

COLEÇÃO TEMAS DE FORMAÇÃO

Química

Tomo I

Olga Maria Mascarenhas de Faria Oliveira
Klaus Schlünzen Junior
Elisa Tomoe Moriya Schlünzen
(Organizadores)

Acessibilidade: Vídeos com libras e legendas

Química

COLEÇÃO TEMAS DE FORMAÇÃO

VOLUME 3

TOMO I

Química

COLEÇÃO TEMAS DE FORMAÇÃO

VOLUME 3

TOMO I

ORGANIZADORES

Olga Maria Mascarenhas de Faria Oliveira
Klaus Schlünzen Junior
Elisa Tomoe Moriya Schlünzen

AUTORES

Luiz Antonio Andrade de Oliveira
Camila Silveira da Silva
Olga Maria Mascarenhas de Faria Oliveira
Vânia Martins Nogueira
Camila Silveira da Silva
Mauricio Cesar Palmieri
Ana Maria Pires
Silvania Lanfredi
Rosebelly Nunes Marques
Iêda Aparecida Pastre



**GOVERNO DO ESTADO
DE SÃO PAULO**

unesp 

nead Núcleo de
Educação a
Distância

**CULTURA
ACADÊMICA**
Editora

© BY UNESP - UNIVERSIDADE ESTADUAL PAULISTA

Pró-Reitoria de Pós-Graduação – UNESP

Rua Quirino de Andrade, 215
CEP 01049-010 – São Paulo – SP
Tel.: (11) 5627-0561
www.unesp.br

NEaD – Núcleo de Educação a Distância – UNESP

Rua Dom Luís Lasagna, 400 - Ipiranga
CEP 04266-030 - São Paulo/SP
Tel.: (11) 2274-4191
www.unesp.br/head/

Q6

Química [recurso eletrônico] / Olga Maria Mascarenhas de Faria Oliveira, Klaus Schlünzen Junior [e] Elisa Tomoe Moriya Schlünzen (Coordenadores). – São Paulo : Cultura Acadêmica : Universidade Estadual Paulista : Núcleo de Educação a Distância, [2013]. – (Coleção Temas de Formação; v. 3)

Requisitos do sistema: Adobe Acrobat Reader

Modo de acesso: World Wide Web

Acesso em: www.acervodigital.unesp.br

Textos provenientes do Programa Rede São Paulo de Formação Docente (RedeFor)

Resumo: Trata de aperfeiçoamento da formação em Química de docentes da rede pública estadual de ensino para ministrarem a disciplina no Ensino Fundamental II e Ensino Médio.

Acessibilidade: Vídeos com Libras e Legendas

ISBN

ISBN 978-85-7983-503-2



1. Química – Estudo e Ensino. 2. Professores – Educação Continuada. I. Oliveira, Olga Maria Mascarenhas de Faria. II. Schlünzen Junior, Klaus. III. Schlünzen, Elisa Tomoe Moriya. IV. Universidade Estadual Paulista. Núcleo de Educação a Distância da Unesp.

CDD 540.7

Todos os direitos reservados. De acordo a Lei de Direitos Autorais (Lei 9.610/1998).

GOVERNO DO ESTADO DE SÃO PAULO

Governador
Geraldo Alckmin

SECRETARIA DE DESENVOLVIMENTO ECONÔMICO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA

Secretário
Luiz Carlos Quadrelli

UNIVERSIDADE ESTADUAL PAULISTA

Reitor
Julio Cezar Durigan

Vice-Reitora
Marilza Vieira Cunha Rudge

Chefe de Gabinete
Roberval Daiton Vieira

Pró-Reitor de Graduação
Laurence Duarte Colvara

Pró-Reitor de Pós-Graduação
Eduardo Kokubun

Pró-Reitora de Pesquisa
Maria José Soares Mendes Giannini

Pró-Reitora de Extensão Universitária
Mariângela Spotti Lopes Fujita

Pró-Reitor de Administração
Carlos Antonio Gamero

Secretária Geral
Maria Dalva Silva Pagotto

FUNDUNESP

Diretor-Presidente
Edivaldo Domingues Velini

NÚCLEO DE EDUCAÇÃO A DISTÂNCIA DA UNESP - NEaD

Coordenador

Klaus Schlünzen Junior

Coordenação Acadêmica - Redefor

Elisa Tomoe Moriya Schlünzen

Administração NEaD

Jessica Papp
João Menezes Mussolini
Sueli Maiellaro Fernandes

Equipe de Design Gráfico

André Ribeiro Buika
Luciano Nunes Malheiro

Equipe de Comunicação

Dalner Palomo
Roberto Rodrigues Francisco
Rodolfo Paganelli Jaquette
Sofia Dias
Soraia Marino Salum

Equipe de Design Instrucional (DI)

Fabiana Aparecida Rodrigues
Lia Tiemi Hiratomi
Márcia Debieux
Marcos Leonel de Souza

Edição e Catalogação de Materiais

Antônio Netto Júnior
Frederico Ventura

Equipe de Webdesign

Ariel Tadami Siena Hirata
Elisandra André Maranhão
Erik Rafael Alves Ferreira

Grupo de Tecnologia da Informação

Pierre Archag Iskenderian
André Luís Rodrigues Ferreira
Fernando Paraíso Ciarallo
Guilherme de Andrade Lemeszenski
Marcos Roberto Greiner
Pedro Cássio Bissetti
Renê Gomes Beato

Secretaria

Patrícia Porto
Suellen Araújo
Vera Reis
Aline Gama Gomes
Rebeca Naves dos Reis
Roseli Aparecida da Silva Bortoloto

Apresentação

Os materiais didáticos reunidos neste livro referem-se aos conteúdos das disciplinas dos cursos de especialização a distância oferecidos pela Universidade Estadual Paulista “Júlio de Mesquita Filho” (Unesp) a educadores do Ensino Fundamental II e Médio da rede estadual de São Paulo, no âmbito do Programa Rede São Paulo de Formação Docente (Redefor).

Elaborado sob a responsabilidade de docentes doutores da Unesp, com a devida consideração do projeto pedagógico da Secretaria da Educação do Estado de São Paulo (Seesp) e fecunda colaboração da equipe pedagógica da Escola de Formação de Professores “Paulo Renato Costa Souza”, o conjunto destes materiais didáticos evidenciou-se suficientemente amplo, rico, e capaz de fomentar a construção e a implementação de projetos pedagógicos próprios e diferenciados em escolas da rede pública.

Agora, o ciclo se completa: disciplinas aprimoradas em avaliação formativa nas duas edições concluídas do curso têm seus conteúdos estruturados no formato e-book, para consulta

e *download* gratuito, com recursos de acessibilidade como libras e audiodescrição.

Com esta última iniciativa, a Unesp demonstra uma vez mais seu compromisso de sempre: democratizar o acesso aos produtos intelectuais gerados em suas atividades, em prol da educação no Brasil.

Às equipes da Pró-Reitoria de Pós-Graduação, do Núcleo de Educação a Distância, da Fundação para o Desenvolvimento da Unesp e da Fundação para o Vestibular da Unesp, bem como aos docentes unespianos engajados no Programa Redefor, o meu reconhecimento pelo competente trabalho. Não posso deixar de destacar, também, outros fundamentais atores que contribuíram para transformar a ideia do curso em realidade: os orientadores pedagógicos e especialistas em EaD especialmente contratados.

Colocamos este e-book à disposição da comunidade, no cumprimento de nossa missão institucional de gerar, difundir e fomentar o conhecimento, contribuindo para a superação de desigualdades e para o exercício pleno da cidadania.

Marilza Vieira Cunha Rudge

Vice-Reitora

Coordenadora Geral dos Cursos – Redefor-Unesp

Sumário

Apresentação

6

Tomo I

Parte I – E evolução histórica da Química: aspectos gerais

Apresentação	11
1. A Química no mundo atual e sua influência na qualidade de vida do homem	12
2. O conhecimento químico na era pré-científica	14
3. Da Alquimia à ciência moderna	34
4. A Química como ciência moderna	44
Referências bibliográficas	54

Parte II – Visão macroscópica da matéria: aspectos gerais sobre a história da Química moderna

Apresentação	57
Introdução	59
5. O caminho para o Modelo Atômico de Dalton – o átomo indivisível	61
6. A mudança do modelo atômico indivisível para o de átomo divisível	77
7. A descoberta da radioatividade e sua influência sobre o desenvolvimento dos modelos atômicos	94
8. A evolução do Modelo do Átomo Divisível: O Modelo Nuclear de Rutherford	101
Referências bibliográficas	109

Parte III – Linguagem química

Apresentação	112
9. Linguagem	113
10. Os símbolos químicos	118
11. O nome dos elementos	128
12. Fórmulas químicas	134
13. As equações químicas	143
14. Nomenclaturas dos compostos químicos	146
15. Nomenclaturas da Iupac para compostos inorgânicos	149
16. Nomenclaturas dos compostos orgânicos	155
Referências bibliográficas	170

Parte IV – Reações químicas: aspectos relevantes

Apresentação	172
Introdução	173
17. As transformações	174
18. Tipos de reações químicas	181
19. Reação química em solução aquosa	185
20. Estequiometria e balanceamento das equações das reações químicas	191
21. Por que ocorrem as reações químicas?	199
22. Energia e suas relações com as mudanças químicas	218
23. Cinética química	228
Anexos	247
Referências bibliográficas	261

Glossário	263
-----------	-----



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Parte I

Evolução histórica da Química: aspectos gerais

LUIZ ANTONIO ANDRADE DE OLIVEIRA

Livre-docente em Química. Professor adjunto do Departamento de Química Geral e Inorgânica do Instituto de Química da Unesp – Araraquara

CAMILA SILVEIRA DA SILVA

Doutora em Educação para a Ciência pela Faculdade de Ciências da Unesp – Bauru.
Professora bolsista do Instituto de Química da Unesp – Araraquara

OLGA MARIA MASCARENHAS DE FARIA OLIVEIRA

Livre-docente em Bioquímica. Professora adjunta do Departamento de Bioquímica e Tecnologia Química do Instituto de Química da Unesp – Araraquara

Apresentação

Esta parte do livro acompanha o desenvolvimento do conhecimento químico da pré-história até meados do século 17, quando a Química se constitui como uma ciência moderna. Sobre a fase pré-histórica há poucos registros confiáveis, e supõe-se que as descobertas foram feitas ao acaso pelo homem, estando associadas às técnicas ligadas à sua sobrevivência e qualidade de vida. Durante a Antiguidade, vários povos contribuíram para o conhecimento, tendo destaque os filósofos gregos, pela influência que seus pensamentos exerceram por um longo tempo sobre o desenvolvimento das ciências. Prosseguindo no caminho, foram abordados rapidamente os períodos da Alquimia e da latroquímica, durante os quais muitas das operações químicas foram desenvolvidas. Posteriormente, abordou-se os desenvolvimentos da área da Física, especialmente os estudos relacionados com os movimentos dos corpos e os modelos de cosmo, por ser ela a primeira área a se firmar como ciência moderna, em decorrência da substituição dos preceitos da [ref. 17] Filosofia Natural pelos do método científico. Na Química, abordou-se em maior detalhe as contribuições surgidas entre meados dos séculos 17 e 18. Neste período, destacam-se as contribuições feitas por Boyle, Scheele e Priestley, dentre outros, culminando com as de Lavoisier sobre a combustão, consideradas o marco do estabelecimento da Química como ciência moderna.



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 1

A Química no mundo atual e sua influência na qualidade de vida do homem

Falar da evolução histórica da Química não é tarefa fácil. Sempre que tentamos escrever algo a respeito corremos algum risco. Para nós, o que deve ser priorizado pode ser algo de menor importância para outros. Sempre fazemos um recorte quando somos incumbidos de falar sobre um determinado tema.

Ao preparar este material, várias questões vieram à tona: “O que é importante ressaltar sobre a evolução histórica da Química?”; “Para professores da Educação Básica, que tipo de informação é necessária a respeito desse tema?”; “Qual linha de pensamento seguir?”.

Sabemos que os aspectos histórico, filosófico e epistemológico da Química são pouco explorados nos cursos de formação inicial de professores, fato que é lamentável. Conhecer tais aspectos citados é de suma importância para nossa compreensão sobre a Química. Entender como a Química evoluiu como ciência, quais paradigmas foram modificados, quais teorias foram refutadas, os contextos políticos, sociais, econômicos, filosóficos, e até religiosos em que emergiram as teorias, faz com que ampliemos nosso entendimento de como uma ciência se constitui e evolui.

Na literatura, encontramos alguns livros e artigos dedicados à evolução histórica da Química. A abordagem dada ao assunto varia de material para material, mas alguns fatos retratados e contextualizados costumam aparecer na maioria das obras.

Embora a maior parte das pessoas geralmente não tenha plena consciência, atualmente o conhecimento químico e suas aplicações influem direta e indiretamente em seus cotidianos. Decorrente deste conhecimento, muitas são as contribuições que resultam em melhoria da qualidade de vida, encontradas em produtos de uso diário, como plásticos, tecidos, cosméticos, detergentes, tintas, medicamentos, desinfetantes, alimentos em conserva, bebidas, combustíveis. Já outros, embora também tão importantes quanto os anteriores, não são facilmente associados ao conhecimento químico, como, por exemplo, os materiais semicondutores presentes em dispositivos eletrônicos como transistores, *lasers*, células solares, essenciais para a produção de produtos como computadores, aparelhos celulares, televisores de alta definição etc. Obviamente, o mesmo conhecimento e seus produtos, quando, intencionalmente ou não, forem mal utilizados, pode trazer consequências desastrosas para o homem, como o que ocorre na poluição de rios por detergentes, produção de armas química, entre outros.

Uma pergunta que surge usualmente refere-se a como esse conhecimento foi acumulado e aplicado pelo homem ao longo de seu desenvolvimento, desde seu surgimento na Terra até a posição que hoje ocupa no planeta. Uma retrospectiva do desenvolvimento da espécie humana indica que nos primórdios de sua evolução, as descobertas foram provavelmente feitas por acaso, e o conhecimento acumulado lentamente, perpetuado e transmitido através das gerações. Posteriormente, com a afirmação da Química como ciência moderna, isto já em pleno século 18, a geração do conhecimento passou a ser feita de maneira mais sistemática, através da observação, da experimentação, do cálculo e do raciocínio. Com isto, a velocidade da construção do conhecimento químico e o desenvolvimento de suas possíveis aplicações práticas aceleraram-se consideravelmente.

Nos tópicos a seguir, será elaborado um panorama do desenvolvimento da Química, desde o período pré-científico até seu surgimento como ciência moderna no século 18.



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 2

O conhecimento químico na era pré-científica

A Química estuda as transformações da matéria. No início do desenvolvimento humano, os primeiros instrumentos que dispunha para atender às necessidades mais prementes de sua existência eram construídos com galhos de árvore, ossos, pedras brutas e trabalhadas, dentes, chifres, todos eles materiais obtidos diretamente da natureza. Deste modo, nessa etapa inicial do desenvolvimento humano, não havia conhecimento químico envolvido.

É difícil afirmar quando o homem realizou a primeira transformação da matéria que pudesse ser entendida como um conhecimento químico. É provável que uma das primeiras transformações químicas realizadas pelo homem, embora não intencional, esteja associada ao uso do fogo, utilizado no fornecimento de calor e luz, e no cozimento de alimentos. Qual não deve ter sido a surpresa do homem primitivo em observar que em decorrência da ação do fogo a madeira se transformava em cinzas, a areia tomava forma de vidro ao ser resfriada e o barro se tornava mais resistente! A partir disso deve ter resultado o surgimento do domínio das técnicas de fabricação de vidro e utensílios de cerâmica.

No tocante ao uso de metais para a produção de utensílios, por técnicas primitivas como o martelamento, provavelmente se iniciou com aqueles me-

tais encontrados em forma pura na natureza, como o ouro e cobre. Por serem relativamente moles, podiam ser moldados pela técnica do martelamento, que além da moldagem, aumentava a dureza e resistência dos utensílios produzidos. Como um dos exemplos mais antigos de objeto obtido por esta técnica, tem-se um colar de cobre encontrado no norte do Iraque, datado de 8700 a.C. Alguns utensílios de ferro produzidos por essas técnicas primitivas provavelmente utilizavam ferro proveniente de meteoritos, constituídos de ferro praticamente puro, que atingiram e atingem continuamente a superfície do planeta. O domínio dessas técnicas primitivas de metalurgia permitiu a substituição gradativa dos instrumentos que o homem desenvolveu ao longo do período.

Posteriormente, o homem deve ter observado que o aquecimento da mistura de certas rochas com o carvão das fogueiras levava à fusão, permitindo o isolamento e obtenção de materiais hoje identificados como chumbo e cobre, dando origem às operações metalúrgicas. Sabe-se hoje que as rochas empregadas inicialmente pelo homem eram minerais, constituídos principalmente por óxidos metálicos. Posteriormente, a observação e a experimentação levaram à incorporação dos sulfetos metálicos como fonte de metais, como no caso do chumbo, obtido a partir de seu sulfeto, mineral conhecido como galena.

Prosseguindo com suas experiências metalúrgicas, ao fundir juntos minerais diferentes encontrados na região em que vivia, o homem descobriu que o produto final tinha propriedades mais interessantes que cada um dos metais isolados. Assim teve início o uso das ligas metálicas na produção de utensílios. Pelos dados obtidos a partir de objetos metálicos antigos, encontrados e datados, provavelmente as primeiras ligas envolviam cobre e arsênio. Posteriormente, verificou-se que a adição de estanho ao cobre dava origem ao bronze, um material facilmente moldável e resistente, utilizado até hoje.

Um passo importante no desenvolvimento do conhecimento do homem na área da metalurgia, fruto de sua inteligência, capacidade de observação e inventividade foi a utilização de moldes esculpidos em pedra, em cera de abelha e em argila, para receber o metal fundido. Após o resfriamento do material, obtinha-se o objeto com as formas e dimensões desejadas. Nascia assim a técnica de fundição, importante na obtenção de utensílios cada vez mais elabora-

dos. Na cultura ocidental, o objeto mais antigo de que se tem registro é uma rã fundida em cobre, datada de 3200 a.c., encontrada na região da Mesopotâmia.

A descoberta de que temperaturas mais elevadas podiam ser obtidas pelo fornecimento de mais ar ao carvão da fogueira, e a posterior introdução do fole nos fornos das fundições, possibilitou o trabalho com metais com temperaturas de fusão superiores a que se podia atingir num forno comum. Dentre esses metais estava o ferro e, posteriormente, o seu derivado mais moldável a quente e mais resistente quando frio, o aço.

A metalurgia, as técnicas de fundição e de moldagem dos diferentes metais e ligas influíram de tal maneira no desenvolvimento da civilização que até recentemente era usual dividir a história entre 6.000 a.C. e o início da Era Cristã em períodos associados à utilização predominante de um metal. Hoje essa divisão está praticamente abandonada, por duas razões principais. A primeira delas é que o acesso às informações no período que antecedeu o surgimento da escrita em aproximadamente 5.550 a.C. são baseadas principalmente em dados obtidos através de análise de pinturas primitivas e objetos antigos encontrados em escavações. Tais informações nem sempre foram possíveis de serem associadas, sem margem de dúvida, à uma época precisa. A segunda, e principal razão, é que os conhecimentos relacionados ao uso de um metal não surgiram ao mesmo tempo entre os diferentes povos da época. Os diferentes estágios de conhecimento/evolução dos povos, aliados à dificuldade de divulgação das informações, fizeram com que o domínio de uma determinada técnica surgisse em diferentes épocas entre os diferentes povos. Apesar disto, por ser útil ter uma ideia aproximada da linha do tempo envolvida no uso dos metais e sua relação com a evolução da humanidade, no Quadro a seguir é apresentada a divisão da história em períodos relacionados com o desenvolvimento das operações metalúrgicas.

Relação das “idades” ou “eras” com o desenvolvimento de conhecimentos

NOME DA IDADE	PERÍODO ESTIMADO	CONHECIMENTOS E OPERAÇÕES
COBRE	6.000 a.C. a 3.000 a.C.	Início das operações metalúrgicas, utilização de ouro e cobre nativos, uso da prata e das ligas de ouro e prata, obtenção de cobre e chumbo a partir de seus minérios, desenvolvimento das técnicas de fundição.
BRONZE	3.000 a.C. a 1.200 a.C.	Isolamento de estanho a partir de seus minérios, preparação de diferentes tipos de bronze e sua utilização na produção de utensílios e espelhos, introdução do fole nas operações de fundição.
FERRO	1.200 a.C. a Início da Era Cristã	Produção de aço, cunhagem de moedas, uso de amálgamas.

Um caso histórico bem documentado – o homem do gelo

Em setembro de 1991, um grupo de turistas encontrou o corpo congelado de um homem, perto da fronteira entre a Áustria e a Itália, na localidade de Hauslabjoch. O corpo foi encontrado na geleira Schnalstal, na região dos Alpes Ötztal, razão pela qual foi apelidado de Ötzi. O corpo estava surpreendentemente bem conservado, com vestimentas, cabelo e equipado com diversos objetos de uso pessoal, como arco, flechas, machadinha de cobre, faca.

A análise posterior do corpo e a datação pela técnica de carbono-14 mostraram que o corpo era de um homem de aproximadamente 45 anos, que viveu em 3300 a.C., tendo, portanto, 5.300 anos de idade. Mais recentemente, exames por técnicas de tomografia indicaram que a causa de sua morte foi hemorragia interna intensa, causada por uma flecha que o atingiu no lado esquerdo das costas.

A análise de sua machadinha mostrou que ela é constituída de cobre praticamente puro, um utensílio altamente cobiçado na época em que viveu. Análises feitas em seus cabelos mostraram um nível muito elevado de arsênio. Esses dois dados em conjunto sugerem que Ötzi participava ativamente da metalurgia de cobre, obtido a partir da fusão de seus minérios.

Atualmente, o corpo está preservado em instalações refrigeradas especiais e exposto no [Museo Archeologico Dell'Alta Adige](#), localizado em Bolzano, Itália. Quanto ao corpo e objetos encontrados ao seu redor, as pesquisas continuam, visando obter informações sobre seu modo de vida, estado de saúde, alimentação, tipos de objetos, vestimentas e tipos de tecidos, entre outros.

Conhecimento químico e os alimentos

Sem dúvida, uma das grandes dificuldades enfrentadas pelo homem pré-histórico residia na obtenção e conservação de alimentos. Sem um meio de conservar os alimentos obtidos, geralmente através da caça, o homem se via na necessidade constante de obter mais alimentos. As primeiras informações existentes sobre conservação de alimentos envolve a técnica de salga de carnes com sal marinho obtido diretamente da água do mar. Com este tratamento, o tempo de conservação das carnes foi bastante aumentado, permitindo estocagem de alimentos em uma época em que eram mais abundantes. Posteriormente, com o uso do fogo, descobriu-se o método de conservação por defumação, método no qual a carne é submetida à fumaça originada pela queima incompleta de madeira

de certas árvores. Referência a esse tipo de método de conservação é descrito por Homero, em 99 a.C., em sua *Odisseia*.

Outro conhecimento químico que teve importância na área de alimentos refere-se às técnicas de fermentação, inicialmente de sucos naturais contendo açúcar, originando os vinhos. Há indícios de que cerveja, obtida a partir da fermentação de grãos de cevada, já era produzida ao redor de 6.000 a.C. na região da Mesopotâmia. O que é certo é que em torno de 4.000 a.C. o homem já dominava as técnicas de produção de vinho e cerveja. As bebidas alcoólicas, além do papel como alimento, desempenharam diferentes papéis em cada civilização, em algumas atuando como medicamento e em outras tendo papel em cerimônias religiosas.

O conhecimento químico e as artes

As técnicas de produção de pigmentos para os homens primitivos envolviam geralmente o uso de minerais de diferentes cores, carvão, argila, que depois de moído eram dispersos em meios como a clara de ovo e goma-arábica (cola de origem vegetal). Aparentemente, os pigmentos se destinavam a fins estéticos e pinturas corporais dos homens primitivos. Apesar da aparente simplicidade desses pigmentos, desenhos feitos com eles resistem à ação do tempo há mais de 15.000 anos, permitindo o registro de hábitos do homem primitivo e do meio que o cercava. São exemplos dessas pinturas as encontradas em cavernas da França e Espanha, assim como em paredões da região de São Raimundo Nonato, no Piauí.

2.1. A concepção sobre o cosmo e a composição da matéria na Antiguidade

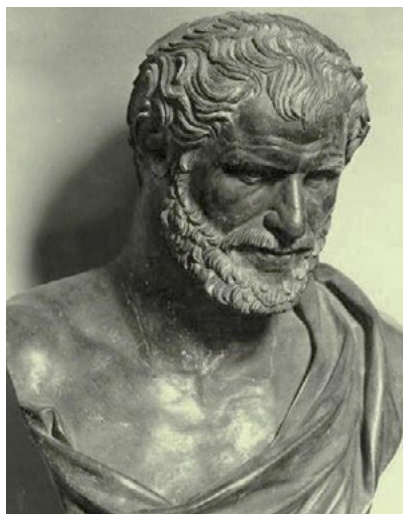
A preocupação sobre a constituição do cosmo e a matéria que o forma é antiga, havendo registros sobre o assunto já entre os povos que habitavam a Mesopotâmia. No entanto, as ideias que tiveram maior impacto sobre o desenvolvimento futuro da ciência moderna estão ligadas aos filósofos gregos antigos, através de duas teorias sobre a constituição da matéria, o Atomismo e a Teoria dos Quatro Elementos. A abordagem empregada nestes dois modos de descrição do mundo natural era baseada no raciocínio, ao contrário do [ref. 11] *empirismo*, não se preocupando com a verificação prática de suas hipóteses e conclusões.

O Atomismo grego está ligado aos nomes de Leucipo de Mileto (nascido ao redor de 500 a.C.) e Demócrito de Abdera (ca. 460 – ca. 370 a.C.). Demócrito foi discípulo e depois sucessor de Leucipo. Embora a Demócrito seja atribuída uma produção grande, nenhuma obra sua, ou de Leucipo, chegaram até os dias de hoje. Assim, tudo que se sabe sobre suas obras vem de citações em obras de outros autores.

Leucipo afirmava que o universo é infinito, formado por uma parte **vazia** e uma parte **cheia**. Na parte **cheia** do universo, que representa a matéria, estariam as **partículas fundamentais**, em movimento contínuo no **vazio**, regido pela *razão* e *necessidade*. Por falta de documentação escrita e da ligação estreita entre o mestre e o discípulo, torna-se praticamente impossível determinar qual o papel desempenhado por cada um no estabelecimento do Atomismo. Acredita-se que Demócrito tenha sido responsável pela expansão dos conceitos de Leucipo, e tenha postulado que as **partículas fundamentais** de Leucipo são os **átomos** (do grego, *a*: partícula de negação; e *tomos*: divisão; átomo significando não divisível).

Segundo Demócrito, o cosmo – que inclui o mundo e todas as coisas, inclusive a alma – é formado por um turbilhão de átomos de diferentes formatos em movimento constante, regido pela razão e necessidade, infinitos em número e essência, um para cada tipo de elemento existente. As qualidades que os corpos possuem tais como cor, sabor, odor, forma, são decorrentes de suas pro-

priedades extrínsecas, pois os átomos só têm propriedades geométricas, forma e grandeza. Com os choques entre eles, alguns átomos se unem para formar um corpo diferente, devido às suas características coincidentes. Por vezes, os choques entre os átomos não resultam em transformações, porque suas formas não se encaixam. Assim, dessas interações entre os átomos ocorreria a formação de todas as coisas que conhecemos, que depois se dissolveriam no mesmo turbilhão de átomos das quais surgiram. Na concepção de Demócrito, o cosmo não é determinado por um poder que está acima dele, e que o submetesse a algum plano ou finalidade, tal como deuses. Por essa razão, Demócrito é considerado o primeiro filósofo materialista da história.

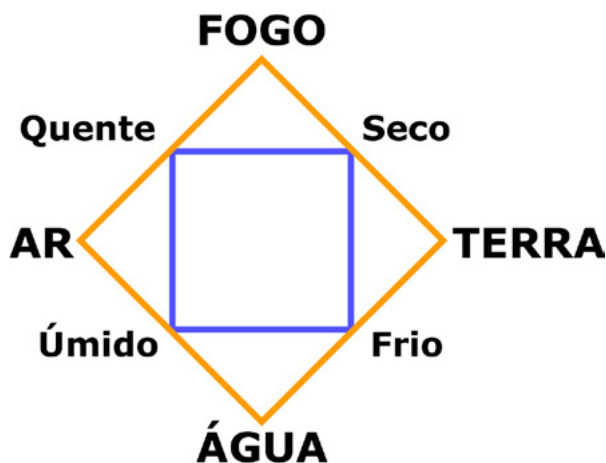


Demócrito

Uma análise das ideias de Demócrito indica que o raciocínio que o teria levado a propor a existência do átomo, uma parte da matéria após a qual não poderia mais ocorrer divisão da mesma, é o seguinte: o movimento da matéria pressupõe a existência do vazio, no qual a matéria se desloca; se fosse possível dividir a matéria infinitamente em partes cada vez menores no vazio, ela não teria consistência, e nada poderia se formar a partir da diluição cada vez maior da matéria no vazio. Daí, para explicar a existência do cosmo tal como o conhe-

ceiros, concluiu que a divisão da matéria não pode ser infinita, e que há um limite indivisível, o átomo.

A outra teoria sobre a constituição do cosmo, a Teoria dos Quatro Elementos, está associada aos nomes de Empédocles e Aristóteles. Empédocles (495/490 – 435/430 a.C.) propôs que a matéria seria constituída por quatro princípios: **água, ar, fogo e terra**. Aristóteles (384-322 a.C.) se opôs ao Atomismo, e adotou e ampliou a ideia de Empédocles, propondo que existiria uma matéria-prima que constituiria a base de formação de todas as substâncias existentes. Essa matéria-prima seria formada pelos quatro elementos propostos por Empédocles. Cada um desses elementos, por sua vez, seria formado por duas de quatro qualidades: **quente, frio, seco e úmido**. As combinações destas quatro qualidades, duas a duas, dariam origem a seis pares distintos, mas dois deles são incompatíveis – *quente/frio, seco/úmido* – pois um corpo não pode ser ao mesmo tempo quente e frio, ou seco e úmido. Essas ideias são representadas pelo esquema abaixo, no qual os elementos e as qualidades são dispostos em pares antagônicos.



O elemento **fogo**, por exemplo, é caracterizado pelas qualidades *quente* e *seco*, enquanto que o elemento **terra** pelas qualidades *seco* e *frio*. Nessa interpretação, as transformações da matéria são decorrentes das mudanças de suas

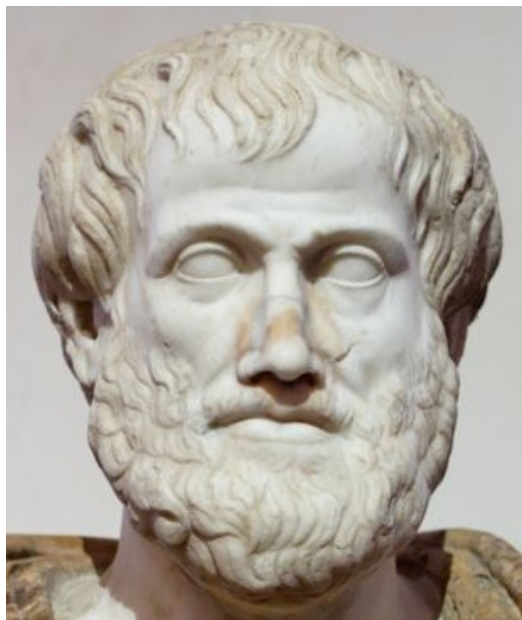
qualidades e formas, e o elemento **fogo** poderia ser transformado no elemento **terra**, através da mudança da qualidade *quente* para *frio*.

2.1.1. Comentários sobre os dois modelos e suas implicações no desenvolvimento da ciência

Embora o Atomismo de Leucipo e Demócrito tenha um maior apelo junto aos estudiosos por suas semelhanças com o modelo de átomo indivisível proposto por Dalton em 1808, os pressupostos das duas visões de cosmo e matéria dos filósofos gregos antigos não resistem a qualquer verificação prática segundo os métodos da ciência moderna.

Uma pergunta que se poderia fazer a esta altura é qual seria a razão de se estudar teorias filosóficas antigas, não científicas no sentido moderno do termo. Uma das razões é entender como ideias aparentemente lógicas, mas não científicas, e em especial as de Aristóteles, influíram e dificultaram o desenvolvimento da ciência por mais de 2.000 anos. Uma das razões para que isto tenha ocorrido foi o fato das ideias de Aristóteles receberem o apoio da Igreja Católica, e o Atomismo ter sido condenado pela mesma instituição. Com o poder que a Igreja Católica exerceu especialmente durante a Idade Média, opor-se às ideias aprovadas por ela ou defender ideias por ela condenadas podia representar a condenação pela Inquisição e até a morte.

Uma pergunta que surge naturalmente é sobre as razões das ideias do Atomismo serem condenadas pela Igreja, e as de Aristóteles receberem seu apoio. A causa mais provável está associada à visão de cosmo dos atomistas, totalmente materialista, em que até a percepção e a alma eram explicadas pelos movimentos dos átomos, guiados unicamente pela necessidade e pela razão, e parecia não deixar lugar para os valores espirituais.



Aristóteles

Embora Aristóteles possa ser considerado um bom observador do mundo natural, tendo deixado contribuições significativas em áreas como a Física e a Biologia, o método envolvendo a proposição de hipóteses sobre as causas de um fenômeno natural observado e o teste de suas validades pela experimentação, típicos do método científico moderno, era desconhecido pelo filósofo grego e seus contemporâneos, incluindo Demócrito. Por isto, não podemos cometer o erro, assim como muitas pessoas hoje o fazem, de ridicularizar as ideias de Aristóteles, por querer analisá-las utilizando os padrões atuais! Devemos sempre lembrar que o conhecimento é produzido por seres humanos, que sofrem as influências e as limitações da realidade cultural, política e social da época em que vivem!

2.2. Algumas considerações sobre a Alquimia

Um período muito citado quando se tenta retratar a evolução histórica da Química diz respeito à Alquimia. Algumas pessoas colocam a Alquimia como

início da Química; outros dizem que se trata de coisas diferentes. Se a Alquimia pode ser considerada como parte da Química ou se ela é uma fase anterior a esta, é uma discussão ainda em voga. De qualquer modo, quando buscamos informações sobre o desenvolvimento da Química encontramos referências à Alquimia. E assim, quando vamos analisar as informações que caracterizam a Alquimia encontramos muitos aspectos que podemos considerar sim como potenciais contribuintes para o desenvolvimento da Química.

É referente à Alquimia a busca pela “pedra filosofal”, para a transmutação de metais em ouro e do elixir da longa vida. Assim, os alquimistas, nome dado a quem praticava a Alquimia, possuíam como meta transformar metais menos nobres em ouro, desenvolver uma substância que fosse capaz de curar todos os males e prolongar o tempo de vida do homem, e ambas as metas poderiam ser alcançadas se os eles obtivessem a “pedra filosofal”. Não é possível levar ao pé da letra tais fundamentos, pois se pode considerar também que a busca dos alquimistas não fosse por algo material, mas sim por algo ligado à alma, algo espiritual e místico.

Outro aspecto muito ligado à Alquimia diz respeito à criação de vida artificial, o que é conhecido como *homunculus*.

Na Alquimia, os aspectos filosóficos eram muito presentes, sendo a composição e a transformação da matéria, discutidos a partir de concepções filosóficas. As discussões transcendiam a matéria, era algo de alma; o misticismo era muito presente.



Alquimista em seu laboratório

Tem-se informações de que a Alquimia foi praticada em diversos locais do mundo, ao longo do período em que se tem registro sobre as práticas que a caracterizava. A Alquimia foi praticada no Egito, na Índia, China, em Roma, na Grécia, entre outros lugares.

Muitas das técnicas desenvolvidas e utilizadas pelos alquimistas e o acúmulo de informações do período da Alquimia contribuíram para a constituição da Química como ciência.

Muitas das vidrarias que hoje utilizamos e também algumas técnicas experimentais são originárias na Alquimia. O trabalho de alguns alquimistas era desenvolvido em laboratórios e a partir de suas experiências puderam dar contribuições para que alguns assuntos fossem melhores compreendidos.

São da época da Alquimia o uso de algumas técnicas como destilação, o desenvolvimento de vários aparelhos como fornos e fornalhas especiais, o projeto de diversas vidrarias para processar reações químicas.

A descoberta de diversas substâncias também ocorreu na Alquimia, como, por exemplo, a do ácido acético e do ácido clorídrico.

Muitas técnicas usadas atualmente já eram presentes na vida dos alquimistas, como, por exemplo, a destilação. A forma de se pensar o processo de destilação, a essência do pensamento em relação a essa técnica, era diferente do modo como pensamos hoje. Mas os materiais utilizados no processo e a técnica em si são muito semelhantes.

Para os alquimistas, a destilação estava associada a ideias filosóficas e religiosas e à magia.

Um exemplo das contribuições da Alquimia para a Química

Como exemplo das contribuições de algumas das técnicas e operações desenvolvidas na época da Alquimia e que deram grandes contribuições para a Química, podemos citar, dentre tantas outras possibilidades, as contribuições dos trabalhos do alquimista europeu, Andreas Libavius.



Andreas Libavius (1550-1616); 6: Capa do livro *Alchemia*, de Libavius.

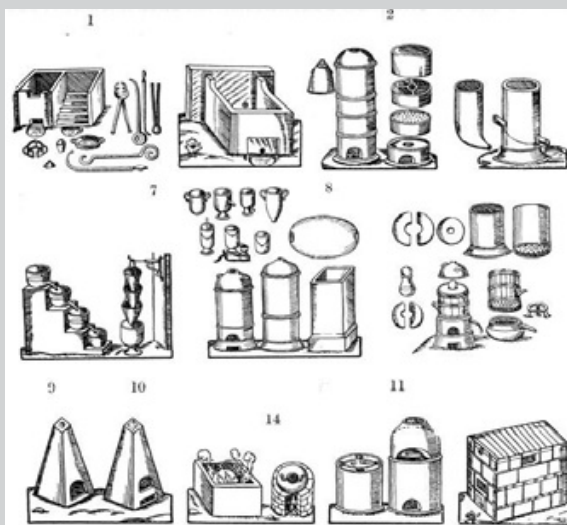
Libavius nasceu na Alemanha, foi médico, químico (alquimista) e professor. É de sua autoria o livro *Alchemia*, de 1597, que sistematiza muitas informações sobre Química, principalmente operações químicas, como, por exemplo, o preparo de ácidos.

Esse livro se tornou um marco importante para o desenvolvimento da Química e apresenta características diferentes dos livros produzidos sobre Alquimia, pois traz uma linguagem clara e objetiva.

Nesse livro, a Química era dividida em duas partes, uma que compreendia os aparelhos e procedimentos de laboratório e outra que abordava a análise de metais, minerais e águas minerais.

Libavius possuía um laboratório em sua casa e assim foi possível executar vários procedimentos, adquirindo grande experiência prática. Em seu livro, *Alchemia*, forneceu detalhes do procedimento de preparação de diversas substâncias médicas, o que também serviu de base para a latroquímica.

Na imagem a seguir, que mostra alguns, dos vários aparelhos e utensílios do alquimista, temos que os utensílios 1 e 2 são fornos, sendo o segundo para fusão; 7 e 8 são vasos, um para análise e o outro para agitação; o utensílio 9 era utilizado para decantação; o 10 para filtração; o 11 era um arranjo para putrefação; e o 15 um arranjo para calcinação.



Aparelhos e utensílios de Libavius

A constituição da matéria também era o tema das discussões e da vida dos alquimistas. As primeiras ideias sobre a constituição da matéria, apresentadas por Aristóteles, foram complementadas pelos alquimistas.

Aos quatro elementos essenciais da matéria de Aristóteles (fogo, água, terra e ar) foram incorporados, pelos alquimistas, o enxofre e o mercúrio. **A teoria “enxofremercúrio”** postulava que todo tipo de matéria era composta por proporções diferentes de enxofre e mercúrio. O enxofre estaria associado à “combustibilidade” e o mercúrio à “metalidade”.

Para os alquimistas, a matéria poderia ser obtida a partir da combinação desses elementos. Com base nesse pensamento, os alquimistas tentaram sintetizar vários metais a partir do enxofre e do mercúrio.

No século 16, outro princípio foi incorporado ao enxofre e mercúrio, o sal, sendo esse último acrescentado por Paracelso (Theophrastus von Hohenheim, 1493-1541).

Assim, continuaria o enxofre responsável pela combustibilidade; o mercúrio, pelo brilho metálico e fluidez; e o sal seria responsável pela estabilidade. Essa teoria dos três princípios perdurou até o surgimento da Química moderna, quando se passou a discutir a constituição da matéria com base nos diversos e numerosos elementos químicos.



Joan Baptista van Helmont

O médico belga Joan Baptista van Helmont (1579-1644) duvidou que, dos três princípios – enxofre, mercúrio e sal – fosse possível obter as demais substâncias. Para Van Helmont, apenas um elemento era primordial, a água. As doenças estariam associadas à falta ou excesso dos elementos que constituíam a matéria. Segundo Porto (1997, p.569):

A teoria médica mais difundida na época via o corpo humano saudável como o resultado do perfeito equilíbrio entre os quatro humores que o constituiriam. Estes humores estariam relacionados com a clássica doutrina dos quatro elementos e quatro qualidades primárias. Assim, os quatro humores, e as quatro qualidades respectivamente predominantes em cada um deles, seriam: sangue (quente), fleuma (úmido), bÍlis amarela (seco) e bÍlis negra (frio). A doença consistiria num desequilÍbrio na proporção ideal entre esses humores ou qualidades. Para haver cura, seria necessário ministrar a qualidade momentaneamente em falta (geralmente, pela ingestão de misturas de extratos vegetais) ou, então, retirar a qualidade que porventura estivesse em excesso. Por exemplo: um paciente febril, com a testa quente e o pulso acelerado, deveria estar com excesso de

humor sanguíneo; um tratamento indicado seria eliminá-lo através de uma sangria. Ou seja, este sistema médico preconizava a “cura pelos contrários”.

A busca pela cura das doenças também era uma prática alquímica. Mas a forma com que se pensava tal cura e a era praticada não estava mais atendendo às demandas, pois muitas doenças começaram a se espalhar rapidamente, a partir de epidemias.

Nesse contexto, surgem as ideias de Paracelso, que rejeitava a ideia da “cura pelos contrários”. Assim, segundo Porto (1997, p.569):

Seguindo um preceito difundido nas camadas populares do território germânico, Paracelso defendia a “cura pelos semelhantes”. Assim, um envenenamento poderia ser curado por doses adequadas do próprio veneno que o causou – desde que convenientemente “purificado” pela ação (alquímica) do fogo.

As diferentes formas de pensar os constituintes da matéria e a causa das doenças mostram como os aspectos filosóficos estavam presentes. Mas independentemente disso, a busca pela cura das doenças culminou no desenvolvimento de alguns remédios, e essa fase ficou conhecida como latroquímica.

2.2.1. A latroquímica

A latroquímica ficou conhecida como o ramo da Química a serviço da Medicina, o que para nós hoje seria chamado de Química Medicinal.

O preparo de medicamentos e a explicação das doenças são os focos nesse contexto. Uma das maiores contribuições da latroquímica para o desenvolvimento da Química foi a aplicação prática dos produtos.

A utilização de conhecimentos químicos para a produção de medicamentos e para a cura de doenças foi o que mais marcou esse período, levando ao desenvolvimento da própria Química e também da Medicina. A ela é relacionado o nome de Philipus Aureolus Theophrastus von Hohenheim, autodenominado Paracelso, como seu grande divulgador.



Paracelso

Paracelso nasceu na Suíça em 1493 e faleceu em 1541. Ele era um alquimista e também um iatroquímico, contribuiu muito para o aprimoramento das práticas da Medicina, principalmente em seu aspecto farmacológico.

Muitos dos compostos inorgânicos que Paracelso utilizava e pesquisava sobre seus usos permaneceram nas farmácias modernas, como, por exemplo, os sais de zinco e cobre.

À Paracelso é atribuída a primeira menção ao metal cobalto e a descrição das propriedades do bismuto.

Considerando que tudo era constituído pelos três elementos ou princípios – enxofre, mercúrio e sal – acreditava-se que as doenças eram ocasionadas pela falta de um desses elementos.

Capítulo 3

Da Alquimia à ciência moderna

No século 16, plena época do Renascimento (aproximadamente entre fins do século XIII e metade do século 17), os conhecimentos da Química ainda eram fortemente influenciados pela Alquimia. Nessa época, a Física não teve grande desenvolvimento, exceto por estudos de mecânica, magnetismo e ótica. A Matemática foi a área da ciência que teve maior desenvolvimento, provavelmente estimulada pela solução de problemas práticos enfrentados nas construções de catedrais e na navegação.

No estudo do desenvolvimento da Química, até sua afirmação como ciência moderna no século 18, torna-se praticamente obrigatório um desvio no caminho para a análise do desenvolvimento da Física, considerada como sendo a primeira ciência moderna a se firmar como tal, isto já no século 17.

Neste caminho, além de cientistas da época diretamente envolvidos com o conhecimento físico propriamente dito, alguns dos quais serão abordados a seguir, contribuições não menos importantes foram as dos filósofos Francis Bacon (1561-1626) e René Descartes (1596-1650).



Francis Bacon



René Descartes

Bacon, em sua obra *Novum Organum Scientiarum*, publicada em 1620, começou a aplicar os preceitos do [ref. 22] *método indutivo*, ao invés dos da [ref. 17] *Filosofia Natural*, na abordagem dos problemas científicos. Propôs que, para se conhecer a natureza, é preciso *observar* os fatos (coletar dados), *classificá-los* e *determinar suas causas*.

Descartes, em ideias expressas em obras como o *Discurso do método* e *Princípios da filosofia*, publicadas em 1637 e 1644, respectivamente, não procurava a solução dos problemas dos cientistas de então, mas a elaboração de um *sistema completo*, com o qual pretendia substituir a escolástica banindo todas as interpretações baseadas em qualidades e formas substanciais em favor de um mecanismo universal que explicasse os fenômenos deste mundo visível com a ajuda de apenas três conceitos: *extensão*, *figura* e *movimento*.

Como consequência dessas mudanças de pensamento, resultou uma mudança nos métodos de estudos dos fenômenos naturais, que ao invés de serem simplesmente observados, passaram a serem estudados na busca de relações entre causa e efeito.

A afirmação da Física como ciência moderna está ligada diretamente com a evolução do modelo de [ref. 8] cosmo. O modelo dominante até o século 16 era o geocêntrico, baseado nas ideias do astrônomo grego Claudio Ptolomeu (90-168) e no *modelo cósmico de Aristóteles*, sendo apoiado pela Igreja Católica. Nesse modelo, o universo era finito, com a Terra imóvel em seu centro, e o Sol e os planetas conhecidos girando ao seu redor em esferas perfeitas e imutáveis. Em consequência da aplicação desse modelo, surgiram muitas observações astronômicas que não podiam ser explicadas. Uma delas era o movimento retrógrado dos planetas no céu.



Ptolomeu

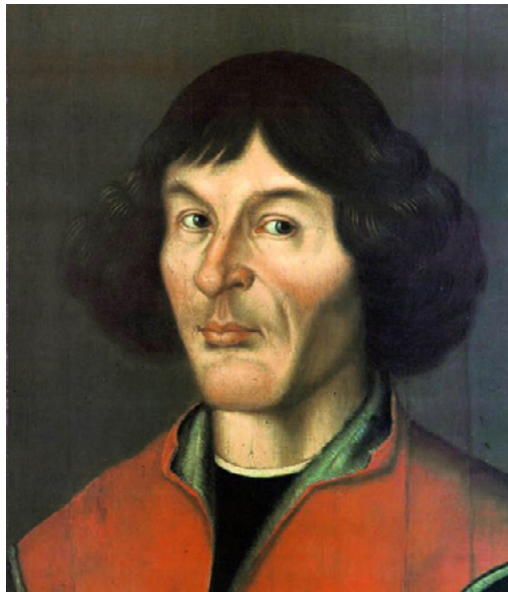
Para conciliar essa observação com o modelo de órbitas circulares, Ptolomeu propôs que cada planeta se move ao longo de um pequeno círculo denominado *epiciclo*, cujo centro se move em torno de um ciclo maior ao redor da Terra, denominado *deferente*. Com esse modelo, Ptolomeu foi capaz de explicar o movimento retrógrado dos planetas. Por essa razão, o seu modelo continuou a ser usado sem mudanças significativas ao longo de 1300 anos.

O acúmulo de ajustes que foram sendo necessários para explicar novas observações utilizando o modelo geocêntrico tornou o quadro tão complexo, que levou finalmente ao seu abandono e sua substituição pelo modelo heliocêntrico, num caminho longo e sofrido que descreveremos a seguir.

3.1. A evolução do conceito de universo do modelo geocêntrico para o heliocêntrico

Neste caminho, estão envolvidos os trabalhos de cientistas da época como Nicolau Copérnico, Giordano Bruno, Tycho Brahe, Johannes Kepler e Galileu Galileu, além de um grande número de outros menos conhecidos ou mesmo anônimos. A seguir, vamos fazer um breve relato sobre a contribuição de cada um desses cientistas.

