + 1 \cdot \left(\frac{14,0g}{mol}\right)$$

$$M(NaC_5H_8O_4N) = 169,0 \text{ g/mol}$$

Analogamente, tem-se que a massa molar do cloreto de sódio (NaCl) é:

$$M(NaCl) = 1 \cdot \left(\frac{23g}{mol}\right) + 1 \cdot \left(\frac{35,5g}{mol}\right) = 58,5 \frac{g}{mol}$$

Em ambos os sais a razão entre as quantidades de matéria (n) do composto e do elemento sódio (Na) é de 1:1, ou seja,

$$n(NaCl):n(Na) = 1mol:1mol, \text{ isto é, } n(NaCl):n(Na) = 1:1$$

e

$$n(NaC_5H_8O_4N):n(Na) = 1mol:1mol, \text{ isto é, } n(NaC_5H_8O_4N):n(Na) = 1:1$$

Logo, tomando a massa de 1 mol de glutamato de sódio ($NaC_5H_8O_4N$), ou seja, 169,0 g; e a massa de 1 mol de cloreto de sódio (NaCl), 58,5 g, resulta respectivamente, nas seguintes porcentagens em massa de sódio (Na):

$$\%m(Na) = \frac{23,0 \text{ g de Na}}{169,0 \text{ g de } NaC_5H_8O_4N} \times 100\% = 13,6\%$$

e

$$\%m(Na) = \frac{23,0 \text{ g de Na}}{58,5 \text{ g de NaCl}} \times 100\% = 39,3\%$$

Portanto, a porcentagem em massa (%m/m) de sódio, ou mais especificamente, de íons sódio (Na^+), no glutamato de sódio e no cloreto de sódio são aproximadamente, 13,6% e 39,3%, respectivamente. Nota-se que o sal glutamato de sódio tem um teor menor de sódio (íon sódio, Na^+) do que o sal cloreto de sódio.

Atividade 4.2

Cálculos Estequiométricos – Informações quantitativas a partir de rótulos de materiais: sais usados em alimentos.

As informações nas tabelas a seguir, foram retiradas, respectivamente, de rótulos de dois produtos constituídos pelos sais glutamato de sódio e cloreto de sódio, ambos com características de sólidos cristalinos brancos.

AJINOMOTO – REALÇADOR DE ALIMENTOS

Ingredientes: Realçador de sabor Glutamato Monossódico

Quantidade por porção	
Porção de 1 g (1/4 de colher de chá)	
Sódio	123 mg

SAL DE COZINHA – SAL REFINADO EXTRA IODADO

Ingredientes: Sal refinado extra, iodato de potássio, antiumectantes: ferrocianeto de sódio e dióxido de silício.

Quantidade por porção	
Porção de 1 g (1 pitada)	
Sódio	390 mg
Iodo	25 mcg

Com base nas informações do rótulos desses sais, qual é a porcentagem em massa de sódio (Na) contidas nesses dois produtos? Compare com os valores obtidos mediante o cálculo estequiométrico.

Ajinomoto:

$$\frac{123 \text{ mg de sódio}}{1\,000 \text{ mg de sal}} = \frac{12,3 \text{ mg}}{100 \text{ mg}}$$

Logo, há 12,3% em massa de sódio nesse sal.

Sal de Cozinha:

$$\frac{390 \text{ mg de sódio}}{1\,000 \text{ mg de sal}} = \frac{39,0 \text{ mg}}{100 \text{ mg}}$$

Logo, há 39,0% em massa de sódio nesse sal.

Esses valores são muito próximos dos valores calculados, porém ligeiramente menores que os calculados anteriormente (Problema 4.3). Todavia, dentro do erro experimental, os valores são válidos. Essa constância na composição química destes compostos, é uma consequência da Lei de Proust, Lei das Composições Fixas. Embora estes dois materiais, não sejam rigorosamente compostos puros, uma vez que contêm *traços* de outras substâncias.

Observação.

Comparando, por exemplo, o valor teórico, da quantidade de cloreto de sódio, 39,3%, com o valor fornecido no rótulo, 39,0%, tem-se uma diferença de apenas 0,3% da porcentagem em massa. O que é muito significativo.

Atividade 4.2

Cálculos Estequiométricos – Informações quantitativas a partir de rótulos de materiais: Compreendendo o rótulo de um produto para desinsetização

A atividade a seguir, envolve a composição e a concentração de soluções, nesse caso, uma solução aquosa de um inseticida muito conhecido no combate de insetos: o K-Othrine®, cujo princípio ativo é a substância deltametrina ($\text{C}_{22}\text{H}_{19}\text{Br}_2\text{NO}_3$)

A partir dessa atividade, propõe-se desenvolver os seguintes tópicos do conteúdo de soluções:

- Distinção de materiais homogêneos (soluções) de materiais heterogêneos;
- Identificação dos componentes de uma solução: solvente e o soluto;

- Obter informações acerca da composição de um componente específico da solução, que corresponde ao princípio ativo do material (mistura);
- Expressar a concentração de uma solução de diferentes formas;
- Compreensão do processo de diluição de um produto doméstico e;
- Realização de cálculos para preparar soluções diluídas a partir de soluções concentradas por processo de diluição.

Parte A – Compreendendo a composição do produto: concentração

Observem no rótulo do produto em questão as informações referentes à sua composição.

- 1) No texto do rótulo, ao descrevermos a formulação do produto, sublinhamos o termo “suspensão concentrada”. Qual o significado das palavras “suspensão” e “concentrado”?
- 2) Explique o motivo da seguinte recomendação AGITE ANTES DE USAR.
- 3) Com base nas informações da composição do produto, calculem a concentração, em g/L, de deltametrina presente no produto em questão.
- 4) Qual a massa, em gramas, de deltametrina contida no frasco (volume 30 mL)?
- 5) Calcule a concentração em quantidade de matéria, ou seja, em mol/L, de deltametrina ($C_{22}H_{19}Br_2NO_3$) no produto em questão.
Dado: massa molar da deltametrina ($C_{22}H_{19}Br_2NO_3$): 263 g/mol

Parte B – Compreendendo o modo de usar: diluição

Vamos analisar o modo de usar esse produto tendo em vista as concentrações sugeridas pelo fabricante para o combate de determinadas pragas.

- 6) Com base na instrução do preparo de 10 litros das misturas homogêneas (soluções) para a eliminação de **insetos voadores** e **insetos rasteiros**. Explique qual das duas soluções preparadas é a mais concentrada.
- 7) Calcule a concentração em g/L de deltametrina na solução sugerida para a eliminação de baratas e formigas.

Considere as informações a seguir, obtidas a partir da bula de um inseticida comercial:

K-Othrine SC 25

Uso veterinário

Para desinsetização de ambientes externos

Composição:

Cada 1 000 mL contém:

Deltametrina 25 g

Veículo q.s.p. 1 000 mL

Indicação: K-Othrine® SC 25 é um inseticida piretróide com ação residual, indicado para controle de moscas (larvas e adultos) e insetos rasteiros.



Formulação: suspensão concentrada

Embalagem: frasco PET de 30 mL.

Modo de usar: Diluir a dose indicada do produto em uma pequena quantidade de água (pré-mistura), e agitar até formar uma mistura homogênea. Após a homogeneização, complete o volume com o restante da água na dose que foi recomendada na tabela. Utilizar 1 litro de calda para 20 m² de superfície. Aplicar por meio de pulverizador, em superfícies passíveis de repouso, trânsito e esconderijo dos insetos.

Quantidade de água	Insetos voadores (moscas)	Insetos rasteiros (baratas e formigas)
1 litro	6 mL	8 mL
10 litros	60 mL	80 mL
20 litros	120 mL	160 mL

AGITE ANTES DE USAR



Sugestão aos professores

- (1) A questão 7 poderá ser efetuada de duas formas diferentes:
 - Pode-se usar o mesmo raciocínio proporcional utilizado para responder à questão 4, encontrando primeiro, a quantidade de deltametrina (a massa) presente em 8 mL do produto original (produto não diluído). Essa massa encontrada do princípio ativo é a mesma que estará presente em 1 litro de solução diluída.
 - Ou ainda, utilizar a relação matemática muito comum para a diluição de soluções: $C_{inicial} \times V_{inicial} = C_{final} \times V_{final}$.
- (2) O professor pode sugerir que os estudantes expressem também essa concentração em massa do Item 7, em concentração em quantidade de matéria, ou seja, em mol/L. E posteriormente, comparar com o valor calculado no item 5 (antes da diluição).

4.3. RESOLUÇÕES DE PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS ELEMENTARES

Com base na sugestão feita em ([30], p. 227), nessa seção são propostos alguns exercícios básicos, que envolvem a relação da quantidade de matéria e a massa dos materiais.

Conforme ressaltado pelos pesquisadores em ([38], p. 53) – Manual do Professor, esta é principal relação matemática que o estudante precisa trabalhar nos cálculos estequiométricos.

Os exercícios propostos foram adaptados daqueles encontrados no livro, ([30], p. 229), os quais são expostos a seguir. Pela sua simplicidade, podem ser resolvidos lançando mão, por exemplo, dos métodos propostos em [10] para resolução de exercícios que envolve a proporcionalidade direta de duas grandezas.

Enfatiza-se, no entanto, que a relação em questão, é mediada por uma constante de proporcionalidade, a massa molar (M), que inicialmente precisa ser determinadas nos exercícios.

Para a solução dos exercícios considere as seguintes massas molares dos elementos:

- ✓ Hidrogênio (H): 1,0 g/mol
- ✓ Carbono (C): 12,0 g/mol
- ✓ Nitrogênio (N): 14,0 g/mol
- ✓ Oxigênio (O): 16,0 g/mol

Exercício 4.1. O que significa dizer que a massa molar da água é aproximadamente 18 g/mol?

Exercício 4.2. Qual é a massa de 0,125 mol de glicose ($C_6H_{12}O_6$), o açúcar do sangue?

Exercício 4.3. Qual é a massa de meio mol de glicose ($C_6H_{12}O_6$)?

Exercício 4.4. Qual é a quantidade de matéria, em mol, contida em 25,5 g de amônia (NH_3).

Exercício 4.5. A massa de 40,0 mol de uma substância é 1 200 g.