Nicolau Copérnico (1473-1543)



Nicolau Copérnico

Copérnico, astrônomo e pensador polonês, baseado em observações cuidadosas sobre o movimento dos planetas, realizadas com os poucos recursos materiais de que dispunha (relógio de sol, triqueto e um astrolábio, mas não um telescópio, descoberto quase um século depois), propôs que o Sol era o centro do universo finito (modelo heliocêntrico), com a Terra e os planetas girando ao seu redor, preservando a ideia aristotélica de esferas fixas.

Giordano Bruno (1548-1600)



Giordano Bruno

Giordano Bruno, italiano, inicialmente pertencia à Ordem dos Dominicanos, mas aos 28 anos a abandonou. Embora não fosse astrônomo, matemático ou físico, defendia a ideia de um universo infinito, razão pela qual foi perseguido pela Igreja. Foi preso e submetido a julgamento, e como não abandonou suas ideias, foi queimado vivo. Sua ideia de universo infinito é muito próxima da ideia reinante atualmente.

Tycho Brahe (1548-1600)



Tycho Brahe

Astrônomo dinamarquês, efetuou observações astronômicas precisas com os instrumentos que ele mesmo construiu, fazendo observações importantes e correções das tabelas astronômicas existentes na época. A observação de um cometa em 1577 forneceu-lhe argumentos para questionar as concepções aristotélicas sobre o universo, especialmente o das esferas celestes. Argumentou que, uma vez que o cometa se deslocava através das supostas esferas celestes, então estas não poderiam ter existência real.

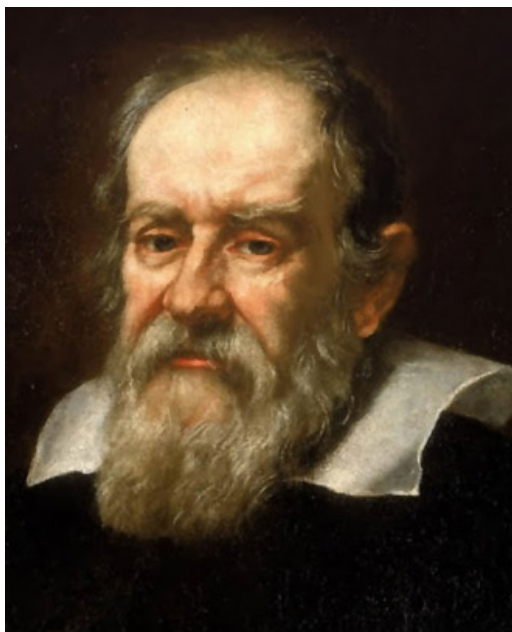
Johannes Kepler (1571-1630)



Johannes Kepler

Também astrônomo dinamarquês, Kepler foi discípulo de Brahe, tendo sido indicado para ocupar o posto de seu mestre após o falecimento de Brahe. Com base nos dados reunidos por Brahe, e em seus próprios estudos, aproximou-se da ideia de modelo heliocêntrico de Copérnico. Suas observações de longos anos sobre a órbita de Marte levaram-no a propor que sua órbita era elíptica, e não circular, como proposto pelos gregos e pelo próprio Copérnico. Suas observações levaram ao que hoje se conhece como Leis de Kepler, sobre o movimento dos planetas.

Galileu Galilei (1564-1642)



Galileu Galilei

Físico italiano, é considerado como um dos **fundadores da ciência moderna**. Com base nas ideias de Bruno, e nas contribuições de Copérnico, Brahe e Kepler, somado às observações astronômicas efetuadas utilizando o telescópio, instrumento que aperfeiçoou, Galileu provou que a Terra se move e firmou definitivamente o modelo heliocêntrico. Estudou também a queda dos corpos, através da realização de experimentos que possibilitaram refutar as ideias aristotélicas de diferentes velocidades de quedas para corpos leves e pesados. Esse trabalho, com a adoção da observação controlada e a aplicação da Matemática para a descrição dos fenômenos naturais, representou o início da Física como uma ciência moderna, e um ponto sem retorno, a partir do qual se tornava impossível o retorno às ideias dos filósofos gregos sobre os fenômenos físicos e cosmológicos.

Por suas ideias sobre o heliocentrismo, em 1633, Galileu foi preso e submetido a julgamento pela Inquisição. Para evitar ser condenado, foi obrigado a negar suas ideias, e condenado ao silêncio pelo resto de sua vida.

Em 1992, o papa João Paulo II reabilitou oficialmente Galileu da condenação de 359 anos antes, qualificando-o como “crente sincero” e “físico genial”, reconhecendo a separação entre textos religiosos e científicos.

Capítulo 4

A Química como ciência moderna

Como dito anteriormente, durante o século 17 o conhecimento químico era ainda fortemente influenciado pelas ideias da Alquimia. Isto fez com que a afirmação da Química como ciência moderna só ocorresse no século 18, ligada principalmente aos trabalhos de Lavoisier. Nesse caminho, como na Física, os trabalhos de muitos cientistas conhecidos da época estão envolvidos, assim como a contribuição de muitos outros, menos famosos e mesmo anônimos. Dentre eles, pode-se destacar Boyle, Stahl, Hales, Scheele, Priestley, Cavendish. Muitos dos cientistas envolvidos no caminho de afirmação da Química como ciência ao mesmo tempo que empregavam os procedimentos típicos de uma ciência moderna – experimentação controlada, uso do raciocínio indutivo – continuavam a usar também procedimentos e raciocínios típicos da Alquimia. Um exemplo típico é o de Robert Boyle. Considerado por alguns como o “pai da Química moderna”, por seus trabalhos e publicação, é considerado por outros como o “último alquimista”. Para a construção da história do conhecimento devemos lembrar a importante atuação, durante os séculos 17 e 18, de cientistas no desenvolvimento da ciência Química. Dentre eles, destacamos as contribuições de alguns, com caráter de exemplificação.

Robert Boyle (1627-1691)



Robert Boyle

Químico inglês que, influenciado pelo pensamento de Francis Bacon, valorizou o papel da experimentação no estudo dos fenômenos químicos. Em 1661, publicou o livro *The Sceptical Chemist* [O químico cético], no qual ataca a Teoria dos Quatro Elementos de Aristóteles e dos Três Princípios de Paracelso. Atacou também as concepções errôneas existentes na época sobre *elementos*. Embora ele também não fosse capaz de propor um conceito adequado de elemento, já fazia distinção clara entre *mistura e composto*. Sugeriu também que a matéria é constituída por *corpúsculos* de diferentes tipos e tamanhos, num conceito próximo que temos hoje sobre *átomos*.

Talvez o trabalho mais conhecido associado ao nome de Boyle seja a relação verificada por ele entre a pressão e o volume de uma massa de gás, à temperatura constante, conhecida como Lei de Boyle-Mariotte.

Pelo uso da experimentação e o emprego da dúvida sistemática na análise dos dados, Boyle é considerado por alguns pesquisadores da área como o “pai da Química moderna”.

George Ernst Stahl (1659-1734)



George Ernst Stahl

Médico e químico inglês, que entre 1703 e 1731 desenvolveu a *Teoria do Flogisto* (do grego *plogyston*, significando “passado pela chama” ou “queimado”) para explicar a combustão. Baseado nas ideias de Johann Becker (1635-1682), a teoria dizia que quando uma substância é queimada, ela perde flogisto, um material invisível. Essa ideia vinha dos alquimistas, para os quais ao se observar a chama numa combustão, parecia haver uma perda. Com base na observação

da madeira ao sofrer combustão, verificou que as cinzas restantes ao final do processo, denominada “cal”, tinha massa menor que a inicial. Essa observação foi explicada por Stahl como sendo devido à perda de flogisto. Como o carvão queima ao ar praticamente sem deixar resíduo, ele era considerado como sendo flogisto praticamente puro.

Ao estudar o aquecimento dos metais ao ar (calcinação), obtinha-se a “cal”, que seria o metal sem flogisto. Segundo Stahl, seria possível regenerar o metal, se à “cal” fosse adicionado flogisto. Realmente, ao se aquecer a “cal” do metal com carvão – considerado como flogístico puro por Stahl – é possível obter novamente o metal, uma operação comum em metalurgia.

No entanto, apesar do aparente sucesso da Teoria do Flogisto em explicar a obtenção do metal a partir de sua “cal”, e de sua aparente racionalidade, a mesma se mostrou incapaz de explicar a variação de massa que ocorre quando um metal exposto ao ar é aquecido. Ao final do processo, a “cal” obtida tem massa maior que a do metal de partida. Para conciliar o aumento de massa observado no aquecimento do metal, propôs-se então que o flogisto tinha massa negativa.

Apesar das contradições que hoje são óbvias, sendo um exemplo típico de conclusões aparentemente racionais, mas que nunca passaram pelo crivo de experimentos planejados e executados com controle rigoroso, a Teoria do Flogisto dominou a Química por mais de 80 anos, só sendo desbancada definitivamente pelos trabalhos de Lavoisier.

Stephen Hales (1677-1761)



Stephen Hales

Fisiologista, químico e inventor inglês, estudou também a subida de seiva em caules de plantas, e foi o primeiro a medir a pressão sanguínea. O papel importante que desempenhou no desenvolvimento da Química foi a invenção de dispositivos e o domínio das técnicas envolvidos na coleta de gases, essenciais para os trabalhos de Scheele, Priestley, Cavendish e Lavoisier.

Henry Cavendish (1731-1810)



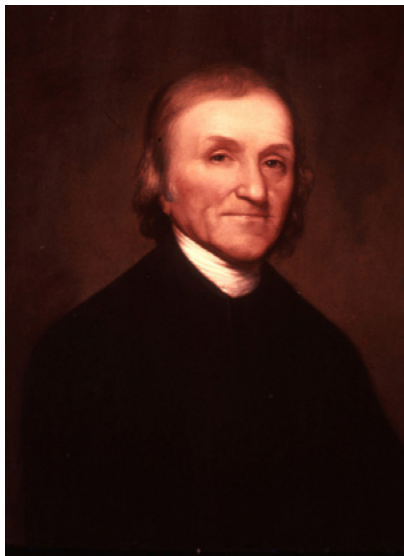
H. Cavendish

Henry Cavendish

Físico e químico inglês, é provavelmente mais conhecido pela descoberta do "ar inflamável", ocorrida em 1776, que posteriormente foi denominado gás hidrogênio.

Ele foi a primeira pessoa a perceber que a combustão do hidrogênio, que reconheceu como uma substância distinta, fornece água. Ele explicou a observação dizendo que a água é composta de hidrogênio sem flogisto.

Joseph Priestley (1733-1804)



Joseph Priestley

Teólogo e filósofo natural, em 1774 descobriu o oxigênio aquecendo óxido de mercúrio e recolhendo o gás num sistema pneumático de Hales. Isto ocorreu 2 anos após Scheele obter o oxigênio, mas como Priestley publicou primeiro seus resultados, geralmente o crédito da descoberta é atribuído a ele.

Devoto da Teoria do Flogisto, denominou o novo gás de “ar desflogisticado”. O nome oxigênio, significando “formador de ácidos”, foi dado mais tarde por Lavoisier.

Entre seus outros feitos, Priestley sintetizou o ácido clorídrico, óxido nitroso, óxido nítrico e dióxido de enxofre.

Carl Wilhelm Scheele (1742-1786)



Carl Wilhelm Scheele

Químico e farmacêutico sueco. Em 1772, dois anos antes de Priestley publicar seus trabalhos, Scheele descobriu o oxigênio. Ele o denominou “ar inflamável”, mas só publicou seus resultados em 1777, no livro *Chemical Treatise on Air and Fire* [Tratado químico sobre ar e fogo]. No entanto, o crédito da descoberta foi dado para Priestley, por ter publicado antes seu estudo.

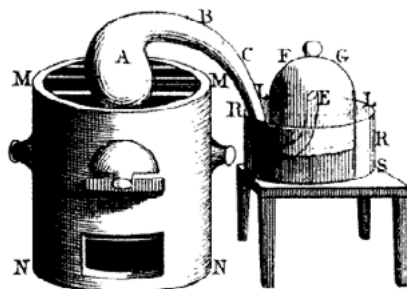
Scheele descobriu também o cloro, o manganês e o bário, em 1774, mas não recebeu o crédito por nenhum deles.

Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794)



Antoine Laurent Lavoisier

Químico francês, firmemente estabeleceu a Teoria da Combustão como a reação dos corpos com o “ar deflogisticado” de Priestley, que foi renomeado por ele como oxigênio (gerador de ácidos). Os experimentos de combustão e calcinação dos corpos em condições experimentais controladas, em aparelhos representados a seguir, associado ao uso intensivo da balança analítica, levaram Lavoisier a estabelecer a Lei da Conservação da Matéria, a primeira das leis ponderais da Química.



Equipamentos de Lavoisier

Esses resultados, publicados em 1789 no livro *Traité élémentaire de chimie* [Tratado elementar de Química], levou à queda definitiva da Teoria do Flogisto. Nesse mesmo texto, estabeleceu também uma nova nomenclatura química, essencialmente em uso até hoje.

Pela sua imensa contribuição à Química como ciência experimental e moderna, Lavoisier é considerado por muitos historiadores como o “pai da Química moderna”.

Quanto à atribuição desse título, cabem algumas considerações. Por alguns, devido à proposição da aplicação do que hoje se conhece como método científico aos problemas químicos, este título é dado à Robert Boyle. Para a maior parte dos historiadores, o título é dado à Lavoisier, principalmente pela descoberta da Lei da Conservação da Massa, o uso da balança nas determinações químicas e pelo sistema de nomenclatura. Já os russos reivindicam esse título para Mikhail Vasilyevich Lomonosov (1711-1765), primeiro químico russo, que em 1760, treze anos antes de Lavoisier, realizou experimentos de calcinação que levaram às mesmas conclusões que Lavoisier. No entanto, por Lomonosov ter divulgado seus resultados apenas na Rússia, e não no restante da Europa, não levou o crédito da descoberta.



Mikhail Vasilyevich Lomonosov

Referências bibliográficas

ALFONSO-GOLDFARB, A. M. *Da alquimia à química: um estudo sobre a passagem do pensamento mágico-vitalista ao mecanicismo*. São Paulo: Landy, 2001.

CHAGAS, A. *A história e a química do fogo*. Campinas: Átomo, 2006. (Coleção Ciência e Entretenimento).

CHASSOT, A. I. *A ciência através dos tempos*. 2.ed. São Paulo: Moderna, 2004. (Coleção Polêmica).

FARIAS, R. F. *A grande obra: um romance da história da química*. São Paulo: Edições Inteligentes, 2005.

FARIAS, R. F. *Para gostar de ler a história da Química*. 2.ed. Campinas: Átomo, 2005.

FARIAS, R. F. *Para gostar de ler a história da Química II*. Campinas: Átomo, 2005.

FARIAS, R. F. *Para gostar de ler a história da Química III*. Campinas: Átomo, 2005.

FARIAS, R. F. *Paracelsus e a Alquimia Medicinal*. São Paulo: Gaia, 2006.

FARIAS, R. F. *História da Alquimia*. Campinas: Átomo, 2007.

PORTO, P. A. Os três princípios e as doenças: a visão de dois filósofos químicos. *Química Nova*, v.20, n.5, 1997, p.569-572. Disponível em: <<http://www.scielo.br/pdf/qn/v20n5/4902>>. Acesso em: 17 maio 2013.

RONAN, C. A. *Das origens à Grécia*. Trad. Jorge Enéas Fortes. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2001. (História Ilustrada da Ciência da Universidade de Cambridge, v.1).

RONAN, C. A. *Oriente, Roma e Idade Média*. Trad. Jorge Enéas Fortes. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2001. (História Ilustrada da Ciência da Universidade de Cambridge, v.2).

RONAN, C. A. *Da Renascença à Revolução Científica*. Trad. Jorge Enéas Fortes. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2001. (História Ilustrada da Ciência da Universidade de Cambridge, v.3).

RONAN, C. A. *A ciência nos séculos XIX e XX*. Trad. Jorge Enéas Fortes. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2001. (História Ilustrada da Ciência da Universidade de Cambridge, v.4).

STRATHERN, P. *O sonho de Mendeleiev: a verdadeira história da Química*. Trad. Maria Luiza X. de A. Borges. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2002.

VANIN, J. A. *Alquimistas e químicos: o passado, o presente e o futuro*. São Paulo: Moderna, 1994. (Coleção Polêmica).



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Parte II

Visão macroscópica da matéria: aspectos gerais sobre a história da Química moderna

LUIZ ANTONIO ANDRADE DE OLIVEIRA

Livre-docente em Química. Professor adjunto do Departamento de Química Geral e Inorgânica do Instituto de Química da Unesp – Araraquara

CAMILA SILVEIRA DA SILVA

Doutora em Educação para a Ciência pela Faculdade de Ciências da Unesp – Bauru.
Professora bolsista do Instituto de Química da Unesp – Araraquara

OLGA MARIA MASCARENHAS DE FARIA OLIVEIRA

Livre-docente em Bioquímica. Professora adjunta do Departamento de Bioquímica e Tecnologia Química do Instituto de Química da Unesp – Araraquara

Apresentação

No caminho percorrido entre os trabalhos pioneiros de Lavoisier até o modelo de átomo nuclear de Rutherford podemos encontrar duas etapas distintas. A primeira envolveu principalmente dados estequiométricos sobre reações químicas, as leis ponderais, que levaram ao modelo de átomo indivisível de Dalton. Com base nesse modelo foi possível estabelecer uma escala de massas atômicas relativas, e através da relação entre essa escala de massas atômicas e propriedades físicas e químicas dos elementos, chegar ao que Roald Hoffmann (Prêmio Nobel de Química em 1981) denominou de “maior instrumento da Química”, a Tabela Periódica.

Na segunda etapa, envolvendo o caminho entre o átomo indivisível de Dalton e o Modelo de Átomo Nuclear de Rutherford, passamos pelos estudos de descargas em gases, envolvendo trabalhos de muitos cientistas, incluindo químicos e físicos. Como se pode verificar, por ser um assunto na fronteira entre a Física e a Química, a contribuição da Física nessa etapa foi muito grande. Como decorrência desses estudos o modelo do átomo indivisível foi substituído pelo do átomo divisível, formado por partículas elementares negativas e positivas, o elétron e o próton, respectivamente. A maior parte dessas descobertas resulta de experimentos de descarga elétrica em gases, envolvendo os tubos de Crookes e suas modificações. Paralelamente, foram descobertos os raios-X e a radioatividade natural, sendo essa última oriunda de transmutações nucleares, o velho sonho dos alquimistas. Além de fornecer dados para o conhecimento sobre o núcleo atômico, a radioatividade forneceu condições para o estudo do átomo, culminando com a proposição do modelo nuclear de

Rutherford. Nesse modelo, o átomo apresenta um núcleo massivo e pequeno formado por cargas positivas, os prótons, cujo número caracteriza o elemento, e os elétrons se movimentando à uma grande distância do núcleo. Embora o átomo nuclear de Rutherford seja capaz de fornecer um modelo razoável, uma questão fundamental ainda resta para ser respondida: Como explicar a estabilidade de um sistema composto por duas partículas de cargas opostas, cuja tendência espontânea é se atraírem e se aniquilarem? Essa resposta só pode ser razoavelmente fornecida pelo Modelo Quântico do Átomo, uma etapa posterior do desenvolvimento do modelo atômico.

Introdução

A partir da segunda metade do século XVIII, com a adoção progressiva e irreversível dos preceitos do método científico no estudo dos fenômenos naturais – no qual a proposição e aceitação de hipóteses, teorias e modelos sobre as causas e explicações desses fenômenos estão atreladas à possibilidade de sua verificação experimental –, a Química passou a ter um desenvolvimento rápido e intenso. Para esse desenvolvimento, foram importantes os trabalhos de Lavoisier sobre a combustão, que levaram à primeira lei ponderal, a Lei da Conservação da Massa em uma reação química. Os procedimentos experimentais utilizados por Lavoisier nesses trabalhos, com o uso intensivo da balança analítica e o rigoroso controle das condições experimentais, praticamente estabeleceram os fundamentos da análise química quantitativa, que possibilitaram a determinação das massas de reagentes e produtos envolvidos numa reação química, a estequiometria química.

Acompanhar o desenvolvimento histórico da Química como ciência moderna a partir deste ponto é uma tarefa árdua e impossível de ser feita em um único texto. Desse modo, torna-se necessário fazer um recorte da história de seu desenvolvimento, tendo em mente que qualquer recorte que for feito será arbitrário, representando uma opção pessoal do autor. A escolha feita na abordagem que segue não envolve nenhum juízo de valor sobre a importância relativa de cada uma das áreas da Química. Por seus papéis centrais no estabelecimento dos alicerces de todo o conhecimento químico moderno, escolheu-se abordar inicialmente dois tópicos: (i) o desenvolvimento do conceito de periodicidade das propriedades dos elementos químicos, culminando na Tabela

Periódica proposta por Mendeleev e (ii) o desenvolvimento do modelo atômico envolvendo seu núcleo e os elétrons.

É interessante notar nesse desenvolvimento que, embora guiados pelos preceitos do método científico, as hipóteses, teorias e modelos propostos pelos cientistas para explicar os fenômenos naturais observados, muitos erros foram cometidos e corrigidos no caminho. Esses erros e acertos mostram que a ciência é dinâmica, não sendo um corpo estático de verdades sobre um assunto, mas que reflete o que se sabe sobre o assunto numa determinada época. À medida que novos dados surgem, as teorias e modelos têm que ser modificados, corrigidos e mesmo substituídos por teorias e modelos mais completos, que incorporem os novos conhecimentos.

Além disto, o acompanhamento do desenvolvimento de uma ciência nos mostra que ela não é um conjunto imparcial de conhecimentos. Sendo feita por seres humanos, os cientistas, tanto a Química, como todas as ciências, reflete em seu desenvolvimento a influência das virtudes e limitações típicas do ser humano. São vários os episódios no desenvolvimento da Química, em que uma ideia correta teve sua aceitação pela comunidade científica prejudicada, devido à influência de um pensamento dominante há longo tempo, ou associado ao nome de um cientista influente da época.

Neste caminho, os trabalhos de muitos cientistas estão envolvidos, tanto da área da Química como de outras áreas da ciência, e em especial da Física. Isto obriga a uma seleção dos cientistas associados a contribuições importantes para o desenvolvimento da Química nos tópicos escolhidos, sem esquecer que estas contribuições resultaram dos trabalhos de muitos pesquisadores, muitos deles anônimos ou pouco lembrados. O enfoque desse aspecto do trabalho científico é importante para desmistificar a imagem do gênio solitário que cria uma teoria revolucionária como resultado de um momento de inspiração. Sempre que permitido pelo espaço, trabalhos precursores de modelos que mudaram o conhecimento científico da época foram incluídos no texto que segue.



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 5

O caminho para o Modelo Atômico de Dalton – o átomo indivisível

A ideia da existência de um limite para a divisão da matéria já havia surgido durante a Grécia Antiga, associada ao Atomismo dos filósofos Leucipo e Demócrito. Como todo o conhecimento pré-científico, suas ideias eram inteiramente baseadas em argumentos filosóficos, segundo os preceitos da lógica, não tendo qualquer sustentação experimental.

O Atomismo persistiu como conceito filosófico através da Antiguidade, Idade Média e Renascimento, reunindo adeptos e adversários ao longo destes períodos. A partir da Idade Média se tornou um conceito combatido pela Igreja Católica, que apoiava as ideias de Aristóteles, e em consequência teve sua difusão e aceitação dificultadas. Entre os adeptos do Atomismo podemos citar os nomes de Giordano Bruno (1588), Pierre Gassendi (1649) e Robert Boyle (1661). Detalhes sobre o conceito de Atomismo nesses períodos podem ser encontrados em Partington (1989).



Robert Boyle

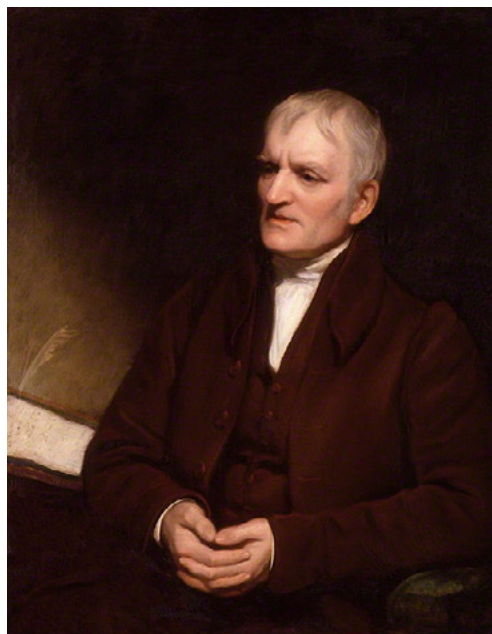
Em 1797 o químico e farmacêutico francês Joseph Proust (1754-1826) propôs a Lei das Proporções Definidas. A partir de seus dados de análise de carbonato de cobre, óxidos de estanho e sulfetos de ferro, Proust afirmou: “Os elementos que reagem para formar um composto sempre se combinam em massas que guardam entre si uma relação de números inteiros e pequenos”. Esta lei, juntamente com a Lei da Conservação da Massa de Lavoisier, constitui duas das leis ponderais conhecidas na época.

O primeiro modelo científico do átomo foi proposto por John Dalton (químico inglês, 1766-1844) em 1808, em seu livro *New System of Chemical Philosophy* [Novo sistema de filosofia química]. Embora seja tentador afirmar que Dalton propôs seu modelo atômico com base nas duas leis ponderais conhecidas na época, aparentemente suas ideias estavam fundamentadas principalmente em seus trabalhos anteriores envolvendo observações sobre a atmosfera, misturas gasosas e solubilidade de gases em água. Naquele mesmo

livro, Dalton publicou sua Lei das Proporções Múltiplas, uma terceira lei ponderal, discutida e explicada em termos de sua Teoria Atômica.



Joseph Proust



John Dalton

A Teoria Atômica de Dalton, envolvendo o conceito de átomo indivisível, é baseada em quatro ideias principais que seguem expressadas em linguagem moderna:

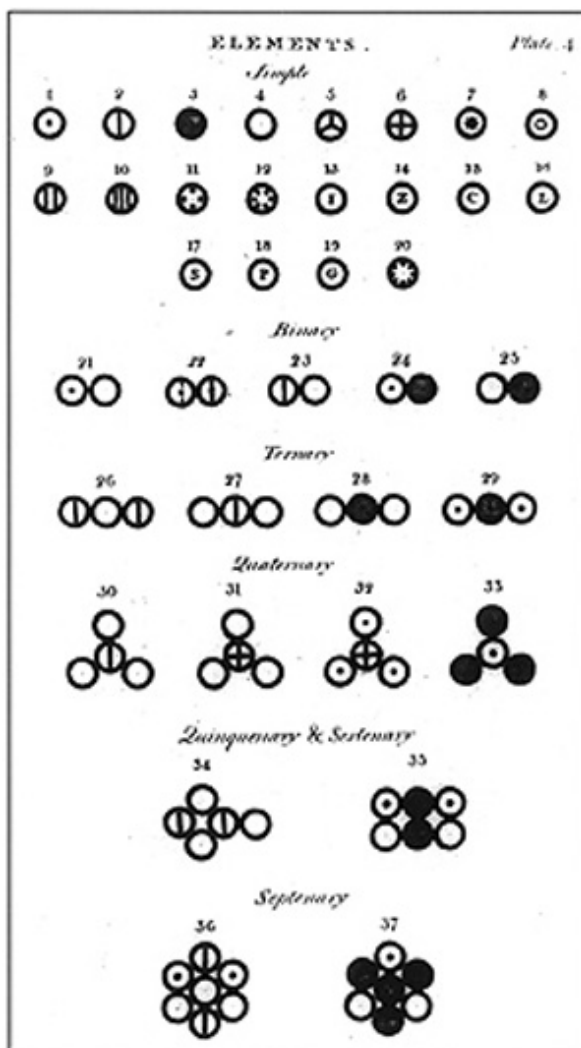
1. Os elementos são formados por pequenas partículas indivisíveis e indestrutíveis denominadas átomos.
2. Todos os átomos de um dado elemento são idênticos, tendo a mesma massa atômica.
3. Os átomos de elementos diferentes têm diferentes massas atômicas relativas.
4. Os átomos de um dado elemento podem se combinar com átomos de outros elementos para formar compostos. Ao formarem um composto, os

átomos se combinam mantendo relações de números inteiros e pequenos, tais como 1:1, 1:2, 2:3, e assim por diante.

Pela aplicação dessas ideias Dalton pode explicar sua Lei das Proporções Múltiplas, procedimento que foi posteriormente estendido às outras leis ponderais conhecidas na época, a Lei da Conservação da Massa de Lavoisier e a Lei das Proporções Definidas de Proust.

A Lei da Conservação da Massa numa reação química pode ser racionalizada em termos das ideias 1 e 4, e o mesmo ocorre com a Lei das Proporções Definidas.

No mesmo livro Dalton propôs um sistema de símbolos usados para representar a composição dos compostos que estudou, e uma tabela de massas atômicas de seis elementos – hidrogênio, oxigênio, nitrogênio, carbono, enxofre e fósforo, com o átomo de hidrogênio sendo suposto por convenção ter massa atômica igual a 1.



Sistema de símbolos criado por Dalton para os elementos e seus compostos

Aparentemente, Dalton estabeleceu as massas relativas de uma série de elementos a partir dos dados das análises de água, amônia, dióxido de carbono e outros compostos, publicados por pesquisadores da época.

Para obter as massas atômicas relativas, Dalton precisava propor fórmulas moleculares para as substâncias cujos dados eram utilizados nos cálculos.

ele propôs então uma regra adicional, a da “máxima simplicidade”, que criou controvérsias, uma vez que não pode ser confirmada independentemente. Essa regra, baseada unicamente na crença sobre a simplicidade da natureza, era necessária porque naquela época os cientistas não tinham como deduzir quantos átomos de cada elemento se combinavam para formar um composto. Como consequência desta regra de máxima simplicidade, Dalton propôs erroneamente que a fórmula da água, expressa em linguagem moderna, seria OH, e a da amônia NH, bastante diferente do que conhecemos hoje sobre a composição dessas substâncias. Embora hoje saibamos que os valores das massas atômicas relativas obtidas por Dalton estavam errados, pois naquela época não se sabia que a forma natural de hidrogênio é o de uma molécula diatômica e não de um átomo isolado, a ideia foi de extrema importância para o desenvolvimento do conceito periódico, como veremos na continuidade.

Em 1808, o químico sueco Jöns Jacob Berzelius (1779-1848) publicou a obra *Larbok i Kemien*, na qual propôs também uma escala de massas atômicas relativas, atribuindo por convenção a massa 100 para o oxigênio. Na mesma obra, propôs as bases de símbolos e notação química, que é utilizada até hoje.



Jöns Jacob Berzelius



Joseph Louis Gay-Lussac

Ainda em 1808 o químico e físico Frances Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) publicou a Lei dos Volumes de Combinação, resultado dos dados obtidos em estudos de reações em que reagentes e produtos estão em estado gasoso. A lei diz que “quando gases reagem para formar outros gases, e todos os volumes são medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, a relação entre os volumes dos gases reagentes e produtos pode ser expressa através de números inteiros e pequenos”.

Com base na Lei dos Volumes de Combinação de Gay-Lussac, Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856), físico e advogado italiano, propôs em 1811 que “volumes iguais de gases diferentes medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão contém igual número de moléculas”. Avogadro foi um dos primeiros cientistas a fazer a distinção clara entre o que hoje conhecemos como átomo e molécula. No entanto, suas ideias sobre molécula não foram aceitas por quase cinquenta anos. Várias razões contribuíram para isto. Uma delas é que Avogadro não era um membro ativo da comunidade de química, na época concentrada quase exclusivamente nos centros de química da Alemanha, França, Inglaterra e Suécia. A outra razão parece estar ligada à oposição de suas ideias às de Berzelius, um dos maiores nomes da Química do século XIX.



Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro



Johan Wolfgang Döbereiner

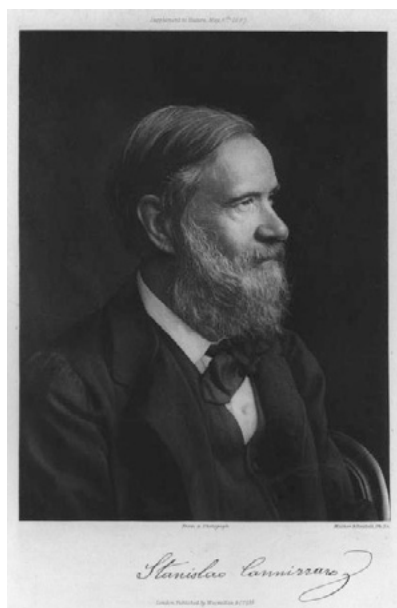
Segundo Berzelius, compostos seriam mantidos pela atração entre cargas positivas e negativas, o que tornaria inconcebível a existência de uma molécula composta por dois átomos idênticos, como O_2 e H_2 , que são eletricamente semelhantes.

5.1. O caminho para a tabela periódica de Mendeleev

Os problemas existentes quanto aos valores aceitos para as massas atômicas relativas não impediram que em 1829, Johann Wolfgang Döbereiner, químico alemão (1780-1849), publicasse suas observações relatando que havia regularidades entre certas propriedades de grupos de elementos selecionados. Por exemplo, observou que na série dos metais alcalinos lítio, sódio e potássio, a massa atômica do sódio, o elemento do meio, era igual à média das massas atômicas de lítio e potássio.

O mesmo ocorria nos elementos cálcio/estrôncio/bário, enxofre/selênio/telúrio e cloro/bromo/iodo. Por exemplo, no caso do bromo, as massas atômicas relativas de cloro e iodo são 35,470 e 126,470, respectivamente, sua massa atômica calculada pela média é 80,470, enquanto que a massa determinada na época por Berzelius é igual a 78,33. Relações semelhantes existem para as densidades de compostos de composição análoga formadas pelos elementos de cada um destes grupos. Essa foi a primeira lei de periodicidade de propriedades em função da massa atômica descrita, que por envolver grupos de três elementos, é conhecida como a Lei das Tríades de Döbereiner. No entanto, por sua limitada aplicabilidade, tanto aos elementos já conhecidos na época, como àqueles que foram descobertos a seguir, despertou pouco interesse junto à comunidade química.

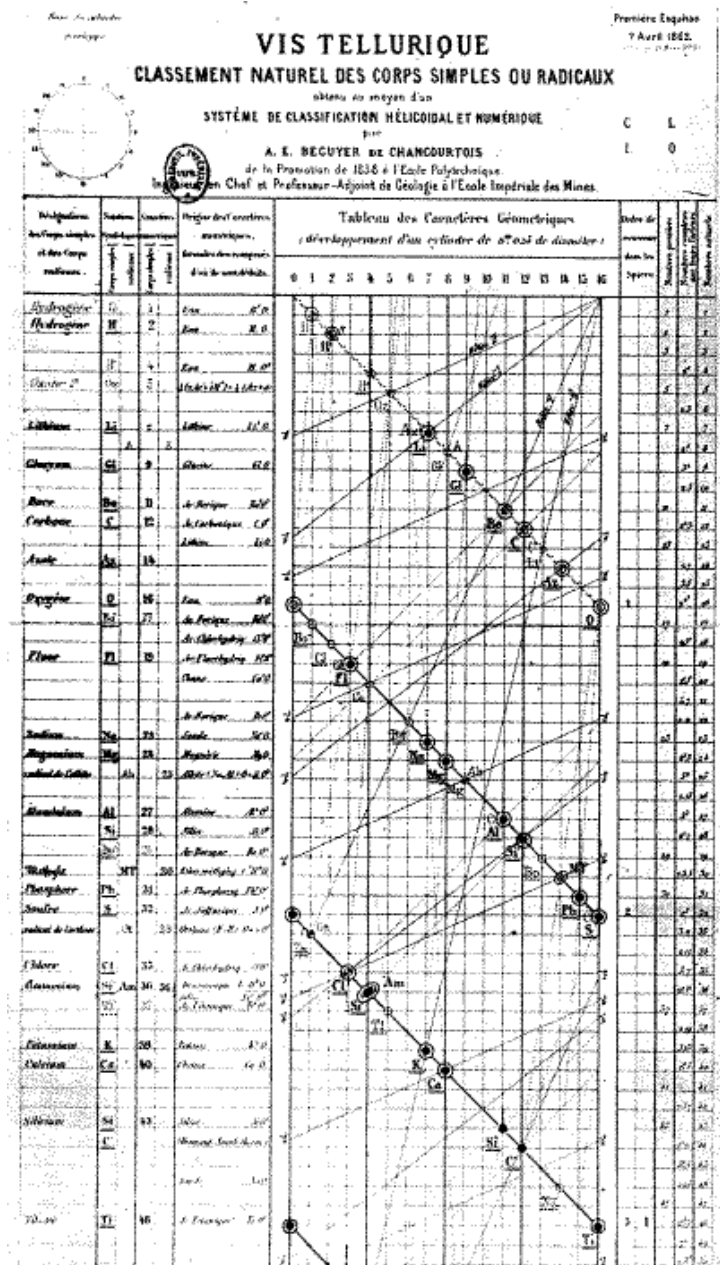
Os problemas existentes com as escalas de massas atômicas relativas, decorrentes do não reconhecimento das diferenças entre átomos e moléculas, só foram esclarecidos definitivamente em 1860, pelo químico italiano Stanislao Cannizzaro (1826-1910).



Stanislao Cannizzaro

Durante o primeiro congresso internacional de Química, realizado em 1860 em Karlsruhe, Alemanha, Cannizzaro “reativou” as ideias de Avogadro referentes às moléculas diatômicas formadas pelos elementos hidrogênio, oxigênio e nitrogênio, pondo fim a décadas de conflitos relacionados com massas atômicas e fórmulas moleculares. Com a aceitação do conceito de molécula pela comunidade química, quase 50 anos depois de formulado por Avogadro, foi possível criar uma escala confiável de massas atômicas relativas dos elementos conhecidos, o que levou às descobertas das leis periódicas, culminando com a proposição da Tabela Periódica de Mendeleev em 1869.

Em 1862, o geólogo e mineralogista francês Alexandre-Emile Béguyer de Chancourtois (1820-1886) publicou a *hélice telúrica*, uma versão pioneira da Tabela Periódica dos Elementos. De Chancourtois representou as massas atômicas dos elementos sobre a superfície de um cilindro com circunferência igual a 16 unidades, a massa atômica aproximada do elemento oxigênio. A curva helicoidal resultante, denominada hélice telúrica por De Chancourtois, colocou os elementos semelhantes em pontos correspondentes situados na mesma vertical, acima ou abaixo um do outro, separados por intervalos regulares de massas atômicas. De Chancourtois sugeriu que “as propriedades dos elementos são as propriedades dos números a eles associados”. Ele foi o primeiro cientista a ver a periodicidade das propriedades dos elementos quando arrançados em ordem crescente de suas massas atômicas. No entanto, por ter publicado inicialmente seus resultados sem a figura da hélice telúrica (De Chancourtois, 1862, p.757-761), o trabalho se tornou de difícil compreensão. Posteriormente, o trabalho com a figura foi publicado numa revista de Geologia, e não obteve praticamente nenhum impacto entre os químicos da época.



Hélice tellurica, De Chancourtois

Em 1864, o químico inglês John Alexander Reina Newlands (1837-1898) publicou a *Lei das Oitavas*, baseadas na observação de que quando os elementos conhecidos na época eram colocados em ordem crescente de suas massas atômicas o oitavo elemento da sequência tinha propriedades semelhantes às do primeiro elemento. Isto pode ser visto na tabela a seguir do trabalho publicado por Newlands em 1864, em que os elementos localizados na horizontal têm propriedades aproximadamente semelhantes. Por sua analogia com a escala musical, que a cada oito notas repetem a sequência, a comunicação foi recebida com certa ironia por parte de alguns membros da comunidade científica.

Elementos agrupados em oitavas

No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.
H 1	F 8	Cl 15	Co e Ni 22	Br 29	Pd 36	I 42	Pt & Ir 50
Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Os 51
G 3	Mg 10	Ca 17	Zn 24	Sr 31	Cd 38	Ba e V 45	Hg 52
Bo 4	Al 11	Cr 19	Y 25	Ce e La 33	U 40	Ta 46	Tl 53
C 5	Si 12	Ti 18	In 26	Zr 32	Sn 39	W 47	Pb 54
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di e Mo 34	Sb 41	Nb 48	Bi 55
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Ro e Ru 35	Te 43	Au 49	Th 56

Em 1864, o químico alemão Julius Lothar Meyer (1830-1895), com base principalmente em propriedades físicas, publicou uma tabela contendo 28 elementos arranjados em função de suas massas atômicas relativas, distribuídos em 6 famílias com características físicas e químicas semelhantes, em seu livro *Die Modernen Theorien der Chemie* [A teoria moderna da Química]. Nesta tabela, Meyer deixou espaço em branco para um elemento ainda não conhecido, que posteriormente foi descoberto e se encaixou na sequência. Um avanço conceitual significativo de Meyer em relação aos seus predecessores foi a incorporação do conceito de valência – o número que representa o poder de combinação de um elemento particular – como um elo que une os elementos localizados em cada uma das famílias da tabela. Em 1870, Meyer publicou seu trabalho clássico *Die Natur der chemischen Elemente als Function ihrer Atomgewichte* [A natureza dos elementos químicos como função de sua massa atômica], no qual, além de

descrever a evolução de seus trabalhos desde 1864, apresenta o famoso gráfico mostrando a periodicidade dos volumes atômicos representados em função das massas atômicas dos elementos.

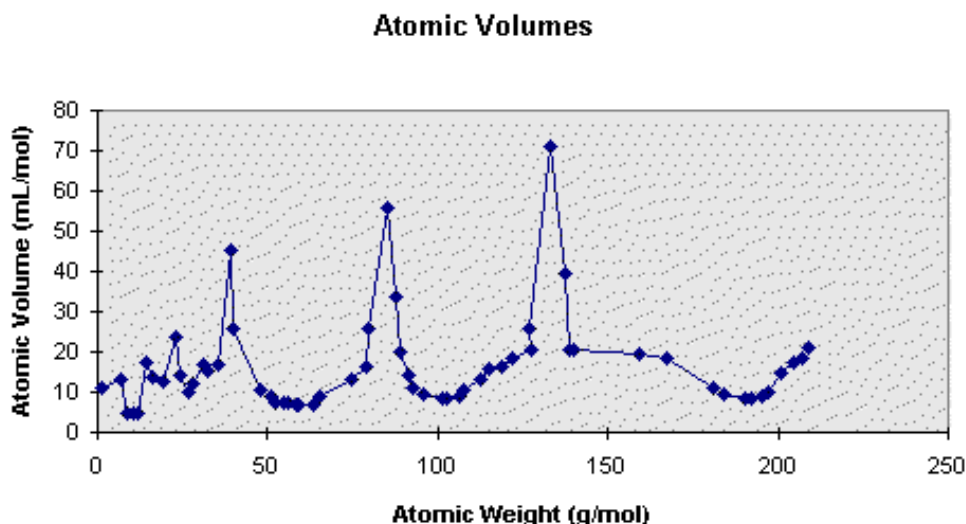
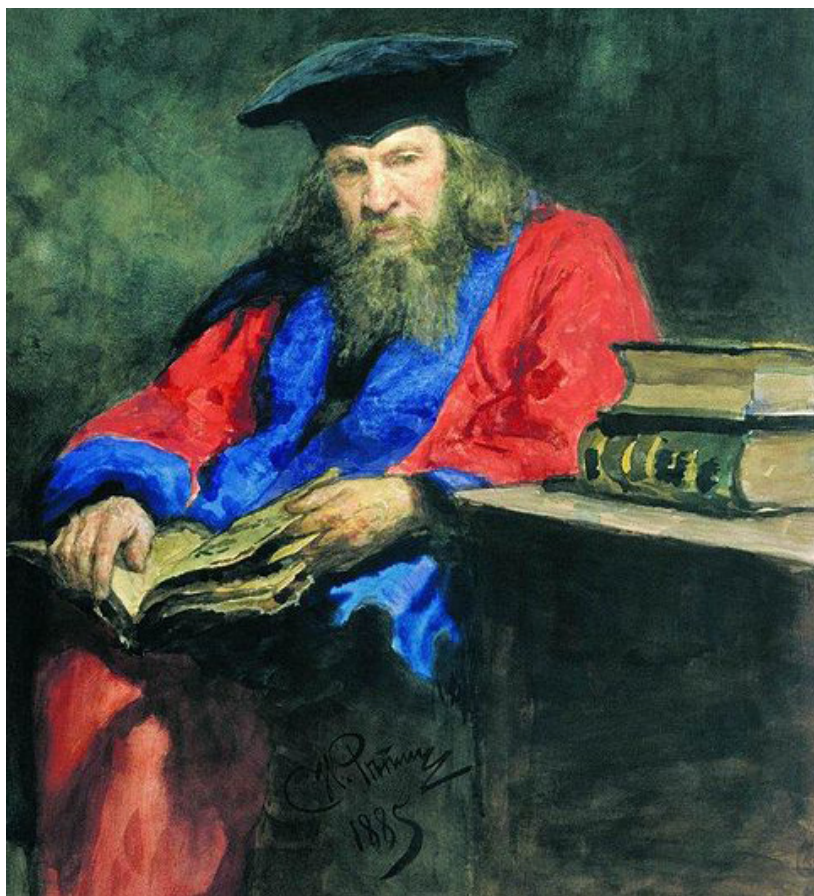


Gráfico mostrando a periodicidade dos volumes atômicos representados em função das massas atômicas dos elementos

Em 1869, o químico russo Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907) publicou a primeira tabela periódica moderna, que englobava todos os 66 elementos químicos conhecidos na época. A Tabela Periódica proposta por Mendeleev era baseada exclusivamente em propriedades químicas dos elementos, reunidos em ordem crescente de suas massas atômicas relativas, sendo essencialmente idêntica à proposta por Lothar Meyer em 1870. A força da Tabela proposta por Mendeleev sobre a de Lothar Meyer está em que, além de acomodar de modo satisfatório todos os elementos conhecidos na época, reunindo-os em grupos de propriedades semelhantes, deixava espaços em branco para elementos ainda não existentes, com previsão de suas propriedades a partir das posições que deveriam ocupar na tabela. Estes são os casos dos elementos que Mendeleev denominou de eka-boro, eka-silício e eka-alumínio (eka= 1, em sânscrito, significando o elemento seguinte na sequência). Nos próximos 15 anos, ainda durante

a vida de Mendeleev, foram descobertos elementos novos, cujas propriedades medidas tinham uma coincidência impressionante com os valores previstos por ele. Em 1875, o químico francês Paul Emile Lecoq de Boisbaudran descobriu o gálio, cujas propriedades eram idênticas às previstas por Mendeleev para o eka-alumínio.



Dmitri Ivanovich Mendeleev

Previsão de Mendeleev para o elemento Gálio

Propriedades\ elementos	Eka-alumínio (Ea)	Gálio (Ga)
Massa atômica	Cerca de 68	69,72
Densidade do sólido	6,0 g/cm ³	5,9 g/cm ³
Ponto de fusão	baixo	29,78°C
Valência	3	3
Método de seu descobrimento	Provavelmente a partir de seu espectro	Espectroscopicamente
Óxido	Fórmula Ea ₂ O ₃ , densidade 5,5 g/cm ³ . Solúvel tanto em ácidos como em álcalis	Fórmula Ga ₂ O ₃ , densidade 5,88 g/cm ³ . Solúvel tanto em ácidos como em álcalis

Com respeito a esse fato conta-se que Mendeleev ficou maravilhado quando soube que os dados reportados para o gálio eram praticamente idênticos ao que havia previsto para o eka-alumínio. Ao saber que a densidade encontrada por De Boisbaudran era de 4,9 g/cm³, ao invés do valor 5,5 g/cm³ que havia previsto, aconselhou-o que refizesse as medidas. Ao fazer isto, De Boisbaudran encontrou o valor de 5,88 g/cm³, muito mais próximo do previsto por Mendeleev. Em 1879, o sueco Lars Nilson identificou o elemento escândio, cujas propriedades se mostraram idênticas às previstas por Mendeleev para o eka-boro. Em 1886, o químico alemão Clemens Winkler isolou o germânio, cujas propriedades se mostraram idênticas às previstas por Mendeleev para o eka-silício.

Além das previsões sobre a existência e propriedades de elementos ainda não descobertos, a partir de sua tabela Mendeleev foi capaz de prever que as massas atômicas aceitas na época para alguns elementos poderiam estar erradas. Um exemplo ilustrativo é o caso dos elementos telúrio (Te) e iodo (I), cujas massas atômicas determinadas na época eram iguais a 128 e 127, respectivamente. Se colocados na ordem crescente dessas massas atômicas, Te ficaria antes de I na Tabela Periódica, e deveria formar uma série de elementos com propriedades análogas com o F, Cl e Br, o que não é verdade. Com base na semelhança das propriedades, Mendeleev colocou I antes de Te em sua Tabela Periódica, e propôs que a massa atômica de Te deveria estar entre 123 e 126. Os valores aceitos atualmente para as massas atômicas de Te e I são iguais a 127,6 e 126,9, respectivamente. Embora Mendeleev estivesse errado em sua previsão

sobre a massa atômica de Te, mostrou uma incrível coerência de raciocínio ao prever as posições de Te e I a partir das semelhanças entre as propriedades de elementos análogos. Esta e algumas outras pequenas incoerências existentes na Tabela de Mendeleev somente foram resolvidas com a mudança do conceito de periodicidade, como veremos adiante.

Quando se faz um balanço do problema da atribuição do mérito da proposição da Tabela Periódica à Mendeleev verifica-se que a essência da ideia de periodicidade já havia sido proposta anteriormente por outros cientistas da época. Talvez o impacto das previsões corretas e daquelas feitas sobre novos elementos e suas propriedades tenham sido os fatores determinantes dessa atribuição, e normalmente associamos a Tabela Periódica quase exclusivamente ao nome de Mendeleev.

5.2. Considerações a respeito do material sobre a evolução da Química até a Tabela Periódica de Mendeleev

A evolução da Química como ciência moderna, de Lavoisier até a proposição da Tabela Periódica por Mendeleev, constitui uma excelente questão para o professor explorar como material a fim de acompanhar a história das ideias e dos modelos químicos. Numa época durante a qual não se tinha ainda clara a distinção entre elemento e molécula, foi possível a proposição das leis ponderais que regem as reações químicas do primeiro modelo científico de átomo à determinação das massas atômicas relativas dos elementos e da Tabela Periódica.

É importante destacar que, apesar de hoje o fator de periodicidade da Tabela Periódica não ser mais a massa atômica dos elementos, a tabela proposta por Mendeleev é praticamente idêntica à dos dias de hoje.

Outro ponto a se destacar é que a Tabela de Mendeleev foi proposta unicamente com base nas propriedades químicas dos elementos, numa época em que não se tinha ainda nenhuma noção sobre a existência de prótons, elétrons, núcleo atômico e números quânticos.



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 6

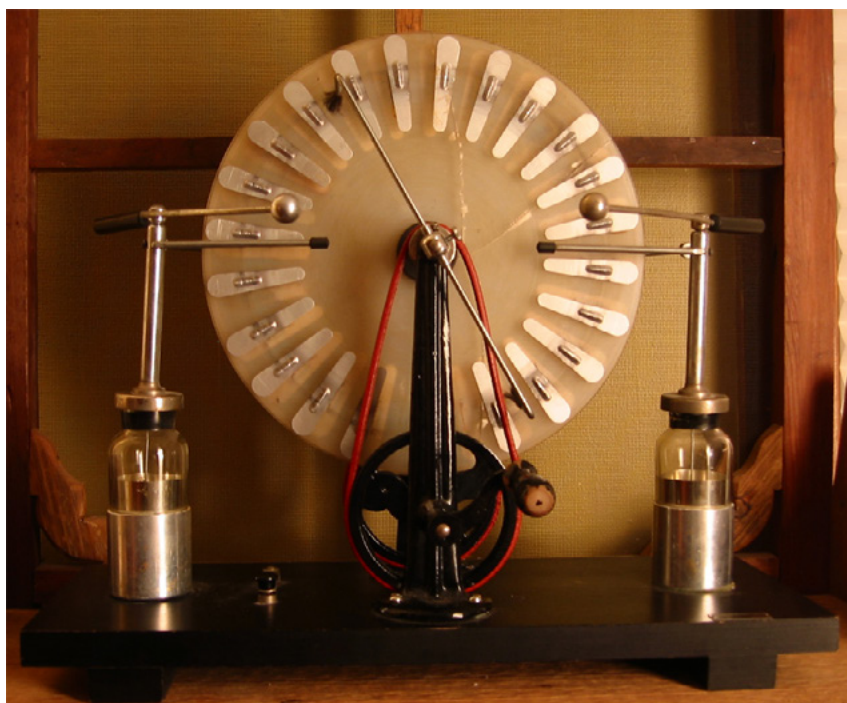
A mudança do modelo atômico indivisível para o de átomo divisível

Muito antes da época de Dalton, já havia evidências que apontavam que a matéria deveria ser divisível. Uma das primeiras evidências para a existência de cargas elétricas na matéria é o fenômeno da eletricidade estática, gerada ao se atritar materiais isolantes. Esse fenômeno é conhecido desde a época dos gregos, que observavam que o âmbar (*elektron*, em grego), uma resina natural, ao ser atritado com tecidos adquiria a propriedade de atrair corpos leves, como pedaços de palha. Obviamente, nesta época o fenômeno observado não tinha nenhuma explicação plausível, e só muito mais tarde o fenômeno foi associado à separação de cargas elétricas que estão presentes em toda matéria, em decorrência do atrito do âmbar com o tecido.

Para serem possíveis os estudos que levaram à compreensão da natureza da eletricidade, e sua relação com a constituição elétrica de toda matéria que constitui o universo, foram necessários os trabalhos de muitos cientistas, ao longo de muito tempo.

Embora fosse conhecido desde a Antiguidade como gerar eletricidade por atrito, não havia nenhum meio conhecido de produzi-la e armazená-la de modo contínuo. A partir de observações feitas por Otto Von Guericke, por volta

de 1650, de que se podia gerar eletricidade estática por atrito em uma bola de enxofre em rotação, surgiram projetos das chamadas “máquinas de atrito”. Com a utilização destas máquinas (algumas delas ainda utilizadas hoje em demonstrações em aulas de Ciências), era possível obter tensões elevadas, que resultavam em grandes descargas elétricas através do ar, semelhantes a um raio. No entanto, ainda não era possível armazenar a eletricidade produzida para uso de maneira controlada.



Máquina Eletrostática de Wilmhurst

O primeiro dispositivo prático para o armazenamento de eletricidade produzida por atrito surgiu por volta de 1744-1746 e é conhecido como garrafa de Leiden, o que hoje se conhece como um capacitor elétrico. Este dispositivo foi proposto independentemente por Pieter van Musschenbroek, cientista ho-

landês, professor da Universidade de Leiden, e Ewald Georg von Kleist, físico alemão.

Apesar de ser possível armazenar eletricidade em garrafas de Leiden, os estudos relacionados com a natureza elétrica da matéria só tiveram grande desenvolvimento a partir da invenção de um dispositivo capaz de produzir eletricidade de modo contínuo e controlável, a “pilha elétrica”. A primeira pilha elétrica foi montada pelo físico italiano Alessandro Giuseppe Antonio Anastasio Volta (1745-1827) em 1800.



Alessandro Volta



Luigi Galvani

Tal construção foi decorrente da disputa científica entre Volta e outro cientista italiano, Luigi Galvani (1737-1798), sobre a natureza de um fenômeno descrito por Galvani. Este último observou que ao dissecar pernas de rãs, os músculos das pernas sofriam contrações quando tocadas por dois metais diferentes, como se a rã estivesse viva. Galvani atribuiu este fenômeno à existência de uma “eletricidade animal”, que teria origem biológica. Volta atribuiu a origem do fenômeno observado por Galvani ao par metálico em contato com a perna

da rã e concluiu que a perna da rã servia apenas como condutora e detectora da eletricidade produzida. A partir dessas ideias, substituiu a perna da rã por salmoura colocada em um copo, e ao mergulhar dois metais diferentes na salmoura, montou o primeiro dispositivo capaz de produzir corrente elétrica de maneira contínua e controlada. Volta concluiu que os metais que apresentavam os melhores resultados eram zinco e prata. Posteriormente, Volta substituiu a solução de salmoura na qual mergulhava as placas dos dois metais por discos feitos desses dois metais dispostos alternadamente, separados por papel embebido em salmoura, com cada extremidade da pilha terminando com discos de metais diferentes. Tal dispositivo ficou conhecido como “pilha de Volta” e, depois, por pilha elétrica.

Volta encaminhou os resultados de sua descoberta para o Presidente da Royal Society, sir Joseph Banks, em carta datada de 20 de março de 1800, que seria complementada por uma segunda missiva, para posterior publicação. Nesse intervalo, Banks comentou os resultados com o cirurgião inglês Anthony Carlisle (1768-1840). Carlisle e o químico William Nicholson (1753-1815) montaram uma pilha na tentativa de reproduzir os resultados relatados por Volta em sua carta. Ao montarem o dispositivo, observaram que a passagem da corrente elétrica produzida pela pilha através da água provocava o desprendimento de gases. O gás produzido em cada um dos terminais elétricos foi recolhido isoladamente, sendo que o volume de gás recolhido em um dos terminais elétricos era o dobro do recolhido no outro. Posteriormente, esses gases foram identificados como sendo hidrogênio e oxigênio moleculares. O volume de hidrogênio obtido no processo era sempre o dobro do de oxigênio. Com esse experimento Carlisle e Nicholson descobriram o fenômeno da **eletrólise**, e ao mesmo tempo resolveram antiga disputa sobre a fórmula da água.



Michael Faraday

Em seguida, ao estudar o fenômeno da eletrólise em 1832, o físico e químico inglês Michael Faraday (1791-1867) estabeleceu relações quantitativas entre a quantidade de cargas elétricas que circula por uma solução condutora de eletricidade e as massas depositadas, ou dissolvidas, nos eletrodos.

A essa altura, com a observação de que o funcionamento da pilha elétrica estava associado ao desgaste dos discos de zinco, provocado por reações químicas responsáveis pela geração de corrente elétrica, e que durante o processo de eletrólise, reações químicas eram promovidas pela passagem de corrente elétrica pelas soluções, era indiscutível a necessidade de se rever o conceito da matéria ser formada por átomos indivisíveis. O caminho que levou à revisão do modelo atômico sem dúvida nenhuma se iniciou com a capacidade dos cien-

tistas disporem de uma fonte contínua e controlável de corrente elétrica, o que foi fornecido pela pilha de Volta.

No entanto, os experimentos que levaram à descoberta das partículas elementares componentes do átomo divisível, envolveram principalmente estudos de descargas elétricas de alta voltagem através de gases em diferentes pressões. O desenvolvimento das pesquisas nessa área dependeu fortemente do desenvolvimento das técnicas de produção de ampolas de vidro contendo gases em baixas pressões, dotadas de eletrodos metálicos que permitiam a conexão com dispositivos capazes de fornecerem correntes elétricas de tensões elevadas, a partir de corrente elétrica obtida através de associações de pilhas de Volta. No desenvolvimento destes dispositivos estão envolvidos os nomes de pesquisadores e técnicos, tais como Geissler, Plücker, Ruhmkorff e Crookes, dentre outros, cujas contribuições serão comentadas brevemente a seguir.

6.1. Desenvolvimento de técnicas envolvidas nos estudos de descargas elétricas em gases a baixas pressões

Em 1851, Heinrich Daniel Ruhmkorff (fabricante alemão de instrumentos científicos, 1803-1877) patenteou seu projeto de [ref. 2] bobina de indução, aprimorando o dispositivo inventado por Nicholas Callan em 1831. Seu projeto foi tão bem-sucedido, resultando em tensões tão elevadas que permitiam a obtenção de faíscas de até 30 centímetros de comprimento no ar. Por essa razão, a denominação Bobina de Ruhmkorff passou a ser tomada como sinônimo de bobina de indução. Este foi o primeiro desenvolvimento que tornou possível o início das descobertas que levaram à reformulação do modelo atômico de Dalton.

Os outros dois desenvolvimentos técnicos essenciais para o avanço desses estudos – a criação de bombas de vácuo eficientes, e a produção de ampolas seladas de vidro, contendo gases a baixas pressões e dotadas de eletrodos metálicos em suas extremidades – foram elaborados pelo físico e produtor de instrumentos científicos alemão Johann Heinrich Wilhelm Geissler (1815-1879).



Heinrich Ruhmkorff



Johann Heinrich Wilhelm Geissler

Os tubos comercializados por Geissler, conhecidos como tubos de Geissler, continham gases diferentes em pressões da ordem de 10^{-3} atmosfera (atm). Quando seus eletrodos são ligados aos terminais de uma bobina de Ruhmkorff, nota-se a produção de emissão colorida, cuja cor é dependente da natureza do gás contido no tubo, e que ocupa todo o espaço entre os eletrodos, independentemente do formato do tubo. Os tubos de Geissler são utilizados até hoje, no que conhecemos como “anúncios de néon”.

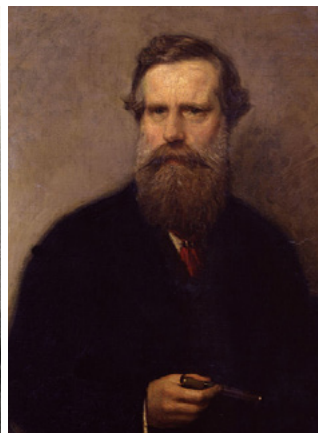
Em 1856, o físico e matemático alemão Julius Plücker (1801-1868) encomendou vários tubos a seu colega Geissler, e iniciou seus estudos sobre a luminescência observada no funcionamento dos mesmos. Juntamente com o físico alemão Johann Wilhelm Hittorf (1824-1914) observou que em tubos de Geissler com pressão interna mais baixa era observada luminescência do vidro na região oposta ao eletrodo negativo, o cátodo. Além disto, observou que esta luminosidade sofria deflexão quando submetido à ação de campos magnéticos. Em 1870, o físico alemão Eugen Goldstein (1850-1930) denominou essa luminescência de raios catódicos, por aparecer oposta ao cátodo, nome pelo qual o fenômeno passou a ser designado a partir de então.



Julius PlückerJohann



Wilhelm Hittorf



William Crookes

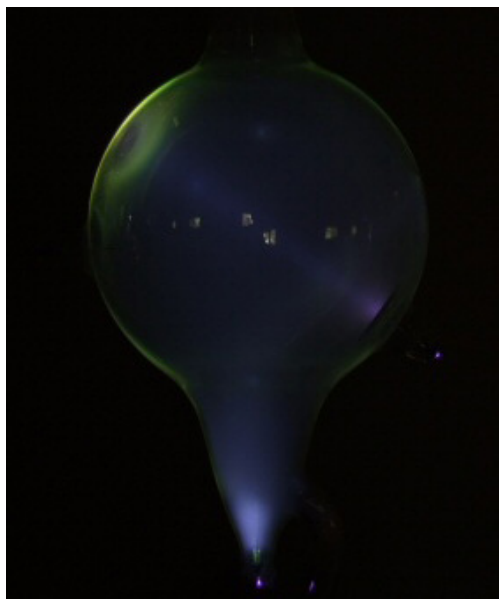
Papel fundamental nos estudos envolvendo descargas elétricas em pressões reduzidas foi desempenhado pelo químico e físico inglês William Crookes (1832-1919). Tendo a bomba de vácuo sido aperfeiçoada pelo grupo de pesquisa de Crookes, ele conseguia produzir tubos de Geissler (cuja pressão interna original era da ordem de 10^{-3} atm) com pressões finais na faixa entre 10^{-6} e 10^{-8} atm. Em experimentos realizados com tubos com gases em pressões internas cada vez menores, Crookes observou inicialmente que a coluna colorida que ocupava de maneira uniforme todo o interior do tubo nas pressões da ordem de 10^{-3} atm começava a apresentar espaços escuros que se afastavam do eletrodo negativo do tubo. Posteriormente observou que quando a pressão interna no tubo era da ordem de 10^{-6} atm, a faixa escura ocupava todo o espaço entre os dois eletrodos do tubo, mas aparecia luminosidade intensa no vidro oposto ao eletrodo negativo do tubo. Embora ainda não conhecessem a origem do fenômeno, os estudos foram continuados, usando diversas formas de tubos modificados por Crookes, designados de um modo geral como “tubos de Crookes”. A partir dos trabalhos com os tubos de Crookes, diversas observações gerais a respeito foram feitas:

1. A luminescência do vidro sempre aparecia na direção oposta ao eletrodo negativo do tubo (cátodo), independentemente da posição do eletrodo

positivo. Por essa razão, Goldstein passou a chamar a emissão responsável pela luminescência do vidro de “raios catódicos”.

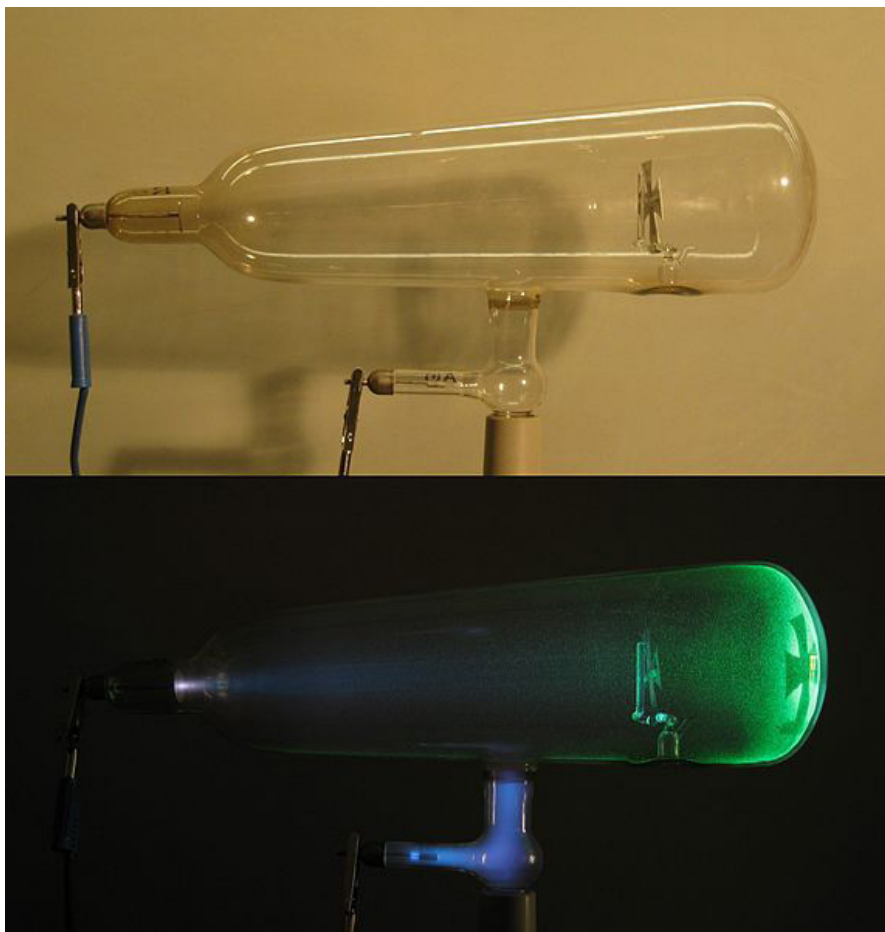


Ampola de Crookes em pressão alta



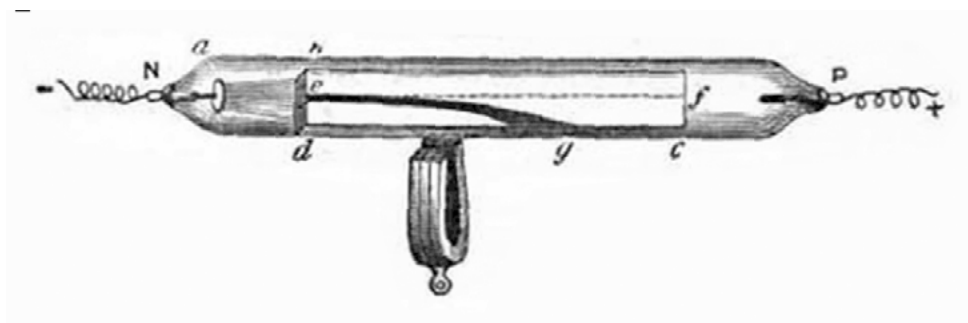
Ampola de Crookes em baixa pressão

2. Um objeto colocado no caminho entre o eletrodo negativo do tubo e o vidro no lado oposto, projetava uma sombra com a forma do objeto sobre o vidro. Isto sugere que a propagação dos raios catódicos é retilínea.



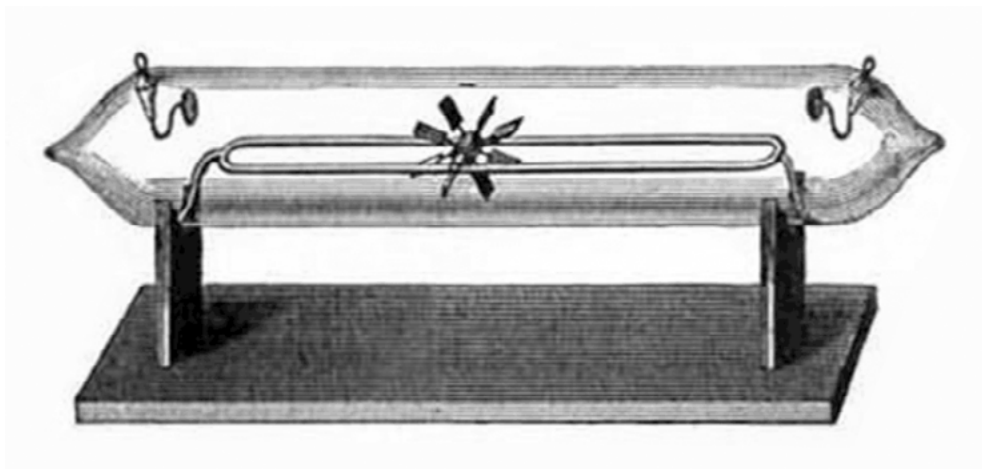
Ampolas com cruz de malta

3. A emissão dos raios catódicos é sempre perpendicular à superfície do eletrodo negativo. Deste modo, se for empregado um eletrodo curvo, os raios catódicos podem ser focados num ponto.
4. Observou-se que quando um campo elétrico era aplicado através de placas metálicas colocadas perpendicularmente ao feixe de raios catódicos, o feixe era desviado em direção da placa positiva, o que sugeria que os raios catódicos eram constituídos por cargas negativas.
5. Quando os polos norte e sul de um ímã eram colocados um de cada lado do feixe de raios catódicos, observou-se um deslocamento do feixe em direção perpendicular ao campo magnético. O comportamento observado está inteiramente de acordo com o previsto pelas leis de Faraday para uma corrente elétrica percorrendo um fio condutor, quando submetido à ação de um campo magnético perpendicular.



Ampola de raios catódicos submetida a um campo magnético

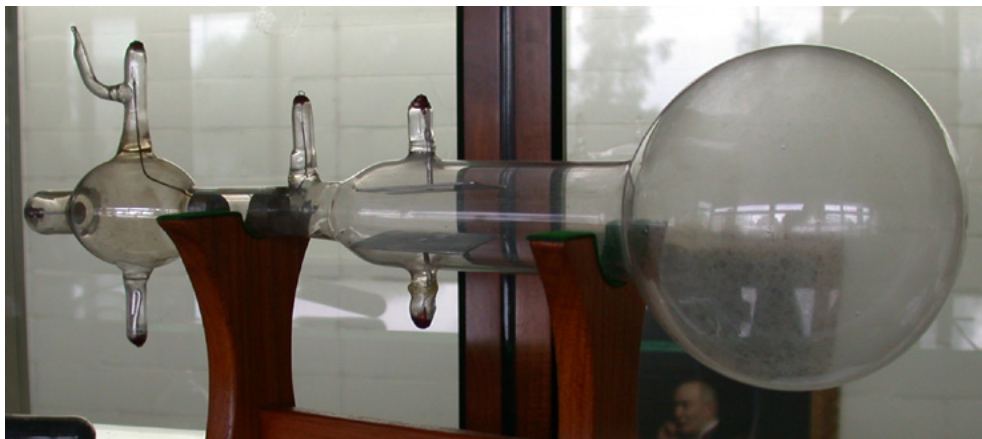
6. Quando se fez incidir um feixe de raios catódicos sobre as pás de um cata-vento capaz de girar livremente, observou-se que o cata-vento se movia em direção oposta ao cátodo. Embora haja controvérsias sobre a veracidade das conclusões, Crookes interpretou que o deslocamento se devia ao fato dos componentes dos raios catódicos terem momento, isto é, possuírem massa e velocidade devendo então ser constituídos por partículas materiais.



Tubo de Crookes com montagem contendo cata-vento interno

A identificação inequívoca da constituição dos raios catódicos foi feita pelo físico inglês Joseph John Thomson (1856-1940), que provou que eram formados por corpos muito menores que um átomo, tendo carga negativa. Thomson denominou estes corpos de “corpúsculos”, nome posteriormente substituído por elétron dado anteriormente por George Stoney, devido ao fato de terem o mesmo tipo de carga elétrica (negativa) que a gerada quando o âmbar era atritado com um pedaço de tecido.

A partir de estudos de deflexão dos raios catódicos em ampolas desenvolvidas especialmente para este fim, em 1897 Thomson determinou a relação massa/carga do elétron, que se mostrou ser perto de 1000 vezes menor que a massa encontrada para um átomo de hidrogênio em medidas de eletrólise.



Tubo original de raios catódicos empregado por Thomson para a determinação da relação carga/massa do elétron

Embora na época Thomson não tivesse elementos suficientes para essa afirmação, ele ousou propor que as partículas negativas eram constituintes universais negativos da matéria, o que posteriormente foi confirmado.

Como a matéria em seu global é eletricamente neutra, Thomson postulou para o átomo um modelo em que as cargas negativas dos elétrons deveriam ser exatamente contrabalançadas por igual número de cargas positivas, e essa carga estaria distribuída numa esfera de carga positiva, dentro da qual os elétrons se moveriam. Embora Thomson não tenha usado este termo, e não corresponda exatamente ao modelo atômico preconizado por ele, este se tornou conhecido como o modelo “pudim com passas”; Rutherford, posteriormente, provou que tal modelo estava errado. Outro detalhe que deve ser lembrado é que em seu modelo Thomson não propôs que a esfera de cargas positivas seria formada por prótons, mas sim por uma esfera com a carga positiva total distribuída uniformemente por ela.

Como a matéria em seu total é neutra, era óbvio de que deveria haver uma partícula elementar de carga positiva. É de se esperar que num tubo de descarga as partículas positivas deveriam se deslocar em sentido oposto aos dos elétrons, aparecendo na região oposta ao ânodo da ampola (polo positivo). Para poder observar as partículas positivas, o físico Eugen Goldstein modificou

um tubo de Crookes utilizando um cátodo (polo negativo do circuito) perfurado e localizado no meio do tubo.

Quando o tubo era colocado para funcionar observava-se, como previsto, um feixe de luminosidade fraca na região oposta ao ânodo. Como os raios tinham que passar pelos furos da placa, foram inicialmente denominados de “raios canais”. (Veja [neste link](#) um exemplo de um tubo de raios canais em funcionamento.)

Estudos dos raios canais por métodos análogos aos empregados nos estudos dos raios catódicos mostraram que: (i) os raios canais eram desviados por campos elétricos e magnéticos em sentido oposto aos dos raios catódicos; (ii) para campos elétricos e magnéticos de mesmas intensidades, os desvios sofridos pelos raios canais eram muito menores que os dos raios catódicos; (iii) a natureza dos raios canais era dependente do gás contido no interior do tubo; (iv) a determinação da relação carga/massa dos raios canais se mostraram muito menores que para os raios catódicos, com as massas estimadas em mais de mil vezes a da partícula negativa; e (v) os raios canais, ao contrário dos raios catódicos, eram melhor observados quando a pressão interna do gás do tubo não era muito baixa, ficando prejudicada sua observação quando a pressão interna era muito baixa. Todas essas observações indicavam que os raios canais estavam ligados à natureza do gás contido no tubo, e não com a do ânodo (polo positivo). Posteriormente, quando Rutherford estudou raios canais em que o gás interno era hidrogênio, encontrou a partícula positiva de menor massa. Mais tarde comprovou-se que os raios canais observados quando o hidrogênio estava presente no tubo de descarga era constituído pelas partículas elementares positivas, denominadas de prótons por Rutherford.

Após se concluir que o fenômeno observado num tubo de raios canais está associado à natureza do gás em seu interior, fica fácil entender a origem



Tubo empregado por Goldstein

dos raios canais. Ao se produzir o feixe de raios catódicos, os elétrons constituintes deste feixe, dotados de alta energia, arrancam elétrons do gás contido no interior do tubo, produzindo íons positivos. Os íons positivos assim formados são acelerados pelo campo elétrico existente entre os eletrodos do tubo, sendo repelidos pelo polo positivo e atraídos pelo polo negativo. Sendo dotadas de energia elevada, as partículas positivas atravessam a placa perfurada carregada negativamente, sendo visualizadas do outro lado da placa.

Em 1898, o físico alemão Wilhelm Wien (1864-1928) estudando a deflexão dos raios canais por campos elétricos e magnéticos observou que eram compatíveis com partículas positivamente carregadas, e que as deflexões observadas eram funções de suas relações carga/massa. O método usado neste estudo por Wien resultou, 20 anos depois, no espectrógrafo de massas, que tornou possível medidas precisas de massas atômicas de vários átomos e seus isótopos.

6.2. A determinação da carga e massa das partículas subatômicas até então conhecidas

Em 1897, já era conhecida a relação carga/massa para o elétron determinada por Thomson. Em 1909, o físico estadunidense Robert Andrews Millikan (1868-1953) determinou a carga do elétron por meio da observação da queda de gotas de óleo carregadas através de descarga de raios-X.

Medindo o tempo de queda de uma gota carregada eletricamente sob a ação apenas da força de gravidade e posteriormente sob a ação simultânea da força de gravidade e força elétrica aplicada convenientemente Millikan pôde calcular as cargas elétricas contidas em cada gota.

Uma excelente simulação do **experimento de Millikan** pode ser vista no projeto e-Química.



Robert Andrews Millikan

A partir de seus cálculos, Millikan concluiu que em todas as medições efetuadas as cargas medidas eram múltiplas de uma grandeza elétrica fundamental negativa, a carga do elétron, cujo valor atualmente aceito é de $1.602176487(40) \times 10^{-19} \text{C}$. A partir da relação carga/massa determinada anteriormente por Thomson foi possível calcular a massa do elétron, cujo valor aceito atualmente é de $9,10938215(45) \times 10^{-31} \text{ kg}$.

Adotando-se procedimentos semelhantes com os raios canais quando o gás dentro do tubo era hidrogênio, determinou-se a carga do próton, atualmente aceita como sendo igual a $+1.602176487(40) \times 10^{-19} \text{C}$, e massa igual a $1,672621637 \times 10^{-27} \text{ kg}$.

Em 1913, ao explorar a composição dos raios canais, Thomson desviou um feixe desses raios por campos elétricos e magnéticos e mediu sua deflexão fazendo-o incidir sobre uma placa fotográfica colocada em seu caminho. Para o caso do néon, Thomson observou dois traços de luz na chapa fotográfica, que ele explicou como sendo devido a átomos de néon com duas massas atômicas diferentes, 20 e 22.

Esta foi a primeira evidência encontrada para a existência de *isótopos* (do grego, *isos* = mesmo; *topos* = lugar), cuja existência foi proposta anteriormente por Frederick Soddy (químico inglês, 1877-1956). Para explicar a existência de átomos de um mesmo elemento com diferentes massas atômicas, mas iguais propriedades químicas, os isótopos, Rutherford propôs que deveria haver uma partícula neutra. Essa partícula subatômica só foi encontrada experimentalmente pelo físico inglês

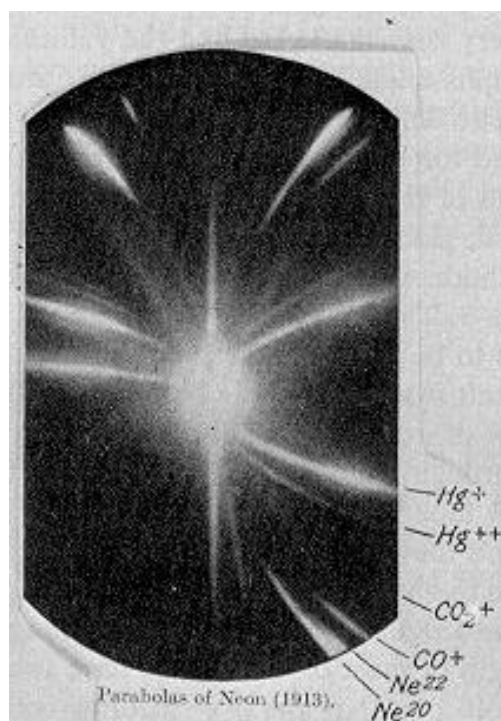


Foto obtida por Thomson ao estudar raios canais mostrando a existência de isótopos de néon

James Chadwick (1891-1974) em 1932, em trabalho envolvendo reação nuclear entre berílio e partículas alfa.



James Chadwick



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 7

A descoberta da radioatividade e sua influência sobre o desenvolvimento dos modelos atômicos

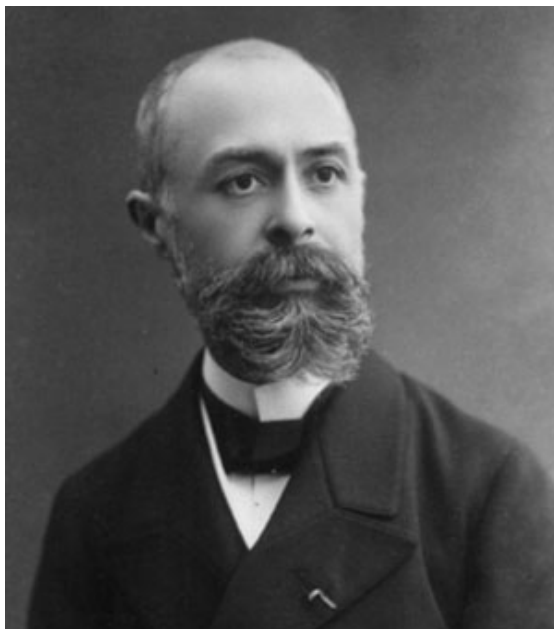
Em 1895, o físico alemão Wilhelm Conrad Röntgen (1845-1923) realizou experimentos com ampolas de Crookes modificadas. As modificações incluíam a colocação de anteparos metálicos inclinados na direção oposta ao polo negativo do tubo (cátodo), que denominou de anticátodo, os quais eram atingidos pelo feixe de raios catódicos provenientes do cátodo da ampola. Ao colocar a ampola em funcionamento numa noite em 1895, ele descobriu que, mesmo com a ampola fechada num invólucro de cartão preto para excluir toda a luz, no escuro, uma placa de papel coberta de um lado por cianoplátinato de bário se tornava fluorescente quando colocada no caminho de raios invisíveis, mesmo quando situada a metros de distância da ampola. Embora supusesse que o fenômeno observado deveria estar associado a uma radiação eletromagnética, o que só foi provado posteriormente, por desconhecer a natureza exata dos raios invisíveis que provocavam a luminescência do sal, Röntgen denominou-os de raios-X. Em seguida, ao interpor a mão de sua esposa entre a ampola e uma chapa fotográfica protegida, obteve a projeção da sombra dos ossos de sua mão e de um anel que usava.



Primeira radiografia obtida por Röntgen

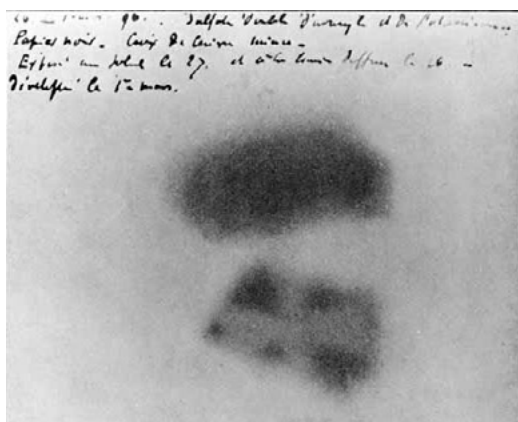
Esta foi a primeira radiografia já feita! Depois Röntgen mostrou que os raios-X eram produzidos pelo impacto dos raios catódicos sobre o anticátodo. Por esse trabalho, recebeu o primeiro Prêmio Nobel de Física, em 1901.

Só mais tarde Max von Laue (físico alemão, 1879-1960) mostrou, sem deixar dúvidas, que os raios-X são radiações eletromagnéticas do mesmo tipo da luz visível, só que de uma frequência muito mais elevada que a desta última. Em 1896, após uma discussão científica com Henri Poincaré (físico, matemático e filósofo francês, 1854-1912) sobre a recente descoberta dos raios-X e o fenômeno de luminescência que provocava em certos corpos, o físico francês Antoine Henri Becquerel (1852-1908) decidiu investigar se havia alguma relação entre os raios-X e a fosforescência natural já observada em sais de urânio.



Antoine Henri Becquerel

Becquerel observou que quando frascos contendo sais de urânio eram colocados próximos de uma placa fotográfica protegida da luz, a placa fotográfica era velada, como se tivesse sido exposta à luz.



Filme fotográfico velado pelo sal de urânio contido no frasco de vidro

Becquerel mostrou que os raios emitidos pelos sais de urânio, que por um longo tempo foram conhecidos como raios de Becquerel em sua homenagem, provocavam a ionização do ar e que, ao contrário dos raios-X, podiam ser defletidos por campos elétricos e magnéticos. Esta última observação indicava que, pelo menos parte dos raios emitidos pelos sais de urânio tinham cargas elétricas associadas.

Em 1897, a física de origem polonesa Marie Skłodowska Curie (1867-1934) escolheu como tema de sua tese de doutorado o estudo dos raios de Becquerel, tendo o próprio Henry Becquerel como supervisor. Esse trabalho, envolvendo principalmente estudo do minério de urânio conhecido como *pechblenda*, resultou em 1903 na tese de doutorado intitulada *Recherches sur les substances radioactives* [Pesquisa sobre as substâncias radioativas], defendida junto à Universidade de Paris. Como resultado dos árduos trabalhos de separação envolvendo toneladas de minério de urânio, desenvolvidos em conjunto com seu marido Pierre Curie (físico francês, 1859-1906), em 1898 foram publicados três trabalhos relatando a separação de dois novos elementos, o polônio e o rádio, ainda mais radioativos que o urânio. Como reconhecimento pelos trabalhos com a radioatividade, o prêmio Nobel de Física de 1903 foi partilhado igualmente entre Henry Becquerel e o casal Pierre e Marie Curie. Em 1911, reconhecendo o trabalho de separação e caracterização dos elementos polônio e rádio, Marie Curie se tornou a primeira pessoa a receber dois prêmios Nobel, neste caso, o de Química.



Marie Skłodowska Curie



Pierre Curie

Seu marido Pierre, que tinha participado dos árduos trabalhos de separação e identificação dos elementos, havia morrido em 1906, em consequência de um acidente.

Ao redor de 1900 não se tinha ideia sobre a origem e composição das radiações emitidas pelos sais de urânio e tório. Neste caminho, longo e na época às vezes confuso, foram muito importantes os trabalhos desenvolvidos por Ernest Rutherford.

Já em 1899, Rutherford identificou a existência de dois tipos de radiação nas emissões provenientes de urânio e tório com base em seus diferentes poderes de penetração na matéria. Em 1900 Paul Ulrich Villard (físico e químico francês, 1860-1934) observou um terceiro tipo de radiação, muito mais penetrante que os raios-X, que foi denominado de radiação gama por Rutherford.

Com a disponibilidade de rádio, fortemente radioativo, Giesel mostrou em 1899 que as partículas beta emitidas por essa substância eram facilmente desviadas por um campo magnético, na mesma direção que um feixe de raios catódicos, parecendo serem constituídas por partículas de carga negativa. A prova de que as partículas beta na realidade são elétrons foi completada em

1900 por Becquerel, que mostrou que as partículas beta do rádio têm a mesma massa pequena dos elétrons.

Em 1902, Rutherford e Soddy publicaram um trabalho no qual concluem que no processo de emissão de radiação “os elementos radioativos devem estar sofrendo transformação espontânea”. Em 1909, em outro trabalho de Rutherford, desta vez em parceria com Thomas Royds (químico inglês, 1884-1955), identificou que as partículas alfa, após perderem sua carga positiva, são núcleos do elemento hélio.

As dificuldades para a identificação dos três tipos de emissões dos elementos radioativos naturais ao redor de 1900 – partícula alfa, partícula beta e radiação gama –, atualmente associadas respectivamente ao núcleo de hélio, ao elétron, e radiação eletromagnética de frequência mais elevada que a dos raios-X – hoje são facilmente compreendidas. Sabe-se que os problemas experimentais encontrados naquela época para a detecção e caracterização das emissões estão relacionados principalmente com as capacidades de ionização do meio circundante provocadas por elas. As partículas alfa, com sua carga $+2$, têm um poder de ionização tão grande que ionizam o ar e o meio circundante, dissipando rapidamente sua energia. Como consequência, sua distância de propagação no ar a partir da fonte é muito pequena, dificultando sua detecção. A partícula beta, com sua carga -1 , embora também ionizante, provoca uma ionização muito menor do meio circundante devido sua carga ser menor, o que lhe assegura uma maior penetração no ar, podendo ser detectada a distâncias um pouco maiores da fonte (alguns centímetros!). Já a radiação gama, sendo uma radiação eletromagnética e tendo baixo poder de ionização da matéria, tem poder de penetração muito grande, tanto no ar como em corpos densos, podendo ser detectada a grandes distâncias da fonte. Por exemplo, as imagens dos frascos contendo sais de urânio detectadas por Becquerel em filmes fotográficos protegidos da luz foram produzidas pela emissão gama do urânio, capaz de atravessar o vidro do recipiente contendo o sal e o ar compreendido entre o frasco e o filme.



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 8

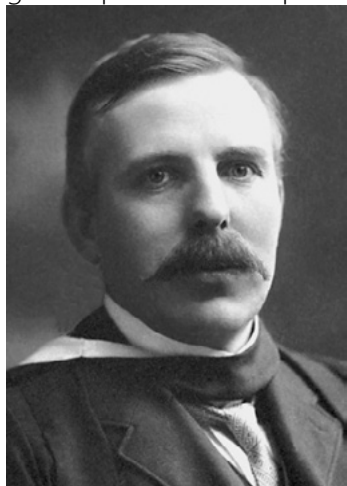
A evolução do Modelo do Átomo Divisível: O Modelo Nuclear de Rutherford

No início do século XX, já havia sido comprovada a existência das partículas elementares, o próton e o elétron com suas cargas e massas determinadas, e postulada a existência do nêutron, só comprovada experimentalmente em 1932.

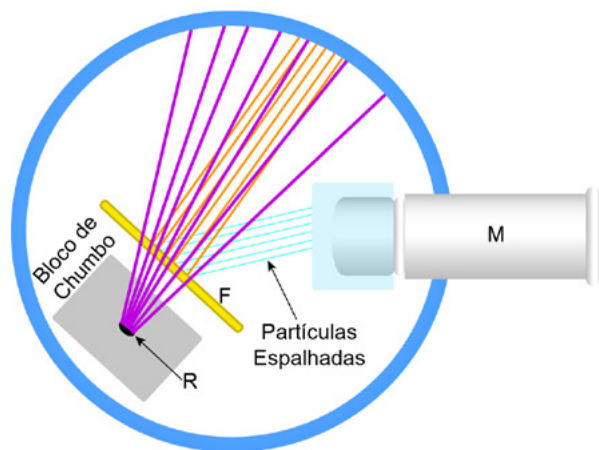
Na tentativa de explicar a estabilidade do átomo neutro, envolvendo iguais números de partículas positivas e negativas, Thomson havia proposto que as cargas positivas estariam distribuídas uniformemente numa esfera, e os elétrons se movimentariam entre as partículas positivas. Esse é o modelo ao qual é atribuído hoje o nome de “pudim com passas”, denominação e significado que Thomson jamais usou. No entanto, uma rápida análise mostra que tal sistema não pode ser estável, uma vez que a tendência natural de partículas elétricas de cargas opostas é se atraírem.

Na tentativa de explicar a estabilidade do átomo, em 1904 o físico japonês Hantaro Nagaoka (1865-1950) propôs um modelo planetário para o átomo, com os elétrons, de menor massa, orbitando em torno de um núcleo denso maciço. Este modelo foi proposto por analogia com a estabilidade observada para os anéis de Saturno, em seus estudos sobre o planeta.

Em 1909, Rutherford iniciou os experimentos de espalhamento de partículas alfa e beta provenientes de uma amostra de rádio, usando uma montagem experimental esquematizada na imagem a seguir.



Ernest Rutherford



Montagem experimental de espalhamento de partículas alfa e beta

As partículas alfa eram provenientes de uma amostra de rádio, localizada no interior do bloco de chumbo R, que blinda a radiação e a colima na direção do único orifício existente no bloco R. Em F estava uma folha fina de ouro, com cerca de 8×10^{-6} cm, tão frágil que teve que ser montada sobre uma lâmina de vidro. Em M estava um microscópio de baixa resolução, possível de ser movimentado ao redor, dotado de uma tela recoberta por sulfeto de zinco em uma de suas extremidades, que emitia um lampejo de luz quando atingida por uma partícula alfa.

Por sua importância histórica, embora hoje apenas superficialmente relatada nos cursos de Química Geral, a experiência de espalhamento de partículas alfa de Rutherford/Geiger/Marsden é um marco para o desenvolvimento futuro do modelo de átomo. Por esta razão vamos analisar mais detalhadamente o experimento e suas conclusões a partir dos resultados obtidos.

Embora idealizado inicialmente por Rutherford, as medidas foram realizadas pelos seus alunos Hans Geiger (físico alemão, 1882-1945) e Ernest Marsden (físico neozelandês, 1889-1970). A realização desses experimentos exigiu muita

dedicação e persistência, pois como os lampejos provocados pelas partículas alfa são fracos, o pesquisador tinha que permanecer numa sala escura, com um tempo de adaptação visual inicial antes do início das medidas. A partir das medidas efetuadas por Geiger e Marsden surgiram as seguintes generalizações:

1. Quase todas as partículas alfa passavam pela folha de ouro como se ela não estivesse presente. Essas partículas alfa, logicamente, continuavam suas trajetórias retilíneas até atingir a tela detectora.
2. Algumas das partículas alfa eram defletidas apenas ligeiramente, geralmente 2 graus, ou menos. Os cálculos feitos por Geiger indicavam que o ângulo mais provável de desvio era em torno de 1 grau.
3. Um número muitíssimo pequeno de partículas, uma em cada 20 mil, segundo valor reportado em um trabalho publicado por Rutherford, sofriam desvios maiores que 90 graus.

Considerando o modelo atômico de Thomson, era impossível prever esses resultados, especialmente o de que a maior parte das partículas alfa passava através da folha de ouro como se ela não existisse. Embora a folha de ouro fosse extremamente fina, no caminho das partículas alfa havia um número muito grande de átomos, que no modelo de Thomson seriam esferas com distribuição uniforme de carga positiva. Seria impossível imaginar que as partículas alfa passassem através dos interstícios existentes entre as esferas nos seus caminhos, indo atingir o detector localizado em posição oposta à fonte das partículas alfa. A única conclusão lógica seria que as partículas alfa deveriam passar pelo interior do átomo, que em sua maior parte seria vazio.

Quando Geiger comunicou que haviam detectado raríssimas partículas que voltavam na mesma direção da fonte de partículas alfa, Rutherford se espantou e disse:

Este foi o evento mais incrível que aconteceu em minha vida. Era quase tão inacreditável quanto você disparar uma bala de canhão de 15 polegadas num

pedaço de tecido e ela ricocheteasse e o atingisse. Considerando a observação, percebi que este ricochete devia ser resultado de uma única colisão, e quando fiz os cálculos vi que era impossível obter qualquer coisa com aquela ordem de grandeza, a menos que consideremos um sistema em que a maior parte da massa do átomo esteja concentrada num núcleo diminuto. Foi então que tive a ideia de um átomo com um centro pequeno maciço, dotado de uma carga.

Essa observação também não podia ser racionalizada pelo modelo de Thomson, que previa uma distribuição uniforme de carga e massa e, portanto, não pode explicar o movimento retrógrado de deslocamento de algumas partículas alfa que incidiram sobre a folha de ouro. Para explicar essas observações e cálculos delas derivados, Rutherford foi obrigado a postular um novo modelo de átomo, o átomo nuclear, apresentado em sua famosa publicação de 1911, *"The Scattering of α and β Particles by Matter and the Structure of the Atom"*.

Nesse modelo:

1. O átomo é constituído por um núcleo pequeno, que engloba praticamente toda a massa do átomo. Cálculos feitos indicaram que o núcleo do átomo de ouro, suposto esférico, tem um raio da ordem de 10^{-13} cm, comparado com o raio do próprio átomo, da ordem de 10^{-8} cm. O átomo tem a maior parte do espaço entre o núcleo e o seu limite externo vazio, o que explica porque a maior parte das partículas alfa incidentes sobre a lâmina de ouro passam através dela sem desvios.
2. Algumas poucas partículas alfa, por puro acaso, e estatisticamente em menor número devido às pequenas dimensões do núcleo, ao atravessar a lâmina passam perto do núcleo do átomo de ouro e são ligeiramente desviados. Uma vez que as partículas alfa são cargas carregadas positivamente, é lógico prever que o núcleo massivo deve ser dotado de carga positiva, repelindo as partículas alfa de mesma carga.

3. Em um evento bastante raro, algumas partículas alfa se aproximam frontalmente do núcleo pequeno. As partículas alfa, viajando a cerca de 10% da velocidade da luz, conseguem chegar próximo do núcleo dotado de carga positiva. A força de repulsão surgida é tão grande, que a partícula alfa é defletida de volta, que dependendo das condições de aproximação pode envolver desvios de 90° ou maiores.

Rutherford foi agraciado com o Prêmio Nobel de Química em 1908 por “suas investigações sobre a desintegração dos elementos, e a química de substâncias radioativas”, antecedendo seu trabalho mais conhecido sobre o modelo atômico nuclear.