- a) Calculem sua massa molar.
- b) Sabendo que 1 mol dessa substância contém 6,0 de hidrogênio e que o outro elemento é o presente é o carbono, qual é sua fórmula molecular?

Sugestão de solução.

Exercício 4.1. Significa que a massa de 1 mol de água (que corresponde a aproximadamente $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água) é igual a 18g.

Exercício 4.2. A massa molar da glicose é:

$$M(\text{glicose}) = 6 \cdot 12,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 12 \cdot 1,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 6 \cdot 16,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 180,0 \text{ g/mol}$$

Como 1 mol de glicose tem 180 g, logo, 0,5 mol de glicose terá 90 g.

Exercício 4.3. Nesse caso, basta efetuar a relação $m = M \cdot n$. Onde a constante de proporcionalidade é dada: $M(\text{glicose}) = 180,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Logo,

$$m = 180,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 0,125 \text{ mol} = 22,5 \text{ g}.$$

Exercício 4.4. Temos a seguinte massa molar: 17,0 g/mol. Como 1 mol de amônia tem 17,0 g, logo 25,5 g (17,0 g + 8,5 g) equivalem a 1,5 mol de amônia.

Exercício 4.5. (a) Como a massa molar é a massa por unidade de quantidade de matéria, podemos empregar aqui a estratégia da razão unitária.

	Massa	Quantidade de matéria
	1 200 g	40 mol
$\boxed{\div 40}$	↓	↓
	30 g	1 mol

Logo, a massa molar da substância é 30,0 g/mol. Pode-se pensar também a razão entre as grandezas proporcionais massa (m) e quantidade de matéria (n) é constante, isto é, $\frac{m}{n} = \text{constante} = \text{Massa molar } (M)$.

(b) Como 1 mol de hidrogênio tem massa de 1,0 g, então 6,0 g de hidrogênio correspondem a 6 mol de átomos de H. A massa de carbono no composto é de 30,0 g – 6,0 g = 24,0 g, que corresponde a uma quantidade de matéria de 2,0 mols de átomos de C. Assim, tem-se a seguinte relação:

$$1 \text{ mol composto} : 2 \text{ mol C} : 6 \text{ mol H}$$

Portanto, a fórmula dos composto é C₂H₆.

4.4. RESOLUÇÃO DE PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS POR MEIO DE PLANILHAS ELETRÔNICAS

Nessa seção procuremos utilizar planilhas eletrônicas, mais especificamente, a Planilha do Microsoft Excel® em problemas estequiométricos mais elaborados. Que podem ser muito útil em problemas que requerem uma sequência de operações ordenadas, conforme se propõe em [75]. Como por exemplo, o cálculo do número de entidades elementares de uma substância a partir de sua massa (vide Exemplo 3.4), a determinação da composição

elementar de uma substância, ou ainda, em problemas com o intuito de encontrar a fórmula empírica de uma substância (vide Exemplo 3.5).

O primeiro problema (Problema 4.4), elaborado a partir de uma questão de vestibular, trata-se de determinar a quantidade de partículas elementares (número de moléculas ou fórmulas unitárias) em amostras iguais de cada substância. O problema em questão, apresenta-se como enunciado aberto, uma vez que não fornece no enunciado a massa das substâncias envolvidas ou o valor da Constante de Avogadro a ser usado.

Já o segundo problema (Problema 4.5), proposto em [70], trata-se de determinar a composição elementar de um composto e sua fórmula empírica.

Problema 4.4. (Vunesp-Modificado) A tabela, a seguir, contém alguns dados das substâncias sacarina, aspartame e ciclamato de sódio, utilizadas como adoçantes. Para a mesma massa de cada substância envolvida, aponte qual substância tem a menor quantidade de matéria e qual tem o menor número de átomos de nitrogênio?

Substância	Sacarina	Aspartame	Ciclamato de Sódio
Fórmula Molecular	$C_7H_5O_3NS$	$C_{14}H_{18}O_5N_2$	$NaC_6H_{12}O_3NS$
Massa Molar (g/mol)	183	294	201

Solução 4.4. Vamos supor uma massa exatamente de 100 g de cada substância. E construir uma planilha com este valor de massa e os dados da tabela acima. Em seguida calcular a quantidade de matéria, e posteriormente para calcular a quantidade de partículas elementares. Vamos adotar para a constante de Avogadro o valor $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

	A	B	C	D	E	F
1	Substância	Massa (m)	Massa Molar (M)	Quantidade de matéria (n)	Número de entidades elementares (N)	Número de átomos de nitrogênio
2	(Adoçante)	(g)	(g/mol)	(mol)	[x 10 ²³]	[x 10 ²³]
3	Sacarina	100	183	0,546	3,29	3,29
4	Aspartame	100	6,2	0,340	2,05	4,10
4	Ciclamato de sódio	100	28,6	0,498	3,00	3,00
Operações: Cella D2: =B2/C2 Cella D3: =B3/C3 Cella D4: =B4/C4 Cella E2: =D2*6,02 Cella E3: =D3*6,02 Cella E4: =D4*6,02 Cella F2: =E2*1 Cella F3: =E3*2 Cella F4: =E4*1						

Logo, a amostra que possui a menor quantidade de matéria é do aspartame, e a que tem menor número de átomos de nitrogênio é do ciclamato de sódio.