Embora bem sucedido em explicar os dados de espalhamento de partículas alfa, o Modelo Nuclear de Rutherford ainda não conseguia explicar a estabilidade de um sistema desse tipo, uma vez que se sabe que partículas de cargas opostas se atraem, o que levaria inevitavelmente ao colapso do átomo. Para explicar a estabilidade do átomo divisível, foi necessário extrapolar os limites dos princípios da [ref. 18] Física Clássica, tão bem-sucedida na explicação de movimentos de planetas, trajetórias de projéteis, o eletromagnetismo e os princípios da Termodinâmica, envolvendo uma ruptura de seus [ref. 29] paradigmas, e a adoção dos princípios da [ref. 19] Física Quântica, uma revolução científica.

8.1. Reformulação do conceito de periodicidade

Com base no Modelo Nuclear de Rutherford, o físico holandês Antonius van den Broek (1870-1926) propôs, em 1911, que os elementos da Tabela Periódica seriam mais adequadamente organizados em função de suas cargas nucleares positivas em vez de suas massas atômicas.

Em 1913, desenvolvendo a ideia de Van den Broek, o físico inglês Henry Gwyn Jefferyes Moseley (1887-1915) realizou estudos que levaram à substituição da massa atômica pelo número das cargas positivas presentes nos núcleos atômicos, denominado número atômico, como fator de periodicidade das propriedades dos elementos.



Henry Gwyn Jefferyes Moseley

Seus trabalhos envolveram medidas das frequências das emissões de raios-X produzidos por diversos elementos. As emissões de raios-X foram obtidas através de ampolas de raios-X com diferentes anticátodos e dispersadas para análise por interação com cristais. Quando as frequências correspondentes emitidas por diferentes elementos foram representadas em função de suas massas atômicas e dos números de cargas positivas dos núcleos (os números atômicos dos elementos), Moseley mostrou que o ajuste era perfeito quando usado o número atômico. Ele propôs, então, a adoção do número atômico como fator de periodicidade na Tabela Periódica proposta por Mendeleev. Com a mudança do conceito de periodicidade, as inadequações existentes na tabela de Mendeleev foram resolvidas. Como exemplo, pode-se citar a inversão das posições entre Te e I, proposta por Mendeleev em função das semelhanças com as propriedades dos grupos de elementos a que pertencem, ao contrário do previsto pela ordem de suas massas atômicas. Hoje se sabe que a inversão existente na Tabela de Mendeleev se deve à existência de isótopos, núcleos de um mesmo elemento com diferentes massas atômicas, devido aos diferentes números de nêutrons presentes em seus núcleos. A Tabela Periódica tal como

a conhecemos hoje está baseada no critério de periodicidade proposto por Moseley.

Quase certamente, Moseley seria indicado para receber o Prêmio Nobel por esse trabalho, mas, infelizmente, contrariando os conselhos de todos os seus companheiros, alistou-se como voluntário no Exército Britânico e morreu em combate em 1915, durante a Primeira Guerra Mundial, na Batalha de Gallipoli, Turquia.

Sites interessantes sobre os temas envolvidos na parte II

Em português

Site do Instituto de Física da USP, contendo livro eletrônico com conteúdos de várias áreas da Física.

Em inglês

Dois sites com trabalhos clássicos selecionados, traduzidos para o inglês.

<http://www.chemteam.info/ChemTeamIndex.html>

<http://web.lemoyne.edu/~giunta/papers.html>

Site sobre tubos de raios catódicos.

Site com rádios e aparelhos científicos.

Site da Universidade de Cambridge, com museu contendo tubo de raios catódicos utilizado por Thomson na descoberta dos elétrons, e simulações interessantes sobre Física.

Página do site da Fundação Nobel, onde é possível buscar dados biográficos de todos os laureados em Física.

Página do site da Fundação Nobel, onde é possível buscar dados biográficos de todos os laureados em Química.

Referências bibliográficas

ALFONSO-GOLDFARB, A. M. *Da Alquimia à Química: um estudo sobre a passagem do pensamento mágico-vitalista ao mecanicismo*. São Paulo: Landy, 2001.

CHASSOT, A. I. *A ciência através dos tempos*. 2.ed. São Paulo: Moderna, 2004. (Coleção Polêmica).

DE CHANCOURTOIS, A.E.B. Vis tellurique. *Comptes rendus de l'Académie des sciences*, Paris, v.54, p.757-761, 1862.

FARIAS, R. F. de. *A grande obra: um romance da história da química*. São Paulo: Edições Inteligentes, 2005.

FARIAS, R. F. de. *Para gostar de ler a história da química*. 2.ed. Campinas: Átomo, 2005.

FARIAS, R. F. de. *Para gostar de ler a história da química II*. Campinas: Átomo, 2005.

FARIAS, R. F. de. *Para gostar de ler a história da química III*. Campinas: Átomo, 2005.

MEYER, J. L. Die Natur der chemischen Elemente als Function ihrer Atomgewichte. *Justus Liebigs Annalen der Chemie*, v.7, p.354-364, [1870]. (suplemento; atualmente conhecido como *European Journal of Organic Chemistry*).

PARTINGTON, J. R. *A Short History of Chemistry*. 3.ed. Nova Iorque: Dover, 1989.

RONAN, C. A. *História ilustrada da ciência da Universidade de Cambridge*. Tradução de Jorge Enéas Fortes, revisão técnica de Yedda Botelho Salles. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2001. (Volume 1: Das origens à Grécia).

RONAN, C. A. *História ilustrada da ciência da Universidade de Cambridge*. Tradução de Jorge Enéas Fortes, revisão técnica de Yedda Botelho Salles. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2001. (Volume 2: Oriente, Roma e Idade Média).

RONAN, C. A. *História ilustrada da ciência da Universidade de Cambridge*. Tradução de Jorge Enéas Fortes, revisão técnica de Yedda Botelho Salles. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2001. (Volume 3: Da Renascença à revolução Científica).

RONAN, C. A. *História ilustrada da ciência da Universidade de Cambridge*. Tradução de Jorge Enéas Fortes, revisão técnica Marcelo Gleiser. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2001. (Volume 4: A ciência nos séculos XIX e XX).

RUTHERFORD, E. The Scattering of α and β Particles by Matter and the Structure of the Atom. *Philosophical Magazine*, v.21, p.669-688, maio 1911. (Series 6). Disponível em: <<http://www.chemteam.info/Chem-History/Rutherford-1911/Rutherford-1911.html>>. Acesso em: 30 ago. 2013.

STRATHERN, P. *O sonho de Mendeleiev: a verdadeira história da química*. Tradução: Maria Luiza X. de A. Borges. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2002.

VANIN, J. A. *Alquimistas e químicos: o passado, o presente e o futuro*. São Paulo: Editora Moderna, 1994. (Coleção Polêmica).



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Parte III

Linguagem química

VÂNIA MARTINS NOGUEIRA

Doutora em Química. Professora-assistente do Departamento de Química Geral e Inorgânica do Instituto de Química da Unesp – Araraquara

CAMILA SILVEIRA DA SILVA

Doutora em Educação para a Ciência pela Faculdade de Ciências da Unesp – Bauru.
Professora bolsista do Instituto de Química da Unesp – Araraquara

OLGA MARIA MASCARENHAS FARIA OLIVEIRA

Livre-docente em Bioquímica. Professora adjunta do Departamento de Bioquímica e Tecnologia Química do Instituto de Química da Unesp – Araraquara

Apresentação

A bordaremos o tema “Linguagem química” com o objetivo de destacar a importância do conhecimento dos termos e ferramentas adequadas para o entendimento da Química. Desse modo, teremos condições de aprender e transmitir melhor os conceitos e fenômenos químicos. Esta parte inicia com a definição geral do conceito de linguagem, extrapola para a linguagem química e destaca a importância do uso correto de termos e representações em Química. Através de um breve relato histórico mostramos a evolução dos símbolos dos elementos químicos, desde os alquimistas até os tempos mais recentes, bem como dos nomes desses elementos. As representações dos compostos também são abordadas, apresentando as que caíram em desuso e passando as regras das fórmulas atuais. Finalizando, apresentamos as regras de nomenclatura definidas pela Iupac (International Union of Pure and Applied Chemistry) para os compostos inorgânicos e orgânicos.



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 9

Linguagem

Segundo a definição no dicionário, linguagem corresponde ao uso da palavra articulada ou escrita como meio de expressão e de comunicação entre as pessoas. Corresponde também a: (i) vocabulário específico de uma ciência, de uma arte, de uma profissão; (ii) qualquer sistema de signos capaz de servir à comunicação entre os indivíduos; e (iii) em informática, sistema lógico utilizado para comunicar ao computador os processos físicos por efetuar. Portanto, o termo linguagem é uma forma de comunicação, troca de informações e, na ciência, uma forma de expressar conhecimentos e saberes.

Esta é uma definição bastante abrangente do significado do termo linguagem, dentro de um contexto geral.

9.1. A linguagem química

As transformações da matéria fazem parte de processos naturais que chamavam a atenção do homem desde os primórdios da humanidade. A necessidade de interpretar e descrever os fenômenos físicos e químicos, observados ao longo dos tempos, conduziu à criação de uma linguagem específica para interpretação desses fenômenos observados e estudados.

Com o desenvolvimento da ciência Química, foi necessário desenvolver símbolos, palavras, com o objetivo de referência e de sistematização de informações advindas de estudos, experimentos e reflexões executados pelo homem. Assim, foi criada uma linguagem química universal, permitindo a explicação dos saberes descobertos, comprovados, previstos entre os homens, independentemente de onde ocorra tais ações científicas.

Exemplos de linguagens em diferentes campos de atuação

futebol	automobilismo	matemática	informática
gol	fórmula 1	número	<i>hardware</i>
impedimento	ultrapassagem	logaritmo	<i>download</i>
escanteio	linha de largada	cosseno	<i>web</i>
tiro de meta	<i>pit stop</i>	ângulo	<i>site</i>

9.1.1. A importância da linguagem química

Roque e Silva (2005) atestam que

As transformações materiais – reações químicas – fazem parte dos processos naturais, e estão presentes no dia a dia do ser humano desde tempos imemoriais. Um dos fenômenos químicos mais comuns é a transformação do dióxido de carbono (CO_2) e da água (H_2O) presentes na atmosfera em folhas, galhos, raízes, frutos e flores, em suma, no corpo dos vegetais. A combustão também é outra transformação da matéria muito comum. Entre as reações de combustão estão a queima de lenha, de carvão, dos combustíveis de veículos, e de gás de cozinha. A corrosão de metais, como a do ferro produzindo a ferrugem, é, também, uma transformação facilmente observável.

No entanto, somente há cerca de 200 anos surgiu uma teoria que explica e descreve satisfatoriamente essas transformações, bem como tantos outros fenômenos químicos.

Várias teorias foram propostas para explicar a formação e a transformação da matéria no transcorrer das civilizações. A teoria atômica empregada hoje só começou a ser considerada após as argumentações de Dalton (1766-1844).

Uma grande dificuldade para o entendimento dos fenômenos químicos está em se conhecer a constituição das substâncias que formam os organismos vivos e os objetos.

A teoria atômica possibilitou uma descrição mais ampla e profunda do mundo material, justificando sua enorme diversidade. Após muitas investigações, teorias e comprovações experimentais, a ciência química hoje considera que a matéria é constituída por substâncias que por sua vez são compostas por átomos, que se ligam formando moléculas ou íons. Somente determinados gases, conhecidos como gases nobres, são constituídos por átomos isolados. Outros átomos se unem de uma forma específica formando os metais. As menores porções de matéria que podemos perceber visualmente correspondem aos aglomerados de quintilhões, ou mais, de átomos (partículas muito pequenas).

Por meio dos sentidos, não se pode perceber as estruturas de átomos e moléculas (partículas minúsculas). Portanto, o estudo do imperceptível foi um grande obstáculo para o homem. Constitui ainda um grande desafio para a Química a correlação entre o comportamento de átomos e moléculas (microcosmo) e as propriedades das substâncias (sistema macroscópico); consequentemente, é também um desafio para o ensino de Química.

Para estabelecer essa correlação, o homem precisou criar uma **linguagem** para discutir átomos, íons e moléculas. De acordo com Vigotsky, toda linguagem desenvolve-se na mesma medida que as estruturas do pensamento evoluem do concreto para o abstrato e vice-versa. A linguagem da Química descreve através de modelos, representados por fórmulas estruturais, equações, gráficos e figuras, as coisas do mundo como compreendidas pelo químico. Para estudar e entender a ciência química é necessário em primeiro lugar aprender essa linguagem. As dificuldades de aprendizagem da linguagem da química estão associadas à distinção em relação à linguagem comum, à sua especificidade quase hermética e, muito provavelmente, às dificuldades em se estabelecer as necessárias relações entre os entes químicos do mundo microscópico e do macroscópico.¹

1 Recomendamos a leitura do livro de Vigotsky (2000), *A construção do pensamento e da linguagem*.

9.1.2. Aplicando a linguagem química

A importância da criação e do uso da linguagem química para descrever uma transformação pode ser ilustrada, por exemplo, com a ocorrência de uma reação de combustão. Esse exemplo é bastante interessante porque além de ser uma transformação química de grande importância social e cultural, o fenômeno da combustão usualmente está presente no cotidiano das pessoas.

A reação de combustão do etanol na presença do gás oxigênio (O_2), presente no ar que respiramos, mesmo que os reagentes estejam em contato e na temperatura ambiente, só será iniciada, por exemplo, na presença da chama de um fósforo. Por meio da linguagem química, representamos as espécies (reagentes) participantes do processo por: etanol e gás oxigênio e/ou $C_2H_6O(l)$ e $O_2(g)$.

A partir do conhecimento estabelecido, não é possível ocorrer reação quando essas substâncias estão simplesmente em contato. Nesse caso, a reação só pode ocorrer quando se tem as condições necessárias no meio reacional, por exemplo, reagentes mais a reação ser iniciada pelo calor da chama de um fósforo aceso. Ao se processar a reação química – a combustão do etanol –, é crucial o entendimento de que as substâncias originais ou de partida (denominadas reagentes) deixam de existir e ocorre produção de novas substâncias (denominadas produtos).

O uso de uma seta ($\rightarrow$) é conveniente para indicar o que se tem de um lado e do outro lado da reação, ou seja, as substâncias reagentes antes da transformação química deixam de existir (ao menos parte delas) para dar lugar a novas substâncias (produtos). Em resumo, a direção da seta indica o processo de produção de novas substâncias (os produtos) à custa do consumo das substâncias reagentes. Os produtos não surgem do nada, mas sim da reação entre as substâncias reagentes, ou seja, da transformação de reagentes em produtos. Pela representação da combustão de etanol, podemos verificar que algo permanece no decorrer da transformação química: os átomos.

Representações do fenômeno da combustão do etanol:

(I) As substâncias etanol $[C_2H_6O(l)]$ e gás oxigênio $[O_2(g)]$, em contato, reagem entre si ao se iniciar a combustão com uma chama (fósforo aceso). Essas substâncias são consumidas e a reação para quando um dos reagentes termina. À medida que os reagentes são consumidos há a formação de água $[H_2O(l)]$ e gás carbônico $[CO_2(g)]$;

(II) etanol + gás oxigênio $\xrightarrow{\text{iniciada a reação com chama}}$ água + gás carbônico

(III) $C_2H_6O(l) + O_2(g) \xrightarrow{\text{em certas condições}} H_2O(l) + CO_2(g)$

Toda a complexidade de entendimento do que seja uma transformação química só é possível pelo uso dos verdadeiros conceitos químicos. A linguagem de representação do fenômeno da combustão do etanol foi elaborada para facilitar a constituição do pensamento e dos conceitos químicos.

Tal reação pode ser mais descritiva, expressando uma sequência mais observável (I) ou mais abstrata, através da simbologia química usual (III). A representação mais usual de uma reação química (ver III), embora incompleta por não contemplar ainda o acerto de coeficientes, utiliza uma simbologia própria da química. A utilização dos **símbolos** (letras) que compõem as fórmulas químicas (C para carbono, H para hidrogênio e O para oxigênio), destaca que os mesmos símbolos que aparecem nos reagentes aparecem nos produtos, mas em arranjos moleculares diferentes. A preocupação em mostrar a equação da referida reação, foi escrita apenas com o tipo de símbolo, não com o número de vezes que este aparecia. Esses símbolos (letras), que representam estruturas fundamentais e que não se modificam na transformação química, passaram a ser chamados de átomos.



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 10

Os símbolos químicos

Na Química, quando falamos e escrevemos sobre a matéria e suas transformações, usamos símbolos, fórmulas e equações para indicar: (i) o(s) elemento(s); (ii) a quantidade de cada elemento; e (iii) a combinação dos elementos e como variam durante a transformação da matéria ou mudança química. Portanto, é essencial trabalhar com o uso de simbolismo para efetivamente estudar e expressar fenômenos químicos. Desta forma, a Química, assim como a Música, a Computação e a Eletrônica (apenas para citar alguns exemplos), utiliza-se de representações que podem ser entendidas por qualquer pessoa familiarizada com elas.

Para indicar elementos, a química usa abreviações que são mais rapidamente escritas que o nome completo. Essas abreviações são denominadas de símbolos. Os símbolos químicos são os diferentes signos abreviados, envolvendo atualmente uma ou duas letras, utilizados para identificar e representar os átomos de um elemento. A Química é uma ciência e sua notação científica é universal. Por convenção, os símbolos provêm do nome dos elementos em latim ou grego, independente de seu nome específico na língua de cada país. Por exemplo, o símbolo Fe vem do latim *ferrum*, e seu nome é ferro, em português, *fer* em francês, *iron* em inglês.

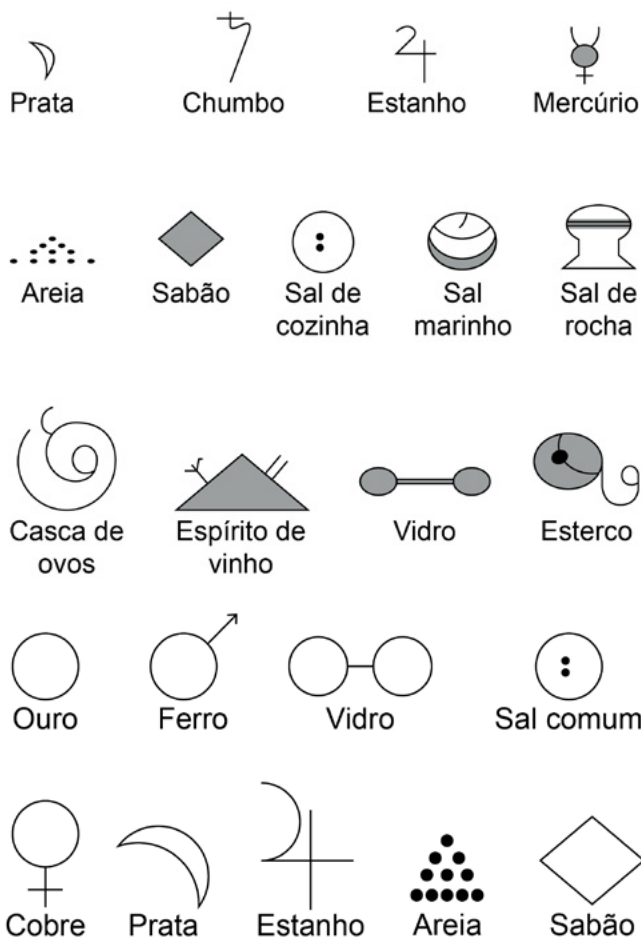
Os primeiros registros da utilização de códigos associados à linguagem química remontam ao tempo dos alquimistas. Estes, apesar de serem influenciados por ideias místicas, como a busca da pedra filosofal e do elixir da lon-

ga vida, buscavam explicações racionais para alguns fatos, como o segredo da transformação da matéria, que os levaram ao conhecimento do comportamento e das propriedades de várias substâncias puras.

10.1. Evolução histórica

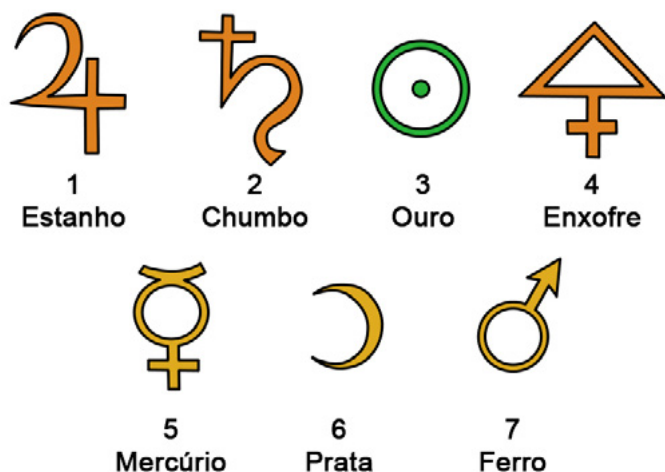
10.1.1. Os símbolos dos alquimistas

Os alquimistas fizeram grande esforço para conservarem secretos seus conhecimentos, tornando seu ofício uma profissão misteriosa. Eles sabiam que perderiam a posição de destaque e prestígio se a prática da Alquimia se tornasse conhecida. Em consequência, introduziram símbolos estranhos e enigmáticos para que apenas alguns pudessem interpretar aquela escrita, que por muito tempo obscureceu a história dos primeiros passos da Química. Apresentamos, em seguida, exemplos de símbolos estranhos e enigmáticos utilizados na época dos alquimistas.



Alguns símbolos da Alquimia

Não havia uniformidade entre os símbolos empregados por diferentes autores e tão pouco qualquer lógica. Esse processo misterioso de símbolos associados a nomes precisava ser abandonado para que se pudesse organizar um sistema racional de notação química, de fácil entendimento por todos, que facilitasse a comunicação entre cientistas, possibilitando progresso da ciência Química mais rápido e amplo.



Símbolos alquímicos dos elementos

10.1.2. Os símbolos do *Méthode de Nomenclature Chimique*

No final do século XVIII e princípios do XIX, propostas foram feitas com o objetivo de sistematizar os símbolos dos elementos químicos. Entre as principais, destacamos as que apareceram no livro dos químicos franceses Guyton de Morveau, Berthollet, Fourcroy e Lavoisier, do ano 1787, *Méthode de Nomenclature Chimique*, no qual eles estabelecem o sistema de nomenclatura química racional atual. Essa importante obra apresenta os novos símbolos dos elementos químicos que foram inventados especificamente pelos químicos franceses Jean Henri Hassenratz (1755-1827) e Pierre Auguste Adet (1763-1832); trata-se de linhas, círculos, triângulos etc. Os grupos, conhecidos hoje como sulfato, oxalato, fosfato, entre outros, também têm símbolos específicos independentes da sua composição.

10.1.3. Os símbolos de John Dalton

O químico inglês John Dalton (1766-1844), em seu livro *A New System of Chemical Philosophy* (1808), também fez uma tentativa de racionalização da lin-

guagem química. Utilizou círculos, com diferentes figuras no seu interior, para as representações dos elementos químicos.

Hidrogênio	Nitrogênio	Carbono	Oxigênio	Fósforo	Enxofre
Magnésio	Cálcio	Sódio	Potássio	Estrôncio	Bário
Ferro	Cobre	Chumbo	Prata	Ouro	Mercúrio

Elementos simples

Hidrogênio	Enxofre	Chumbo
Nitrogênio	Magnésio	Prata
Carbono	Ferro	Ouro
Oxigênio	Zinco	Mercúrio
Fósforo	Cobre	Cálcio

ELEMENTS					
	Hydrogen	1		Strontian	46
	Azote	5		Barytes	68
	Carbon	5		Iron	50
	Oxygen	7		Zinc	56
	Phosphorus	9		Copper	56
	Sulphur	13		Lead	90
	Magnesia	20		Silver	190
	Lime	24		Gold	190
	Soda	28		Platina	190
	Potash	42		Mercury	167



1

Hidrogênio



2

Magnésio



3

Oxigênio



4

Enxofre



5

Amônia



6

Dióxido de Carbono

Símbolos de elementos e substâncias utilizados por Dalton

10.1.4. Os símbolos de Berzelius

Nos séculos XVIII e XIX, os químicos da época utilizavam uma variedade de símbolos e abreviaturas, de certa forma confusa e com interpretações diferentes para o mesmo símbolo. Como exemplo dessa época, citamos a fórmula H_2O_2 , que para alguns químicos representava água e, para outros, peróxido de hidrogênio. Os relatos mostram que não havia ainda uma única representação de uma dada molécula adotada por todos.

Jöns Jacob Berzelius (químico sueco, 1779-1848) propôs que os elementos fossem designados por abreviaturas baseadas nos respectivos nomes em grego ou latim. Detalhou então na sua escrita que, por exemplo, o elemento **fósforo**, em latim *phosphorum*, fosse representado pela letra **P**; o elemento **prata**, em latim *argentum*, fosse representado pela letra **Ag**. Como o latim era falado em grande parte do mundo ocidental, os símbolos/abreviaturas ou representações dos elementos químicos estão vinculados à escrita do mesmo em latim.

Com essa proposta, Berzelius introduziu uma linguagem geral para os elementos e compostos químicos. Por exemplo, o elemento oxigênio, com símbolo **O**: em holandês sua grafia é *zuurstof*, em italiano *ossigeno*, em chinês *yang qi*, e em português oxigênio. A partir dessa proposta os químicos foram incorporando a nova forma de representação, e a linguagem química passou a ter uniformização de escrita, permitindo a todos entender as formulações químicas nos trabalhos dos cientistas (independente da língua do país).

Assim, cada elemento químico, natural ou sintetizado, deve ser representado por um símbolo que o identifique universalmente.

A representação dos elementos químicos proposta por Berzelius, em 1813, tem as características (a maior parte em latim):

- Os símbolos dos elementos químicos devem ser representados por letras.
- Os elementos denominados não metais foram representados com apenas uma letra.

- Os elementos denominados metálicos, Berzelius empregou duas letras. A primeira letra do **símbolo** em maiúscula, e a segunda em minúscula. Exemplos: *cuprum* – Cu (cobre); *aurum* – Au (ouro); *stannum* – Sn (estanho).
- As combinações de elementos nos compostos criou um sistema que não se manteve. Por exemplo, o óxido de cobre foi sugerido ser representado como Cü, que simbolizaria o elemento oxidado. Hoje os óxidos são simbolizados com o oxigênio.
- Indicação do número de átomos num composto, foi proposto índices sobrescritos. Por exemplo: H²O, representação da molécula água (dois hidrogênios e um oxigênio).

A essência da proposta de Berzelius é ainda utilizada.

10.2. Os símbolos modernos

Atualmente, como regra geral, utilizamos o sistema de Berzelius com modificações, a saber:

- Há elementos químicos que são metais e são denominados com uma letra apenas: o potássio (K), o vanádio (V), o tungstênio (W), o ítrio (Y) e o urânio (U). Mas a maioria segue o sistema de Berzelius.
- Há alguns elementos não metálicos que são indicados com duas letras: os gases nobres (He, Ne, Ar, Kr, Xe e Rn), o selênio (Se), o bromo (Br) e o astato (At). Os semimetais (Si, Ge, As...) são simbolizados com duas letras.
- Os símbolos dos elementos são mantidos nos seus compostos, por exemplo, o sulfato de cobre (II) é simbolizado por CuSO₄, em que se

indicam os três elementos que fazem parte do composto: cobre, enxofre e oxigênio.

- O número de átomos num composto é indicado com um subíndice. Assim, atualmente, representamos a água formada por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio como H_2O .

Os nomes e os símbolos redefinidos não foram usados extensivamente até boa parte do século XIX. Eles ajudaram, entretanto, a compreender as grandes descobertas do século XVIII. Ainda hoje, restam vestígios de nomes que resistiram à evolução da linguagem química.

Nomes de compostos que não foram adequados às regras de nomenclatura atuais

Nome popular	Nome científico
acetileno	etino
anilina	fenilamina
azínave	sulfeto de mercúrio
bauxita	óxido de alumínio
blenda	sulfato de zinco
bórax	borato de sódio
branco de prata	hidrocarbonato de chumbo
branco de troyes	carbonato de cálcio
branco de zinco	óxido de zinco
cal extinta	hidróxido de cálcio
cal viva	óxido de cálcio
carborundum	carbureto de silício
carbureto	carbureto de cálcio
cianureto	cianeto de potássio
crê	carbonato de cálcio
galena	sulfeto de chumbo II
gesso	sulfato de cálcio
glicerina	1,2,3 propanotriol
grisu	metano
litargírio	óxido de chumbo
magnésia	óxido de magnésio
mínio/zarcão	tetróxido de trichumbo
potassa cáustica	hidróxido de potássio
propana	propano
sal amargo	sulfato de sódio
sal de cozinha	cloreto de sódio



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 11

O nome dos elementos

A origem do nome dos elementos químicos é bastante variada. Muitas vezes, os nomes foram relacionados a propriedades físicas dos elementos como a cor, o odor; outras vezes, homenageando seus descobridores.

11.1. Nomes dos elementos até o fêrmio (Fm, número atômico 100)

Como fator histórico, vamos destacar a descoberta dos elementos, sua linguagem – símbolos – e sua classificação que levou à proposta de uma tabela, constituindo mais tarde a tabela periódica dos elementos. Primeiro, temos a fase de elementos até o fêrmio, número atômico 100; depois, a fase de elementos classificados em sequência ao fêrmio, ou seja, número atômico maior que 100, classificados ou entendidos como elementos transfêrmios.

Assim, apresentaremos alguns elementos e respectivos nomes/origem até o elemento fêrmio. Os elementos ouro, prata, estanho, mercúrio, cobre, chumbo, ferro, enxofre e carbono, foram descobertos até o período da Idade Média, e receberam seus símbolos (linguagem) a partir de seus nomes em latim. Apresentamos tais elementos, respectivos símbolos e significados.

Elementos, símbolos, nomes e significados

Elemento	Nome em latim	Significado	Símbolo
Ouro	<i>Aurun</i>	Amarelo	Au
Prata	<i>Argentun</i>	Brilhante	Ag
Carbono	<i>Carbon</i>	Carvão	C
Estanho	<i>Stanum</i>	Fácil de fundir	Sn

Outros elementos descobertos tiveram seu nome associado a deuses mitológicos e planetas, e à uma particularidade ou característica, como, por exemplo, o mercúrio: deus grego associado à rapidez, à astúcia e aos exercícios ginásticos.

Em função desse desenvolvimento de descobertas e nomes designados, era crescente o acaso da denominação de nomes, principalmente por não se relacionar com a propriedade de cada elemento. Assim, Lavoisier, em 1787, propôs que os nomes dados aos elementos (novos/descobertos), a partir daquele momento, deveriam estar associados às suas propriedades.

Então, os novos elementos descobertos receberam seus símbolos e nomes segundo a recomendação de Lavoisier. Nessa sequência, ocorreu: (i) alguns nomes tiveram origem do grego para proposição do símbolo, a saber: hidrogênio (H) de *hydros-gen*, “gerador de água”; oxigênio (O), de *oksys-gen*, “gerador de ácidos”; nitrogênio (N) de *nitron-gen*, “gerador de salitre”; bromo (Br), de *bromos*, “mau cheiro”; e argônio (Ar), de *a-ergon*, “não reage”; (ii) alguns nomes, além da origem do latim, também foram associados à cor das substâncias formadas, por exemplo: cloro (Cl), de *khloros*, “amarelo-esverdeado”; iodo (I), de *iodes*, “violeta”; irídio (Ir), de íris, deusa grega mensageira que vinha à Terra pelo arco-íris, apresenta várias cores; ródio (Rh), de *rhodon*, “rosa”; e cromo (Cr), de *khroma*, “cor” numa alusão às muitas cores dos compostos do metal.

Significado do nome de alguns elementos

Elemento	Nome em grego	Significado	Símbolo
Hidrogênio	<i>Hydros-gen</i>	gerador de água	H
Oxigênio	<i>Oksys-gen</i>	gerador de ácidos	O
Nitrogênio	<i>Nitron-gen</i>	gerador de salitre	N
Bromo	<i>Bromos</i>	mau cheiro	Br
Argônio	<i>A-ergon</i>	não reage	Ar
Cloro	<i>Khloros</i>	amarelo-esverdeado	Cl
Iodo	<i>Iodes</i>	violeta	I
Iródio	Íris	deusa grega mensageira que vinha à Terra pelo arco-íris	Ir
Ródio	<i>Rhodon</i>	rosa	Rh
Cromo	<i>Khroma</i>	cor, numa alusão às muitas cores dos compostos do metal	Cr

Como esperado, a denominação de nomes de alguns elementos descobertos, contrariamente à sugestão de Lavoisier, tiveram seus nomes associados a planetas, figuras mitológicas, superstições, homenagens ou lugares. O quadro a seguir apresenta elementos químicos descobertos com denominação de nomes de origem celeste. Interessante destacar que na evolução das descobertas de elementos, netúncio e plutônio receberam esses nomes em função de seus números atômicos estarem em sequência ao do urano, tendo todos eles nomes com origem celeste (planetas). A denominação do elemento cério foi em referência à descoberta, dois anos antes, do primeiro esteroide que recebeu o nome de Ceres (deusa romana do milho e da colheita).

Elementos com nomes relacionados a corpos celestes

Elemento	Corpo celeste relacionado	Símbolo
Hélio	Sol	He
Telúrio	Terra	Te
Selênio	Lua	Se
Urânio	Urano	U
Netúnio	Netuno	Nu
Plutônio	Plutão	Pu
Cério	Ceres	Ce

Como já mencionado, a denominação de nomes a elementos químicos descobertos continuou ainda tendo como referência entidades mitológicas, a saber: (i) *promécio*, de Prometeu, personagem da mitologia grega; (ii) *vanádio*, de Variadis, deusa escandinava da beleza; (iii) *titânio*, de Titãs, os primeiros filhos da terra; (iv) *tântalo*, de Tântalo da mitologia grega; (v) *nióbio*, de Níobe, filha de Tântalo, devido a ser muito parecido com tântalo e ambos encontrados na mesma rocha; (vi) *tório*, de Thor, deus escandinavo da guerra.

Além disso, alguns nomes fizeram referência a espíritos demoníacos, como: (i) o cobalto, que vem de Kobolt, espírito demoníaco germânico que acreditavam estar presente quando a mineração de cobre tinha baixos rendimentos; e (ii) o níquel, que deriva de Nickel, nome em alemão para o “diabo”.

Juntamente a nomes mitológicos, espíritos demoníacos, ocorreram também nomes em homenagem a lugares e cientistas. No caso de lugares, apresentamos os elementos químicos: *amerício*, que homenageou a América; *califórnio*, homenageando a Califórnia; e o *germânio*, homenagem para a Alemanha. No caso de cientistas, apresentamos os elementos químicos: *einstênio*, homenageando Albert Einstein e *mendelévio*, que homenageou Dmitri Mendeleev.

Analisando os nomes dados aos elementos químicos descobertos, podemos constatar uma diversidade que nos mostra aspectos interessantes da história da Química, revelando hoje como os interesses, e o modo de ver o mundo, dos cientistas mudaram com o passar dos tempos.

11.2. Elementos transférmios

A Iupac (International Union of Pure and Applied Chemistry) através do CNIC (Committee on Nomenclature of Inorganic Chemistry) comunicou, em 30 de agosto de 1997, que os nomes e os símbolos dos elementos transférmios (número atômico maior que o do fêrmio) seriam:

- 101 – mendelévio (*Mendelevium*) – Md
- 102 – nobélio (*Nobelium*) – No
- 103 – laurêncio (*Lawrencium*) – Lr
- 104 – ruterfórdio (*Rutherfordium*) – Rf
- 105 – dúbnio (*Dubnium*) – Db
- 106 – seabógio (*Seaborgium*) – Sg
- 107 – bóhrrio (*Bhorium*) – Bh
- 108 – hássio (*Hassium*) – Hs
- 109 – meitnério (*Meitnerium*) – Mt
- 110 – Foi denominado provisoriamente pela Iupac de “*ununnilium*”, finalmente de darmstádio (símbolo Ds), em agosto de 2003, em homenagem à cidade de Darmstadt
- 111 – O nome roentgênio (símbolo Rg) foi aceito como permanente em 1º de novembro de 2004, em homenagem a Wilhelm Conrad Roentgen. Antes desta data, o elemento era conhecido, sob as recomendações da Iupac, pelo nome “*ununúnio*”, símbolo Uuu. Algumas pesquisas atribuíam-lhe o nome “*eka-ouro*”, pela semelhança com as características do ouro.
- 112 – Foi denominado provisoriamente de “*ununbio*”, representado por Uub. Em 2010, recebeu o nome de Copérnio (símbolo Cn), em homenagem a Nicolaus Copernicus.

Os isótopos com números atômicos 113 e superiores, ainda não foram nomeados, adotando nomes provisórios relativos a seu número atômico em latim, como ununtrio (símbolo Uut), um-um-três, elemento 113, e assim por diante, até o ununoctio (Uuo), um-um-oito, elemento 118, que encerra a tabela, completando a última família da tabela periódica.



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 12

Fórmulas químicas

Sempre que nos referimos a uma espécie química devemos usar a simbologia adequada que represente claramente o que se quer tratar. Para os elementos, usamos os símbolos químicos, abreviação contendo até duas letras, do nome em latim ou grego. Para representar a composição química das substâncias, são utilizados os símbolos químicos dos elementos, constituindo a linguagem química do composto. E, para os compostos ou substâncias, de qualquer natureza, usamos as fórmulas químicas.

A fórmula é um símbolo único ou um grupo de símbolos que representa a composição de uma substância. Os símbolos numa fórmula identificam os elementos presentes na substância. Exemplos:

- KCl é a fórmula da substância cloreto de sódio (sal), que identifica os elementos K (potássio) e Cl (cloro) como constituintes da referida substância. A fórmula de KCl indica também a presença de números iguais de átomos dos elementos K e Cl;
- no caso da água, fórmula H_2O , indica que o composto ou a molécula contém 2 átomos de H (hidrogênio) e 1 átomo de O (oxigênio);
- a fórmula do sulfato de alumínio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, especifica: (i) cada grupo sulfato contém 1 átomo de S e 4 de O; (ii) contém 2 átomos de Al para cada grupo de sulfato, SO_4 ; e (iii) a fórmula $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ mostra o total de 2 átomos de Al (alumínio), 3 átomos de S (enxofre) e 12 de O (oxigênio).

Assim, na escrita da fórmula química de um composto ou de uma substância química, são colocados os símbolos dos elementos químicos constituintes desse composto, seguidos individualmente por números subscritos (exceto no caso em que for o número 1), indicando a quantidade relativa ou a proporção molar ou atômica de cada elemento presente na substância.

Com o avanço da Química, a fórmula também pode representar o tipo de ligação química que ocorre entre os átomos formadores da substância. Para isso, há alguns tipos de representações adequadas que veremos em sequência.

12.1. Fórmula molecular

Indica o número real de átomos de uma molécula. Mas não indica as ligações entre esses átomos e a distribuição eletrônica em tais ligações. Por exemplo, a fórmula molecular de H_2O indica exatamente a presença de 2 átomos de H e 1 de O.

A carga em um átomo particular pode ser representada com um sobrescrito do lado direito. Por exemplo, Na^+ ou Cu^{2+} . A carga total em uma molécula ou em um íon poliatômico pode também ser mostrada dessa maneira. Por exemplo: carbonato (CO_3^{2-}) ou sulfato (SO_4^{2-}).

Muitos compostos não contêm moléculas e sim partículas denominadas íons. Estes são átomos ou grupos de átomos eletricamente carregados ou apresentam carga, por exemplo, K^+Cl^- .

Para íons mais complexos, os colchetes [] são usados frequentemente para incluir a fórmula iônica, como do dodecarborato $[\text{B}_{12}\text{H}_{12}]^{2-}$. Os parênteses () podem ser agrupados dentro dos colchetes para indicar uma unidade repetida, como $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$. Aqui, $(\text{NH}_3)_6$ indica que o íon contém seis grupos NH_3 , e os colchetes [] incluem a fórmula inteira do íon com a carga +3.

Para a construção da fórmula molecular dos compostos inorgânicos, em geral, associa-se os constituintes dos compostos de acordo com a classe a que pertencem, a saber:

- **Óxidos iônico ou molecular:** são compostos binários formados por oxigênio e outro elemento químico. A fórmula exibe o oxigênio precedido pelo símbolo do outro elemento. Exemplos: MgO , CO , SiO_2 .
- **Ácidos:** a fórmula é constituída pelo hidrogênio seguido do não metal, ou de um grupo aniônico. Exemplos: HCl , H_2SO_4 .
- **Hidróxidos:** a fórmula é constituída pelo cátion metálico precedendo o íon hidróxido. Exemplos: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$.
- **Sais:** a fórmula exibe o cátion seguido pelo ânion. Exemplos: KCl , ZnBr_2 , PbCO_3 , $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
- **Hidretos:** a fórmula exibe o cátion seguido pelo íon hidreto. Exemplos: NaH , BeH_2 .

A fórmula dos compostos orgânicos, como dos inorgânicos, deve contemplar todos os átomos que constituem o composto: os átomos da cadeia de hidrocarbonetos, todas as ramificações e grupos funcionais presentes. No entanto, em alguns casos a fórmula molecular não está relacionada a uma única substância.

Veja a seguinte fórmula molecular: $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$. A partir dela, pode-se concluir que em 1 mol dessa substância existem 3 mols de átomos de carbono, 6 de hidrogênio e 1 de oxigênio. Porém, não podemos saber a qual substância ela se refere, porque duas substâncias possuem essa fórmula:

Uma cetona: propanona (dimetilcetona ou acetona) ($\text{H}_3\text{C} - \text{CO} - \text{CH}_3$).

Um aldeído: propanal (propaldeído) ($\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CHO}$).

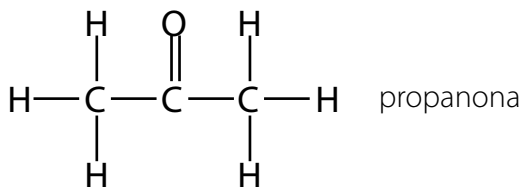
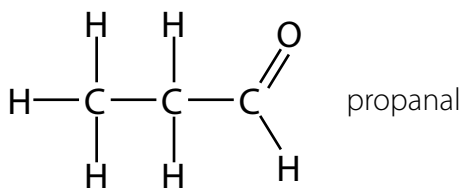
Pode-se observar que a fórmula molecular pode não determinar a substância, principalmente na química orgânica. Porém, ela pode ser muito útil quando se deseja simplificar equações de reações químicas.

Fórmulas mais completas que a molecular e, também, mais utilizadas na Química Orgânica, são a fórmula estrutural e a fórmula eletrônica ou de Lewis.

12.2. Fórmula estrutural

Denominada, também, de fórmula de Couper. Representa todos os átomos do composto e suas ligações. Há dois tipos de fórmula estrutural, a completa e a condensada.

Completa: apresenta todos os átomos do composto, o tipo de ligação entre eles (simples, dupla ou tripla), indicado por traços ou linhas, além de mostrar o grupo funcional, desenhado de forma não linear e apresentando cada átomo de cada elemento, e como se ligam entre si.

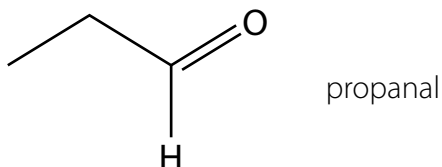


Condensada: apresenta de forma linear, colocando os símbolos dos elementos com subscrito relativo, na sequência correta do composto ou substância química, como podem ser vistas as fórmulas condensadas de propanona e propanal:

propanona (dimetilcetona ou acetona): $\text{H}_3\text{C} - \text{CO} - \text{CH}_3$

propanal (propaldeído): $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CHO}$

Condensada linear: nesse caso, a fórmula é apresentada na forma de segmento de retas (linhas), nos quais os carbonos e os hidrogênios ligados a eles ficam subentendidos (cada extremidade da linha subtende-se ter um átomo de carbono, como cada átomo de carbono pode ter 4 ligações, quando não especificado deve ser subentendido ter ligações com átomo de H, completando as quatro ligações). Os heteroátomos são representados, assim como grupos funcionais, quando necessários.



12.3. Fórmulas eletrônica ou de Lewis

A fórmula eletrônica ou representação de Lewis é um tipo mais completa, mesmo que não muito utilizada, pois exige muito tempo para ser elaborada. Representa todos os elétrons da última camada de cada átomo, bem como cada ligação (covalente simples, covalente dativa e iônica). Tal fórmula tem fundamento segundo a regra do octeto: cada átomo necessita ter a última camada de valência (elétrons) completa.

Representação de Lewis para o elemento químico: a representação dos elétrons da última camada do átomo é dada pelo símbolo (●), ao redor do símbolo do elemento químico.

Hidrogênio – 1 elétron na última camada eletrônica



Hélio – 2 elétrons na última camada eletrônica

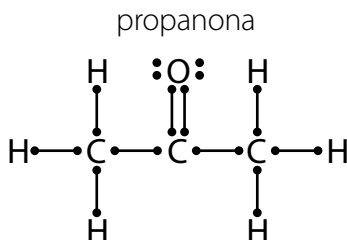


Oxigênio – 6 elétrons na última camada eletrônica



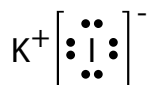
Representação de Lewis para o composto: para a representação de compostos, é utilizado a sua fórmula estrutural completa, em que os elétrons são mostrados na forma de pontos colocados na extremidade de cada traço que representa a ligação estabelecida entre os átomos. Podemos ter ligação simples (–), ligação dupla (=) e ligação tripla (≡). Nesse tipo de representação não são colocados os elétrons que não estabelecem ligações químicas entre os átomos.

- Composto molecular, ligações covalentes.

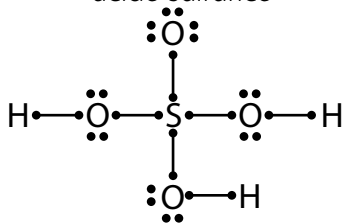


- Composto iônico, ligações iônicas.

iodeto de potássio



ácido sulfúrico



12.4. Fórmula empírica

A fórmula empírica de uma substância química é a expressão mais simples do número relativo de cada tipo de átomo ou da relação dos elementos no composto. Por exemplo, a fórmula molecular da água é H_2O , e a empírica é também H_2O , visto que a razão mais simples é 1 H para 2 O. No caso do benzeno, a fórmula molecular C_6H_6 indica a relação de 6 átomos de C para 6 de H e a relação mais simples é 1 de C para 1 de H. Portanto, para o benzeno a fórmula empírica é CH. Uma fórmula empírica não faz nenhuma referência a [\[ref. 23\]](#) isomerismo, estrutura, ou número absoluto dos átomos.

Outro exemplo: o hexano tem uma fórmula molecular de C_6H_{14} , ou estrutural $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$, implicando ter uma estrutura de cadeia de 6 átomos de carbono, e 14 átomos de hidrogênio. A fórmula empírica para o hexano é C_3H_7 , que indica relação de 3 C para 7 H. Do mesmo modo, a fórmula empírica para peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , é simplesmente HO, que expressa a relação de 1:1 de elementos componentes.

12.5. Outras representações importantes numa fórmula química

Polímeros

Polímero constitui repetição de uma unidade de estrutura molecular, por exemplo: uma molécula orgânica que é descrita pela fórmula $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{50}\text{CH}_3$. Ela indica uma molécula com 50 unidades de CH_2 repetidas.

No caso do composto ter repetições de unidades (por exemplo, CH_2), e o número de unidades repetitivas for desconhecido ou variável, a letra n pode ser usada como indicativo: $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_n\text{CH}_3$.

Isótopos

Para falarmos sobre isótopos, precisamos mencionar o número de massa (A) e o número atômico (Z). Número de massa corresponde à soma do número de prótons e nêutrons de um determinado átomo. E o número atômico corresponde à quantidade de prótons no núcleo de um determinado átomo. Átomos com mesmo número atômico correspondem ao mesmo elemento químico. A representação de Z e A de um determinado átomo é: ${}_Z^AX$ ou ${}_Z^AX$.

Isótopos são átomos que exibem propriedades químicas idênticas, mas que diferem no número de massa, ou seja, átomos contendo igual número atômico e diferentes números de massa são isótopos entre si. Os átomos podem ser classificados em radioativos (que em geral são mais instáveis) e não radioativos. Por exemplo:

${}^1\text{H}_1$, denominado de prótio, é o mais abundante na natureza (99,9%) e o mais estável;

${}^2\text{H}_1$, denominado de deutério, presente em cerca de 0,017% na natureza, é isótopo radioativo e é utilizado na fabricação das bombas de hidrogênio;

${}^3\text{H}_1$, denominado trítio, ocorre em quantidades menores e também é radioativo.

Outros tipos de isótopos radioativos e sua aplicação:

$^{235}\text{U}_{92}$ – usado para construir reatores nucleares e bombas atômicas.

$^{60}\text{Co}_{27}$ – utilizado no tratamento de tumores.

$^{14}\text{C}_6$ – está presente numa proporção constante nos seres vivos. Pelo seu tempo de meia-vida (~5600 anos) é utilizado para verificar a provável época do cadáver ou do fóssil animal e vegetal.

Os compostos, em sua constituição, também podem conter isótopo radioativo. Nesse caso, esse isótopo deve ser mencionado na fórmula. Por exemplo: o íon fosfato que contém fósforo-32 radioativo deve ser escrito como: $^{32}\text{PO}_4^{3-}$.

Ao escrever equações para as reações nucleares, a indicação correta do isótopo é muito importante para mostrar claramente as variações que ocorrem durante o processo.