Observação:

Por meio da formatação de celas, pode-se aumentar o número de casas decimais das coluna E e F. Dessa forma, será possível usar valores mais precisos para a constante de Avogadro, como o que foi apresentado nessa pesquisa no Capítulo 1: $N_A = 6,022\,140\,82 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Problema 4.5. Uma amostra de 247 de um dos componentes do *smog* fotoquímico (poluição atmosférica) tem 48,9 g de carbono, 6,2 g de hidrogênio, 28,6 g de nitrogênio e o resto é oxigênio. Determine a composição elementar e a fórmula empírica do composto.

Solução 4.5. A partir das massas dos elementos químicos fornecidas no enunciado, determina-se a composição elementar do composto (cela F). Posteriormente, a quantidade de matéria de cada elemento presente no composto (cela D) e finalmente as respectivas razões em quantidade de matéria destes elementos no composto, obtendo-se assim sua fórmula empírica.

	A	B	C	D	E	F
1	Elemento	M (g/mol)	m (g)	n (mol)	Razão em quantidade de matéria	% (m/m)
2	Carbono (C)	12,01	48,9	4,07	1,99	19,8
3	Hidrogênio (H)	1,01	6,2	6,14	3,01	2,5
4	Nitrogênio (N)	14,01	28,6	2,04	1,00	11,6
5	Oxigênio (O)	16,00	163,3	10,21	5,00	66,1
6	TOTAL		247			100,0

Fórmula Empírica

Operações:

Cela C5: =C6-(C2+C3+C4)

Cela D2: =C2/B2

Cela D3: =C3/B3

Cela D4: =C4/B4

Cela D5: =C5/B5

Cela E2: =D2/B2

Cela E3: =D3/B3

Cela E4: =D4/B4

Cela E5: =D5/B5

Composição Elementar

Operações:

Cela F2: =(C2/C6)*100

Cela F3: =(C3/C6)*100

Cela F4: =(C4/C6)*100

Cela F5: =(C5/C6)*100

Fórmula Empírica: C₂H₃NO₅

5. CONCLUSÃO

A partir deste trabalho, constatamos que o conteúdo de Estequiometria, comumente chamada de cálculos estequiométricos, é um conteúdo que envolve o uso de uma grandeza conceitualmente importante, a quantidade de matéria (n), cuja unidade é o *mol*; que se relaciona proporcionalmente com grandezas que são facilmente medidas, a massa (m) e o volume (V).

Essas relações de proporcionalidade são essenciais para se efetuar os cálculos estequiométricos. No entanto, os estudantes apresentam dificuldades quando utilizam essas relações estequiométricas. Um das causas dessa dificuldade é falta de domínio de conteúdos básicos de matemática, especialmente o conceito de **proporção**. Outra razão dessa dificuldade, é o grande número e diferentes de fatores de proporcionalidade (constantes de proporcionalidade) envolvidas nessas relações.

Assim, há a necessidade no estudo deste conteúdo químico, de se “desenvolver” o assunto **proporcionalidade**, “reforçando” os conceitos de *razão* e *proporção* (vide Seção 1.2). Conforme sugestão do saudoso professor Ávila: “... muitas vezes é necessário que professores das outras ciências recordem ou expliquem tópicos de Matemática em suas aulas” ([20], p.4).

Acreditamos que isso deva ser feito explorando, num primeiro momento, a definição de **grandezas proporcionais** e **inversamente proporcionais**, e como elas estão relacionadas de forma *algébrica* e *gráfica*. Para esse propósito, o professor de Química pode partir de situações simples, como a que tratamos neste trabalho, a relação entre a massa de óleo de cozinha com o volume que este ocupa.

E a partir daí definir os conceitos de proporção e sua aplicabilidade em problemas que deva-se empregar “a regra de três”. No entanto, salientamos que há a necessidade de se trabalhar diversas estratégias na resolução desses problemas, incluindo as não convencionais, como as estratégias **aditiva** e **razão unitária**.

Entretanto, reforçamos que tanto as estratégias alternativas, quanto as estratégias clássicas: “regra de três” (proporção), “análise dimensional” e o

“método molar”, requerem o conhecimento do conceito de grandezas proporcionais e das respectivas constantes de proporcionalidade.

O método de Análise Dimensional, é adequado para problemas que requer a conversão de unidades que envolve a mesma grandeza. No entanto, quando se trata de problemas estequiométricos, este deve ser reelaborado, com foco nas relações de proporcionalidade entre duas grandezas.

Além disso, conforme apontam alguns estudos, os estudantes podem apresentar dificuldades em compreender o uso deste método, tais como: de não conseguirem interpretar os recíprocos dos fatores de conversão, [2], ou ainda de na criação da “equação para cancelar as unidades indesejadas, deixando apenas as desejadas de não entenderem o que se está fazendo, [73]. O que pode se tornar um inconveniente na hora de aplicar o referido método.

Para um tratamento mais significativo e atraente para os estudantes do cálculo estequiométrico, pode-se usar metodologias alternativas, além do “quadro-giz”, como a que propomos aqui, que envolve por exemplo, o uso de rótulos de alguns materiais e recursos tecnológicos.

Os professores de Química precisam trabalhar bem as relações de proporcionalidade tratadas nessa pesquisa; com destaque principalmente, nas relações de proporcionalidade expressas pelas Equações (3.1), (3.2) e (3.3). Deve-se observar ainda que a última relações envolve ao mesmo tempo relação de proporcionalidade direta e inversa. Além disso essas relações serão úteis em outros conteúdos quantitativos da Química, como por exemplo, *eletroquímica* (mais especificamente nas leis de eletrólise) e *termoquímica*, em que outras relações são elaboradas a partir dessas elementares.

Continuando, quanto às relações estequiométricas dos *compostos químicos* e das reações químicas, o docente de Química devem enfatizar as *relações estequiométrica* isto é, as *razões (relações) em quantidade de matéria*. E explorar em sala diversas estratégias de resolução de problemas estequiométricos, como as que foram apresentadas nesse trabalho.

Agora, quanto ao professor da disciplina de Matemática, este pode trabalhar de forma interdisciplinar com o professor de Química, e explora o conteúdo de proporcionalidade (que é discutido também no 1º ano), lançando mão de alguns exemplos envolvendo as grandezas massa, volume e quantidade de matéria. Ou ainda, explorar outras relações de proporcionalidade tratadas em Química.

REFERÊNCIAS

- [1] TINOCO, L.A. de A. Como e quando os alunos utilizam o conceito de proporcionalidade. *Revista do professor de Matemática*. Rio de Janeiro:Sociedade Brasileira de matemática, n. 14, p.8-16, 1989.
- [2] POST, T., BEHR, M., & LESH, R. Proportionality and the development of prealgebra Understanding. In: J. Hiebert& M. Behr (Eds.) *Number Concepts and Operations in the Middle Grades*, 1988. p. 93-118. Reston, VA: Lawrence Erlbaum & National Council of Teachers of Mathematics. (RationalNumber Project Home Page).
- [3] CRAMER, K., POST, T., & BeHR, M. Interpreting Proportional Relationships. *Mathematics Teacher*, 1989, september, 82 (6), 445-452.(Rational Number Project Home Page).
- [4] DOLE, S. et al. Student's Proporcioanl Reasoning in Mathematics and Science. In TSO, T. Y. (Ed.). *Proceedings of the 36th Conference of the International Group for the Psychology of Mathematics Education*, 2012, v. 2, p. 195-202. Taipei, Taiwan: PME. Obtido em:
<http://www.proportionalreasoning.com/uploads/1/1/9/7/11976360/students_proportional_reasoning_in_mathematics_and_science.pdf>. Acesso em 20 de novembro de 2014. Acesso em 20 de novembro de 2014.
- [5] RUIZ, A. R. & CARVALHO, A. M. P. de. O conceito de proporcionalidade. *Fac. Educ.*, São Paulo, 18(1/2), jan/dez., 1980. Obtido em:
<http://www.proportionalreasoning.com/uploads/1/1/9/7/11976360/students_proportional_reasoning_in_mathematics_and_science.pdf>. Acesso em 10 de março de 2015.
- [6] BRASIL.*Parâmetros Curriculares Nacionais (5ª a 8ª séries): Matemática*. Brasília: MEC/SEF, 1998. 148 p.

[7] BRASIL. PCN+ Ensino Médio: Orientações Educacionais Complementares aos Parâmetros Curriculares Nacionais. Brasília: MEC/SEMTEC, 2002. 144 p. Obtido em: <<http://portal.mec.gov.br/seb/arquivos/pdf/matematica.pdf>>. Acesso em: 20 de novembro de 2014.

[8] BRASIL. *Orientações Curriculares para o Ensino Médio: Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*, v.2. Brasília: MEC/SEB, 2006.

[9] DANTE, Luiz Roberto Matemática, v. único. Ensino Médio. São Paulo: Ática, 2005.

[10] LIMA, E. L. *et al.* Temas e Problemas Elementares, 12. ed. Rio de Janeiro: SBM, 2006, 256 p.(Coleção do Professor de Matemática).

[11] LIMA, E. L. *et al.* Temas e Problemas, 3. ed. Rio de Janeiro: SBM, 2003, 193 p. (Coleção do Professor de Matemática).

[12] LIMA, E. L. *et al.* A Matemática do Ensino Médio (Volume 1), 9. ed. Rio de Janeiro: SBM, 2006, 237 p. (Coleção do Professor de Matemática).

[13] BUFFARA, C. ENEM sem EM. Revista do Professor de Matemática, 2015, n. 85, p. 6-10.

[14] BARNABÉ, F. M. A melodia das razões e proporções a música sob o olhar interdisciplinar do professor de matemática. 2011. 68 p. Dissertação de Mestrado Faculdade de Educação, Universidade de São Paulo, São Paulo, 2011.

[15] IEZZI, G., DOLCE, O., MACHADO, A. Matemática e realidade: 7º ano, 6. edição, São Paulo, Editora Atual, 2009.

[16] IEZZI, G. *et al.* Matemática: Ciência e Aplicações, v. 1, ensino médio. 7. ed. São Paulo: Atual, 2013. (Coleção matemática: ciência e aplicações).

[17] IMENES, L.M.; LELIS M. Matemática: 7º ano.2 ed. São Paulo: Moderna, 2012.