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 13

As equações químicas

Quando discutimos ou falamos de reações químicas, representamos as reações por meio de equações químicas.

A equação química é o modo adequado de expressar a transformação química, qualitativa e quantitativamente, de maneira precisa e breve. Essa ferramenta tem como objetivo usar fórmulas, dos reagentes e dos produtos, para representar o rearranjo dos átomos que ocorre na reação química. Através de notações específicas uma equação química também indica as trocas térmicas que acompanham o fenômeno químico, ou seja, se uma reação desprende ou absorve calor.

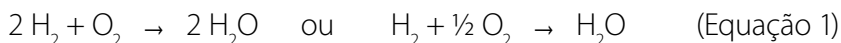
As [ref. 30] reações nucleares são representadas pelas equações nucleares exibindo a [ref. 36] transmutação de um elemento em outro, bem como todas as partículas envolvidas no processo nuclear.

Qualquer que seja a equação é imprescindível que ela represente os fenômenos que realmente ocorrem; que contenha todas as substâncias envolvidas na transformação; e que obedeça à lei da conservação da matéria, enunciada por Lavoisier.

13.1. Ferramentas das equações químicas

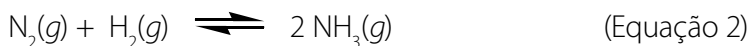
Vamos utilizar agora a equação química (equação simples) de quando o hidrogênio (H_2) reage com o oxigênio (O_2) do ar para formar água (H_2O) (combustão).

A equação para essa reação é:



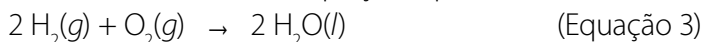
Interpretamos o sinal + como “reage com” e a seta $\rightarrow$ como “produz”. À esquerda da seta estão as fórmulas das substâncias de partida e à direita a fórmula da substância produzida, o produto. O uso da seta simples na equação química indica, também, que se trata de uma reação irreversível (ocorre num único sentido).

Uma dupla seta “ $\rightleftharpoons$ ” informa que a reação é reversível, ou seja, a reação ocorre nos dois sentidos. Nesse caso, a reação da esquerda para a direita é dita direta; e a da direita para a esquerda é inversa. Como exemplo, podemos citar a reação de produção da amônia a partir dos gases nitrogênio e hidrogênio:

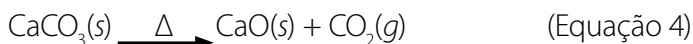


Os números diante das fórmulas são os coeficientes, obtidos quando se faz o balanceamento da equação, que representam a quantidade relativa de cada substância, ou seja, a equação está devidamente balanceada.

Para especificar o estado físico dos participantes da reação química usamos os símbolos (s), (l), (g), e (aq) para sólido, líquido, gás e soluções aquosas, respectivamente. Portanto, a equação 1 pode ser escrita da seguinte maneira:



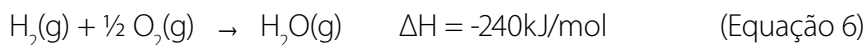
Algumas vezes, as condições (como temperatura ou pressão) sob as quais a reação ocorre aparecem acima ou abaixo da seta da reação. O símbolo Δ (delta) é, em geral, colocado acima da seta para indicar o uso de aquecimento. Por exemplo, a conversão de calcário em cal ocorre a 800°C e pode ser representada por:



Há casos em que é necessário adicionar substância que acelera a velocidade de uma reação, denominado catalisador. Por exemplo, pentóxido de vanádio (V_2O_5) é um catalisador usado numa das etapas da produção industrial do ácido sulfúrico. A presença do catalisador é indicada escrevendo a sua fórmula sobre a flecha da reação:



Equação termoquímica é uma forma de se representar uma reação química, semelhante a uma equação química comum, no entanto, ela informa a variação de entalpia resultante do processo, a pressão e a temperatura ambiente, podendo informar também os estados físicos dos reagentes e produtos. Quando não são informadas a pressão e a temperatura, considera-se as condições ambiente padrão (também chamada de estado ou condição padrão de uma substância), onde P (pressão) = 1 atm, e T (temperatura) = 25°C, ou 298°K. Exemplo de reação termoquímica:



Onde:

ΔH = variação da entalpia do sistema

kJ/mol = unidade de energia



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 14

Nomenclaturas dos compostos químicos

A União Internacional de Química Pura e Aplicada (International Union of Pure and Applied Chemistry, **IUPAC**) é uma organização não governamental internacional dedicada ao avanço da Química. Foi criada em março de 1919, em Genebra, e tem como membros as sociedades nacionais de química. A IUPAC é a autoridade reconhecida no desenvolvimento de padrões para a denominação dos compostos químicos, mediante o seu Comitê Interdivisional de Nomenclatura e Símbolos (Interdivisional Committee on Nomenclature and Symbols).

O sistema de nomeação dos compostos químicos é denominado *Nomenclatura IUPAC*. As regras para se nomear um composto e as recomendações menos extensas são publicadas regularmente no *Journal of Pure and Applied Chemistry*.

14.1. Objetivos da nomenclatura química

A função primária da nomenclatura química é garantir que cada nome se refira a uma única substância. O [ref. 26] número CAS é um exemplo de nome/designação que não atende a essa função: cada um se refere a um único composto simples, mas nenhum contém informação sobre a estrutura ou fórmula química. Por exemplo: podemos adicionar [7647-14-5] à alimentação, mas não [133-43-9], pois a primeira forma/numeração é o cloreto de sódio, e a segunda é o cianeto de sódio.

Um nome comum muitas vezes será suficiente para identificar um composto num conjunto particular de circunstâncias. A palavra “sal” deve ser bem explicitada em relação à aplicação com o tipo e fórmula química/nome. Pelas regras da nomenclatura estabelecida pela IUPAC para compostos inorgânicos, a fórmula do sal de cozinha é NaCl. Isso impede que qualquer outro sal seja confundido com o NaCl, por exemplo, o cianeto de sódio que também é um sal.

14.2. Alguns aspectos do desenvolvimento histórico

Os nomes usados pelos alquimistas para vários compostos químicos não estavam efetivamente de acordo com os objetivos da nomenclatura IUPAC.

O primeiro sistema “moderno” de nomenclatura surgiu ao mesmo tempo que o de distinção por Lavoisier entre elementos e compostos, no século XVIII. O químico francês Louis-Bernard Guyton de Morveau publicou suas recomendações em 1782, esperando que seu “método constante de denominação” iria “ajudar a inteligência e aliviar a memória”. O sistema foi refinado com a colaboração de Berthollet, de Fourcroy e Lavoisier, e promovido posteriormente num livro-texto. O projeto foi exposto por Berzelius, que adaptou as ideias para a língua alemã. As recomendações de Guyton cobriam apenas o que hoje conheceríamos como compostos inorgânicos. Com a expansão massiva da química orgânica por volta do final do século XIX e um maior entendimento das estruturas dos compostos orgânicos, a necessidade por um sistema de nomenclatura menos *ad hoc* foi sentida; assim, as ferramentas teóricas se tornaram disponíveis para tornar isto possível. Uma conferência internacional ocorreu em Genebra no ano de 1892, pelas sociedades de químicas nacionais, que aceitaram amplamente as propostas de padronização levantadas. Uma comissão foi formada em 1913 pelo Conselho Internacional de Associações de Sociedades de Química, mas seu trabalho foi interrompido pela Primeira Guerra.

Após a guerra, a tarefa passou para a recém-formada IUPAC, que inicialmente indicou comissões para nomenclatura orgânica, inorgânica e bioquímica, em 1921, e continua a fazê-lo até hoje em dia. (http://pt.wikipedia.org/wiki/Nomenclatura_IUPAC)

Nomes como “pó de Algarrotti”, “sal de Alembroth”, “água fagedênica” ou “colcotar” nada revelavam sobre os componentes de um produto químico, ou sobre a relação entre os diferentes produtos. Termos como “óleo de tártaro pelo sino”, “óleo de vitríolo”, “manteiga de antimônio” ou “flores de zinco” são ainda mais indesejáveis, porque nos conduzem a ideias erradas. Longe de se relacionarem com óleo, manteiga ou flores, tais produtos são, em sua maior parte, venenos altamente tóxicos (violentos).



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 15

Nomenclaturas da Iupac para compostos inorgânicos

Os compostos inorgânicos estão agrupados em famílias químicas segundo a sua estrutura, ou seja, de acordo com determinados grupos de átomos neles existentes, os quais são responsáveis pelos seus comportamentos químicos.

Assim, foram estabelecidas as seguintes famílias: **óxidos; ácidos; hidróxidos; sais; hidretos**.

O nome do composto vem em função da família química a que pertence de acordo com regras de nomenclatura da Iupac.

15.1. Nomenclatura Iupac para as classes de compostos inorgânicos

Nomenclatura dos óxidos

Os óxidos são compostos binários formados por oxigênio e outro elemento químico, podendo ser tanto de natureza iônica como molecular.

Os **óxidos iônicos** são formados por íons óxido (O^{2-}) e íons metálicos nas devidas proporções estequiométricas, sendo o nome formado pelo termo *óxido seguido do nome do íon metálico* presente.

Exemplos de óxidos metálicos

Fórmula química	Fórmula iônica	Nome
Na_2O	$(\text{Na}^+)_2\text{O}^{2-}$	óxido de sódio
MgO	$\text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}$	óxido de magnésio
ZnO	$\text{Zn}^{2+}\text{O}^{2-}$	óxido de zinco
CuO	$\text{Cu}^{2+}\text{O}^{2-}$	óxido de cobre (II)
Fe_2O_3	$(\text{Fe}^{3+})_2(\text{O}^{2-})_3$	óxido de ferro (III)

Os **óxidos moleculares** são formados por moléculas em que contém, além do elemento oxigênio, um elemento não metálico, tendo o seu nome o termo **óxido** seguido *do nome do não metal*, acrescentando um *prefixo indicativo do número de átomos de oxigênio ou do não metal* presentes na molécula, podendo ser mono-, di-, tri- etc.

Exemplos de óxidos moleculares

Fórmula química	Nome
CO	monóxido de carbono
CO_2	dióxido de carbono
SO_2	dióxido de enxofre
SO_3	trióxido de enxofre
SiO_2	dióxido de silício
N_2O_4	tetróxido de dinitrogênio

Pode haver casos em que os óxidos tenham presente em sua fórmula o íon O_2^{2-} , o **íon superóxido**.

Exemplos de peróxidos moleculares

Fórmula química	Fórmula iônica	Nome
Na_2O_2	$(\text{Na}^+)_2\text{O}_2^{2-}$	peróxido de sódio
CaO_2	$\text{Ca}^{2+}\text{O}_2^{2-}$	peróxido de cálcio
H_2O_2	$(\text{H}^+)_2\text{O}_2^{2-}$	peróxido de hidrogênio

O peróxido de hidrogênio, não sendo um composto iônico, mas sim molecular, tem o seu nome escrito de acordo com as regras utilizadas para as fórmulas iônicas.

Nomenclatura dos ácidos

Os ácidos são designados **hidrácidos** caso sejam substâncias formadas por hidrogênio e não metais, ou **oxoácidos** no caso de conter oxigênio e não metais.

Em meio aquoso, tais moléculas sofrem uma ionização, com extensão variável consoante a força do ácido, originando íons hidrogênio (H^+) isto é, prótons, e íons correspondentes ao resto da molécula.

Ácidos inorgânicos e equação de ionização

Substância molecular	Equação de ionização
HCl (cloreto de hidrogênio)	ácido clorídrico: $HCl(aq) \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$
HClO (hipoclorito de hidrogênio)	ácido hipocloroso: $HClO_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + ClO^-_{(aq)}$
HClO ₂ (clorito de hidrogênio)	ácido cloroso: $HClO_{2(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + ClO^-_{2(aq)}$
HClO ₃ (clorato de hidrogênio)	ácido clórico: $HClO_{3(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + ClO^-_{3(aq)}$
HClO ₄ (perclorato de hidrogênio)	ácido perclórico: $HClO_{4(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + ClO^-_{4(aq)}$
HNO ₃ (nitrato de hidrogênio)	ácido nítrico: $HNO_{3(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + NO^-_{3(aq)}$
H ₃ PO ₄ (fosfato de hidrogênio)	ácido fosfórico: $H_3PO_{4(aq)} \rightarrow 3 H^+_{(aq)} + PO^{3-}_{4(aq)}$
H ₂ SO ₃ (sulfito de hidrogênio)	ácido sulfuroso: $H_2SO_{3(aq)} \rightarrow 2 H^+_{(aq)} + SO^{2-}_{3(aq)}$
H ₂ SO ₄ (sulfato de hidrogênio)	ácido sulfúrico: $H_2SO_{4(aq)} \rightarrow 2 H^+_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)}$

Por definição, *ácida é toda substância que em solução aquosa se dissocia em íons*, fornece prótons. A nomenclatura do ácido:

- quando o nome do ácido termina em **"ídrico"**, o nome do ânion termina em **"eto"**; exemplo: ácido clorídrico e cloreto;
- quando o nome do ácido termina em **"ico"**, o nome do ânion termina em **"ato"**; exemplo: ácido acético e acetato;
- quando o nome do ácido termina em **"oso"**, o nome do ânion termina em **"ito"**; exemplo: ácido hipocloroso e hipoclorito.

Algumas vezes, o mesmo não metal forma ácidos diferentes e, desse modo, haverá um número diferente de átomos de oxigênio presentes na molécula diferente.

Se forem apenas dois os ácidos que divergem no número de átomos de oxigênio, o mais oxigenado termina em **"ico"** e o menos oxigenado termina em **"oso"**. Se forem mais de dois os ácidos nessas condições, para fins de distingui-los, acrescenta-se ao respectivo nome o prefixo **"hipo"** para o que tiver menos átomos de oxigênio, e o prefixo **"per"** para o que tiver mais átomos de oxigênio. Exemplo: ácido hipocloroso (HClO) e ácido perclórico (HClO_3).

Nomenclatura dos hidróxidos

Os hidróxidos são constituídos por íons metálicos (cátions) e íons hidróxidos (ânions) OH^- , possuindo em soluções aquosas propriedades básicas ou alcalinas.

O seu nome forma-se acrescentando ao termo *hidróxido* o *nome do cátion metálico* presente.

Por definição, base é toda a substância que em solução aquosa origine íons hidróxidos, OH^- , embora numa definição mais abrangente base seja toda a substância que atue como um "aceitador" (receptor) de prótons.

Fórmulas química, iônica e nome de hidróxidos

Fórmula química	Fórmula iônica	Nome
NaOH	Na^+OH^-	hidróxido de sódio
KOH	K^+OH^-	hidróxido de potássio
Mg(OH)_2	$\text{Mg}^{2+}(\text{OH})_2^-$	hidróxido de magnésio
Ca(OH)_2	$\text{Ca}^{2+}(\text{OH})_2^-$	hidróxido de cálcio
Al(OH)_3	$\text{Al}^{3+}(\text{OH})_3^-$	hidróxido de alumínio

Nomenclatura dos sais

Os sais são compostos iônicos constituídos por cátions, excetuando o íon hidrogênio (H^+), e por ânions, excetuando o íon hidróxido (OH^-).

O nome de um sal é obtido acrescentando ao *nome do ânion* + de + o *nome do cátion*.

Fórmulas química, iônica e nome de sais

Fórmula química	Ânion presente	Cátion presente	Nome
KCl	Cl ⁻ – íon cloreto	K ⁺	cloreto de potássio
CuSO ₄	SO ₄ ²⁻ – íon sulfato	Cu ²⁺	sulfato de cobre (II)
NaNO ₃	NO ₃ ⁻ – íon nitrato	Na ⁺	nitrato de sódio
PbCO ₃	CO ₃ ²⁻ – íon carbonato	Pb ²⁺	carbonato de chumbo
CaF ₂	F ⁻ – íon fluoreto	Ca ²⁺	fluoreto de cálcio
AlPO ₄	PO ₄ ³⁻ – íon fosfato	Al ³⁺	fosfato de alumínio
ZnBr ₂	Br ⁻ – íon brometo	Zn ²⁺	brometo de zinco

Se a estrutura cristalina de um sal não contiver moléculas de água incorporadas ele é denominado **sal anidro**. É o caso dos sais citados no quadro anterior.

Se a estrutura possuir moléculas de água incorporadas este é denominado *x-hidratado* ($x = \text{mono, di, tri, ...}$). O nome desses sais é igual ao dos sais anidros, mas acrescido do prefixo indicativo do número de moléculas de água representadas na fórmula química.

Fórmulas química de sais inorgânicos hidratados

Fórmula química	Nome
CuCl ₂ ·2H ₂ O	cloreto de cobre (II) di-hidratado
MnSO ₄ ·4H ₂ O	sulfato de manganês tetra-hidratado
Mg(NO ₃) ₂ ·7H ₂ O	nitrato de magnésio hepta-hidratado
FeCl ₃ ·6H ₂ O	cloreto de ferro (III) hexa-hidratado
CuSO ₄ ·5H ₂ O	sulfato de cobre (II) penta-hidratado

Nomenclatura dos hidretos

Os hidretos são compostos, alguns de natureza iônica, outros de natureza molecular, dependendo da ligação estabelecida entre os átomos, função da diferença de eletronegatividade entre eles.

Um hidreto iônico caracteriza-se pela presença do íon hidreto, ânion H^- , acompanhado de um cátion metálico, sendo o seu nome formado através da adição ao termo *hidreto* o nome do *cátion metálico* (*hidreto de*) presente na substância.

Fórmulas química e iônica, e nome de hidretos iônicos

Fórmula química	Fórmula iônica	Nome
NaH	$\text{Na}^+ \text{H}^-$	hidreto de sódio
KH	$\text{K}^+ \text{H}^-$	hidreto de potássio
CaH_2	$\text{Ca}^{2+} (\text{H}^-)_2$	hidreto de cálcio

Hidreto molecular é aquele em que a diferença de eletronegatividade entre o átomo de hidrogênio e o átomo metálico a que se liga determina a formação de uma ligação covalente, sendo a fórmula química igual à fórmula molecular. O nome é obtido acrescentando o nome do *átomo metálico* ao termo *hidreto*.

Fórmula química e nome de hidretos moleculares

Fórmula química	Nome
LiH	hidreto de lítio
BeH_2	hidreto de berílio
BH_3	hidreto de boro



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 16

Nomenclaturas dos compostos orgânicos

A nomenclatura oficial para compostos orgânicos começou a ser criada em 1892, em um congresso internacional em Genebra. Desde então, as regras da nomenclatura sistemática de compostos orgânicos vêm sendo continuamente aprimoradas. Tais regras são muito abrangentes e, por vezes, de uso complexo em consequência das variações possíveis em estruturas orgânicas.

Nas descrições das regras de nomenclatura para compostos orgânicos aparecem as terminologias função orgânica e grupo funcional, as quais significam:

função orgânica: é um conjunto de substâncias com propriedades químicas semelhantes (propriedades funcionais);

grupo funcional: é o átomo ou grupo de átomos responsável pelas propriedades químicas dos compostos pertencentes a uma determinada função química.

Apesar de a Nomenclatura Iupac ser a oficial, ainda existe uma não oficial (nome não sistemático). Mais de um século após a primeira reunião da Iupac visando à unificação das regras de nomenclatura, muitos nomes triviais ainda persistem e alguns são aceitos pela Iupac.

16.1. Fundamentos da nomenclatura para compostos orgânicos

Segundo as regras, o nome de um composto orgânico é formado unindo três fragmentos:

PREFIXO + AFIXO + SUFIXO

Prefixo: indica o número de átomos de carbono pertencentes à [ref. 3] cadeia principal.

1C = met	6C = hex	11C = undec
2C = et	7C = hept	12C = dodec
3C = prop	8C = oct	13C = tridec
4C = but	9C = non	15C = pentadec
5C = pent	10C = dec	20C = eicos

Infixo ou afixo: indica o tipo de ligação entre os carbonos:

todas simples = an	duas duplas = dien
uma dupla = en	três duplas = trien
uma tripla = in	duas triplas = diin

Sufixo: indica a função química do composto orgânico:

Função	Sufixo
hidrocarboneto	o
álcool	ol
aldeído	al
cetona	ona
ácido carboxílico	oico
amina	amina
éter	óxi

16.2. Regras de nomenclatura

A nomenclatura dos compostos orgânicos será apresentada com base nas regras estabelecidas pela IUPAC para os hidrocarbonetos em geral e para as principais funções orgânicas.

16.2.1. Hidrocarbonetos (C_xH_y)

Os hidrocarbonetos são constituídos exclusivamente por carbono e hidrogênio, portanto possuem fórmula geral: C_xH_y .

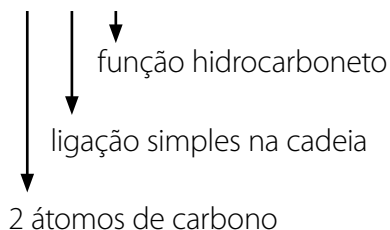
Os hidrocarbonetos são muito importantes porque formam o “esqueleto” das demais funções orgânicas. Eles estão divididos em várias classes, dentre as quais merecem destaque: alcanos, alcenos (alquenos), alcinos (alquinos), alcadienos, cicloalcanos, cicloalcenos e hidrocarbonetos aromáticos.

a) Nomeclatura dos alcanos de cadeia normal

Conforme já mencionado, para nomearmos o hidrocarboneto deve-se juntar o prefixo + o infixo + o sufixo “o”. Por exemplo: metano, etano, propano, butano, pentano, hexano, heptano, octano, nonano, decano, undecano, dodecano etc.

Por exemplo:

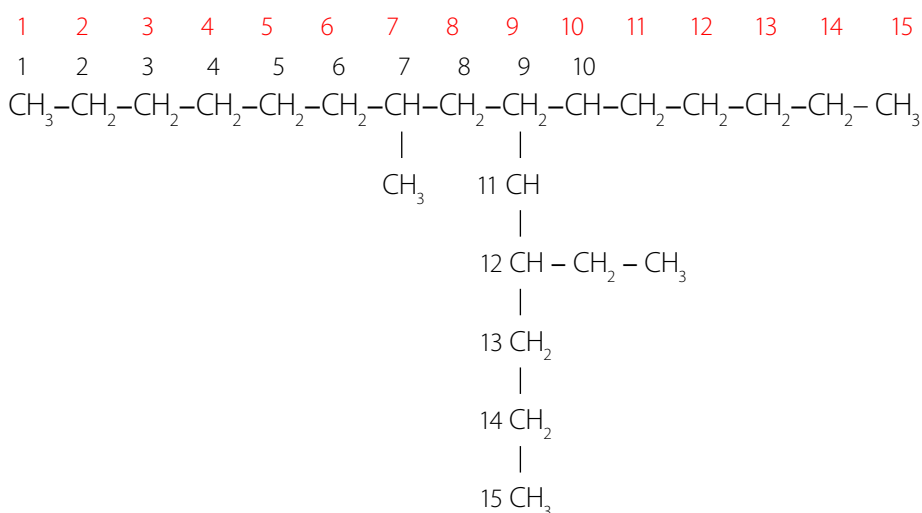
$CH_3 - CH_3$ – etano: **et an o**



b) Nomenclatura dos alcanos ramificados²

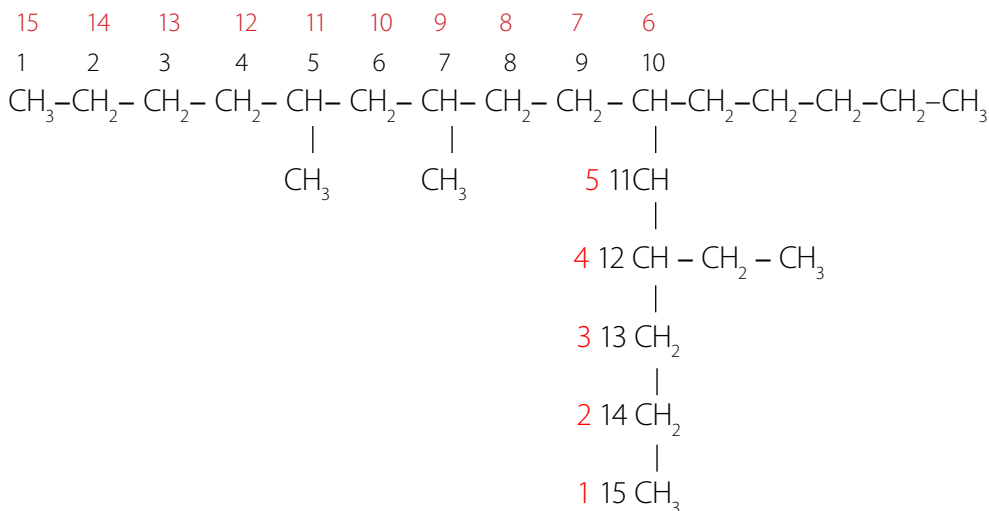
Para dar nome a um alcano ramificado, basta você seguir as seguintes regras estabelecidas pela Iupac:

1) Considerar como cadeia principal a cadeia carbônica mais longa possível; se há mais de uma cadeia de mesmo comprimento, escolha como cadeia principal a mais ramificada.



-
- 2 **Grupos ou Grupamentos derivados dos alcanos. Grupamento:** é a estrutura que resulta ao se retirar um ou mais átomos de uma molécula. Grupamento alquil(a) ou alcoil(a) é o grupamento formado a partir de um alcano pela retirada de um átomo de hidrogênio. Apesar de a palavra radical ser muito usada, atualmente ela é considerada errada. O nome correto é grupo ou grupamento: grupo metil (correto), radical metil (errado).

2) Numerar a cadeia principal de forma que as ramificações recebam os menores números possíveis: [ref. 32] regra dos menores números.



3) Elaborar o nome do hidrocarboneto citando as ramificações em ordem alfabética, precedidos pelos seus números de colocação na cadeia principal e finalizar com o nome correspondente à cadeia principal.

4-etil, 9,11-dimetilpentadecano

4) Os números devem ser separados uns dos outros por vírgulas.

4-etil, 9,11-dimetilpentadecano

5) Os números devem ser separados das palavras por hífen.

4-etil, 9,11-dimetilpentadecano

No caso de haver dois, três, quatro etc. grupos iguais ligados na cadeia principal, devem ser utilizados os prefixos di, tri, tetra etc. na frente dos nomes

dos grupos. Os prefixos di, tri, tetra, iso, sec, terc, neo não são levados em consideração na colocação dos nomes em ordem alfabética.

4-etil, 9,11-dimetilpentadecano

c) Nomenclatura dos alcenos ou olefinas

Alcenos, alquenos, olefinas ou hidrocarbonetos etenilênicos são hidrocarbonetos de cadeia aberta (acíclicos) contendo **uma única dupla ligação**. Possuem fórmula geral C_nH_{2n} .

A nomenclatura dos alcenos, tanto de cadeia normal como de cadeia ramificada, é muito semelhante à utilizada para os alcanos. Troca-se a terminação **"ano"** por **"eno"**.

- 1) A cadeia principal é a mais longa que contém a dupla ligação.
- 2) A numeração da cadeia principal é sempre feita **a partir da extremidade mais próxima da dupla ligação**, independentemente das ramificações presentes na cadeia. No nome do alceno a posição da dupla é dada pelo número do primeiro carbono da dupla; esse número é escrito antes do nome do alceno.
- 3) Se houver mais de uma possibilidade para a cadeia principal adota-se a regra dos menores números.

d) Nomenclatura dos alcinos ou alquinos

Alcinos, alquinos ou hidrocarbonetos acetilênicos são hidrocarbonetos **acíclicos contendo uma única ligação tripla**. Possuem fórmula geral C_nH_{2n-2} .

Sua nomenclatura, tanto de cadeia normal como de cadeia ramificada, é semelhante à utilizada para os alcanos. Troca-se a terminação **"ano"** por **"ino"**.

- 1) A cadeia principal é a maior cadeia que contenha a ligação tripla.

- 2) A numeração da cadeia é feita a partir da extremidade mais próxima da ligação tripla. (As outras regras vistas para os alcenos também valem para os alcinos).

e) Nomenclatura dos alcadienos

São hidrocarbonetos acíclicos (cadeia aberta) contendo duas duplas ligações. Possuem fórmula geral: $C_n H_{2n-2}$.

A nomenclatura dos alcadienos de cadeia normal e de cadeia ramificada tem as seguintes regras:

- 1) A nomenclatura IUPAC é feita com a terminação **"dieno"**.
- 2) A cadeia principal é a mais longa possível e deve conter as duas duplas ligações.
- 3) A numeração da cadeia se inicia pela extremidade mais próxima das duplas ligações de forma que as duplas ligações fiquem com os menores números possíveis.
- 4) Em caso de empate na posição das duplas ligações, deve-se numerar a cadeia de forma que as ramificações fiquem com os menores números possíveis.

f) Nomenclatura dos ciclanos ou cicloalcanos ou cicloparafinas

São hidrocarbonetos de cadeia cíclica (fechada) e saturada (ausência de dupla ou tripla ligação). Possuem fórmula geral $C_n H_{2n}$ onde "n" deve ser maior ou igual a 3.

A nomenclatura dos ciclanos de cadeia normal e de cadeia ramificada tem as seguintes regras:

- 1) O nome é dado adicionando-se o prefixo **"ciclo"** ao nome do alcano correspondente;

- 2) Quando a cadeia for ramificada, a numeração da cadeia se inicia a partir da ramificação mais simples e segue-se o sentido horário ou anti-horário, de maneira a se respeitar a regra dos menores números;
- 3) As ramificações devem ser citadas em ordem alfabética.

g) Nomenclatura dos ciclenos ou cicloalquenos ou ciclo-olefinas

São hidrocarbonetos cíclicos com uma dupla ligação. A fórmula geral é C_nH_{2n-2} .

A nomenclatura dos ciclenos de cadeia normal e de cadeia ramificada tem as seguintes regras:

- 1) O nome é dado adicionando-se o prefixo **“ciclo”** ao nome do alceno correspondente;
- 2) Quando a cadeia for ramificada, a numeração da cadeia se inicia a partir do carbono da ligação dupla (a dupla deve ficar entre o carbono 1 e 2) e segue-se o sentido horário ou anti-horário, de maneira a se respeitar a regra dos menores números;
- 3) As ramificações devem ser citadas em ordem alfabética.

h) Nomenclatura dos hidrocarbonetos aromáticos

São os hidrocarbonetos que possuem um ou mais anéis benzênicos, que também são chamados de anéis aromáticos.

- 1) A nomenclatura IUPAC considera os hidrocarbonetos aromáticos como derivados do benzeno.
- 2) Quando o anel benzênico possui mais de uma ramificação, a numeração da cadeia é iniciada a partir da ramificação mais simples e segue-se o sentido horário ou anti-horário, de maneira a se respeitar a regra dos menores números.

- 3) Quando o anel benzênico possuir **duas** ramificações, iguais ou diferentes, pode-se usar a nomenclatura *orto*, *meta*, *para*, em vez de numerar o anel benzênico. A posição 1,2 passa a ser indicada por *orto* ou simplesmente por "*o*", a posição 1,3 passa a ser indicada por *meta* ou simplesmente por "*m*" e, finalmente, a posição 1,4 passa a ser indicada por *para* ou simplesmente por "*p*".
- 4) As ramificações devem ser citadas em ordem alfabética.

16.2.2. Nomenclatura das principais funções orgânicas

a) Álcool – (R – OH) (OH ligado a carbono saturado)

em que R = grupo ou grupamento orgânico.

Nomenclatura oficial da Iupac:

- 1) Troca-se a terminação do hidrocarboneto correspondente por "**ol**".
- 2) A cadeia principal é a maior fila de átomos de carbono que contenha a hidroxila.
- 3) Quando houver mais de uma possibilidade para a posição da hidroxila, esta deve ser numerada.
- 4) A numeração da hidroxila se inicia pela extremidade mais próxima da mesma. Em moléculas complexas, a hidroxila pode ser considerada como uma ramificação chamada hidróxi. Nos álcoois insaturados, a regra estabelece que se destaque a posição da insaturação + hidrocarboneto correspondente + posição do OH + **ol**. Para diálcool (terminação: **diol**); triálcool (terminação: **triol**) etc.

Nomenclatura usual: palavra álcool + nome do grupo ligado à hidroxila + terminação **ico**. Exemplo: álcool etílico.

b) Éter ($R - O - R'$ ou $Ar - O - Ar$)

em que R = grupo ou grupamento orgânico; Ar = anel aromático ou benzênico.

Nomenclatura oficial da Iupac: nome do grupo menor seguido do sufixo **óxi** + hidrocarboneto correspondente ao grupo maior.

Nomenclatura usual: palavra éter e o nome do grupo menor + o nome do grupo maior + sufixo **ico**. Exemplo: éter etílico.

c) Fenol ($Ar - OH$)

Nomenclatura oficial da Iupac: prefixo **hidroxi** + nome do hidrocarboneto.

Havendo necessidade de numeração, esta se inicia pela hidroxila e segue o sentido dos menores números. O número "1" atribuído à hidroxila pode ser omitido.

Nomenclatura usual: hidroxibenzeno é chamado de **fenol** e todos os outros fenóis são considerados como seus derivados.

d) Aldeído ($H - COH$ ou $R - COH$ ou $Ar - COH$)

Nomenclatura oficial da Iupac: troca-se a terminação do hidrocarboneto correspondente por **al**. A numeração se inicia pelo carbono do grupo funcional.

Nomenclatura usual: os aldeídos possuem nomes usuais correspondentes aos dos ácidos carboxílicos: **metanal** (aldeído **fórmico** ou **formaldeído**); **etanal** (aldeído **acético** ou **acetaldeído**); **etanodial** (aldeído oxálico ou axaldeído); **fenil-metanal** (aldeído benzoico ou benzaldeído) etc.

e) Cetona ($R - CO - R'$ ou $R - CO - Ar$ ou $Ar - CO - Ar$)

Nomenclatura oficial da Iupac: troca-se a terminação do hidrocarboneto correspondente por **ona**. A numeração da cadeia se inicia pela extremidade

mais próxima da carbonila (-CO-). As cetonas insaturadas têm o nome iniciado pela posição da insaturação + hidrocarboneto correspondente + posição da carbonila + **ona**.

Nomenclatura usual: nome do grupo menor seguido pelo do grupo maior e depois a palavra **cetona**.

f) Ácido carboxílico (H - COOH ou R - COOH ou Ar - COOH)

Nomenclatura oficial da Iupac: troca-se a terminação do hidrocarboneto correspondente por **oico**. *Inicia-se pela palavra ácido* + hidrocarboneto correspondente + **oico**.

Nomenclatura usual: está relacionada com a origem do ácido ou de suas propriedades – ácido **metanoico** (ácido **fórmico**); ácido **etanoico** (ácido **acético**); ácido **propanoico** (ácido **propiónico**); ácido butanoico (ácido **butírico**); ácido etanodioico (ácido **oxálico**) etc.

g) Éster (H - COO - R ou R - COO - R ou Ar - COO - R ou Ar - COO - Ar)

Nomenclatura oficial da Iupac: substitui-se a terminação **oico** do ácido carboxílico correspondente por **ato** e acrescenta-se o nome do grupamento ligado ao oxigênio. O nome do grupamento deve terminar com **ila** e não com **il**. Ex.: metila, etila etc.

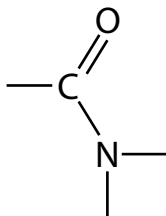
Nomenclatura usual: a exemplo dos aldeídos, está baseada na nomenclatura dos ácidos carboxílicos: **metanoato** = **formiato**; **etanoato** = **acetato**; **propanoato** = **propionato**.

h) Amina (R - NH_2 ou R - NH - R' ou R - NR' - R'')

Nomenclatura oficial da Iupac: nome do grupo ligado ao N + palavra **amina**. Os grupamentos ligados ao N devem ser colocados em ordem alfabética. Em moléculas complexas, o grupamento característico das aminas pode ser considerado uma ramificação chamada de **amino**.

i) **Amida** ($\text{H} - \text{CONH}_2$ ou $\text{R} - \text{CONH}_2$ ou $\text{Ar} - \text{CONH}_2$; ou $\text{H} - \text{CONH} - \text{R}'$ ou $\text{R} - \text{CONH} - \text{R}'$ ou $\text{Ar} - \text{CONH} - \text{R}'$; ou $\text{H} - \text{CONR}' - \text{R}''$ ou $\text{R} - \text{CONR}' - \text{R}''$ ou $\text{Ar} - \text{CONR}' - \text{R}''$)

São compostos que apresentam o seguinte grupo funcional:



Nomenclatura oficial da Iupac: troca-se a terminação **oico** do ácido carboxílico correspondente por **amida**.

j) **Nitrila** ($\text{R} - \text{CN}$ ou $\text{Ar} - \text{CN}$)

Nomenclatura oficial da Iupac: Dá-se o nome do hidrocarboneto correspondente, acrescentando-lhe a terminação **nitrila** (hidrocarboneto correspondente + **nitrila**).

Nomenclatura usual: **cianeto de** (nome do grupamento ligado ao $-\text{CN}$).

k) **Nitrocompostos** ($\text{R} - \text{NO}_2$ ou $\text{Ar} - \text{NO}_2$)

Nomenclatura oficial da Iupac: usa-se o prefixo **nitro** antecedendo o nome do hidrocarboneto que origina o nitrocomposto (**nitro** + hidrocarboneto correspondente).

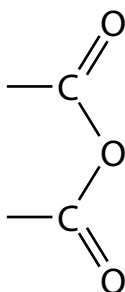
l) Haleto orgânico (compostos derivados dos hidrocarbonetos pela substituição de um ou mais hidrogênios por halogênios – F, Cl, Br, I)

Nomenclatura oficial da Iupac: os haletos são considerados como derivados dos hidrocarbonetos correspondentes. O nome do halogênio antecede ao nome do hidrocarboneto como se fosse um grupamento qualquer. Se na cadeia existir apenas halogênios como ramificações, a numeração da cadeia se inicia pela extremidade mais próxima destes, mas se existir qualquer outro grupo ligado à cadeia principal, a numeração se inicia pela extremidade onde seja possível se obter os menores números possíveis.

Nomenclatura usual: usa-se as palavras cloreto de, brometo de etc., seguidas do nome do grupamento orgânico ligado ao halogênio.

m) Anidrido

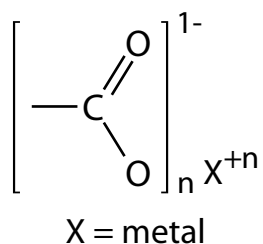
São compostos que apresentam o seguinte grupo funcional:



Os anidridos são considerados como derivados dos ácidos carboxílicos. Nos anidridos com cadeias carbônicas iguais, deve-se mencionar o nome do ácido correspondente, precedido da palavra **anidrido**. Quando o anidrido possuir cadeias diferentes, deve-se escrever primeiro o nome do menor ácido existente.

n) Sal orgânico

Compostos que apresentam o seguinte grupo funcional:

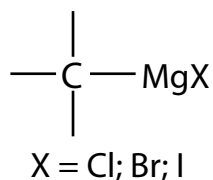


Nomenclatura oficial da Iupac: substitui-se a terminação **oico** do ácido carboxílico correspondente por **ato** e acrescenta-se o nome do metal ligado ao oxigênio.

Nomenclatura usual: Está baseada na nomenclatura usual dos ácidos carboxílicos – **metanoato** = **formiato**; **etanoato** = **acetato**; **propanoato** = **propionato**.

o) Compostos de Grignard

Compostos que apresentam o seguinte grupo funcional:



Nomenclatura oficial da Iupac: usa-se o nome do haleto (cloreto, brometo, iodeto) de (grupo ligado ao Mg) + **magnésio**.

p) **Ácidos sulfônicos** ($R - SO_3H$ ou $Ar - SO_3H$)

Nomenclatura oficial da Iupac: **ácido** + (nome do hidrocarboneto correspondente) + **sulfônico**.

q) **Tiol ou tioálcool** ($R - SH$)

O oxigênio da função álcool é substituído pelo enxofre.

Nomenclatura oficial da Iupac: o prefixo **tio** indica a substituição de um oxigênio por um enxofre. A nomenclatura é semelhante à dos álcoois correspondentes, trocando-se a terminação **ol** por **tiol**.

Nomenclatura usual: o grupo $-SH$ é denominado **mercaptana**: (nome do grupo) + **mercaptana**.

r) **Tioéter** ($R - S - R'$ ou $Ar - S - Ar$)

O oxigênio da função éter é substituído pelo enxofre.

Nomenclatura oficial da Iupac: o prefixo **tio** indica a substituição de um oxigênio por um enxofre. A nomenclatura é semelhante à dos éteres correspondentes, trocando-se a terminação **óxi** por **tio**.

Referências bibliográficas

SACKS, O. W. *Tio Tungstênio: memórias de uma infância química*. Trad. Laura Teixeira Motta. São Paulo: Companhia das Letras, 2002.

RUSSEL, J. B. *Química Geral*. Trad. Marcia Guekezian et al. v.1-2. 2.ed. São Paulo: Makron Books, 1994.

PERUZZO, F. M.; CANTO, E. L. *Química uma abordagem do cotidiano*. 4.ed. v.1-3. São Paulo: Moderna, 2006.

RUIZ, A. G.; GUERRERO, J. A. C. *Química*. Trad. Giovanni S. Crisci. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2002.

VANIN, J. A. *Alquimistas e químicos: o passado, o presente e o futuro*. São Paulo: Moderna, 2005.

LAVOISIER, A.-L. *Tratado elementar de Química*. Trad. Fúlvio Lubisco. São Paulo: Madras, 2007.

DICIONÁRIO DA LÍNGUA PORTUGUESA. Enciclopédia Barsa Universal, São Paulo: Barsa Planeta Internacional Ltda., 2010. (volume 2).

MACHADO, A. H. *Aula de química: discurso e conhecimento*. Ijuí: Ed. Unijuí, 1999.

VIGOTSKY, L. S. *A construção do pensamento e da linguagem*. Trad. Paulo Bezerra. São Paulo: Martins Fontes, 2000. (Coleção Psicologia e Pedagogia).



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Parte IV

Reações químicas: aspectos relevantes

VÂNIA MARTINS NOGUEIRA

Doutora em Química. Professora-assistente do Departamento de Química Geral e Inorgânica do Instituto de Química da Unesp – Araraquara

CAMILA SILVEIRA DA SILVA

Doutora em Educação para a Ciência pela Faculdade de Ciências da Unesp – Bauru.
Professora bolsista do Instituto de Química da Unesp – Araraquara

OLGA MARIA MASCARENHAS FARIA OLIVEIRA

Livre-docente em Bioquímica. Professora adjunta do Departamento de Bioquímica e Tecnologia Química do Instituto de Química da Unesp – Araraquara

Apresentação

Esta parte do livro aborda o tema *reações químicas* a partir de uma reflexão sobre os princípios utilizados para diferenciar os tipos de fenômenos de transformações que ocorrem em toda parte e a todo momento. As reações químicas são caracterizadas pelas transformações de reagentes em produtos, sendo que reagentes e produtos têm propriedades químicas diferentes, podendo ser acompanhadas também de processos tipicamente físicos (liquefação, vaporização e condensação dos produtos). O desenvolvimento desta parte do livro busca fornecer subsídios do ponto de vista qualitativo para representação das reações químicas usando simbologia própria da ciência Química e identificação dos tipos de reação. Do ponto de vista quantitativo, através da aplicação das leis de conservação de massa e da identidade das espécies químicas presentes numa determinada reação, este texto fornece subsídios para o balanceamento dos diferentes tipos de equações químicas, base da Estequiometria química. Finalizando, abordamos dois aspectos fundamentais relacionados com as reações químicas: (1) por que elas ocorrem; e (2) com que velocidade elas se processam. O primeiro aspecto está relacionado com a variação de energia que acompanha a reação numa dada condição experimental, objeto de estudo da Termodinâmica Química. O segundo aspecto está relacionado com a velocidade que a reação química se processa e o caminho envolvido na transformação de reagentes em produtos, tópicos que são objetos de estudo da Cinética Química.

Introdução

A forma mais comum de definir química é: ciência que trata das substâncias da natureza, dos elementos que a constituem, de suas características, de suas propriedades combinatórias, de processos de obtenção, de suas aplicações e de sua identificação.

A ciência Química pode ser pensada como uma atividade/estudo de uma pessoa que quer entender a matéria, a sua composição e as suas transformações. Isso pode ser realizado de duas formas: (1) utilizar conhecimentos químicos já estabelecidos para o entendimento do processo; ou (2) estudar um processo inédito; a pessoa propõe executar uma nova reação para a transformação, gerando um novo conhecimento químico. Em ambos os casos a pessoa estará “fazendo química”.

Esta parte do livro abordará os tópicos: (a) *Transformações da matéria*; (b) *Tipos de reações e reatividade*; (c) *Reação química em solução aquosa*, precipitação, ácido-base e óxido-redução; (d) *Estequiometria e balanceamento das equações das reações químicas*; (e) *Por que ocorrem as reações químicas?* Termoquímica, termodinâmica e espontaneidade das reações; (f) *Energia e suas relações com as mudanças químicas*; (g) *Cinética química*. Energia de ativação, leis de velocidades das reações, e fatores que influem nas velocidades das reações.



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 17

As transformações

A matéria que nos rodeia está em constante mudança, sofrendo inúmeras transformações. A madeira e o carvão que queimam, um copo que parte, a água que evapora ou solidifica, o gelo das calotas polares que funde, o ferro que enferruja, os foguetes que explodem, os seres mortos que apodrecem. Tudo isto são exemplos de transformações que ocorrem todos os dias. Toda matéria se transforma continuamente e esta é uma constante manifestação da natureza.

As transformações são usualmente classificadas em três categorias, muito embora a separação entre elas seja bastante tênue:

- 1) Transformações físicas: quando muda a forma, o tamanho, o movimento ou o estado de agregação da matéria. A energia envolvida é geralmente pequena e a identidade da matéria é mantida. No caso de um copo de vidro que é quebrado, os cacos de vidros são formados por matéria com a mesma composição da que formava inicialmente o copo, ou seja, mesma natureza da matéria.
- 2) Transformações químicas: quando se obtém uma nova substância com propriedades diferentes das substâncias iniciais. Um exemplo típico de reação química que ocorre em nosso cotidiano é a com-

bustão da mistura de gás de cozinha (constituído principalmente por butano, formado por átomos de carbono e hidrogênio) e oxigênio do ar. Os produtos gasosos da reação, geralmente dióxido de carbono e água, embora tenham propriedades diferentes das dos reagentes, são formados pelos mesmos átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio presentes inicialmente nos reagentes. A energia absorvida ou liberada é maior que no caso das mudanças físicas.

- 3) Transformações nucleares: quando se modifica a constituição de um núcleo atômico. Nesse caso, é frequente que um elemento se transforme em outro, num processo conhecido como “transmutação nuclear”. Um exemplo típico desse tipo de transformação é a desintegração natural do urânio-238, que emite uma partícula alfa (núcleo de um átomo de hélio), transmutando-se num núcleo de tório-234. A quantidade de energia envolvida é enorme, milhares de vezes maior que as das transformações químicas.
- 4) As transformações espontâneas acontecem em uma direção determinada. Por exemplo:
 - Quando uma pedra cai, toda a energia cinética se transforma em calor e a temperatura do lugar em que ela caiu se eleva ligeiramente. No entanto, não poderíamos imaginar que aquecendo o lugar onde se encontra uma pedra esta se elevaria até certa altura.
 - Um pedaço de ferro em contato com a atmosfera acaba enferrujando. Nunca foi visto que, de maneira natural, a ferrugem se decompõe em um metal brilhante e oxigênio gasoso.

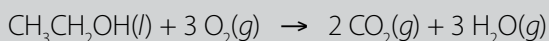
Diante disso, concluímos que existe uma direção para as transformações espontâneas ocorrerem. Depois de muitas observações chegou-se à conclu-

são de que as transformações só ocorrem espontaneamente quando em um [ref. 34] sistema fechado, quando se passa de um estado mais ordenado para outro menos ordenado.

Reações químicas e reversibilidade

A água presente em um copo evapora-se, passando para a atmosfera. A umidade presente no ar, ou seja, o vapor de água, pode condensar-se em uma superfície, como o lado externo de uma garrafa de água retirada da geladeira, retornando ao estado líquido. As mudanças de estado da água são, portanto, processos reversíveis.

Quando você quebra um copo, você consegue fazer com que ele volte à forma original? Não, por mais que tente. Processos que não podem retornar aos estados iniciais são chamados de processos irreversíveis. A queima de combustível é outro exemplo típico de processo irreversível. Ao ser queimado, o etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) se transforma em gás carbônico (CO_2) e água (H_2O), como descreve a equação química:

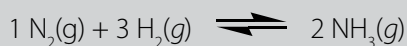


Após algum tempo, todo o álcool é consumido e a reação cessa, por falta de um dos reagentes: o etanol. Depois, não há como voltar ao estado inicial, já que gás carbônico e água não produzem etanol espontaneamente.

Sistemas químicos reversíveis

A reversibilidade é uma característica da reação e está associada a condições como: temperatura, pressão e concentração dos reagentes. Algumas reações só são reversíveis sob condições específicas. A decomposição da água por eletrólise produz os gases oxigênio e hidrogênio, como consequência da passagem de corrente elétrica por água levemente acidificada. Uma vez separados os gases hidrogênio e oxigênio liberados na eletrólise, se misturados podem reagir explosivamente, caso haja o fornecimento de energia para iniciar o processo, produzindo novamente água. É importante notar que as propriedades dos gases isolados, hidrogênio e oxigênio gasosos, são totalmente diferentes das da substância água.