[18] OLLER MARCÉN, A.M. & GAIRÍN SALLÁN, J.M. La génesis histórica de los conceptos de razón y proporción y su posterior aritmetización”, *Revista Latinoamericana de Investigación em Matemática Educativa*, n. 16 (3), p. 317-388.

[19] ÁVILA, G. Razão, proporções e regras de três. *Revista do Professor de Matemática*. Rio de Janeiro: Sociedade Brasileira de matemática, n.8, p. 1-8, 1986.

[20] COHEN, E.R.; CVITAS, T.; FREY, J.G. [et al]. IUPAC, *Quantities, Units and Symbols. in Physical Chemistry*, Green Book. 3 rd Edition, 2 nd Printing, IUPAC & RSC Publishing, Cambridge, 2008. Obtido em: <http://www.iupac.org/fileadmin/user_upload/publications/e-resources/ONLINE-IUPAC-GB3-2ndPrinting-Online-Sep2012.pdf>. Acesso em: 12 fev. 2015.

[21] BROWN, P.; EVANA, M.; HUNT, D.; McINTOSH, J.; PENDER, B.; RAMAGGE, J. *Proportion*. Number and Algebra: Modulo 37. June 2011. A guide for teachers: years 9-10. The Improving Mathematics Education in Schools (TIMES) Project. Obtido em: <<http://schools.amsi.org.au/times-modules>>. Acesso em: 07 abr. 2015

[22] ATKINS, Peter & JONES, Loretta. *Princípios de química*: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Trad. Técnica: Ricardo Bicca de Alencastro. 5 ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

[23] ASIMOV, I. *A Short History of Chemistry*. New York: Anchor Books Doubleday & Company, 1965.

[24] LIMA, E.L. O que é um número π ? *Revista do Professor de Matemática*. Rio de Janeiro: Sociedade Brasileira de matemática, n.6, p. 18-20, 1985.

[25] LIMA, E.L. O que são grandezas proporcionais? *Revista do Professor de Matemática*. Rio de Janeiro: Sociedade Brasileira de matemática, n.9, p. 21-29, 1986.

[26] POST, T., BEHR, M., & LESH, R.. Proportional Reasoning. In J. Hiebert & M. Behr (Eds.) *Number Concepts and Operations in the Middle Grades* (p. 93-118), 1988. Reston, VA: Lawrence Erlbaum & National Council of Teachers of Mathematics.(RationalNumber Project Home Page).

[27] BROWN, P.; EVANS, M.; HUNT, D.; McINTOSH, J.; PENDER, B.; RAMAGGE, J. *Rates and Ratios*. Number and Algebra: Modulo 21. June 2011. A guide fot techers: years 8-9. The Improving Mathematics Education in Schools (TIMES) Project. Obtido em: <<http://schools.amsi.org.au/times-modules>>. Acesso em: 07 abr. 2015

[28] CRAMER, K. & POST, T. (1993, May). Connecting Research To Teaching Proportional Reasoning. *MathematicsTeacher*, 86(5), 404-407, maio. 1993. (Rational Number Project Home Page).

[28] ÁVILA, G. Ainda sobre regras de três. *Revista do Professor de Matemática*. Rio de Janeiro: Sociedade Brasileira de matemática, n.9, p. 1-9, 1986.

[29] BROWN, P.; EVANS, M.; HUNT, D.; McINTOSH, J.; PENDER, B.; RAMAGGE, J. *The Unitary Method*. Number and Algebra: Modulo 37. June 2011. A guide fot techers: years 7-8. The Improving Mathematics Education in Schools (TIMES) Project. Obtido em: <<http://schools.amsi.org.au/times-modules>>. Acesso em: 07 abr. 2015.

[30] MORTIMER, E.F.; MACHADO, A.H. *Química 1: Ensino Médio*, 2. ed. São Paulo: Scipione, 2013.

[31] LEAL, M.C. *Didática da Química: fundamentos e práticas para o Ensino Médio*. Belo Horizonte: Dimensão, 2009.

[32] POZO, J. I.; CRESPO, M. A. *Aprender y enseñar ciencia*. 6. ed. Madrid: Morata, 2009.

[33] CAZZARO, F. Um experimento envolvendo estequiometria. *Química Nova na Escola*, n.10, nov., p. 53-54, 1999.

[34] GUILLERMO SALGADO M., JOSÉ NAVARRETE P. El concepto de equivalente y su aplicación en cálculos estequiométricos. *Anales de Química de la Real Sociedad Española de Química*. Vol. 102 (3): 55-58. Julio-Septiembre 2006.

[35] MAIA, J.D.; BIANCHI, J.C. de A. *Química Geral: fundamentos*. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2007.

[36] SCHMIDT, H.-J. Student's strategies in solving algorithmic stoichiometry problems. *Chemistry Education: Research and Practice*, v. 4, n. 3, p. 305-317, 2003. Obtido em: <http://www.uoi.gr/cerp/2003_October/pdf/06Schmidt.pdf>. Acesso em: 12 ago. 2014.