No entanto, muitas reações são facilmente reversíveis, e tão logo os produtos sejam formados, começam a reagir, produzindo novamente os reagentes. Isso acontece principalmente entre gases e soluções. Para indicar a reversibilidade, as equações são representadas com uma seta dupla com meia ponta cada ($\rightleftharpoons$), indicando que as reações se processam nos dois sentidos. A equação a seguir, de produção da amônia, exemplifica reações de equilíbrio:

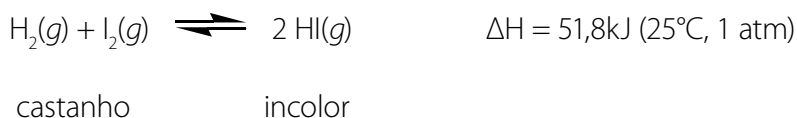


A natureza é repleta de sistemas reversíveis. É dessa forma que a hemoglobina captura o gás carbônico no pulmão, onde sua concentração é alta, e transporta para os tecidos, onde é liberado e utilizado nas reações biológicas. A hemoglobina volta até os pulmões e o ciclo se repete.

17.1. Transformações físicas versus transformações químicas

O conceito de reversibilidade é um parâmetro tradicionalmente utilizado para a diferenciação entre fenômeno físico e químico. Fenômenos físicos são aqueles que envolvem transformações reversíveis, consideradas superficiais e pouco profundas. Fenômenos químicos relacionam-se com as transformações irreversíveis, mais definitivas e profundas.

No entanto, a reversibilidade não é um critério científico de distinção dos diferentes fenômenos. Dobrar uma barra de ferro ou quebrar um vidro, por exemplo, são atos que não implicam em constituição de novas substâncias e tampouco são reversíveis. Por outro lado, a reação química de formação do HI tem sua reversão com a variação da temperatura facilmente observada, já que é uma reação endotérmica.

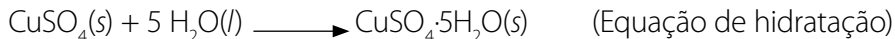
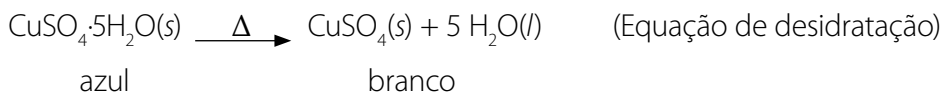


Distinguir as transformações físicas das químicas através da variação de propriedades macroscópicas das substâncias também pode acarretar problemas. A vaporização da água e a dissolução de açúcar em água apresentam grandes diferenças nas propriedades macroscópicas com relação às suas situações iniciais. No entanto, as mudanças de fase e as dissoluções não são usualmente classificadas como fenômenos químicos.

Mesmo do ponto de vista energético, os limites entre os fenômenos classificados comumente como físicos e químicos não são nada rígidos. Por exemplo, no processo de desidratação do sulfato de cobre, em que ocorre a mudança da cor azul intenso para branca, classificamos o fenômeno como físico ou químico?

O aquecimento do sulfato de cobre pentaidratado faz com que a água ligada no sulfato de cobre se evapore, desidratando o sal. Forma-se assim, o sulfato de cobre anidro branco. Inicialmente, poder-se-ia pensar que estava ocorrendo um fenômeno puramente físico, que envolveria apenas a vaporização de água contida no cristal úmido.

Ao se pingar algumas gotas de água no sal desidratado (sulfato de cobre anidro, coloração branca), este novamente absorve a água, e retoma a coloração azul, característica do hidrato. Sabendo-se que o hidrato é um cristal no qual a água está quimicamente ligada com o Cu^{2+} e SO_4^{2-} numa proporção definida, fica evidente que a transformação que ocorre é também de natureza química! Um processo que aparentemente era de natureza puramente física (evaporação da água contida no sulfato de cobre úmido), na realidade apresenta também natureza química (quando a água se evapora do sulfato de cobre anidro, são rompidas ligações químicas no cristal). Podemos representar os processos de *desidratação* e *hidratação* do sulfato de cobre usando as equações que se seguem:



Portanto, conclui-se que o processo de desidratação e hidratação do sulfato de cobre envolve tanto um fenômeno químico (a quebra/regeneração das ligações químicas formadas pela água na estrutura do cristal), seguido de um fenômeno físico (evaporação/condensação da água liberada da estrutura do cristal).

De maneira geral, trabalhamos com processos tradicionalmente classificados tanto como químicos quanto como físicos, muitas vezes acontecendo conjuntamente. Na reação do hidróxido de sódio sólido com ácido clorídrico aquoso há *dissolução*, *reação* e *hidratação* de íons. Em outros processos também ocorrem, paralelamente, mudanças de fase.

Assim sendo, torna-se muito mais importante compreender a multiplicidade de fenômenos com que trabalhamos, sabendo reconhecê-los, descrevê-los e explicá-los com base em modelos científicos, em vez de se ater a classificações puramente mecânicas.

17.2. As transformações químicas

Nas transformações químicas, também denominadas *reações químicas*, um ou mais dos materiais que compõem o estado inicial do sistema – os reagentes – são transformados e aparecem no estado final como novos materiais – os produtos.

Como evidência da ocorrência de uma transformação química, devemos procurar observar mudanças de cor, desprendimento de gás, produção ou absorção de energia (calor, luz, som, eletricidade etc.). Porém, a ausência dessas evidências não garante que não tenha ocorrido transformação, mas sugere a necessidade de se procurar “sinais indiretos” que possam conduzir a uma resposta mais confiável.

Em síntese, uma transformação é evidenciada pelas diferenças entre o estado inicial e o estado final. Durante uma observação, é importante anotar dados que possam contribuir para o entendimento, mas, também, a estabelecer os limites em que essas conclusões são válidas.



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 18

Tipos de reações químicas

Tradicionalmente, as reações químicas podem ser classificadas de acordo com o número de reagentes e produtos em cada lado da equação química que representa a reação:

- reações de síntese, composição, combinação ou adição;
- reações de análise ou decomposição;
- reações de simples troca ou deslocamento;
- reações de dupla troca ou metátese.

Outra sistemática classifica as reações em dois tipos:

- reações de oxirredução ou reações redox;
- as demais reações.

Algumas reações de síntese, algumas de decomposição, todas de simples troca e nenhuma de dupla troca são reações de oxirredução.

Um tipo de reação que não encontra paralelo nas classificações acima é a chamada reação de isomerização.

Ainda existe uma série de reações que são estudadas em Química Orgânica, ou seja, subclasses de reações, tais como: reações de halogenação, reações de hidrogenação, reações de substituição nucleofílica etc.

18.1. Reconhecendo o tipo de reação

Muito mais importante que saber classificar o tipo de reação é entender como e porque elas ocorrem.

No entanto, o estudo de reações químicas também visa dar subsídios à percepção do que acontece quando produtos químicos são colocados para reagir, favorecendo determinar os resultados das reações.

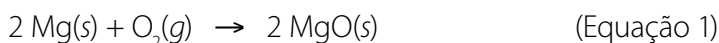
Existem tantas reações singulares na Química que minorizar todas elas seria uma tarefa tola. É mais proveitoso tentar usar um padrão de reconhecimento para determinar a categoria geral de uma reação, como *metátese* ou *reação de oxirredução*.

18.2. Alguns padrões simples de reatividade química

Através de três tipos simples de reações, de *combinação*, de *decomposição* e de *combustão*, que são bastante frequentes, veremos como é possível prever os produtos de algumas reações conhecendo apenas seus reagentes. O segredo de prever os produtos formados em determinada combinação dos reagentes é reconhecer padrões de reatividade para uma classe de substância.

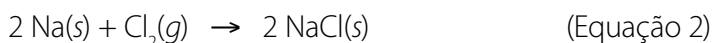
a) Reações de combinação e decomposição

As reações de combinação e de decomposição resumem dois tipos de reações simples. Em uma reação de combinação, duas ou mais substâncias reagem para formar um produto. Existem vários exemplos de tais reações, especialmente aquelas nas quais os elementos se combinam para formar compostos. Por exemplo, magnésio metálico queima-se ao ar com uma claridade ofuscante para produzir óxido de magnésio. Essa reação é usada para produzir chama brilhante nos sinalizadores luminosos.



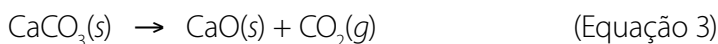
Observação: recomenda-se assistir aos vídeos indicados [neste link](#), pois constituem uma ferramenta didática para auxiliar no aprendizado dos conceitos químicos envolvidos.

Quando uma reação de combinação ocorre entre um *metal* e um *não metal*, como na Equação 2, o produto é um sólido iônico. A fórmula de composto iônico pode ser determinada a partir das cargas dos íons envolvidos.



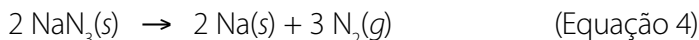
Quando magnésio reage com oxigênio, por exemplo, o magnésio perde elétrons e forma o íon magnésio, Mg^{2+} . O oxigênio ganha elétrons e forma o íon óxido, O_2^- . O produto da reação é o MgO . Portanto, você deve ser capaz de reconhecer se uma reação é de combinação e prever os produtos de uma reação de combinação na qual os reagentes são um metal e um não metal.

Em reação de *decomposição* uma substância pode submeter-se à reação produzindo duas ou mais substâncias. Muitos compostos sofrem reações de decomposição quando aquecidos. Por exemplo, muitos carbonatos metálicos decompõem-se para formar óxidos metálicos e dióxido de carbono quando aquecidos:



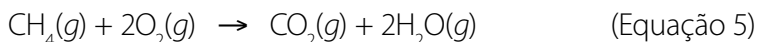
A decomposição do CaCO_3 é um importante processo comercial. Calcário e conchas do mar, constituídos basicamente de CaCO_3 , são aquecidos para preparar CaO , o qual é conhecido como cal virgem, ou cal viva. O CaO é amplamente utilizado na fabricação do vidro, no processo de obtenção do ferro a partir de seu minério e para preparação da argamassa usada na construção civil, após sua reação com a água (forma-se a cal hidratada, hidróxido de cálcio, que é vendido em sacos em lojas de material de construção).

A decomposição da azida de sódio (NaN_3) libera $\text{N}_2(\text{g})$ rapidamente. Essa reação é usada para encher os *airbags* de segurança nos automóveis:

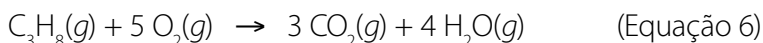


b) Reações de combustão³

As reações de combustão são reações rápidas que produzem uma chama. A maioria das reações desse tipo que observamos envolve O_2 do ar como reagente. A equação 5 ilustra uma classe geral de reações envolvendo queima ou combustão de hidrocarbonetos:



Quando hidrocarbonetos sofrem combustão ao ar, eles reagem com O_2 para formar CO_2 e H_2O . O número de moléculas de O_2 necessárias na reação e o número de moléculas de CO_2 e H_2O formadas dependem da composição do hidrocarboneto, o qual atua como combustível da reação. A combustão do propano, gás de cozinha, é descrita pela seguinte equação:



A combustão de derivados de hidrocarbonetos contendo oxigênio, como CH_3OH , também produz CO_2 e H_2O . A regra simples de que hidrocarbonetos e seus derivados análogos que contem oxigênio formam CO_2 e H_2O quando se queimam resume o comportamento de aproximadamente 3 milhões de compostos.

3 Quando existe uma quantidade insuficiente de O_2 presente, monóxido de carbono (CO) será formado com CO_2 . Se a quantidade de O_2 é extremamente restrita, partículas finas de carbono, chamadas fuligem, serão produzidas. A combustão completa produz CO_2 . A menos que se especifique o contrário, trataremos *combustão* como *combustão completa*.



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 19

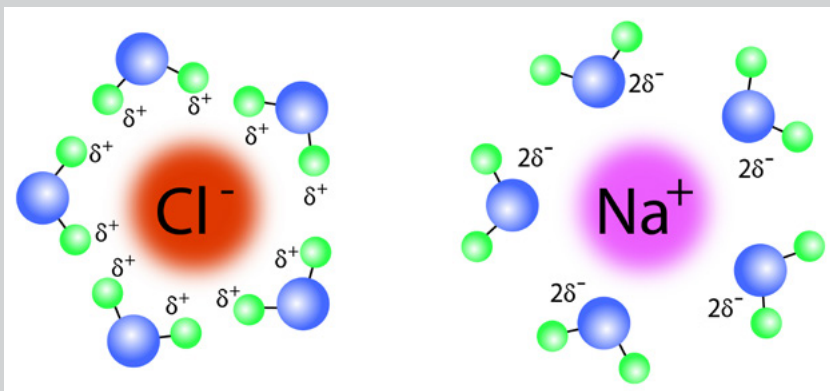
Reação química em solução aquosa

Uma das propriedades mais importantes da água é a sua capacidade de dissolver uma grande variedade de substâncias. Muitas das reações químicas que acontecem em nossos organismos ou ao nosso redor ocorrem devido às substâncias dissolvidas na água.

Comportamento das substâncias em água

Comportamento dos compostos iônicos em água

Um sólido iônico, por exemplo, o NaCl , é constituído de um arranjo tridimensional ordenado de íons Na^+ e Cl^- . Quando o NaCl se dissolve em água, cada íon se separa da estrutura cristalina e se dispersa pela solução. O sólido iônico dissocia-se em seus íons constituintes à medida que se dissolve. Água é um solvente muito eficaz para compostos iônicos por apresentar polaridade. Os íons positivos provenientes do sólido iônico (cátions) são atraídos pelo lado negativo da molécula da água enquanto que os íons negativos (ânions) são atraídos pelo lado positivo. Os íons ficam rodeados por moléculas de água. Esse processo estabiliza os íons e previne que os cátions e ânions se combinem novamente. A substância que forma essa solução aquosa denomina-se eletrólito.



Polos positivos da molécula de água se alinham junto ao íon negativo de Cloro, enquanto os polos negativos da molécula de água se alinham ao íon positivo de Sódio

Comportamento dos compostos moleculares em água

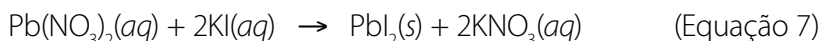
Quando um composto molecular se dissolve em água, a solução normalmente compõe-se de moléculas intactas dispersas pela solução, rodeadas por moléculas polares de água. Consequentemente, a maioria das substâncias moleculares são não eletrólitos. Por exemplo, uma solução de metanol em água é inteiramente de moléculas de CH_3OH dispersas por toda a solução.

Entretanto, há algumas substâncias moleculares cujas soluções aquosas contêm íons. A mais importante destas são os ácidos. Por exemplo, quando HCl(g) se dissolve em água para formar ácido clorídrico HCl(aq) , ele ioniza-se em íons $\text{H}^+(\text{aq})$ e $\text{Cl}^-(\text{aq})$.

Tipos principais de processos que ocorrem em solução aquosa: *reações de precipitação, de ácido-base e de oxirredução.*

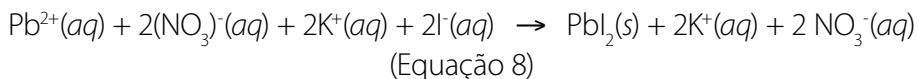
19.1. Reações de precipitação

Reações de precipitação são aquelas que formam um produto insolúvel em solução. Por exemplo, misturando duas soluções límpidas, uma contendo nitrato de chumbo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) e a outra, iodeto de potássio (KI), observa-se a formação de um produto amarelo insolúvel. Podemos representar a formação do precipitado através da equação molecular usando as fórmulas completas.



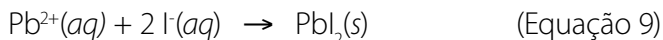
Observação: Assista aos vídeos indicados [neste link](#), pois constituem uma ferramenta didática e importante para o aprendizado de conceitos químicos envolvidos.

Em solução aquosa os sais nitrato de chumbo e iodeto de potássio comportam-se como [\[ref. 9\]](#) eletrólitos fortes. Portanto, eles estão totalmente dissociados em seus íons solvatados, representados pelo emprego do símbolo (aq) após a fórmula do íon. Desse modo, a equação pode ser escrita como equação iônica completa:



Quando as soluções são misturadas temos evidência apenas da formação do precipitado amarelo de PbI_2 . A reação em meio aquoso com formação do precipitado indica que a reação ocorreu apenas entre os íons $\text{Pb}^{2+}(aq)$ e $\text{I}^-(aq)$. Os demais íons já existiam nas soluções de origem e não foi observada a formação do sal KNO_3 . Os íons $\text{K}^+(aq)$ e $\text{NO}_3^-(aq)$ permanecem dissolvidos em solução, sendo conhecidos como “íons espectadores”.

Podemos escrever a equação iônica simplificada que inclui apenas os íons participantes:



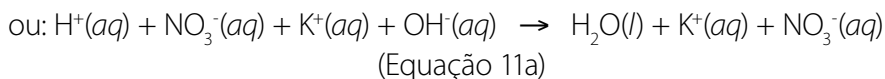
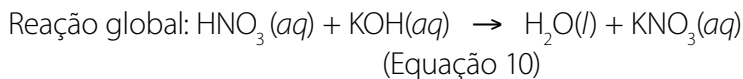
A soma das cargas dos íons deve ser a mesma em ambos os lados de uma equação iônica simplificada e balanceada.

As reações de precipitação ocorrem quando certos pares de íons de cargas contrárias se atraem tão fortemente que formam um sólido iônico insolúvel. Para determinar se certas combinações de íons formam compostos insolúveis deve-se levar em consideração algumas diretrizes ou regras que dizem respeito às solubilidades de compostos iônicos comuns.

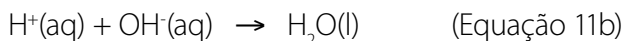
Reações de precipitação obedecem a esse padrão de comportamento, assim como muitas reações ácido-base.

19.2. Reações ácido-base

As soluções aquosas compostas por substâncias moleculares não são iônicas. Quando um composto molecular se dissolve em água, normalmente as moléculas ficam intactas; em outras palavras, não são eletrólitos. Entretanto, existem algumas substâncias moleculares que quando se dissolvem em água formam íons em soluções aquosas. As mais importantes delas são os ácidos. Podem, então, existir reações que ocorrem em soluções com materiais ácidos. Nesses casos, destacam-se as reações ácido-base, mais conhecidas como reações de neutralização. Por exemplo, a reação entre ácido nítrico (HNO_3) e hidróxido de potássio (KOH):



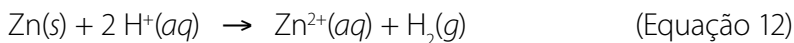
Nessa reação não há a formação de precipitado, mas, sim, de nitrato de potássio (KNO_3), um sal iônico, portanto solúvel, e água. O produto básico que direciona a reação é a molécula de água, pouco dissociada. Após a remoção dos íons espectadores $\text{K}^+(\text{aq})$ e $\text{NO}_3^-(\text{aq})$, que permanecem inalterados em solução, a reação global pode ser representada simplesmente pela equação:



19.3. Reações de oxidação e redução

Como citado no início deste texto, muitas reações classificadas como de síntese, de decomposição e de simples troca apresentam características que as identificam como de oxirredução. As reações de oxirredução (redox) estão entre as reações químicas mais comuns e mais importantes. Elas estão envolvidas em uma grande variedade de processos importantes, incluindo a ferrugem do ferro, a fabricação e ação de alvejantes e a respiração dos animais. O conceito de [ref. 28] oxidação passou por algumas modificações e, atualmente, refere-se à perda de elétrons. Contrariamente, a [ref. 31] redução refere-se ao ganho de elétrons. Sabe-se que oxidação e redução ocorrem juntas na mesma reação química. Quando os elétrons são transferidos do átomo oxidado para o átomo reduzido se estabelece o processo redox.

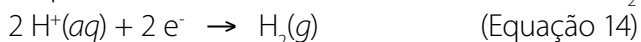
Um exemplo simples de reação redox é a que ocorre quando zinco metálico é adicionado a um [ref. 1] ácido forte, por exemplo, o ácido clorídrico. Os elétrons são transferidos dos átomos de zinco (o zinco é oxidado) para os íons de hidrogênio (o hidrogênio é reduzido). A equação que representa a reação que ocorre é:



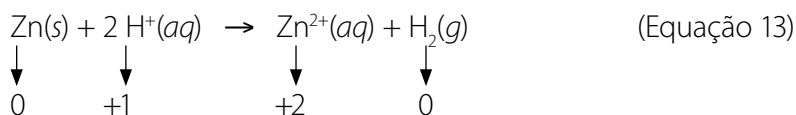
Aqui, os átomos de zinco são oxidados a íons Zn^{2+} :



Enquanto íons H^+ são reduzidos a moléculas de H_2 :

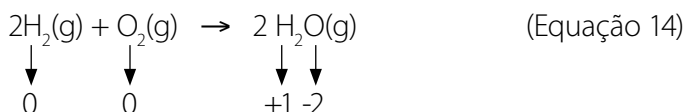


A determinação de que uma reação é de oxirredução é feita conhecendo-se os [ref. 27] números de oxidação de todas as espécies envolvidas na reação. Esse procedimento mostra quais elementos (se houver algum) têm seus estados de oxidação alterados. Por exemplo, na equação 13:



Podemos ver que houve variações dos estados de oxidação das espécies participantes da reação: o do zinco variou de 0 para +2, o do hidrogênio de +1 para 0. Na reação ocorre evidente transferência de elétrons.

Em outras reações, os estados de oxidação variam, mas não podemos dizer se alguma substância literalmente ganhou ou perdeu elétrons. Por exemplo, a combustão do gás hidrogênio:



O hidrogênio foi oxidado do estado de oxidação 0 ao +1, e o oxigênio foi reduzido do estado de oxidação 0 para -2. Consequentemente, é uma reação de oxirredução. Entretanto, a água não é uma substância classificada como iônica, de forma que não existe transferência completa de elétrons do hidrogênio conforme a água é formada. Usar os números de oxidação é uma forma conveniente de fazer uma contabilidade, mas não é totalmente adequado igualar o estado de oxidação de um átomo a sua carga real em um composto químico. Muitas reações redox em meio aquoso são consideravelmente complexas. A variação do número de oxidação não aparece na equação final.



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 20

Estequiometria e balanceamento das equações das reações químicas

Uma reação química é uma transformação da matéria em que ocorrem mudanças qualitativas na composição química das substâncias reagentes, resultando em um ou mais produtos.

Um aspecto importante sobre uma reação química é a conservação da massa e o número de espécies químicas microscópicas (átomos e íons) presentes antes e depois da ocorrência da reação. Ao conjunto das características e relações quantitativas dos números de espécies químicas presentes numa reação dá-se o nome de estequiometria.

20.1. Estequiometria

A palavra estequiometria (do grego *stoicheon*, “elemento”, e *metron*, medida) foi introduzida por [ref. 33] Richter em 1792, referindo-se às medidas dos elementos químicos nas substâncias. A estequiometria é uma ferramenta essencial na química e está baseada nas leis ponderais, principalmente na **lei da conservação das massas** (veja anexo 1) e na **lei das proporções fixas ou definidas** (veja anexo 2). A lei da conservação das massas (Lavoisier, 1789) pode ser enunciada da seguinte maneira: “a soma das massas dos reagentes é sempre igual à soma das massas dos produtos”. Já a lei das proporções fixas (Proust,

1794): “uma substância, qualquer que seja sua origem, apresenta sempre a mesma composição em massa”.

20.1.1. Equações químicas

Nossa abordagem começa examinando como fórmulas e equações químicas são usadas para representar o rearranjo dos átomos que ocorre nas reações químicas.

As reações químicas são representadas de forma concisa pelas *equações químicas*. Por exemplo, quando o hidrogênio (H_2) entra em combustão, reage com o oxigênio (O_2) do ar para formar água (H_2O).

Escrevemos a equação química para essa reação como:



Interpretamos o sinal + como “reage com” e a seta como “produz”. À esquerda da seta estão as fórmulas das substâncias de partida e à direita as fórmulas das substâncias produzidas, os produtos. Os números que estão diante das fórmulas são os coeficientes.

20.2. Balanceamento da equação química

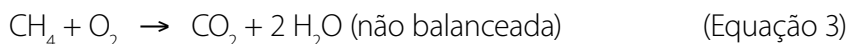
Uma vez que os átomos não são criados nem destruídos em uma reação, a equação química deve ter número igual de átomos de cada lado da seta. Quando essa condição é satisfeita, diz-se que a equação está balanceada.

Para ilustrar o processo de balanceamento de equações, consideremos a reação que ocorre quando metano (CH_4), principal componente do gás natural, queima-se ao ar para produzir o gás dióxido de carbono (CO_2) e vapor de água (H_2O). Esses dois produtos contêm átomos de oxigênio, significando que oxigênio é reagente. A equação não balanceada é:



Geralmente, é melhor balancear primeiro os elementos que aparecem em menor número nas fórmulas químicas de cada lado da equação. No exemplo, tanto C como H aparecem em apenas um reagente e, separadamente, em um produto cada um, portanto, começamos examinando o CH_4 . Vamos considerar primeiro o carbono e depois o hidrogênio.

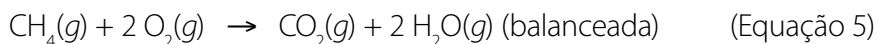
Uma molécula de CH_4 contém o mesmo número (um) de C que uma de CO_2 . Portanto, os coeficientes para essas substâncias devem ser os mesmos e escolhemos 1 para começar o processo de balanceamento. Entretanto, o reagente CH_4 contém mais átomos de H (quatro) que o produto H_2O (dois). Colocando coeficiente 2 diante de H_2O , existirão quatro átomos de hidrogênio.



Nessa etapa, os produtos terão mais átomos de oxigênio (quatro – dois do CO_2 e dois da H_2O). Se colocarmos o coeficiente 2 diante de O_2 , completaremos o balanceamento, fazendo o número de átomos de O ser igual em ambos os lados da equação:



O método adotado para balancear a equação é, em grande parte, de tentativa e erro. Balanceamos cada tipo de átomo sucessivamente fazendo os ajustes dos coeficientes necessários. Esse método funciona para a maioria das equações químicas. Informações adicionais são incluídas nas fórmulas em equações balanceadas para indicar o estado físico de cada reagente e produto. Usamos os símbolos (s), (l), (g), e (aq) para sólido, líquido, gás e soluções aquosas, respectivamente. Portanto, a equação 4 pode ser escrita da seguinte forma:



Algumas vezes, as condições (como temperatura ou pressão) sob as quais a reação ocorre aparecem acima ou abaixo da seta da reação. O símbolo Δ (delta) é, em geral, colocado acima da seta para indicar o uso de aquecimento.

Por exemplo, a conversão de calcário em cal que ocorre a 800°C pode ser representada por:

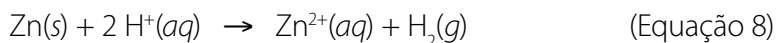


Algumas vezes, um catalisador, substância que aumenta a velocidade de uma reação, é adicionando. Por exemplo, pentóxido de vanádio, V_2O_5 , é um catalisador usado numa das etapas da produção industrial do ácido sulfúrico. A presença do catalisador é indicada escrevendo a sua fórmula sobre a flecha da reação:



20.2.1. Balanceamento das equações de reações de oxirredução

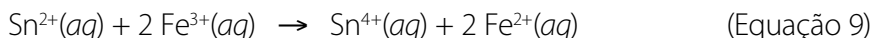
Quando balanceamos uma reação química, devemos obedecer à lei de conservação da massa. À medida que balanceamos uma reação redox, existe uma exigência adicional: os elétrons recebidos e doados devem estar balanceados. Em muitas reações químicas simples, como a da equação 8, o balanceamento de elétrons é manipulado automaticamente; podemos balancear a equação citada sem considerar explicitamente a transferência de elétrons.



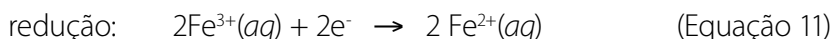
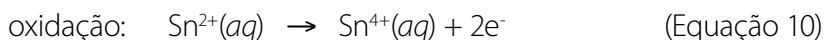
Entretanto, muitas reações de oxirredução são mais complexas que a da equação citada e não podem ser balanceadas facilmente sem levar em conta o número de elétrons doados e recebidos durante o processo reacional.

Procedimento sistemático para balanceamento das equações redox:

Semirreações – Apesar de a oxidação e a redução terem de ocorrer simultaneamente, em geral é conveniente considerá-las processos separados. Por exemplo:



Pode ser considerada como consistindo de dois processos (semirreações):



No processo de oxidação, os elétrons são mostrados como produtos, enquanto na redução são mostrados como reagentes. Na reação redox como um todo, o número de elétrons perdidos numa semirreação de oxidação deve ser igual aos ganhos na semirreação de redução. Quando essas condições são satisfeitas, e cada semirreação estiver balanceada, os elétrons de cada lado cancelam-se quando as duas semirreações forem somadas para fornecer a equação de oxirredução total balanceada.

Balanceamento de equações de reações de oxirredução – Método do número de oxidação

- 1) Atribua números de oxidação a todos os átomos.
- 2) Note quais os átomos que perdem e quais os que ganham elétrons. Determine quantos elétrons são ganhos e quantos são perdidos.
- 3) Se mais de um átomo em uma fórmula ganha ou perde elétrons, determine o ganho ou perda total por fórmula unitária.

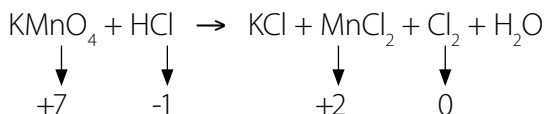
- 4) Iguale o ganho de elétrons do agente oxidante com a perda do agente redutor, colocando um coeficiente apropriado antes da fórmula de cada um (no lado esquerdo da equação).
- 5) Balanceie os átomos que ganharam ou perderam elétrons adicionando coeficientes apropriados à direita.
- 6) Balanceie todos os outros átomos, exceto O e H.
- 7) Balanceie a carga (soma de todas as cargas iônicas) de maneira que seja a mesma de ambos os lados, adicionando ou H^+ ou OH^- .
 - a) se a reação ocorre em solução ácida, adicionar íons H^+ ao lado deficiente em cargas positivas;
 - b) se a reação ocorre em solução básica, adicionar íons OH^- ao lado deficiente em cargas negativas.
- 8) Balanceie os átomos de O adicionando H_2O ao lado apropriado. Verifique se os átomos de H estão balanceados.

Tomemos como exemplo da aplicação do procedimento descrito a reação entre permanganato de potássio ($KMnO_4$) e ácido clorídrico (HCl) em solução aquosa, dando como produtos cloreto de potássio (KCl), cloreto de manganês(II) ($MnCl_2$), cloro gasoso (Cl_2) e água (H_2O). Iniciemos escrevendo a equação química não balanceada que representa a reação:

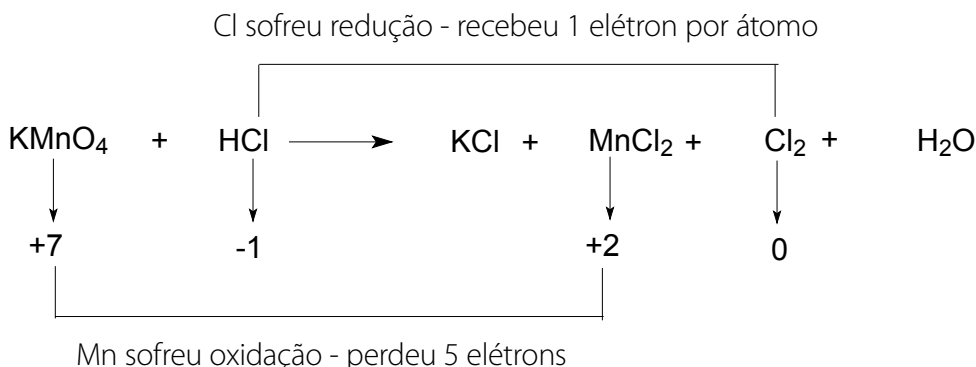


A seguir, são atribuídos os números de oxidação de cada átomo (Etapa 1 do procedimento). Geralmente, parte-se do conhecimento que H e K têm número de oxidação igual a +1 em seus compostos, Cl o número de oxidação -1,

e O número de oxidação -2 (nos óxidos). A partir daí, pode-se facilmente determinar os números de oxidação dos átomos restantes, e verificar os pares de átomos nos quais há variação de número de oxidação.



A seguir, devemos identificar os pares de átomos que sofreram variação dos seus números de oxidação, e determinar o número de elétrons recebidos ou cedidos por cada átomo do par.



Como há dois átomos de Cl em Cl_2 , e cada um deles recebeu um elétron, na formação de Cl_2 estão envolvidos dois elétrons. Note que os átomos de Cl presentes em KCl e MnCl_2 não são considerados nessa etapa, pois neles não ocorreu variação dos números de oxidação em relação ao reagente de partida, HCl.

A etapa seguinte envolve o balanceamento de elétrons cedidos e recebidos pelos pares que sofreram oxirredução, sendo que o par envolvendo Mn cedeu 5 elétrons, enquanto que o Cl_2 recebeu 2 elétrons. Os menores números que, multiplicados pelos números de elétrons envolvidos nos processos de oxirredução, igualam os números de elétrons cedidos e ganhos na reação global, são obtidos fazendo as multiplicações cruzadas:

$\text{Mn}^{+7}/\text{Mn}^{2+} - 5 \text{ elétrons cedidos} \times 2 = 10 \text{ elétrons cedidos}$

$\text{Cl}^-/\text{Cl}_2^0 - 2 \text{ elétrons recebidos} \times 5 = 10 \text{ elétrons recebidos}$

Atribuindo o coeficientes 2 ao KMnO_4 , é possível balancear simultaneamente KCl (K aparece apenas em KCl nos produtos) e MnCl_2 (Mn aparece apenas em MnCl_2 nos produtos). Já no tocante ao par envolvendo Cl, apenas em Cl_2 ocorre variação do número de oxidação nos produtos. Note que no lado dos produtos aparece Cl também em KCl e MnCl_2 , mas é importante notar que não ocorre variação de número de oxidação de Cl em relação ao reagente HCl. Em consequência, apenas em frente ao Cl_2 deve ser colocado o coeficiente 5 do balanceamento.



Agora estamos em condições de balancear os átomos de cloro, somando todos os que aparecem nos produtos, num total de 16, e igualando os do reagente HCl, único fornecedor de átomos de Cl na reação, através da atribuição do coeficiente 16, resultando na equação:



Em sequência, só resta balancear os átomos de H nos reagentes, que só aparece em H_2O , o que pode ser feito através da colocação do coeficiente 8 defronte à sua fórmula, resultando na equação totalmente balanceada:



Uma equação química representa uma reação química em termos das fórmulas químicas, nas quais os coeficientes estequiométricos são escolhidos com o objetivo de mostrar que os átomos não são criados nem destruídos na reação.



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 21

Por que ocorrem as reações químicas?

A ideia que a matéria é composta por átomos é tão amplamente aceita que pode ser tratada como um fato sobre o que se baseia toda a discussão da ciência. Dizemos, por exemplo, que todas as substâncias são formadas de átomos que se atraem e se repelem reciprocamente, através do que chamamos ligação química. Se considerarmos uma reação química com uma transformação que forma ou quebra ligações entre átomos, então, quase todas as transformações que observamos envolvem reações químicas.

Muitas reações podem ser facilmente observadas. Por exemplo, o ferro que enferruja, enquanto o ouro não. No entanto, a questão da ocorrência das reações não é facilmente respondida através da observação das mesmas.

A ocorrência das reações e as velocidades com que ocorrem envolvem fatores termodinâmicos (aspectos energéticos) e cinéticos (velocidade do processo), respectivamente.

21.1. Termodinâmica química

A termodinâmica envolve qualquer transformação de energia. As transformações de energia ligadas às transformações materiais como mudança de estado e reações químicas constitui um de seus ramos, a Termodinâmica química. Uma das especialidades da Termodinâmica química é a Termoquímica, sobre a qual se discorre a seguir.

21.1.1. Termoquímica

A energia liberada nas reações químicas está presente em várias atividades da nossa vida diária. Um exemplo é o calor liberado na queima do gás butano que cozinha os nossos alimentos, na combustão do álcool ou da gasolina que movimenta nossos veículos e é através das reações químicas dos alimentos em nosso organismo que obtemos a energia necessária para manutenção da vida.

A maioria das reações químicas ocorre produzindo variações de energia, que frequentemente se manifestam na forma de variações de calor. A termoquímica ocupa-se do estudo quantitativo das variações térmicas que acompanham as reações químicas. Essas reações são de dois tipos:

Reações exotérmicas – as que liberam calor para o meio ambiente.

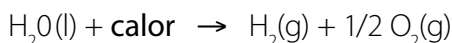
Por exemplo, na combustão do etanol, C_2H_6O :



Na equação química, o calor é representado junto aos produtos para significar que foi produzido, isto é, liberado para o ambiente durante a reação.

Reações endotérmicas – são aquelas que para ocorrerem retiram calor do meio ambiente.

Por exemplo, na decomposição da água em seus elementos:



Na equação química, a energia absorvida é representada junto aos reagentes, significando que foi fornecida pelo ambiente aos reagentes.

21.1.2. Medida do calor de reação

O calor liberado ou absorvido por um sistema que sofre uma reação química é determinado em aparelhos chamados [ref. 5] calorímetros.

Qualquer sistema, num dado estado, possui uma certa quantidade de energia (energia das ligações intra e inter moleculares, energia cinética correspondente ao movimento das partículas, energia potencial gravitacional etc.). Essa energia total de um sistema chama-se energia interna, e representa-se por **U**. A variação de energia total de um sistema determinada a volume constante é chamada de **variação de energia interna**, representada por ΔU , e a variação de energia determinada sob pressão constante é chamada de **variação de entalpia**, representada por ΔH . Como a maioria das reações químicas é realizada em recipientes abertos, sob pressão atmosférica local, discutiremos mais detalhadamente a variação de entalpia das reações.

Medida do calor de reação

O calor liberado ou absorvido por um sistema que sofre uma reação química é determinado em aparelhos chamados calorímetros. A determinação do calor liberado ou absorvido numa reação química é efetuada através da expressão:

$$Q = m c \Delta t$$

onde:

- **Q** é a quantidade de calor liberada ou absorvida pela reação. Essa grandeza pode ser expressa em calorias (cal) ou em Joules (J). O Sistema Internacional de Medidas (SI) recomenda a utilização do Joule, no entanto, a caloria ainda é muito utilizada. Uma caloria (1 cal) é a quantidade de calor necessária para fazer com que 1,0 g de água a 15°C tenha sua temperatura aumentada em 1,0°C. Cada caloria corresponde a 4,18 J;
- **m** é a massa, em gramas, de água presente no calorímetro;
- **c** é o calor específico do líquido presente no calorímetro. Para a água seu valor é 1 cal/g °C ou 4,18J/g °C;
- **Δt** é a variação de temperatura sofrida pela massa de água devido à ocorrência da reação.

Se você tiver interesse em realizar uma atividade experimental sobre o tema, sugerimos a leitura do artigo de Assumpção et al. (2010) publicado na revista *Eclética Química*.

21.1.3. Entalpia e variação de entalpia

O calor, como sabemos, é uma forma de energia e, segundo a lei da conservação da energia, ela não pode ser criada e nem destruída: pode apenas ser transformada de uma forma para outra. Em vista disso, somos levados a concluir que a energia:

- liberada por uma reação química não foi criada, ela já existia antes, armazenada nos reagentes, sob uma outra forma;
- absorvida por uma reação química não se perdeu, ela permanece no sistema, armazenada nos produtos, sob uma outra forma.

Cada substância, portanto, armazena certo conteúdo de energia, que será alterado quando a substância sofrer uma transformação. A liberação de energia na forma de calor pela reação exotérmica significa que o conteúdo total de energia dos produtos é menor que o dos reagentes. Inversamente, a absorção de calor por uma reação endotérmica significa que o conteúdo total de energia armazenado nos produtos é maior que o dos reagentes. A energia liberada ou absorvida numa reação química está associada à formação e quebra das ligações químicas envolvidas no processo.

À energia armazenada nas substâncias (reagentes ou produtos) dá-se o nome de **entalpia**, ou **conteúdo de calor**. Esta é usualmente representada pela letra **H**.

Numa reação, a diferença entre as entalpias dos produtos e dos reagentes corresponde à variação de entalpia, ΔH .

$$\Delta H = H_p - H_r$$

onde: H_p = entalpia dos produtos; H_r = entalpia dos reagentes.

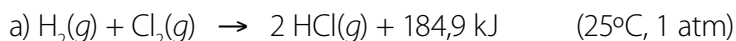
Numa reação exotérmica temos que $H_p < H_r$ e, portanto, $\Delta H < 0$ (negativo). Numa reação endotérmica temos que $H_p > H_r$ e, portanto, $\Delta H > 0$ (positivo).

A entalpia – assim como outras grandezas, como a energia potencial gravitacional, o potencial redox e a entropia (que será abordada em seguida) – é conhecida como [ref. 21] função de estado. Uma função de estado é uma grandeza física ou química, que depende apenas dos estados inicial e final do sistema, independentemente do caminho seguido por essa transformação no sistema. Para todas as funções de estado, não é possível obter-se os valores absolutos de cada um dos estados do sistema, simplesmente porque não existe um referencial universal absoluto para essas grandezas. Por isto, é convenicionado arbitrariamente um valor zero ao sistema em sua situação inicial, sendo possível obter apenas a diferença de energia entre as situações inicial e final do sistema. É importante perceber que essa diferença será sempre a mesma, independentemente do referencial escolhido arbitrariamente. No caso das reações químicas, aos reagentes em seus estados padrão (formas em que são estáveis a 25°C e pressão de 1 atm) é atribuído arbitrariamente o valor zero para sua entalpia.

21.1.4. Equações termoquímicas

As reações, como sabemos, são representadas através de equações químicas. No caso da representação de uma reação que ocorre com variação de energia na forma de calor, é importante representar, além da quantidade de calor envolvida, as condições experimentais em que a determinação dessa quantidade de calor foi efetuada. Isso porque o valor do calor de reação é afetado por fatores como a temperatura e a pressão em que se processa a reação, o estado físico e as [ref. 37] variedades alotrópicas das substâncias participantes dessa reação. A equação que traz todas essas informações chama-se **equação termoquímica**.

Como exemplo de equações termoquímicas:

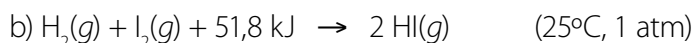


Segundo a equação, 1 mol de hidrogênio gasoso reage com 1 mol de cloro gasoso formando 2 mols de cloreto de hidrogênio gasoso, liberando 184,9 kJ de calor. Tal reação foi realizada à temperatura de 25°C e à pressão de 1 atm.

Podemos também escrever essa equação termoquímica utilizando a notação ΔH . Nesse caso, temos:



O valor numérico de ΔH é precedido do sinal negativo, pois a reação é exotérmica.



Segundo a equação, quando, a 25°C e 1 atm, 1 mol de hidrogênio gasoso reage com 1 mol de iodo gasoso, formando 2 mols de iodeto de hidrogênio gasoso, são absorvidos 51,8 kJ de calor.

A equação também pode ser escrita utilizando a notação ΔH :



O valor numérico de ΔH é positivo, pois a reação é endotérmica.

21.1.5. Determinação indireta do calor de reação

Vimos anteriormente que a variação de entalpia de uma reação é determinada experimentalmente no calorímetro. Existem, no entanto, maneiras indiretas de determinação da variação de entalpia de uma reação, baseadas no fato das entalpias de reação serem funções de estado. A seguir, discutiremos as mais importantes.

Determinação através da definição de ΔH

A variação de entalpia ΔH de uma reação é a diferença entre as entalpias dos produtos e reagentes de uma reação.

Portanto, se conhecermos as entalpias absolutas das substâncias, poderíamos calcular, facilmente, a variação de entalpia associada a qualquer reação.

Como isto é impossível, pois apenas a diferença das entalpias dos produtos e reagentes pode ser medida, os químicos resolveram atribuir, arbitrariamente, a um grupo de substâncias um determinado valor de entalpia e, a partir disso, construir uma escala relativa de entalpias das demais substâncias.

Como já dito anteriormente, atribuiu-se às [ref. 37] variedades alotrópicas mais estáveis das substâncias simples, a 25°C e 1 atm, entalpias iguais a zero. Essas condições experimentais são chamadas de *condições ou estados padrão*, e a entalpia, determinada nessas condições, é a **entalpia padrão**. A entalpia padrão é representada por H° .

Por exemplo, tem entalpias padrão zero as substâncias: O_2 gasoso, H_2 gasoso, I_2 sólido, C grafite, S_8 rômico etc. E tem entalpias padrão diferentes de zero as substâncias: O_2 líquido, O_3 gasoso, H_2 líquido, I_2 gasoso, C diamante, S_8 monoclinico etc., todas a 25°C e a 1 atm.

A entalpia padrão de uma substância qualquer pode ser calculada tomando-se como referência a variação de entalpia da reação de formação, também chamada de entalpia de formação, dessa substância a partir de seus elementos, no estado padrão.

Entalpia de formação, ou **calor de formação**, é o nome dado à variação de entalpia associada à formação de um mol de uma substância a partir de seus elementos constituintes, na forma de substâncias simples mais estável e no estado padrão. A entalpia de formação é representada por ΔH°_f . Por exemplo:



Acompanhe a seguir a determinação da entalpia padrão do dióxido de carbono gasoso.

Reação de formação do $CO_2(g)$:



Se $\Delta H^\circ = H^\circ_p - H^\circ_r$, e como $H^\circ_f(\text{grafite}) = 0$ e $H^\circ_f(O_2) = 0$, temos que a entalpia padrão do $CO_2(g)$ é -393 kJ. Observe que a entalpia padrão é igual a entalpia de formação da substância.

Entalpia padrão de algumas substâncias, ΔH_f° (kJ/mol)

Substância	Entalpia padrão (kJ/mol)
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-285,5
$\text{HCl}(\text{g})$	-92,0
$\text{HBr}(\text{g})$	-36,0
$\text{HI}(\text{g})$	+25,9
$\text{CO}(\text{g})$	-110,4
$\text{CO}_2(\text{g})$	-393,3
$\text{NH}_3(\text{g})$	-46,0
$\text{SO}_2(\text{g})$	-296,4
$\text{CH}_4(\text{g})$	-74,8
$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$	+46,0
$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$	-85,7
$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$	+223,6
$\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$	+51,4

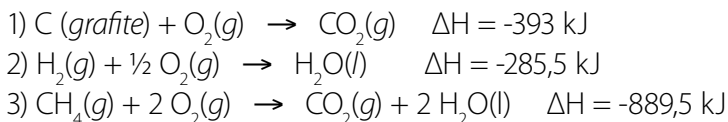
Conhecendo-se as entalpias padrão das substâncias, a variação de entalpia de uma reação pode ser determinada com facilidade.

Lei de Hess

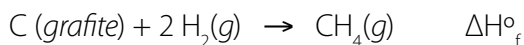
Em 1849, o químico Germain Henri Hess, efetuando inúmeras medidas dos calores de reação, verificou que o calor liberado ou absorvido numa reação química depende apenas dos estados inicial e final, independente do caminho pelo qual a reação passa.

Esta é a lei da aditividade dos calores de reação, ou lei de Hess. De acordo com ela, é possível calcular a variação de entalpia de uma reação através da manipulação algébrica de equações químicas que possuam valores dos calores conhecidos.

Por exemplo, através da manipulação adequada das equações das reações:

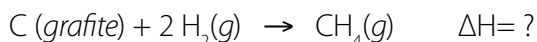


É possível determinar a variação de entalpia da reação de formação do metano, CH_4 , expressa pela equação química:



Uma reação que não permite medidas calorimétricas precisas de seu calor de reação, por ser lenta e apresentar reações secundárias.

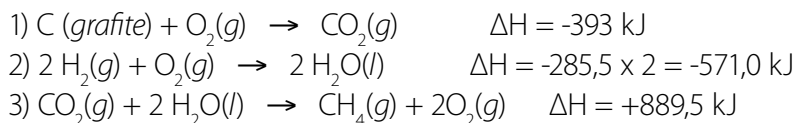
Aplicar a lei de Hess implica em efetuar as manipulações algébricas das reações conhecidas, como se fossem equações matemáticas, de modo a resultar na reação de formação do metano, cuja entalpia queremos determinar:



No entanto, para obtermos essa equação devemos efetuar as seguintes operações:

- multiplicar a reação (ii) por 2, para que o número de mols de $\text{H}_2(\text{g})$ seja igual a 2; consequentemente, o valor de ΔH também será multiplicado por 2;
- inverter a reação (iii), para que $\text{CH}_4(\text{g})$ passe para o segundo membro da equação. Em vista disso, o valor de ΔH também terá seu sinal invertido; isto é, se a reação é exotérmica, invertendo-se o seu sentido, passará a ser endotérmica e vice-versa;
- somar algebricamente as equações e os ΔH .

Assim temos:



O valor calculado pela aplicação da lei de Hess aos dados experimentais acima é praticamente idêntico ao tabelado, $\Delta H = -74,8 \text{ kJ}$, determinado em medidas muito precisas efetuadas por entidades credenciadas internacionalmente.