[37] PADILLA, K. & GARRITZ, A. *The Pedagogical Content Knowledge of university chemistry professors teaching stoichiometry*. Proceedings of the NARST 2011 Conference, Orlando, FL. USA, April 3rd to 6th, 2011, 20 pages. Obtido em: <http://garritz.com/andoni_garritz_ruiz/documentos/2013/21_Padilla-Garritz_NARST_2011.pdf>. Acesso em: 18 abr. 2015.

[38] SANTOS, L. P. dos; MÓL, G.S. (Org.). *Química cidadã: materiais, substâncias, constituintes, química ambiental e suas aplicações sociais*. Volume 1: Ensino Médio. São Paulo: Nova Geração, 2010. (Coleção química para a nova geração).

[39] SECRETARIA DE ESTADO DE MATO GROSSO DO SUL. *Referencial Curricular: Ensino Médio*. Campo Grande/MS: SED/MS, 2012.

- [40] FURIÓ, C., AZCONA, R., GUIASOLA, J. Dificultades conceptuales y epistemológicas del profesorado en la enseñanza de los conceptos de cantidad de sustancia y de mol. *Enseñanza de las Ciencias*, 17(3), p. 107-114, 1999. Obtido em: <<http://www.raco.cat/index.php/Ensenanza/article/view/21588>>. Acesso em: 20 abr. 2015.
- [41] SILVA, R. R. da. & ROCHA-FILHO, R. C. Mol: uma nova terminologia. *Química Nova na Escola*, 1995, n. 1, maio, p. 12-14.
- [42] BRASIL. Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio. Brasília: MEC/Semtec, 1999.
- [43] SANTOS, L.P. dos; MÓL, G.S. (Coord.). Química na sociedade: projeto de ensino de química em um contexto social. Brasília: Editora Universidade de Brasília, 1998.
- [44] BROWN, T.L.; LEMAY, H. E. & BURSTEN, B.E. Química: a ciência central. 9 ed. Trad. Robson Matos. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.
- [45] HAGE, D.S. & CARR, J.D. Química Analítica e Análise Quantitativa. Trad. Midori Yamamoto. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2012.
- [46] SANTOS, L.P. dos; MÓL, G.S. (Org.). *Química cidadã: materiais, substâncias, constituintes, química ambiental e suas aplicações sociais*. Volume 2: Ensino Médio. São Paulo: Nova Geração, 2010. (Coleção química para a nova geração).
- [47] ROCHA-FILHO, R. C. Sobre o mol e seus afins: uma proposta alternativa. *Química Nova*, v. 11, n. 4, p. 419-429, 1988.
- [48] COHEN, E.R.; CVITAS, T.; FREY, J.G. [et al]. IUPAC, *Quantities, Units and Symbols. in Physical Chemistry*, Green Book. 3 rd Edition, 2 nd Printing, IUPAC & RSC Publishing, Cambridge, 2008. Obtido em:

<http://www.iupac.org/fileadmin/user_upload/publications/e-resources/ONLINE-IUPAC-GB3-2ndPrinting-Online-Sep2012.pdf>. Acesso em: 12 fev. 2015.

[49] INMETRO. Sistema Internacional de Unidades (SI). 8 ed, rev. Rio de Janeiro, 2007, 114 p.

[50] MILLS, I.M.; CVITAS, T.; HOMANN, K. [et al]. IUPAC, *Quantities, Units and Symbols. in Physical Chemistry*. Oxford: Blackwell, 1993, 165 p.

[51] ROGADO, J. A grandeza quantidade de matéria e sua unidade, o mol: algumas considerações sobre dificuldades de ensino e aprendizagem. *Ciência & Educação*, v. 10, n. 1, p. 63-73, 2004.

[52] MÓL, G. de S.; FERREIRA, G.A.L.; SILVA, R.R. da & LARANJA, H.F. Constante de Avogadro. *Química Nova na Escola*, n. 3, maio, p. 32-33, 1996.

[53] CHAGAS, A. P. Os 90 anos de Les Atomes. *Química Nova na Escola*, n. 17, maio, p. 36-38, 2003.

[54] LISBOA, J. C. F. (Org.). *Química, 1º ano: Ensino Médio*. São Paulo: Edições SM, 2010. (Coleção ser protagonista).

[55] GRAEBE, C. O desenvolvimento da Hipótese de Avogadro. *Revista de Chimica Pura e Aplicada*, Série I, Anno 10, Número 1-6, p. 34-90, 1914. Obtido em: <<http://www.spq.pt/magazines/RCPA/433f>>. Acesso em: 31 fev. 2015.

[56] CHASSOT, a. Alfabetização científica: questões e desafios para a educação. 4 ed. Ijuí: Unijuí, 2006, 440 p. (Coleção Educação em Química).

[57] SILVA, R. da. Temperatura, pressão e volume molar. *Química Nova na Escola*, n. 2, nov., p. 12, 1995.

[58] LOURENÇO, M. L. & PONTES, P. M. O uso da terminologia normal e padrão *Química Nova na Escola*, n. 25, maio. p. 8-9, 1995.

[59] JENSEN W. B. *Ask the Historian*. Collected Columns on the History of Chemistry (2003-2012). Cincinnati: Oesper Collections, 2012, p. 5-6; p. 74-76.

[60] ANDERSEN, P.K. & BJEDOV, G. Chemical Stoichiometry Using MATLAB. Frontiers in Education Conference, 1996. FIE '96. 26th Annual Conference. Proceeding of, vol. 2, p. 612-615. Salt Lake City (Utah), nov. 6-9, 1996.

[61] CURTIS, H. A. The Algebraic Method of Balancing a Chemical Equation. Science, New Series, Vol. 56, No. 1444 (Sep. 1, 1922), p. 258-260. American Association for the Advancement of Science. Obtido em: <<http://www.jstor.org/stable/1647136>>. Acesso em: 27 abr. 2015.

[62] BROWN, L. S. & HOLME, T. A. Química Aplicada à Engenharia. Trad. Maria Lúcia Godinho de Oliveira. São Paulo: Cengage learning, 2013.

[63] COOKE, J. P. *The new chemistry*. Ninth ed. London: Kegah Paul, Trech & Co., 1887.

[64] HUDSON, J. *The history of chemistry*. London: The Macmillan Press, 1992.

[65] LUFTI, M. Jonh Dalton, 1808: novo sistema de filosofia química. In: _____. *Os ferrados e os cromados: produção social e apropriação privada do conhecimento químico*. Ijuí: UNIJUÍ, 1992, p.202-206.

[66] LEAL, M. C. Como a Química funciona? – Reflexões Epistemológicas e a Determinação de Fórmulas e Pesos Atômicos a partir das Leis Ponderais e da Teoria Atômica de Dalton. *Química Nova na Escola*, 2001, n. 14, novembro, p. 8-12.

[67] FIGUEIRAS, C. A. L. Duzentos Anos de Teoria Atômica de Dalton. *Química Nova na Escola*, 2004, n. 20, novembro, p. 38-44.

- [68] FURIÓ, C. & MARTÍNEZ, K. P. La evolución de los conceptos científicos como prerequisite para comprender su significado actual: el caso de la “cantidad de sustancia” y el “mol”. *Didáctica de las Ciências Experimentales y Sociales*, n. 17, 2003, p.55-74.
- [69] SHMIDT, H.J. An alternate path to stoichiometric problem solving. *Research in Science Education*, n. 27, p. 237-249.
- [70] GARRITZ, A. & MARTÍNEZ, A. Estequiometría (Capítulo 6). In:_____. *Química Universitaria*, Pearson Educación, México, 2005, p.198-248.
- [71] DORI, Y. J. & HAMEIRI, M. Multidimensional Analysis System for Quantitative Chemistry problemas: Symbol, Macro, Micro, and Process Aspects. *Journal of Research in Science Teaching*, v. 40, n. 3, p. 278-302, 2003.
- [72] J. MOLNÁR & MOLNÁR-HAMVAS, L. Lego-Method: Ney Strategy for Chemistry Calculation. *US-China Education Review*, p. 891-908, 2011
- [73] PAGE, M.F.Z.; GUEVARA, C.P. & WALTON, E. Concept Based Instriction for Stoichiometry: The Balanced Molecular Equation and Proportional Reasoning. *National Study of Education in Undergraduate Science*, p.1-13, 2012.
- [74] YAMADA, S. Aplicação da análise dimensional em conteúdos de química no ensino médio brasileiro. Trabalho de Conclusão de Curso. Brasília: UnB, 2013, 112 p.
- [75] RAVIOLO, A. Enseñanza de la química com la hoja de cálculo. *Educación Química*, 22 (4), p.357-362, Octubre de 2011.

ANEXO 1 – GLOSSÁRIO

GLOSSÁRIO

Eletroquímica. Ramo da Química que trata do uso das reações químicas para produzir eletricidade, dos potenciais relativos de redução e oxidação, e do uso da eletricidade para produzir uma transformação química.

Equação química. Representação simbólica de uma reação química. Ou seja, uma *equação química* destina-se a representar a transformação de uma ou mais substâncias (os reagentes) em novas substâncias (os produtos).

Espectrômetro de massas. Equipamento usado para medir as massas os átomos.

Isótopos. Átomos que têm o mesmo número atômico (e pertencem ao mesmo elemento) e diferentes massas atômicas. Exemplos: ^{12}C e ^{13}C são isótopos do carbono.

Número de oxidação (Nox). Carga efetiva em um átomo de um composto, calculada a partir de algumas regras. O aumento do número de oxidação (Nox) corresponde à oxidação e a diminuição do número de oxidação corresponde à redução.

Oxidação. Processo em que há perda de elétrons.

pH. Logaritmo negativo, na base 10, da concentração íons hidrogênio $[\text{H}^+]$ em uma solução: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$.

Propriedade intensiva. Propriedade que não depende do tamanho da amostra. Por exemplo, a densidade, a temperatura de fusão e de ebulição.

Propriedade extensiva. Propriedade que depende do tamanho da amostra. Por exemplo, a massa e o volume de uma substância.

Reação de oxirredução (Reação Redox). Reação em que ocorre redução e oxidação de forma concomitante.

Redução. Processo em que há ganho de elétrons.

Semi-reação. Reação hipotética de oxidação ou redução que mostra a perda ou o ganho de elétrons.

Termoquímica. Estudo do calor liberado ou absorvido em uma reação química. Por exemplo, a massa e o volume de uma substância.