Energia de ligação

É a energia média fornecida para romper 1 mol de ligações entre dois átomos em um sistema gasoso, a 25°C e 1 atm. A energia de ligação pode ser determinada experimentalmente. Na tabela abaixo estão relacionadas as energias de algumas ligações.

Valores de energia de ligação (kJ/mol) de algumas ligações

Ligação	Energia ligação (kJ/mol)
H – H	436
Cl – Cl	242
H – Cl	430
O = O	494
Br – Br	193
H – Br	366
C – C	348
C – H	416
C – Cl	328

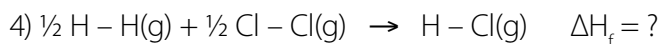
Observe que os valores tabelados são todos positivos, isto porque o rompimento de ligações é um processo que consome energia, ou seja, é um processo endotérmico. A formação de ligações, ao contrário, é um processo que libera energia, exotérmico.

Para se determinar o ΔH aproximado de uma reação a partir dos valores devemos considerar:

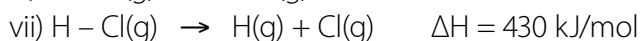
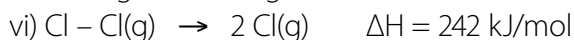
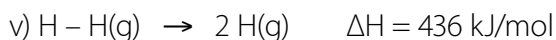
- Que todas as ligações dos reagentes são rompidas e determinar a quantidade de energia consumida nesse processo.
- Que as ligações existentes nos produtos foram todas formadas a partir de átomos isolados e determinar a quantidade de energia liberada nesse processo.

O ΔH será correspondente à soma algébrica das energias envolvidas nos dois processos, o de ruptura e o de formação de ligações. É importante salientar que esse método fornece valores aproximados de ΔH . Ele é muito útil na previsão da ordem de grandeza da variação de entalpia de uma reação.

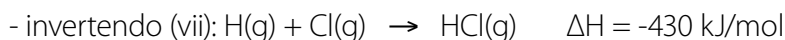
Para ilustrar a aplicação desses dados para obter uma estimativa aproximada de uma entalpia de reação ainda desconhecida (hipoteticamente), tomemos o caso da entalpia de formação de HCl(g) envolvida no processo expresso pela equação química:



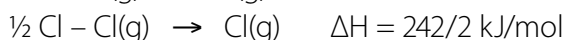
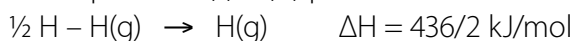
A partir da tabela com as energias de ligação, podemos obter os seguintes dados:



Manipulando adequadamente as equações (5), (6) e (7), devemos obter como soma a equação (4), o que é feito a seguir:



- multiplicando (v) e (vi) por $\frac{1}{2}$:



E somando algebricamente as três equações rearranjadas e as entalpias de ligação envolvidas, cancelando os termos comuns em ambos os lados das setas, obtemos a equação (iv), e a respectiva entalpia de reação expressa em termos das energias de ligação:

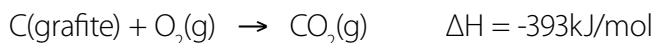


Comparando-se com o valor tabelado para a entalpia de formação de HCl(g) , $\Delta H_f^\circ = -92,0 \text{ kJ/mol}$, verifica-se que a estimativa feita com base nas energias de ligação, na ausência de dados experimentais, é uma boa estimativa de partida.

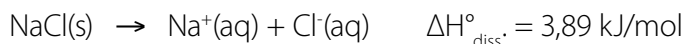
Tipos de entalpias (calores)

A variação da entalpia recebe uma denominação particular da natureza da reação:

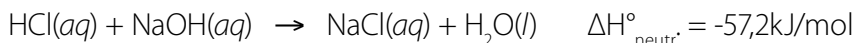
Entalpia de combustão (ou calor de combustão): É o ΔH associado à reação de combustão, no estado padrão, de um mol de uma substância.



Entalpia de dissolução (ou calor de dissolução): É o ΔH associado a 1 mol de uma substância em água suficiente para preparar um solução diluída.



Entalpia de neutralização (ou calor de neutralização): É o ΔH da reação de neutralização total de 1 mol de hidrogênio ionizáveis (H^+) por um mol de hidroxila de uma base, ambos na forma de soluções aquosas diluídas.



21.1.6. Espontaneidade das reações

Muito dos processos que ocorrem à nossa volta são espontâneos, isto é, uma vez iniciados prosseguem sem a necessidade de ajuda externa. A dissolução do sal em água e a queima de carvão são exemplos de processos espontâneos.

Os processos não espontâneos são aqueles que apenas são possíveis através do fornecimento contínuo de energia do meio ambiente para o [ref. 35] sistema. O cozimento de alimentos, a obtenção de metais, a formação das proteínas no nosso metabolismo a partir de aminoácidos ingeridos na alimentação, são exemplos de processos não espontâneos.

A constatação de que a maioria dos processos espontâneos ocorre com liberação de energia levou à ideia de que apenas processos exotérmicos, que ocorriam com diminuição de energia do sistema, eram espontâneos. De fato, isto é verdade para a maioria das reações; existem, no entanto, processos espontâneos que absorvem calor. Isso é possível porque, além do fator energia, associado às variações de entalpia que ocorrem no processo, existe outro fator que influencia na espontaneidade da reação. Esse fator chama-se **entropia**, e é representado pela letra **S**.

Entropia (palavra derivada do grego $\epsilon\nu\tau\rho\omicron\pi\epsilon$ (entropé), significando volta, mudança) é uma grandeza termodinâmica que numa transformação de energia qualquer mede a porção da energia que não está disponível para a produção de trabalho útil. Como exemplo pode-se citar o que ocorre num motor a gasolina, onde parte da energia gerada pela combustão da gasolina é **inevitavelmente transformada em calor**. Num sistema químico o conceito não é tão simples, e usualmente a entropia está associada à ordem ou à desordem

de um sistema. Quanto mais desorganizado o sistema, maior será sua entropia. Exemplos de processos que ocorrem com aumento de entropia:

- a evaporação de um líquido: no estado gasoso as moléculas movimentam-se com mais liberdade do que no estado líquido, estando, portanto, mais desorganizadas;
- a dissolução de qualquer substância em um líquido também produz um sistema final em que a desorganização é maior;
- a reação de decomposição de água no estado gasoso em hidrogênio e oxigênio gasosos, representada pela equação $2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$, pois há duas entidades H_2 no lado dos reagentes que dão origem a 3 entidades no lado dos produtos (2 moléculas de H_2 e 1 molécula de O_2).

Da mesma forma que para a entalpia, para a determinação da entropia das substâncias foi necessário estabelecer, arbitrariamente, o valor de algumas substâncias e, a partir disso, construir uma escala relativa. Estabeleceu-se que uma substância, na forma de um cristal perfeito, a zero Kelvin, tem entropia zero.

O quadro a seguir relaciona as entropias padrão (S°) de algumas substâncias.

Valores de entropia padrão (J/K mol) de algumas substâncias a 25°C

Substância	Entropia padrão (J/K-mol)
Ca(s)	41,59
Ag(g)	42,64
CaO(s)	39,71
Br ₂ (l)	152,15
Hg(l)	75,95
He(gás)	125,94
N ₂ (gás)	191,02
Metano, CH ₄ (gás)	186,01

A espontaneidade de um processo é determinada pelos fatores entalpia e entropia. São espontâneos os processos que ocorrem com diminuição de entalpia e aumento de entropia. Não são espontâneos os processos que ocorrem com aumento de entalpia e diminuição de entropia. Quando um processo ocorre com aumento ou diminuição simultânea de entalpia e entropia, para se prever a espontaneidade ou não da reação é necessário lançar mão de uma grandeza que relaciona a entropia e a entalpia. Essa grandeza é a **energia livre de Gibbs (G)** e é dada pela equação (para processo que ocorre a temperatura constante):

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

ΔG é a variação de energia livre do sistema, dada em kJ/mol;

ΔH é a variação de entalpia, dada em kJ/mol;

ΔS é a variação de entropia, dada em kJ/K mol.

21.1.7. Ocorrência de uma reação

Quanto à termodinâmica, o acontecimento de uma reação é favorecido com o aumento da entropia e a diminuição da energia. Essas duas grandezas se associam, nesse caso, de acordo com a seguinte equação:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S \text{ (para sistemas a pressão constante)}$$

$$\Delta A = \Delta U - T \cdot \Delta S \text{ (para sistemas a volume constante)}$$

onde T é a temperatura em kelvin;

ΔH ; ΔU ; ΔS são variações conhecidas e discutidas anteriormente;

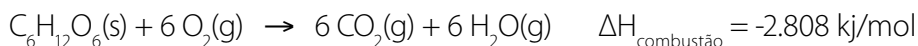
ΔG é uma grandeza chamada de energia livre de Gibbs;

ΔA é uma grandeza chamada de energia de Helmholtz.

Se ΔA e ΔG forem maiores que zero em dadas condições, a reação é dita como não espontânea. Na situação de ΔA e ΔG iguais a zero teremos um [ref. 13] equilíbrio químico, e as concentrações de reagentes e produtos não variam mais quando o equilíbrio é atingido. Caso ΔA e ΔG sejam menores que

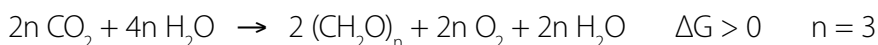
zero em dadas condições, dizemos que a reação é *termodinamicamente favorecida*, ou seja, ela é *espontânea*. Contudo é importante notar que uma reação ser espontânea não necessariamente significa que ela ocorra rapidamente. Esse aspecto relacionado com as velocidades de reações espontâneas será abordado em tópico posterior.

Finalizando esse capítulo, é importante tentar desmistificar a ideia corrente de que reações com $\Delta G > 0$ nunca ocorrem. Se isto é verdade para as condições padrão (25°C e 1 atm de pressão), uma reação não espontânea pode ocorrer em outras condições, com o fornecimento contínuo de energia por uma fonte externa. Para ilustrar esses pontos relacionados com reações espontâneas e não espontâneas, e a relação com a Termodinâmica, vamos usar a molécula de glicose, fórmula molecular $C_6H_{12}O_6$, de vital importância para seres vivos, animais e plantas. No metabolismo de animais, incluindo o homem, a glicose é uma das mais importantes fontes de energia para a manutenção da vida. Nas células, a glicose reage com o oxigênio molecular transportado pelo sangue, segundo a reação expressa pela equação termoquímica:

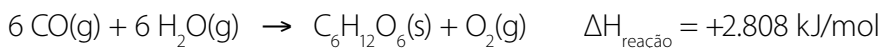


Como além de ser bastante exotérmica, a reação ocorre com o aumento do número de entidades (7 moléculas de reagentes dão origem a 12 moléculas de produto, o que implica que $\Delta S > 0$), ela tem $\Delta G < 0$ e se processa espontaneamente. A única diferença em relação à simples combustão de glicose ao ar – que desprende energia sob a forma de calor, e simplesmente se dissipa para o ambiente externo – é que nos processos metabólicos essa reação ocorre em etapas, sob o controle de [ref. 6] catalisadores biológicos (as enzimas). Nesse processo, parte da energia despreendida na reação de combustão da glicose é utilizada para formar moléculas que armazenam essa energia em ligações químicas, como a Adenosina trifosfato (ATP). Essas moléculas com alto conteúdo energético posteriormente transferem parte dessa energia para promover outras reações não espontâneas essenciais para a manutenção da vida. Esse aspecto da utilização da glicose como fonte energia por seres vivos está inteiramente de acordo com a Termodinâmica, uma vez que se trata de uma reação química espontânea.

No entanto, a glicose e seus derivados são também importantes nos vegetais, nos quais os derivados de glicose são formados a partir de CO_2 e H_2O , no processo conhecido como fotossíntese. A fotossíntese não é exatamente a reação inversa da combustão biológica da glicose, pois a ela não forma inicialmente glicose, mas sim moléculas com três átomos de carbono, através de reações genéricas representadas por equações do tipo:



Embora os derivados de 6 átomos de carbono, como a glicose, sejam formados em etapas posteriores do processo complexo, por motivos didáticos é interessante considerar o processo como sendo oposto à combustão biológica da glicose, segundo a reação:



Esta claramente não é favorecida termodinamicamente, não ocorrendo espontaneamente.

Como ela ocorre então na natureza, onde é de vital importância básica para a manutenção da vida como a conhecemos? A resposta, conhecida por todos os que fizeram um curso de ciências, é que ela depende fundamentalmente da energia fornecida continuamente ao sistema pela luz solar, através da absorção de [ref. 20] fótons da região da luz visível pelas moléculas de clorofila presentes nas folhas dos vegetais. Com essa fonte externa de energia é possível que a reação não espontânea de formação de compostos de carbono, com conteúdo energético maior que a dos reagentes de partida, ocorra continuamente. Uma vez interrompida a fonte externa de energia, a reação cessa. A reação termoquímica para o processo não espontâneo é representado pela equação:



Assim como nessa reação não espontânea, no metabolismo humano está envolvido um número grande de reações não espontâneas essenciais à

vida. A fonte de energia externa que possibilita que essas reações ocorram são moléculas com alto conteúdo energético armazenado em suas ligações químicas, a exemplo do ATP já citado anteriormente. Através de reações acopladas no metabolismo, essas moléculas com alto conteúdo energético armazenado em suas ligações químicas transferem energia para os sistemas não espontâneos que participam do processo.



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 22

Energia e suas relações com as mudanças químicas

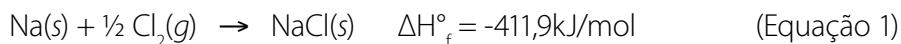
Numa *reação química*, a interação entre as espécies químicas permite formar substâncias inteiramente diferentes e com propriedades distintas daquelas que interagem. Algumas dessas mudanças ou transformações podem ser bastante dramáticas, como a que se verifica na reação entre o sódio e o cloro.

Quando sódio metálico, Na(s) , é colocado em contato com gás cloro, $\text{Cl}_2(\text{g})$, ocorre uma reação violenta liberando calor e luminosidade. O produto dessa reação muito violenta é o cloreto de sódio, NaCl(s) .

Observação: recomendamos assistir aos vídeos relacionados a seguir, pois a visualização auxilia no entendimento do processo, como ele ocorre. Esta poder ser uma ferramenta para aulas do ensino médio, estimulando interesse e a reflexão sobre reações químicas por parte dos estudantes; entretanto, lembramos que dificilmente tais reações poderiam ser desenvolvidas na escola por questões de segurança. Além disso, os vídeos auxiliam no aprendizado dos conceitos químicos envolvidos.

Vídeos ilustrativos: [Reação de sódio e cloro](#) e [Formação de cloreto de sódio](#)

A reação que ocorre é descrita pela Equação 1 em que estão discriminados os reagentes, o produto e a quantidade de energia envolvida no processo.



Antes de analisarmos a reação entre essas espécies é conveniente fazermos algumas considerações sobre os reagentes como espécies isoladas.

O sódio – Elemento químico de símbolo **Na**, número atômico 11 e massa atômica 23u. Está situado na série química dos metais alcalinos, sólido na temperatura ambiente e como os outros metais é brilhante e bom condutor de eletricidade. Seus compostos são muito abundantes na natureza, encontrado no sal marinho e no mineral halita. Devido à sua reatividade, não é encontrado livre na natureza. Diferente dos outros metais, no entanto, ele é muito macio e facilmente cortado com uma faca. Na sua forma metálica é muito reativo. O filme branco que cobre a superfície externa do metal é produto da sua reação com oxigênio e umidade do ar. A tendência de o sódio reagir rapidamente com oxigênio e água torna-o um reagente perigoso durante seu manuseio. Sódio reage violentamente com a água, produzindo calor intenso e liberando o gás inflamável hidrogênio. Na mesma reação forma uma substância chamada hidróxido de sódio, que é bastante corrosiva. O contato do sódio com a pele pode causar queimaduras.

O cloro – Elemento químico de símbolo **Cl**, número atômico 17, massa atômica 35,5u. O elemento cloro está na série química dos halogênios. Na temperatura ambiente é encontrado no estado gasoso, sob a forma de moléculas diatômicas, Cl_2 . No estado puro, na sua forma diatômica (Cl_2) e em condições normais de temperatura e pressão, é um gás de coloração amarelo-esverdeada, sendo duas vezes e meia mais pesado que o ar. É abundante na natureza e é um elemento químico essencial para muitas formas de vida. Na forma concentrada, o cloro é especialmente perigoso se inalado, causando danos às vias respiratórias e podendo levar ao óbito. Inclusive, o gás cloro pode ser usado como arma de guerra. Na natureza, não é encontrado em estado puro, já que reage com rapidez com muitos elementos e compostos químicos, sendo encontrado

formando parte de cloretos e cloratos, sobretudo na forma de cloreto de sódio nas minas de sal-gema e dissolvido na água do mar.

A reação – Quando o sódio metálico e o gás cloro entram em contato eles reagem violentamente (como pode ser visto nos vídeos recomendados anteriormente).

O sódio e o cloro estabelecem uma ligação iônica e formam o cloreto de sódio sólido. A substância formada na reação é um sólido branco, NaCl, com aparência muito diferente do sódio ou do gás cloro.

Na imagem a seguir temos um mineral encontrado em minas, conhecido como halita, ou “sal de rocha”, formado por cloreto de sódio puro.



Cristais hexaédricos de halita (NaCl)

Analisando a reação, ela tem seu aspecto dramático e também mágico. Temos aqui duas espécies químicas, sódio e cloro, que se ingeridas podem produzir problemas graves à saúde do indivíduo, inclusive a morte. Mas quando

reagem uma com a outra, formam uma substância que é importante para nosso organismo, o cloreto de sódio.

Esse evento é um exemplo, entre tantos, que fascinam os químicos. A maioria das reações químicas não é tão espetacular como a que ocorre entre o sódio e o cloro, mas elas ocorrem o tempo todo ao nosso redor. O entendimento das reações e a busca do controle delas podem ser úteis para todos e uma conduta importante para a química na ciência moderna e em nossa sociedade.

22.1. Analisando a transformação ou reação

O NaCl é um composto constituído pelos elementos sódio e cloro. O primeiro pertence à família dos metais alcalinos da tabela periódica, já o segundo pertence à família dos halogênios. Em termos de [ref. 10] eletronegatividade, temos os valores de 3,19 e 0,93 para o cloro e o sódio, respectivamente, com base na tabela elaborada pelo químico Linus Pauling. Devido à diferença de eletronegatividade ser maior que 1,7 ($3,19 - 0,93 = 2,26$), a ligação química entre o sódio e o cloro assume um caráter predominantemente iônico, isto é, um elétron do átomo sódio é “transferido” para o átomo de cloro, e ambos assumem uma configuração eletrônica estável semelhante a de um gás nobre. (O assunto não é tão simples como se pode depreender da estabilidade de estruturas eletrônicas semelhantes às de gases nobres. Maiores detalhes sobre o assunto serão tratados em capítulos subsequentes do livro, envolvendo modelos de ligações químicas).

Ao proporcionarmos o contato entre duas substâncias no seu estado fundamental, ocorre uma reação espontânea de formação do cloreto de sódio, ou seja, uma reação que após iniciada (repare que nos vídeos indicados, para dar início à reação dos reagentes em contato, em um dos casos foi necessário adicionar uma gota de água, e no outro aquecer o sódio antes de colocá-lo em contato com o gás cloro) ocorre sem a necessidade de agentes externos, como fornecimento de calor ou catalisador, por exemplo. Por que isto ocorre? A termodinâmica explica.

De maneira bastante sintética, tentaremos explicar porque a reação de sódio metálico com cloro gasoso produzindo cloreto de sódio é espontânea, conforme discutido anteriormente.

Para que um evento seja espontâneo, o valor da energia livre (energia livre de Gibbs) do sistema tem que ser negativa. Essa energia é calculada segundo a equação termodinâmica:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad (\text{Equação 2})$$

A energia livre é resultado da interação da variação da entalpia (ΔH) com a variação da entropia (ΔS), sob efeito da temperatura (T). No caso do cloreto de sódio, há uma diminuição da entropia, isto é, há uma organização maior do produto em comparação aos reagentes, devido à formação do retículo cristalino organizado, resultando em $\Delta S < 0$. Esse aspecto não colabora para um processo espontâneo. Por quê? Perceba na Equação 2 que quando o valor de ΔS for negativo, o termo $T\Delta S$ será positivo, contribuindo para que o valor de ΔG se torne mais positivo. Essa diminuição da entropia pode ser notada pela soma dos mols dos reagentes em comparação a do produto na Equação 3.



São 1,5 mols de reagentes para 1 mol de produto. Não obstante a contribuição de ΔS diminuir o valor de ΔG , a liberação de energia (ΔH) é relativamente grande, garantindo o valor negativo de ΔG e explicando o caráter espontâneo da reação.

22.2. A formação do retículo cristalino do NaCl

A reação de formação do cloreto de sódio é exotérmica, ou seja, libera energia durante a reação. Isso nos permite inferir que a energia livre dos produtos é menor que a dos reagentes e, mesmo havendo uma maior organização (menor entropia), a reação se dá de forma espontânea devido ao processo ser relativamente muito exotérmico.

As variações de energia que acompanham a formação do sólido, no caso NaCl, a partir dos íons que o formam, podem ser calculadas teoricamente com base no modelo iônico, no qual a principal contribuição para a energia provém da interação coulômbica entre os íons, englobando tanto as de atração entre íons de cargas opostas, como as de repulsão entre íons de mesmas cargas. Apesar do modelo fornecer uma estimativa da variação de energia de formação do sólido, seria interessante dispor de um caminho confiável que permitisse medir experimentalmente essa variação.

Para determinarmos a variação de energia que acompanha a formação do sólido, devemos fazer algumas considerações. A diferença na entalpia molar entre um sólido e um gás de íons extremamente separados é denominada **entalpia de rede ou reticular** do sólido (ΔH_{rede} ou $\Delta H_{\text{reticular}}$).

$$\Delta H_{\text{rede}} = H_{\text{m}}(\text{íons}) - H_{\text{m}}(\text{s})$$

A entalpia de rede pode ser identificada com a variação de entalpia despreendida quando um mol do sólido em seu estado fundamental de energia é formado a partir das quantidades adequadas de seus íons, em seus estados de energia mínima. Alternativamente, a entalpia de rede pode ser definida como a energia necessária para vaporizar um mol do sólido à pressão constante, formando seus íons constituintes no estado gasoso, em seus estados de energia mínima. Obviamente, as energias envolvidas em cada definição terão o mesmo valor absoluto, diferindo apenas no sinal de grandeza. Na primeira definição, o valor seria negativo (processo exotérmico, no qual ocorre desprendimento de energia para o ambiente), e no segundo, seria positivo (processo endotérmico, no qual ocorre transferência de energia do ambiente para o sistema).

A entalpia de rede do NaCl(s) e de qualquer outro sólido *não* pode ser medida experimentalmente através dos métodos típicos da Termoquímica. Não há como colocar em contato isoladamente íons gasosos de cargas opostas em quantidades estequiométricas para formar um sólido iônico, e medir calorimetricamente as variações de energia envolvidas. Entretanto, essa variação de energia pode ser obtida por caminho que combine outras medidas acessíveis experimentalmente. Como todas as grandezas termodinâmicas envolvidas no

processo de formação de um sólido iônico são **funções de estado**, obedecendo à Lei da Conservação de Energia (1ª Lei da Termodinâmica), suas formações podem ser analisadas segundo um procedimento sistemático denominado **Ciclo de Born-Haber** (veja anexo 3).

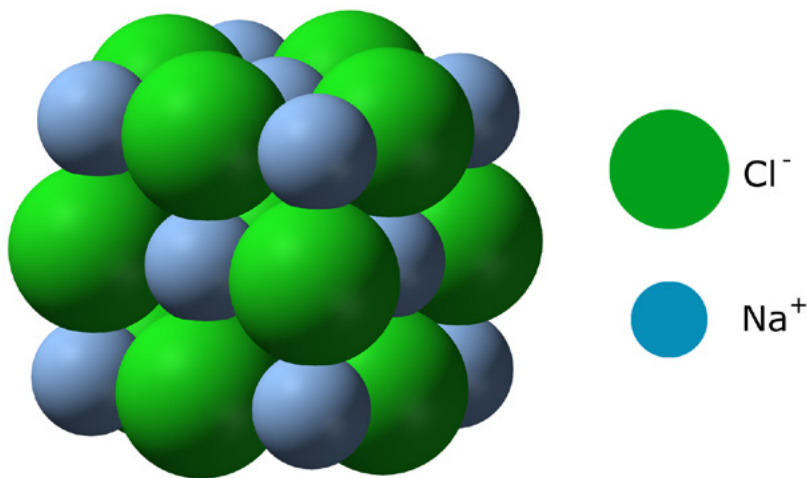
O procedimento de Born-Haber consiste numa sequência de passos formando um ciclo. Um desses passos é a formação de uma rede cristalina a partir de íons gasosos. O ciclo acompanha as variações de entalpia que ocorrem quando começamos com elementos puros, tais como o sódio $\text{Na}(s)$ e o cloro $\text{Cl}_2(g)$, os atomizamos a átomos gasosos, os ionizamos então íons gasosos, permitindo que esses íons formem um sólido iônico, e convertamos o sólido novamente a elementos puros. A única entalpia desconhecida é aquela do passo em que o sólido iônico se forma a partir de íons gasosos, ΔH_{ret} . O ciclo de Born-Haber permite-nos calcular esse valor.

Do ponto de vista da formação da ligação iônica, temos que durante as etapas propostas no Ciclo de Born-Haber poderia ocorrer a formação dos pares iônicos isolados em fase gasosa $[\text{Na}^+\text{Cl}^-]$, em virtude da atração eletrostática entre cargas elétricas de sinais opostos. O balanceamento entre a atração e a repulsão eletrostática provoca o estabelecimento de uma distância interiônica de equilíbrio, tornando o sistema mais estável que os íons isolados. Esses pares estão na forma gasosa, mas, sob a atração eletrostática que é exercida sobre todos os íons, o conjunto de pares vai aumentando. Dessa forma, começa a ocorrer a reunião e a superposição dos pares, até que seja formado um único grupo que constituirá um sólido cristalino macroscópico, tridimensional, de geometria definida e estável. A estabilidade é atingida devido ao abaixamento da energia do sistema ligado, provocado pela liberação de energia: a energia reticular (ΔH_{ret}). Assim, ΔH_{ret} pode ser considerada uma medida da energia (ou força) da ligação iônica. Logo, quanto menor o valor de ΔH_{ret} , maior é a energia liberada nessa etapa – mais estável é o retículo cristalino. No caso do NaCl , usando a lei de Hess e o procedimento de Born-Haber, temos ΔH_{ret} em torno de -785 kJ/mol . Esse valor concorda de uma maneira extraordinária com o valor calculado teoricamente pela aplicação do modelo iônico na descrição da ligação iônica, igual a -787 kJ/mol .

Assim, os ciclos de Born-Haber são instrumentos muito úteis para a obtenção de grandezas termodinâmicas impossíveis ou difíceis de serem determinadas experimentalmente. A formação de outros compostos iônicos ocorre de maneira análoga àquela proposta para o NaCl, respeitando, é claro, as peculiaridades de cada ciclo e a estequiometria dos sais.

Existe uma propriedade nos sólidos chamada “número de coordenação”, a qual representa o número de íons que circunda outro íon. No caso do NaCl(s), o número de coordenação do íon Na^+ é igual ao do íon Cl^- , visto que há uma relação de 1:1 entre eles. O produto da reação, cloreto de sódio, é composto de íons Na^+ e Cl^- , arranjados em uma rede tridimensional regular.

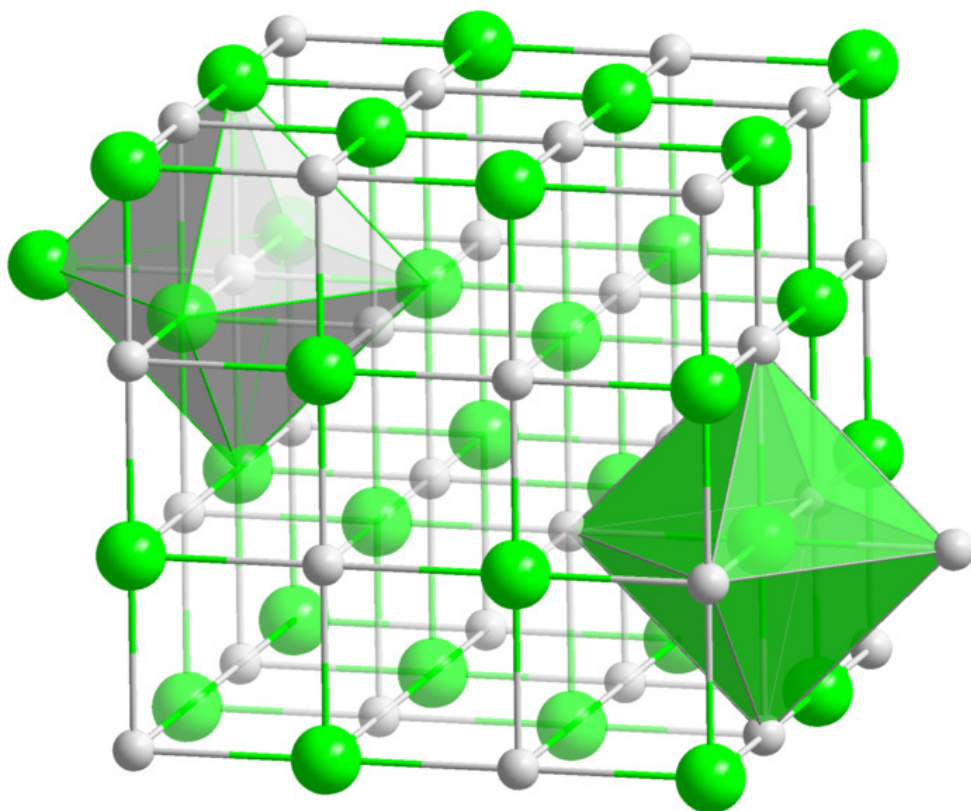
Na imagem a seguir está representada parte da rede tridimensional do cristal de NaCl, usando o modelo de esferas compactas, em que as azuis representam os íons Na^+ e as verdes os íons Cl^- . Os raios das esferas são proporcionais aos raios reais dos referidos íons.



Representação de parte da estrutura cristalina do NaCl, usando o modelo de esferas compactas

Na próxima imagem, empregando o modelo de bastão e bola, no qual as esferas tiveram seus tamanhos reduzidos proporcionalmente, mantendo as po-

sições dos núcleos no retículo, para facilitar a visualização das vizinhanças dos íons Na^+ e Cl^- , agora representados pelas cores cinza e verde, respectivamente.



Representação tridimensional de uma porção de um retículo cristalino de cloreto de sódio, na qual as esferas cinzas representam os íons Na^+ , e as esferas verdes os íons Cl^-

Como pode ser visto na imagem anterior, cada íon Na^+ está rodeado por 6 íons Cl^- localizados à igual distância do íon central do arranjo, numa geometria octaédrica. O mesmo ocorre com cada íon Cl^- , rodeado agora por 6 íons Na^+ .

A estrutura dos sólidos iônicos pode ser explicada considerando-se os tamanhos (raios) relativos dos íons positivos e negativos. Cálculos geométricos simples permitem determinar quantos íons de um dado tamanho podem se arranjar em torno de outro íon.

No cloreto de sódio, a relação de raios iônicos é igual a 0,52 e sugere um arranjo octaédrico. Contudo, para fazer esses cálculos é necessário admitirmos algumas idealizações. Por exemplo, considera-se os íons como esferas rígidas e elásticas; a ligação entre os íons seriam 100% iônicas; os raios dos íons são exatos, dentre outras. Não obstante, mesmo sabendo que essas propriedades não são exatas dessa forma, idealizações são necessárias para obtermos resultados relativamente próximos ao real.

Portanto, as variações energéticas que acompanham a formação do sólido cristalino justificam a formação do produto cloreto de sódio com desprendimento de energia.



VÍDEO SEM
ACESSIBILIDADE



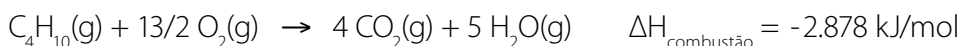
VÍDEO COM
LEGENDA E LIBRAS

Capítulo 23

Cinética química

Como vimos anteriormente, o primeiro requisito para que uma reação química ocorra espontaneamente é que ela seja *favorecida termodinamicamente*, isto é, que a energia livre total dos produtos seja menor que a dos reagentes. Isto se traduz no fato conhecido de que todas as reações que se processam espontaneamente tem valores de ΔG (ou ΔA) < 0 . Este é o campo da Termodinâmica Química, cujos princípios básicos foram vistos nos capítulos anteriores.

No entanto, o fato de uma reação espontânea ser altamente favorecida termodinamicamente não significa necessariamente que ela se processe de modo rápido. Um exemplo ilustrativo de uma reação altamente favorecida termodinamicamente, mas que não se processa necessariamente com rapidez, é a combustão do gás liquefeito de petróleo (GLP), ou gás natural (GN, gás encaçado) que utilizamos em nossos fogões domésticos no preparo e aquecimento de alimentos. O GLP é uma mistura de vários hidrocarbonetos, principalmente propano (C_3H_8) e butano (C_4H_{10}). Para simplificar a situação, consideremos que o GLP seja constituído quase que integralmente por butano. Uma consulta aos dados termodinâmicos sobre a sua reação de combustão fornece os dados expressos na equação termoquímica que se segue:



Pelos dados se vê facilmente que a reação é altamente exotérmica, sendo favorecida termodinamicamente – pois ΔH é bastante negativo, e o valor de $\Delta S > 0$ (repare que o número de entidades do lado dos produtos [9] é maior que do lado dos reagentes [7,5]); como resultado final $\Delta G < 0$. Quando acendemos normalmente um bico de gás do fogão, o gás penetra no bico, mistura-se com o ar em quantidade adequada, e ao entrar em contato com o calor da chama de um palito de fósforo, ou da faísca de um acendedor, a reação se inicia, queimando com uma chama azul tranquila. Parte do calor desprendido na reação química de combustão do butano é utilizada no preparo de nossos alimentos, enquanto outra parte é gasta no aquecimento de reagentes e produtos.

Agora considere que o mesmo bico se apagou, e a mistura butano-ar continuou vazando em um ambiente fechado (ou ainda, que alguma parte da linha de gás apresentou vazamento), e o gás foi se misturando com o ar do ambiente. Nessas condições, embora a mistura preencha todas as condições termodinâmicas para que a reação de combustão do butano ocorra espontaneamente, ela não se inicia e nenhuma mudança é observada macroscopicamente. Esta é uma situação de alto risco, pois basta apenas uma faísca elétrica, que pode ocorrer quando se liga um aparelho elétrico, para a reação se iniciar e ocorrer explosivamente, provocando acidentes geralmente catastróficos. (A título de informação, para tentar minimizar esse risco, como o GLP e o GN são inodoros, adiciona-se mercaptana ao gás de cozinha. As mercaptanas são derivados orgânicos de enxofre, voláteis e de cheiro extremamente desagradável, perceptíveis ao ar mesmo em concentrações extremamente baixas.)

Por que se observa essas diferenças de comportamento da mesma reação nas duas condições? A resposta está no fato de que para uma reação termodinamicamente possível começar a ocorrer de modo macroscópico, as moléculas devem se chocar com uma energia mínima, denominada [ref. 12] energia de ativação. Os choques que ocorrerem com energia igual, ou maior, que a energia de ativação pode fazer com que os reagentes tenham suas ligações quebradas, e dos mesmos choques resultem a formação das ligações características dos produtos formados. Para isso ocorrer, além dos choques preencherem esse requisito energético, as interações entre os reagentes devem ocorrer com orientações adequadas, para possibilitar a formação dos produtos. No caso do bico

de gás aceso normalmente, o contato com a chama de um palito de fósforo (ou da faísca do acendedor) fornece a energia de ativação para que uma parte das moléculas dos reagentes tenham a energia de ativação necessária e a reação se inicie em nível macroscópico. Uma vez iniciada a reação, o calor desprendido nela faz com que mais moléculas dos reagentes atinjam o estado de ativação, e a reação continua espontaneamente enquanto houver fornecimento da mistura dos reagentes nas proporções adequadas para a combustão, e a temperatura do sistema seja tal que os choques entre as moléculas dos reagentes ocorram com energia igual, ou superior, ao valor da energia de ativação.

Esses assuntos – energia de ativação, colisões moleculares, choques efetivos, e outros como catálise, mecanismo de reação etc. – estão relacionados com o **caminho de reação**, objeto de estudo do ramo **Cinética Química** ou **Cinética de Reações**.

Para termos um conhecimento razoável sobre Cinética Química, precisamos fazer uma breve discussão sobre a origem da energia de ativação de uma reação, e os princípios básicos das principais teorias que abordam esse assunto.

23.1. Energia de ativação e as teorias correlacionadas

Em 1888, Svante Arrhenius sugeriu que as moléculas devem possuir certa quantidade mínima de energia para reagir. De acordo com o modelo de colisão, essa energia vem das energias cinéticas das moléculas se colidindo, proveniente da agitação das moléculas em função da temperatura. Nas colisões, a energia cinética das moléculas pode ser usada para esticar, dobrar e basicamente quebrar ligações, levando a reações químicas.

Teoria das colisões

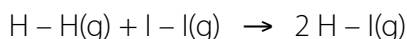
Como as reações ocorrem em nível molecular, podemos usar como modelo as reações em fase gasosa. Sabemos que a reação tem probabilidade de ocorrer apenas quando os reagentes se encontram. O encontro de duas moléculas de gases é uma colisão. Se elas colidem com menos que determinada energia cinética, elas simplesmente se separam. Se elas se encontram com mais

do que tal energia, ligações podem quebrar-se e novas podem se formar. A energia cinética mínima ($E_{\min}$) para uma reação foi denominada energia de ativação (E_a). O valor da E_a varia de reação para reação.

A frequência com que as moléculas colidem e a fração dessas colisões que tem ao menos a $E_{\min}$ também devem ser consideradas. Para a efetividade da ocorrência da reação, além das espécies terem E_a , devemos considerar a direção relativa na qual as moléculas estão se movendo quando colidem.

De acordo com a teoria de colisões de reações em fase gasosa, uma reação ocorre somente se as moléculas reagentes colidem com uma energia cinética no mínimo igual à E_a e os choques ocorrerem com a orientação correta para formar os produtos, no que é denominado **choque efetivo**.

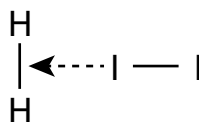
Para ilustrar a exigência de orientação das moléculas para que os choques sejam efetivos, consideremos o caso da reação espontânea que ocorre em fase gasosa entre H_2 e I_2 , formando HI, representada pela equação química:



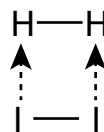
Quando as moléculas lineares de H_2 e I_2 se chocam, podemos visualizar várias possibilidades de aproximação, algumas delas esquematizadas a seguir.



Esquema 1



Esquema 2



Esquema 3

Uma análise simples das três situações esquematizadas (obviamente, todas as orientações intermediárias entre as moléculas seriam possíveis nos choques) mostra que apenas a representada no Esquema 3 teria condições de, por um simples rearranjo das ligações $H - H$ e $I - I$, dar origem a duas moléculas de HI no evento do choque. Diz-se que apenas os choques que ocorrem no Esquema 3 são **choques efetivos**. Se esses choques atenderem também à exigência

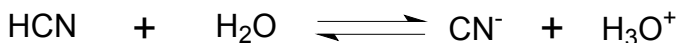
de ocorrerem com energia cinética maior, ou igual, à E_a , a reação ocorrerá com velocidade mensurável.

Teoria do complexo ativado

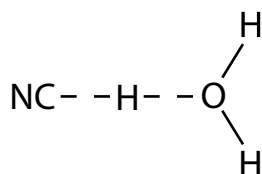
A teoria das colisões se aplica às reações em fase gasosa, e pode ser estendida, em parte, para reações em solução. Em solução as moléculas não se deslocam pelo espaço tão livremente como no estado gasoso, pois estão rodeadas pelas moléculas do solvente. Para ocorrer colisão entre duas moléculas de reagentes, elas têm que se desviar das moléculas de solvente que as rodeiam, e ficar nas vizinhanças umas das outras.

Nessa teoria, considera-se que duas moléculas ao se aproximarem vão se deformando à medida que se encontram. Em fase gasosa, a deformação é a colisão. Em solução, a aproximação é uma trajetória em ziguezague entre as moléculas do solvente e a deformação pode não ocorrer até que duas moléculas dos reagentes tenham se encontrado e recebido um impulso, ou “chute” vigoroso das moléculas do solvente ao redor. O encontro entre as duas moléculas resulta em um **complexo ativado**, uma combinação das duas moléculas, que pode formar os produtos, ou separar-se, regenerando os reagentes não modificados. No complexo ativado, as ligações originais se esticaram e enfraqueceram e as novas ligações estão apenas parcialmente formadas.

Podemos visualizar a essência da teoria do complexo ativado através da reação de transferência de próton entre as moléculas do ácido fraco HCN e a água, que ocorre segundo a reação de equilíbrio em solução aquosa:

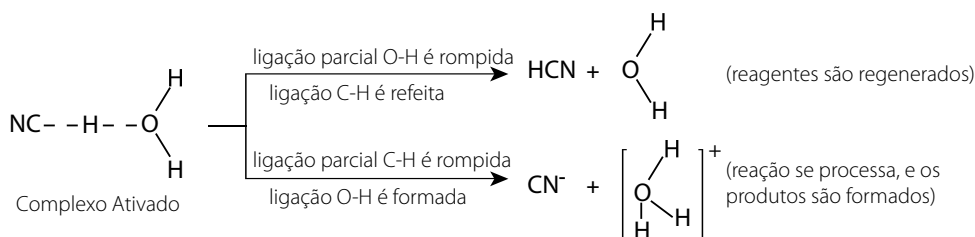


O complexo ativado poderia ser representado como consistindo de uma molécula HCN com seu átomo de hidrogênio envolvido em uma ligação hidrogênio com o átomo de oxigênio de uma molécula de água, e posicionado a meio caminho entre as duas moléculas, como esquematizado a seguir.

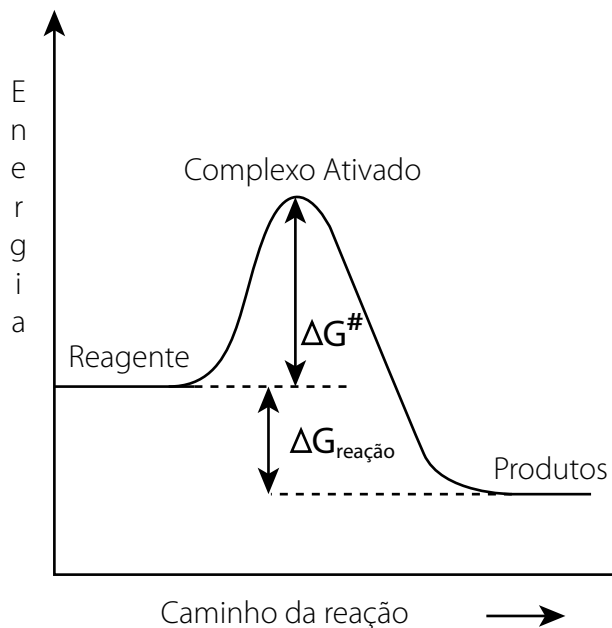


Complexo Ativado

Nesse ponto, o átomo de hidrogênio que se liga parcialmente aos átomos de C e H ao mesmo tempo no complexo ativado, poderia voltar a formar a ligação integral com o átomo de C, regenerando os reagentes HCN e H₂O, ou sair e romper a ligação parcial C – H para formar a ligação integral com o átomo de O, dando como produtos H₃O⁺ e CN⁻. Esses caminhos estão esquematizados a seguir.



Na Teoria do complexo ativado, a energia livre de ativação ($\Delta G^\ddagger$) é a medida da energia do complexo ativado com relação à dos reagentes (os valores de $\Delta G^\ddagger$ e de E_a são facilmente correlacionados). O perfil da reação mostra como a energia varia à medida que os reagentes se encontram, formam o complexo ativado e continuam para formar os produtos, ou regenerar os reagentes.



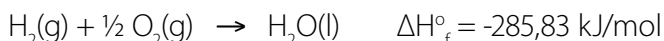
À medida que os reagentes se aproximam, caminhando para o lado dos produtos no gráfico, a energia do sistema aumenta (lado esquerdo do gráfico, em relação ao máximo de energia, correspondente ao ponto em que ocorre a formação do complexo ativado). Se os reagentes têm energia menor que $\Delta G^\#$, a energia é dissipada, os reagentes se separam, e os reagentes são regenerados. Se eles têm energia igual a $\Delta G^\#$, o complexo ativado é formado, correspondendo ao ponto de máxima energia ao se caminhar no gráfico, indo dos reagentes para os produtos. Quando o sistema está nesse ponto, duas situações, já descritas anteriormente, podem ocorrer. Na primeira, o sistema passa pelo topo da barreira e continua caminhando para o lado dos produtos. Quando a configuração do sistema atinge a configuração dos produtos, os componentes do sistema se separam, dando origem aos produtos. No sistema representado no gráfico, a diferença de energia entre reagentes e produtos é emitida para o ambiente, geralmente na forma de calor, pois se trata de uma reação espontânea, constituindo a grandeza termodinâmica $\Delta G_{\text{reação}}$. Na segunda situação possível, embora a configuração do complexo ativado tenha sido atingida, sua

energia é dissipada, e o sistema retorna às configurações de origem. Nesse caso, não ocorrerá a formação dos produtos, e os reagentes serão regenerados. Se a maior parte das moléculas do sistema tiver alta energia, de modo que grande parte das interações entre os reagentes tiverem um nível de energia maior que a barreira de ativação $\Delta G^\ddagger$, a reação ocorrerá rapidamente.

Segundo essa teoria, uma reação ocorre apenas se duas moléculas adquirem energia suficiente, proveniente da energia cinética das moléculas dos reagentes e talvez do solvente ao redor, para formar um complexo ativado e atravessar uma barreira energética. A energia cinética média das partículas que compõe um sistema está diretamente relacionada com a temperatura em que a reação ocorre.

23.2. O uso da Teoria do estado de transição na análise da cinética da reação espontânea de formação de água, a partir de hidrogênio e oxigênio moleculares

A reação de formação de água líquida pela reação entre hidrogênio e oxigênio moleculares nas condições padrão (25°C e 1 atm de pressão), representada pela equação termoquímica



é altamente favorecida termodinamicamente, devido ao alto valor de sua entalpia, sendo uma reação espontânea. Uma vez iniciada a reação numa mistura de reação contendo os gases reagentes, a quantidade de calor desprendida é muito elevada. A grande quantidade de energia liberada no processo eleva a temperatura dos reagentes e aumenta de tal modo a velocidade de reação que pode se tornar explosiva.

No entanto, se pequenas quantidades (por motivos de segurança) de uma mistura de O_2 e H_2 nas quantidades estequiométricas para a formação de água for introduzida cuidadosamente num recipiente limpo, e isolado do ambiente, de modo que não esteja exposto a luz solar, faíscas elétricas, chamas ou

catalisador, a mistura pode ser mantida por longo tempo, sem que se observe formação de quantidade macroscópica de água líquida.

Por outro lado, se a mistura gasosa for exposta a fatores externos, tais como faísca elétrica, chama, adição de catalisador adequado, a reação se processa rapidamente, formando água, que se liquefaz quando o sistema esfriar.

Por que isto ocorre? Para explicar o observado, vamos utilizar um diagrama do item anterior, onde são representadas as energias livres de reagentes e produtos, e a variação de energia que ocorre quando os reagentes interagem, formam o complexo ativado, que posteriormente se decompõe, originando os produtos. Como visto anteriormente, as energias livres de reagentes e produtos são funções de estado, não dependendo do caminho da reação que transforma reagentes em produtos. No diagrama que estamos utilizando, os patamares referentes aos reagentes e produtos representam justamente suas energias livres ($G_{\text{reagentes}}$ e G_{produtos}). A diferença entre as energias representadas pelos dois patamares ($G_{\text{produtos}} - G_{\text{reagentes}}$) é justamente a variação de energia livre que acompanha a reação ($\Delta G_{\text{reação}}$), que torna esta termodinamicamente possível e espontânea.

Então, porque a reação espontânea de formação de água a partir de uma mistura de oxigênio e hidrogênio não se processa com velocidade mensurável, quando isolada das influências externas já mencionadas?

Isto ocorre porque, se a variação de energia livre termodinâmica é uma função de estado, a função envolvida com o caminho da reação que transforma reagentes em produtos ($\Delta G^\#$) **não é uma função de estado**, sendo dependente do caminho seguido pela sistema ao ir de reagentes a produtos.

No caso da reação entre $\text{H} - \text{H}$ e $\text{O} = \text{O}$, a formação da molécula de água envolve a quebra das ligações químicas entre dois átomos de H e da ligação dupla entre os átomos de O, com energias de ligação iguais a 436 kJ/mol e 494 kJ/mol, respectivamente. Essas energias de ligação estão entre as mais elevadas para moléculas diatômicas. Como consequência, o valor de ($\Delta G^\#$) é elevado. Na temperatura ambiente, as interações entre as moléculas dos reagentes têm energias que estão muito abaixo do valor mínimo para permitir a formação de concentração significativa de complexo ativado. Como consequência, a veloci-

dade de passagem pelo topo da barreira de ativação é praticamente nula, e não se observa a formação de água em nível macroscópico.

Quando a mistura gasosa é exposta à ação de uma faísca elétrica, ou à chama de um fósforo, a energia externa fornecida faz com a energia média de um número de moléculas atinjam e ultrapassem a energia da barreira de ativação. Com isto, aumenta o número de moléculas de reagentes que formam produto, liberando diferença de energia na forma de calor. A energia liberada, por sua vez, aumenta ainda mais a energia média do sistema, aumentando a velocidade de reação. Se houver uma quantidade grande da mistura reacional, o aumento da velocidade pode se tornar tão grande que a reação se torna explosiva. Isto foi o que ocorreu em 1932 com o dirigível Hindenburg, preenchido com hidrogênio puro, que se rompeu ao aterrissar durante uma tempestade em New Jersey, EUA. Com a liberação de hidrogênio e mistura com o ar, bastou uma faísca elétrica para que o dirigível fosse inteiramente consumido pelas labaredas em instantes.

Se a uma nova porção da mistura reacional de H_2 e O_2 isolada for adicionada uma pequena quantidade de esponja sólida de platina, um catalisador bastante conhecido, novamente a reação se processa rapidamente, formando água, com a liberação de grande quantidade de calor. O que ocorre nesse caso? É o próprio caminho de reação que é alterado, em consequência do contato entre a alta área superficial da esponja de platina com os reagentes gasosos. Sabe-se que quando H_2 puro é colocado em contato com a superfície da esponja de platina há interações intensas, que fazem com que o sistema se aqueça. Há tempos se sabe que em consequência dessas interações, a ligação $H - H$ é alongada. Quando o mesmo fenômeno ocorre na mistura gasosa, o alongamento da ligação $H - H$ facilita sua quebra, diminuindo a energia de ativação em relação ao processo não catalisado, isto é, $\Delta G^{\#}_{\text{catalisado}} < \Delta G^{\#}_{\text{não catalisado}}$. Com o abaixamento da barreira de ativação pela adição do catalisador, embora a energia média dos reagentes não tenha se alterado, haverá um número maior de moléculas de reagentes que têm condições de ultrapassar a barreira menor, fazendo com que a reação siga a tendência prevista pela Termodinâmica.

23.3. As leis de velocidades de reações

Um dos objetivos da Cinética Química é a determinação da **lei de velocidade de uma reação**. Essa lei é uma expressão matemática que relaciona a velocidade de consumo de um reagente, ou de produção de um produto, com as concentrações dos reagentes (eventualmente também de produtos). Tomemos o caso da reação química representada pela equação química que se segue, e sua lei de velocidade determinada experimentalmente em uma dada temperatura constante, como exemplo de uma lei cinética e os significados de suas partes (Atkins; Jones, 2001, p.649).



V = velocidade de consumo de $\text{NO}_2 = k [\text{NO}]^2$

Observação: A velocidade da reação pode também ser expressa em termos do surgimento de produtos. Obviamente, o sinal da velocidade é oposto à do consumo de reagentes. Além disso, deve ser levado em conta também a estequiometria da reação. Por exemplo, se expressarmos a velocidade da reação em termos da velocidade de formação de O_2 , teremos que levar em conta os seus sinais opostos, e o fato da formação de 1 molécula de O_2 consumir duas moléculas de NO_2 . Assim,

$$V_{\text{formação de O}_2} = - \frac{1}{2} V_{\text{consumo de NO}_2}$$

Agora, se expressarmos a velocidade da reação em termos da velocidade de formação do produto NO, como a formação de 2 moléculas de NO consome 2 moléculas de NO_2 , suas velocidades terão o módulo, mas sinais opostos:

$$V_{\text{formação de NO}} = - V_{\text{consumo de NO}_2}$$

A lei de velocidade da reação determinada experimentalmente está expressa em termos do desaparecimento de NO_2 . Na expressão matemática que

relaciona a velocidade de reação com a concentração de NO_2 (lado direito da expressão), há dois termos:

- k – denominado **constante de velocidade da reação**, uma constante para a temperatura em que as medidas experimentais foram efetuadas; e
- $[\text{NO}_2]^2$ – representa a concentração do reagente que influi na velocidade da reação, medido em cada instante da reação, elevada ao índice 2. Esse índice é denominado **ordem da reação** em relação ao reagente NO_2 .

O que significa, na prática, dizer que a ordem de reação do reagente NO_2 é igual a 2? Consideremos uma determinação da velocidade de reação a uma dada temperatura constante, utilizando uma concentração inicial x do reagente NO_2 , $[\text{NO}_2] = x$. A velocidade da reação nessas condições (V_x) é dada pela equação:

$$V_x = k x^2$$

Consideremos agora uma nova determinação experimental da lei de velocidade da reação, realizada na mesma temperatura da anterior, em que a concentração inicial de NO_2 é dobrada, $[\text{NO}_2] = 2x$. A velocidade de reação nas novas condições (V_{2x}) é dada pela equação:

$$V_{2x} = k(2x)^2 = 4k x^2$$

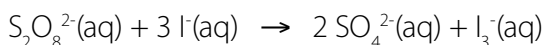
Se fizermos a relação entre as velocidades de reação medidas nas duas concentrações iniciais de NO_2 ,

$$\frac{V_{2x}}{V_x} = \frac{4kx^2}{kx^2} = 4 \Rightarrow V_{2x} = 4V_x$$

Isto significa que, quando a concentração do reagente NO_2 é dobrada, a velocidade de reação é quadruplicada; o fato observado experimentalmente é consequência direta do fato da reação ter ordem de reação 2 em relação a esse reagente.

No caso da reação utilizada como exemplo, há coincidência entre a ordem da reação em relação ao reagente NO_2 e seu coeficiente estequiométrico. No entanto, deve ser deixado bem claro que *ordens de reação são grandezas determinadas experimentalmente, através de medidas experimentais das cinéticas das reações*. Pode ocorrer das medidas cinéticas indicarem ocasionalmente que a ordem de reação de um reagente é igual ao seu coeficiente estequiométrico, como no exemplo empregado. No entanto, mesmo nesse caso a ordem de reação deve ser comprovada experimentalmente, como já dito. Resumindo, é um erro conceitual grave escrever a equação de velocidade de uma reação química baseando-se apenas na equação química da reação global balanceada.

Para ilustrar mais esse aspecto, vamos utilizar um exemplo clássico (Atkins; Jones, 2001, p.650), que é o da reação espontânea entre os íons persulfato ($\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$) e iodeto (I^-) em solução aquosa, segundo a reação global representada pela equação química balanceada:



Medidas experimentais relacionando as velocidades de reação com as concentrações dos reagentes, utilizando os métodos da Cinética Química, levaram à seguinte lei de velocidade, expressa em termos da velocidade de desaparecimento de $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$, representada por V_r :

$$V_r = k [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] [\text{I}^-]$$

Na equação, k é a constante de velocidade da reação nas condições de temperatura e meio reacional empregadas nos estudos, e $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$ e $[\text{I}^-]$ são as concentrações instantâneas dos reagentes que influem na velocidade da reação, cada uma delas com índice 1. Diz-se, então, que a reação é de ordem 1 em

relação à concentração de cada um dos reagentes, e ordem total 2 (soma das ordens parciais de reação dos dois reagentes).

Uma pergunta que surge frequentemente quando esse resultado experimental é apresentado é: como é possível que o coeficiente da concentração de I^- seja 1, se a reação global exige 3 íons I^- para reagir com 1 íon $S_2O_8^{2-}$, como indicado pelos coeficientes da equação química balanceada?

A resposta está no fato de que as reações raramente ocorrem em única etapa, especialmente as que envolvem números maiores de entidades reagentes. Normalmente, as reações se processam em várias etapas mais simples – denominadas [ref. 16] etapas elementares, constituindo o que é conhecido como [ref. 24] mecanismo de reações, um dos objetos de estudo da Cinética Química (e fora dos objetivos neste livro). A velocidade de uma reação é determinada por sua etapa mais lenta – a [ref. 15] etapa determinante da velocidade. Todas as etapas que antecedem a etapa determinante da reação se refletem na formação do complexo ativado. Assim, as concentrações das espécies envolvidas até a etapa determinante da velocidade aparecem na lei de velocidade, com os números de vezes que cada uma delas aparece na sequência de etapas constituindo suas ordens de reação. Etapas rápidas que se seguem à etapa determinante da velocidade não mais influem na velocidade de reação e, portanto, as concentrações das espécies envolvidas nessas etapas não aparecem na equação de velocidade experimental.

Para ilustrar melhor esses aspectos, consideremos a lei de velocidade determinada experimentalmente para a reação de nosso exemplo. A ordem 1 para ambos os reagentes indica que até a etapa determinante da velocidade de reação, na qual o complexo ativado é formado, está envolvida apenas a interação entre 1 íon $S_2O_8^{2-}$ e 1 íon I^- . As reações envolvendo os outros dois íons I^- , necessários para que a reação se processe até o fim, ocorrem em etapas rápidas que sucedem a etapa determinante da velocidade, não influenciando nas velocidades de reação, e estando fora do alcance de estudos cinéticos.

Apenas para mencionar, outro aspecto importante envolvido em cinéticas de reações ocorre em reações envolvendo equilíbrio reversível. Em algumas reações observa-se que na expressão da lei de velocidade experimental aparecem concentrações de produtos da reação, com a velocidade da reação direta

diminuindo com o aumento da concentração do produto. Isso resulta da reação inversa, que tem velocidade nula no início do estudo, quando a concentração de produto é nula, e que à medida que o produto é formado, tem sua velocidade aumentada. Detalhes sobre esses e outros sistemas estão além de nossos objetivos aqui, e não serão abordados em maiores detalhes. Aos interessados no assunto, recomenda-se o capítulo de Cinética Química de Atkins & Jones (2001).

23.4. Generalizações sobre fatores que influem nas velocidades de reações químicas

Uma vez tendo estudado com mais detalhes a origem e significado das características das reações químicas e os fatores que influenciam suas velocidades (aspectos macroscópicos dos estudos cinéticos), e das teorias que procuram interpretar os comportamentos das reações em termos microscópicos, vamos finalizar esta parte apresentando generalizações úteis para o estudo do assunto.

Natureza dos reagentes

Dependendo de quais substâncias reagem, o tempo de tais reações varia, ou, mais detalhadamente, a rapidez ou velocidade com que se formam ou rompem as ligações dependem da natureza dos reagentes. Exemplos típicos de reações rápidas são as de combustão dos explosivos e as de neutralização ácido-base.

Quando a formação de **ligações covalentes** toma lugar entre as moléculas e quando moléculas grandes são formadas, as reações tendem a ser muito lentas. A natureza e força das ligações em moléculas influencia grandemente a taxa de sua transformação em produtos. As reações que envolvem menor rearranjo de ligações ocorrem mais rapidamente do que as que envolvem maior arranjo de ligações, como se evidencia nas diferentes velocidades de formação de **polímeros**.

Temperatura

Com o aumento da temperatura, aumenta a *energia cinética* média das moléculas em um sistema e, conseqüentemente, o número de colisões efetivas entre elas. Alimentos na geladeira, por exemplo, leite, ovos, carnes etc., demoram muito mais para estragar do que no ambiente. Isto porque as reações químicas feitas pelos microorganismos decompositores são retardadas pelas baixas temperaturas.

Há uma regra, que foi formulada no século XIX pelo holandês Jacobus Henricus van't Hoff, que diz que *um aumento de 10°C na temperatura do sistema que irá reagir duplica a velocidade da reação*. Hoje sabe-se que essa regra apresenta várias exceções, mas ela é muitas vezes útil para se fazer previsões aproximadas do comportamento da velocidade de certas reações. Ela é conhecida como **Regra de Van't Hoff**.

Estado físico

O *estado físico* (sólido, líquido, ou gás) de um reagente é também um importante fator da taxa de reação. Quando reagentes estão na mesma *fase*, como em solução aquosa, o movimento térmico os coloca rapidamente em contato. Entretanto, quando eles estão em diferentes fases, a reação é limitada à interface entre os reagentes. A reação somente pode ocorrer na área de contato, no caso de um líquido ou gás, na superfície de um líquido. Agitação vigorosa e/ou turbilhonamento podem ser necessários para conduzir a reação a realizar-se completamente. Isto significa que quanto mais finamente dividido um sólido à sua maior *área de superfície*, mais rápida será a reação.

Superfície de contato

Se numa reação atuam reagentes em distintas fases, o aumento da superfície de contato entre eles aumenta a velocidade da reação. Considerando, por exemplo, uma reação entre uma substância sólida e uma líquida, quanto mais reduzida a pó estiver a substância sólida, maior é a superfície de contacto

entre as partículas de ambas as substâncias e, portanto, maior é a possibilidade de essas partículas colidirem umas com as outras. Fazendo-se uma analogia, por exemplo, quando se acende uma fogueira, usa-se palha ou papel e destes acende-se as mais grossas porções de lenha.

Presença de um catalisador

Os catalisadores aumentam a velocidade de uma reação química, mas não participam do processo global de formação dos produtos, sendo completamente regenerados ao final da reação. O catalisador acelera a reação, pois diminui a energia de ativação das moléculas, ao fornecer rota de reação com energias de ativação menor que a da reação não catalisada.

Um erro conceitual comum cometido em relação aos catalisadores é afirmar que eles não participam da reação. Como é possível que a simples presença de um catalisador na mistura reacional, sem nenhuma participação na reação, pode influir na reação, fornecendo um caminho alternativo para a reação se processar? Neste erro conceitual está envolvida uma confusão entre o fato de que a concentração e a natureza química do catalisador **permanecem inalteradas ao final da reação química**, e a conclusão errônea de que, por isto, ele não participa das etapas envolvidas na reação catalisada. Por exemplo, a formação de H_2O a partir da reação no estado entre H_2 e O_2 em sistema isolado de vários fatores externos (sistema já discutido anteriormente) é extremamente lenta no processo não catalisado, devido à elevada energia de ativação envolvida. Com a adição de esponja de platina sólida à mistura, ocorre interação entre os reagentes gasosos e a superfície elevada da esponja de platina, que torna mais fácil romper as ligações químicas para originar a água. Hoje se sabe que as moléculas de H_2 são adsorvidas na superfície da platina, sofrem a reação formando água, que posteriormente se desliga da superfície do catalisador, liberando o sítio para a ocorrência de interações com outras moléculas de H_2 , e a continuidade da reação. Ao final da reação, a superfície da esponja está exatamente com a mesma composição inicial, permanecendo inalterada quimicamente no processo como um todo. O processo em questão é denominado catálise heterogênea, pois ocorre na interface sólido-gás.

Outras observações a respeito da participação do catalisador no processo relacionam-se com reações em que atua um catalisador homogêneo, em que reagentes e catalisador estão na mesma fase. Um exemplo clássico é o da reação em solução aquosa entre I_3^- e N_3^- , que na ausência de catalisador é extremamente lenta (Atkins; Jones, 2001, p.678). A adição de gotas de CS_2 líquido ao sistema faz com que a reação ocorra rapidamente, segundo a equação:



Com lei de velocidade experimental dada pela equação:

$$\text{Velocidade de desaparecimento de } I_3^- = k [CS_2] [N_3^-]$$

Os termos das equações têm os significados usuais já discutidos anteriormente. O extraordinário não é o fato da concentração de I_3^- não aparecer na expressão da lei de velocidade; isto significa que, como discutido anteriormente, I_3^- não está envolvido até a etapa determinante da velocidade da reação. O extraordinário é que, apesar de nem ser um dos produtos da reação, a velocidade da reação tem uma dependência de primeira ordem em relação à concentração de CS_2 presente no meio reacional! Isto é uma prova inequívoca de que a molécula CS_2 participa de alguma etapa elementar da reação que antecede a etapa lenta, sendo posteriormente liberada quimicamente inalterada para o meio reacional! Ocorrência desse tipo é bastante comum em sistemas químicos usuais, de importância acadêmica, em processos industriais e em processos metabólicos em seres vivos.

É sempre importante destacar que um catalisador, independentemente de sua natureza, só acelera uma reação que seja termodinamicamente possível.

Concentração dos reagentes

O aumento da concentração dos reagentes promove o aumento do número de colisões entre as moléculas. Isso faz com que seja maior a probabilidade de colisões efetivas acontecerem para a formação do *complexo ativado*.

Pressão

Um aumento de pressão em um sistema em reação implica uma diminuição em seu volume. Desse modo, haverá um número maior de partículas reagentes por unidade de volume (aumento na concentração), o que possibilitará um maior número de colisões efetivas entre as partículas.

É importante notar que a pressão só exerce influência significativa na taxa de reação quando houver ao menos uma substância gasosa como reagente.

Anexos

Anexo 1

A lei da conservação das massas

A lei da conservação das massas foi publicada pela primeira vez em 1760, em um ensaio do químico russo Mikhail Lomonosov. No entanto, sua obra não teve repercussão na Europa Ocidental, cabendo ao francês Antoine Laurent Lavoisier o papel de tornar mundialmente conhecido o que hoje se chama lei de Lavoisier.

Por volta de 1774, o químico francês realizava experiências sobre a [\[ref. 7\]](#) combustão e a [\[ref. 4\]](#) calcinação de substâncias. Com o objetivo de utilizar métodos quantitativos, Lavoisier empregava a balança como um de seus principais instrumentos para acompanhar as atividades experimentais. Observou que, das reações de calcinação de metais expostos ao ar, sempre resultavam óxidos cujo peso era maior que o do metal de partida. Ao contrário, na combustão de um pedaço de carvão exposto ao ar, a massa restante ao final do processo era sempre menor que a massa inicial.

Depois que adquiriu informações sobre as características do gás que ativava a queima de outras substâncias (que mais tarde foi denominado pelo próprio Lavoisier como oxigênio, que quer dizer gerador de ácidos), passou a fazer experiências com o mesmo e acabou por deduzir que a combustão e a calcinação nada mais eram que o resultado da reação de combinação desse gás

com as outras substâncias. Através dos resultados dos experimentos realizados em sistemas fechados, onde as massas de reagentes e produtos gasosos poderiam ser medidas com precisão, concluiu que as variações de massa observadas quando as reações eram realizadas em sistemas abertos correspondia à massa da substância inicialmente empregada, mais a massa do gás a ela incorporada ou perdida através da reação.

O que hoje pode parecer evidente, nem sempre o foi. Você pode rever o assunto consultando o conteúdo do capítulo 4, da parte I, que trata da Teoria do Flogisto. Queimando-se magnésio, cientistas anteriores a Lavoisier observavam um aumento de massa, enquanto que, queimando enxofre, notavam uma perda de massa. Coube a Lavoisier, percebendo que esses ensaios deveriam ser feitos em sistemas fechados, esclarecer que a diferença de massa se devia à absorção ou liberação de gases durante as reações.

Lei de Lavoisier

Os estudos experimentais realizados por Lavoisier levaram-no a concluir que, numa reação química que se processe num [ref. 34] sistema fechado, a massa permanece constante, ou seja, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos:

$$m_{(\text{reagentes})} = m_{(\text{produtos})}$$

Assim, por exemplo, quando 2 gramas de hidrogênio reagem com 16 gramas de oxigênio verifica-se a formação de 18 gramas de água; do mesmo modo, quando 12 gramas de carbono reagem com 32 gramas de oxigênio ocorre a formação de 44 gramas de gás carbônico.

Através de seus trabalhos, o químico francês pôde enunciar uma lei que ficou conhecida como lei da conservação das massas ou lei de Lavoisier (Lavoisier, 1789): *"Numa reação química que ocorre em sistema fechado, a massa total antes da reação é igual à massa total após a reação"*.

Ou ainda: numa reação química a massa se conserva porque não ocorre criação nem destruição de átomos. Os átomos são conservados; eles apenas se

rearranjam. Os agregados atômicos dos reagentes são desfeitos e novos agregados atômicos são formados.

Ou ainda, filosoficamente falando: “Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”.

Atualmente, sabemos que a lei de Lavoisier, como inicialmente proposta, só não se aplica às reações nucleares, em que a energia envolvida é proveniente da transformação significativa de matéria em energia. Uma reação nuclear geralmente envolve [ref. 36] transmutação nuclear, na qual, além da mudança na natureza dos núcleos dos átomos participantes, a massa inicial dos núcleos reagentes é maior que a massa final de núcleos produzidos no processo, ocorrendo o fenômeno conhecido como “perda de massa”. Essa massa perdida é transformada em energia, que pode ser calculada pela famosa equação de Einstein, $\Delta E = (\Delta m)c^2$, em que ΔE é a energia liberada no processo, Δm é a massa perdida no processo, e c é a velocidade da luz no vácuo, aproximadamente igual a 300.000 km/s. Como a energia global é sempre mantida (obedecendo a Primeira Lei da Termodinâmica), nas reações nucleares há conservação da (energia + massa) de reagentes e produtos, em vez de somente a massa prevista pela lei de Lavoisier para as reações químicas. Isto se explica facilmente, pois mesmo as reações químicas com os maiores desprendimentos de energia conhecidos, são apenas fração insignificante das energias envolvidas numa reação nuclear!

Para termos ideia da magnitude das energias envolvidas em processos nucleares, vamos supor que em um determinado processo nuclear houve a perda de massa de 1 grama, e que foi inteiramente transformado em seu equivalente em energia. Aplicando a fórmula de Einstein, temos:

$$\Delta m = 1 \text{ g} = 1 \times 10^{-3} \text{ kg}$$

$$c = 300.000 \text{ km.s}^{-1} = 300.000 \text{ km.s}^{-1} \times 10^3 \text{ m} \cdot \text{km}^{-1} = 3 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$$

$$\Delta E = (\Delta m) \times c^2 = 1 \times 10^{-3} \times (3 \times 10^8)^2 = 1 \times 10^{-3} \times 9 \times 10^{16} = 9 \times 10^{13} \text{ kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2}$$

$$\Delta E = 9 \times 10^{13} \text{ J}$$

Só a título de comparação, na formação de 1 g de água líquida através da reação entre hidrogênio e oxigênio gasosos há o desprendimento de aproximadamente $16 \times 10^3 \text{ J}$!

Anexo 2

Lei de Proust

A lei de Proust, também conhecida por lei das proporções constantes ou lei das proporções definidas, foi elaborada em 1794 pelo químico francês Joseph Louis Proust. Ele realizou experimentos com substâncias puras e concluiu que independentemente do processo usado para obtê-las, a composição em massa dessas substâncias era constante.

Proust verificou que as massas dos reagentes e as massas dos produtos que participam da reação obedecem sempre a uma proporção constante. Essa proporção é característica de cada reação, isto é, independe da quantidade de reagentes utilizados.

Assim, para a reação entre, por exemplo, hidrogênio e oxigênio formando água, os seguintes valores experimentais podem ser obtidos:

Experimento	Hidrogênio(g)	Oxigênio(g)	Água(g)
I	10	80	90
II	2	16	18
III	1	8	9
IV	0,4	3,2	3,6

Ou seja, qualquer amostra de água apresenta sempre 88,9% de oxigênio e 11,1% em massa de hidrogênio combinados na mesma proporção. Sempre na proporção constate de 1/8 em massa de hidrogênio e oxigênio.

Observe ainda que, para cada reação, a massa do produto é igual à soma da massa dos reagentes, o que concorda com a **lei de Lavoisier**. As massas dos reagentes e dos produtos que participam de uma reação podem ser diferentes, mas as relações entre elas são sempre constantes.

A lei de Proust é uma das leis ponderais, ou seja, aquelas que estabelecem relações entre as massas das substâncias que participam das reações químicas. No exemplo da água:

m_O/m_H	$m_{\text{água}}/m_H$	$m_{\text{água}}/m_O$
$80/10 = 8$	$90/10 = 9$	$90/80 = 1,125$
$16/2 = 8$	$18/2 = 9$	$18/16 = 1,125$
$8/1 = 8$	$9/1 = 9$	$9/8 = 1,125$
$3,2/0,4 = 8$	$3,6/0,4 = 9$	$3,6/3,2 = 1,125$

No caso das reações originando uma substância a partir de seus elementos constituintes, o enunciado da lei de Proust pode ser o seguinte: A proporção, em massa, dos elementos que participam da composição de uma substância é sempre constante e independente do processo químico pelo qual a substância é obtida.

Essa lei foi, mais tarde, a base para a teoria atômica de Dalton, que a corrobora.

A lei de Proust foi estudada e aprovada, e posteriormente estendida a qualquer reação química. É importante ressaltar que na época em que foram realizados os experimentos descritos, os cientistas não tinham acesso a aparelhos modernos de pesagem; as balanças existentes nessa época permitiam obter um peso⁴ não muito preciso, mas isto não impediu que fossem introduzidos os conceitos que temos acesso hoje.

4 Mantivemos a palavra *peso*, termo que era utilizado na época.

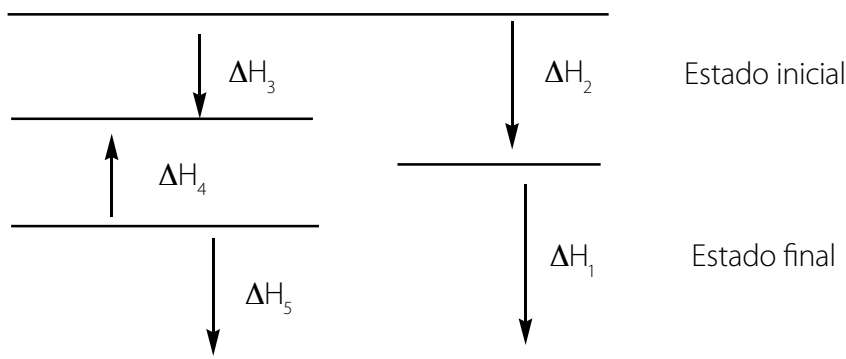
Anexo 3

Ciclos de Born-Haber

Um ciclo de Born-Haber é um ciclo que estabelece relações entre várias grandezas termodinâmicas. Baseia-se na lei de Hess, discutida no item 21.1.5, que diz que é possível calcular a variação de entalpia associada a uma reação química pela soma algébrica das variações de entalpia de outras reações químicas cujas equações, depois de somadas, dão a equação inicial.

Na prática, isto equivale à seguinte situação – quando se toma um sentido arbitrário de direção para percorrer um ciclo a partir de um ponto inicial, ao retornar ao mesmo ponto de partida a energia total envolvida é zero.

Considere-se esquematicamente dois estados, um final e um inicial, que é possível relacionar de forma direta através da variação de entalpia ΔH_1 , ou então por qualquer sucessão de estados intermédios separados pelas variações de entalpia: $\Delta H_2, \Delta H_3, \dots, \Delta H_n$. Representa-se de forma abstrata um ciclo para $n = 5$. No ciclo, para processos endotérmicos, desenha-se as setas apontando para cima, e para processos exotérmicos desenha-se as setas apontando para baixo.



Partindo do estado inicial e tomando o sentido anti-horário para percorrer o ciclo, todas as entalpias que tiverem setas concordando com o sentido adotado têm sinal positivo. As orientações opostas ao sentido têm sinal negativo, o que resulta em: $-\Delta H_2 + \Delta H_3 - \Delta H_4 + \Delta H_5 - \Delta H_1 = 0$.

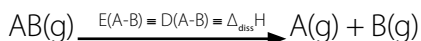
Segundo a lei de Hess, $\Delta H_1 = -\Delta H_2 + \Delta H_3 - \Delta H_4 + \Delta H_5$.

É assim que os ciclos de Born-Haber têm sido usados, por exemplo, para calcular energias reticulares, entalpias de dissolução, ou na previsão da estabilidade termodinâmica de um dado composto, através da sua entalpia de formação.

Resumo de alguns conceitos, definições e convenções utilizados em ciclos de Born-Haber

Grandezas relativas ao estado gasoso

Energia de dissociação ou de ligação (ΔH_{diss}): É a variação de entalpia, ou seja, quantidade de calor absorvido na quebra de 1 mol de determinada ligação, admitindo-se todos os participantes no estado gasoso, a 25°C e 1atm. $D_{(A-B)}$ $\equiv$ energia de dissociação e $E(A-B)$ $\equiv$ energia de ligação.



Energia de ionização (EI): Energia que é necessária fornecer para arrancar 1 mol de elétrons de 1 mol de átomos neutros, ou de íons, no estado gasoso ideal e fundamental.

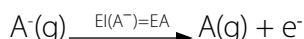


Eletroafinidade (EA): É a energia liberada quando se adiciona 1 mol de elétrons a 1 mol de átomos no estado gasoso ideal, para formar 1 mol de íons mononegativos no estado fundamental e também no estado gasoso ideal.

Por tradição, essa energia liberada é dada como positiva, isto é, os valores tabelados são positivos, o que é contra a convenção termodinâmica; por isso, o sinal negativo no processo correspondente:



O processo inverso, $+EA$, corresponde à energia de ionização do íon A^-



Grandezas que envolvem (ou não) mudança de estado

Entalpia de formação padrão (ΔH_f°): Variação de entalpia envolvida na formação de 1 mol de uma substância a partir dos seus elementos constituintes nos respectivos estados padrão a 298,15K.

Estado padrão de uma substância define-se como a forma pura dessa substância à pressão de 1 bar. Embora a temperatura não faça parte dessa definição, os valores tabelados costumam referir-se a 298,15K (25°C).

Exemplo:



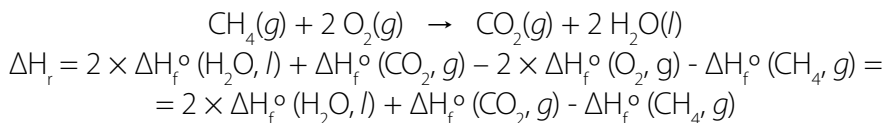
Por convenção, ΔH_f° (elemento no estado padrão) = 0.

Por exemplo, $\Delta H_f^\circ (Cl_2, g) = 0$. Mas $\Delta H_f^\circ (Cl, g) \neq 0$, porque o estado padrão do cloro (tal como o hidrogênio, nitrogênio, oxigênio, e os restantes halogêneos, flúor, bromo e iodo) corresponde à molécula diatômica.

Entalpia de reação (ΔH_r): Variação de entalpia de uma reação, pode calcular-se a partir das entalpias de formação padrão dos seus produtos e reagentes:

$$\Delta H_r \text{ (variação da entalpia de uma reacção)} = \sum n_p \Delta H_f^\circ \text{ (produtos)} - \sum n_r \Delta H_f^\circ \text{ (reagentes)}$$

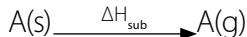
Por exemplo, consideremos a reação:



Entalpia de atomização (ΔH_{atom}): Variação de entalpia associada ao processo de cisão de todas as ligações de 1 mol de moléculas, ficando os átomos resultantes no estado gasoso ideal e com energia cinética nula.



Entalpia de sublimação (ΔH_{sub}): Variação de entalpia associada à conversão de 1 mol de composto ou elemento cristalino em 1 mol de composto ou elemento no estado gasoso.



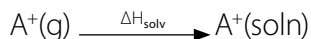
Entalpia de vaporização (ΔH_{vap}): Variação de entalpia associada ao processo de conversão de 1 mol de um composto ou elemento no estado líquido em 1 mol de composto ou elemento no estado gasoso.



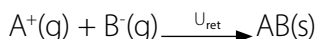
Entalpia de dissolução (ΔH_{dissol}): Variação de entalpia associada ao processo de dissolução de 1 mol de um composto iônico, ficando os seus íons solvatados em solução.



Entalpia de solvatação (se for em água, denomina-se entalpia de hidratação) (ΔH_{solv}): Variação de entalpia associada ao processo da passagem de 1 mol de íons no estado gasoso à solução.



Energia reticular (U_{ret}): A energia reticular de um sólido iônico é uma medida da intensidade das ligações que mantêm os íons no retículo. A energia reticular, também denominada de entalpia reticular, $\Delta H_{\text{reticular}}$, pode ser definida como a energia liberada quando as quantidades estequiométricas dos íons em seus estados de mínima energia no estado gasoso se unem para formar 1 mol do cristal iônico, também no seu estado de mínima energia. A energia reticular é sempre exotérmica. Alternativamente pode ser definida também como a energia que é necessária fornecer para separar 1 mol do cristal iônico nos respectivos íons no estado gasoso perfeito, em seus estados de mínima energia. A única diferença é que nesse caso o processo será endotérmico, envolvendo apenas uma troca de sinal da energia envolvida.



Se for utilizada a outra definição:



O valor de U_{ret} engloba as contribuições energéticas das interações eletrostáticas de atração e de repulsão entre os íons que formam 1 mol do cristal.

Procedimento de como usar o ciclo de Born-Haber para calcular uma grandeza desconhecida ou impossível de ser obtida experimentalmente

Comece com os elementos – tipicamente um metal e um não metal – em quantidades apropriadas para formar o composto e então faça as seguintes mudanças adicionando uma seta ao diagrama para cada mudança.

1º passo: Atomize o metal e o não metal e escreva as correspondentes entalpias de formação dos átomos ao lado das setas correspondentes que apontam para cima.

2º passo: Forma-se o cátion gasoso do metal. Este passo requer a energia de ionização do elemento (possivelmente a 1ª e 2ª energias de ionização). Seta para cima.

3º passo: Forma-se o ânion gasoso do não metal. Este passo libera energia igual à afinidade eletrônica do elemento. Se a afinidade eletrônica é negativa, a seta correspondente aponta para baixo, porque energia é liberada (ΔH negativo). Se é positiva, então a seta aponta para cima, porque deve fornecer energia (ΔH positivo).

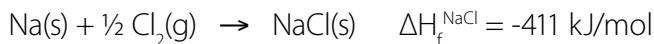
4º passo: O gás de íons forma o composto sólido. Este passo é inverso do da formação de íons a partir do sólido, portanto, sua variação de entalpia é o negativo da entalpia de rede, $-\Delta H_{\text{rede}}$. A seta aponta para baixo pois o calor de formação do sólido é liberado.

5º passo: Complete o ciclo com uma seta que aponta do composto formado para os elementos: a variação de energia para este passo é o negativo da entalpia de formação do composto.

6º passo: Finalmente, calcule ΔH_{rede} usando o fato de que a soma de todas as variações de entalpia para o ciclo completo é zero.

Vamos tomar o caso de formação de NaCl a partir da reação entre Na(s) e $\text{Cl}_2(\text{g})$ em seus estados padrões a 25°C e 1 atm, dando origem a 1 mol de NaCl(s), representada através da equação, como exemplo para a montagem de um ciclo de Born-Haber, e sua utilização para a obtenção de U_{ret} .

Iniciamos o procedimento escrevendo a equação termoquímica de formação de NaCl(s) a partir dos elementos que o formam, em seus estados padrões a 25°C e 1 atm:



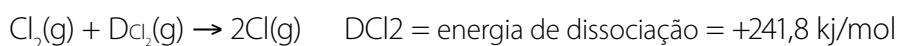
Agora, baseados no fato de que a entalpia é uma função de estado, independentemente do caminho empregado ao se ir do estado inicial ao estado final do sistema, vamos montar um caminho alternativo para a formação de NaCl(s). Obviamente, só será de interesse um caminho que envolve grandezas que te-

tenham significado físico, e que possam ser encontradas em tabelas de dados, ou determinadas experimentalmente. Isto é feito nas etapas que se seguem.

1) Sublimação de Na(s)



2) Dissociação de $\text{Cl}_2(\text{g})$ para formar $\text{Cl}(\text{g})$



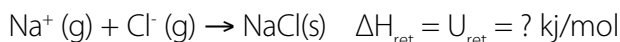
3) Ionização de Na(g)



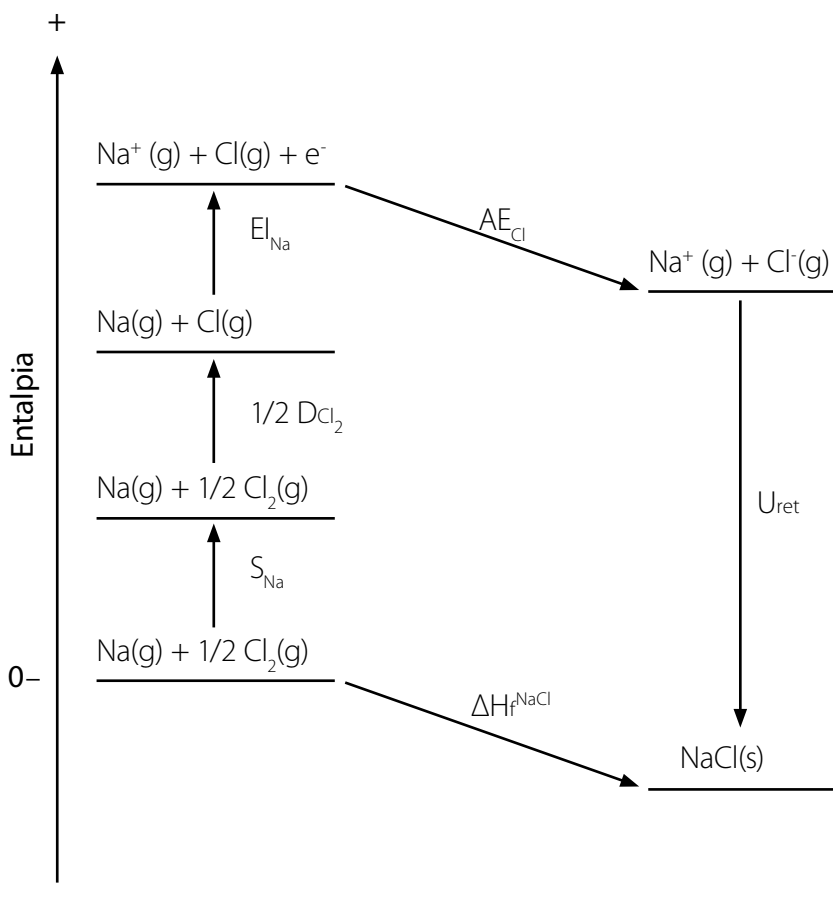
4) Formação do ânion $\text{Cl}^-(\text{g})$ a partir de $\text{Cl}(\text{g})$



5) Formação de 1 mol de NaCl(s) a partir da interação entre 1 mol de $\text{Na}^+(\text{g})$ e $\text{Cl}^-(\text{g})$



Agora, fica mais fácil visualizar se representarmos todos esses processos num gráfico qualitativo. No eixo vertical é representada a entalpia total do sistema, tendo no ponto 0 os reagentes de partida, por convenção, e atribuindo um sentido positivo e um negativo ao eixo. A partir desse ponto zero são colocados os processos detalhados anteriormente, considerando uma escala qualitativa para a energia total do sistema em cada etapa.



Iniciando em $\text{Na(s)} + \frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g})$, e tomando arbitrariamente o sentido horário para percorrer o ciclo, atribuindo sinal positivo às grandezas cujas setas concordam com o sentido arbitrado, e sinal negativo às grandezas cujas setas tenham sentido oposto ao convencionado, prosseguindo até retornar ao ponto de partida. No ciclo completo, a variação de energia é nula, e as variações de energia são dadas por:

$$S_{\text{Na}} + \frac{1}{2} D_{\text{Cl}_2} + EI_{\text{Na}} + AE_{\text{Cl}} + U_{\text{ret}} - \Delta H_{\text{f}}^{\text{NaCl}} = 0$$

Rearranjando temos:

$$U_{\text{ret}} = \Delta H_f^{\text{NaCl}} - S_{\text{Na}} - \frac{1}{2} D_{\text{Cl}_2} - EI_{\text{Na}} - AE_{\text{Cl}} = -411 - 108,4 - 120,9 - 495,4 + 348,6 = -787 \text{ kJ/mol}$$

O valor de U_{ret} obtido por cálculos teóricos é de -787 kJ/mol, em excelente concordância com o valor obtido através da aplicação do ciclo de Born-Haber, -785 kJ/mol.

Referências bibliográficas

ASSUMPÇÃO, M. H. M. T. et al. Construção de um calorímetro de baixo custo para a determinação de entalpia de neutralização. *Eclética Química*, São Paulo, v.35, n.2, p.63-69, 2010. Disponível em: <<http://www.scielo.br/pdf/eq/v35n2/v35n2a07.pdf>>. Acesso em: 15 fev. 2011.

ATKINS, P.; JONES, L. *Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Trad. Ignez Caracelli. Porto Alegre: Bookman, 2001.

BROWN, T. L. et al. *Química, a ciência central*. Trad. Robson Matos. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

CAMPBELL, J. A. *Por que ocorrem as reações químicas?* Trad. Eurico de Carvalho Filho e Renato G. Cecchini. São Paulo: Edgard Blücher, 1965.

CHAGAS, A. P. *Como se faz Química: uma reflexão sobre a Química e a atividade do químico*. 3.ed. Campinas: Editora da Unicamp, 2001.

GEPEC. *Interações e transformações*. São Paulo: Edusp, 2008. (Elaborando conceitos sobre transformações químicas, v.1).

LIDE, D. R. (Ed.). *Handbook of Chemistry and Physics*. 89.ed. Boca Raton: CRC Press, 2009.

IUPAC Gold Book. Disponível em: <<http://goldbook.iupac.org/R05139.html>>. Acesso em: 21 fev. 2012.

LANA, C. R. Soluções saturadas, insaturadas, polaridade e interação. *Pedagogia & Comunicação* [online], 6 ago. 2010. Disponível em: <<http://educacao.uol.com.br/quimica/ult1707u27jhtm>>. Acesso em: 21 fev. 2012.

LAVOISIER, A. L. *Traité élémentaire de chimie, présenté dans un ordre nouveau et d'après les découvertes modernes*. 2v. Paris: Chez Cuchet, 1789. (Reprinted Bruxelles: Cultures et Civilisations, 1965.)

PERUZZO, F. M.; CANTO, E. L. *Química: uma abordagem do cotidiano*. 4.ed. São Paulo: Moderna, 2006. 3v.

PROUST, J. L. Recherches sur le bleu de Prusse. *Journal de Physique*, v.45, 1794.

RUIZ, A. G.; GUERRERO, J. A. C. *Química*. Trad. Giovanni S. Crisci. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2002.

RUSSEL, J. B. *Química geral*. Trad. Marcia Guekezian. 2.ed. São Paulo: Makron Books, 1994. 2v.

SACKS, O. W. *Tio Tungstênio: memórias de uma infância química*. Trad. Laura Teixeira Motta. São Paulo: Cia das Letras, 2002.

Glossário

[ref.1] **Ácido forte:** um ácido forte é aquele que se ioniza completamente na água, isto é, libera íons H^+ , porém não os recebe. Como exemplo, podemos citar o ácido clorídrico.

[ref.2] **Bobina de indução:** um tipo de transformador elétrico utilizado para produzir pulsos de alta voltagem e corrente baixa, a partir de uma fonte de corrente contínua, de baixa voltagem e elevada corrente. Envolve duas bobinas isoladas entre si, a primária, contendo um número baixo de espiras de fio grosso de cobre, e uma bobina secundária, contendo um número elevado de espiras de fio fino. A bobina primária é ligada à fonte de corrente contínua, de baixa voltagem e alta corrente, que induz uma corrente de elevada voltagem e baixa corrente na bobina secundária. Para produzir as mudanças de fluxo na corrente de baixa voltagem circulando na bobina primária, necessárias para induzir corrente na bobina secundária, a circulação da corrente na bobina primária é interrompida repetidamente através de um contato elétrico mecânico oscilante, denominado interruptor. Circuito semelhante é até hoje utilizado nos sistemas de partida de motores de combustão interna dotado de velas de ignição.

[ref.3] **Cadeia principal:** maior sequência de carbonos que contenha as ligações duplas e triplas (se existirem).

[ref.4] Calcinação: é o processo em que as substâncias presentes em uma dada amostra são oxidadas à forma de óxidos por aquecimento.

[ref.5] Calorímetro: instrumento para medir as quantidades de calor fornecidas ou recebidas por um corpo. Estes variam em detalhes e são adaptados para cada tipo de reação que se quer medir o calor. Basicamente, no entanto, um calorímetro é constituído de um recipiente com paredes adiabáticas (não permite trocas de calor com o ambiente, apesar de haver variação térmica), contendo uma massa conhecida de água, onde se introduz um sistema em reação. O recipiente é provido de um agitador e de um termômetro que mede a variação de temperatura da massa de água ocorrida durante a reação.

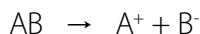
[ref.6] Catalisador: uma substância que aumenta a velocidade de uma reação sem modificar a variação de energia global padrão de Gibbs (ΔG°) da reação. Um catalisador é tanto um reagente como um produto da reação; ao final da reação catalisada sua concentração permanece inalterada.

[ref.7] Combustão (ou queima): é uma reação química exotérmica entre uma substância (o combustível) e um gás (o comburente), geralmente o oxigênio, para liberar calor. Em uma combustão completa, um combustível reage com um comburente, e como resultado se obtém compostos resultantes da união de ambos, além de energia, sendo que alguns desses compostos são os principais agentes causadores do efeito estufa.

[ref.8] Cosmo: (do grego, *kosmos*) **1.** Palavra grega que significa “ordem”, “universo”, “beleza” e “harmonia” e que designa, em sua origem, o céu estrelado enquanto podemos nele detectar ordem: as constelações astrais e a esfera das estrelas fixas. Por extensão, designa, na linguagem filosófica, o mundo enquanto é ordenado e se opõe ao caos. **2.** Na *física aristotélica* domina o modelo de um cosmo finito, bem ordenado. Tanto a concepção aristotélica quanto a escolástica do mundo valorizam o mundo “supralunar” cujos objetos incorruptíveis (planetas, Sol e estrelas fixas) são organizados numa ordem eterna e perfeita, por oposição ao nosso mundo “sublunar” desordenado, submetido à corrupção.

ção e ao “fluxo do devir”. Os movimentos dos objetos do mundo supralunar são uniformes, circulares (o círculo é a figura perfeita) e eternos. Mas os objetos do mundo sublunar traduzem uma “intenção de ordem”, pois uma pedra lançada no ar, por um movimento “violento”, busca seu lugar “natural”, que é a terra. **3.** Com a revolução científica e mecanicista do século XVII, já anunciada por Copérnico, altera-se totalmente a imagem aristotélica-ptolomaica de um mundo fechado, eterno e finito, que é substituída pela concepção de uma causalidade cega num espaço geometrizado. Doravante, não é mais a Terra, mas o Sol que se encontra no centro do mundo.

[ref.9] Eletrólito: é toda substância que, dissociada ou ionizada, origina íons e íons negativos, pela adição de um solvente ou aquecimento. Desta forma torna-se um condutor de eletricidade.



Um eletrólito quando dissolvido em um dado solvente produz uma solução com uma condutividade elétrica maior que a condutividade do solvente. Considerando como solvente a água, servem de exemplos como eletrólitos: sais (cloreto de sódio), ácidos (ácido sulfúrico) e bases (hidróxido de sódio). As duas categorias de eletrólitos, *forte* e *fracos*, se diferenciam na extensão de condução de eletricidade. Os eletrólitos fortes existem em solução totalmente, ou quase totalmente, como íons. Essencialmente, são todos os compostos iônicos solúveis e alguns compostos moleculares, como o HCl. Os eletrólitos fracos são solutos que existem em solução, na maioria das vezes, na forma de moléculas com apenas uma pequena fração na forma de íons. Por exemplo, o ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$). Uma pequena fração do ácido está na forma de $\text{H}^+(\text{aq})$ e $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(\text{aq})$.

[ref.10] Eletronegatividade: é a capacidade que um átomo tem de atrair elétrons de outro átomo, quando os dois formam uma ligação química.

[ref.11] Empirismo: (do francês, *empirisme*) doutrina ou teoria do conhecimento segundo a qual todo conhecimento humano deriva, direta ou indiretamente, da experiência sensível externa ou interna. Frequentemente, fala-se do “empírico” como daquilo que se refere à experiência, às sensações e às percepções.

ções, relativamente aos encadeamentos da razão. O empirismo, sobretudo de Locke e de Hume, demonstra que não há outra fonte do conhecimento senão a experiência e a sensação. As ideias só nascem de um enfraquecimento da sensação, e não podem ser inatas. Daí o empirismo rejeitar todas as especulações como vãs e impossíveis de circunscrever. Seu grande argumento: “Nada se encontra no espírito que não tenha, antes, estado nos sentidos”. “A não ser o próprio espírito”, responde Leibniz. Kant tenta resolver o debate: todos os nossos conhecimentos, diz ele, provêm da experiência, mas segundo quadros e formas *a priori* que são próprios de nosso espírito. Com isso, ele tenta evitar o perigo do dogmatismo e do empirismo.

[ref.12] Energia de ativação (também conhecida como Energia de ativação de Arrhenius): representada por E_a , é um parâmetro empírico caracterizando a dependência exponencial da constante de velocidade k com a temperatura, dado pela relação $\ln k = A \exp(-E_a/RT)$, em que A é uma constante pré-exponencial típica de cada reação, R é a constante universal dos gases e T a temperatura termodinâmica. O termo é também usado na Teoria de Estado de Transição, associado com o ponto de máximo nas superfícies de energia potencial de reagentes e produtos. Neste segundo uso, o termo requer definição cuidadosa.

[ref.13] Equilíbrio químico: é a situação em que a proporção entre as quantidades de reagentes e produtos em uma reação química se mantém constante ao longo do tempo. Foi estudado pela primeira vez pelo químico francês Claude Louis Berthollet em seu livro *Essai de statique chimique*, de 1803.

[ref.14] Escolástica: (do latim, *scholasticus*; do grego, *scholastikos*, de *scho-lazein*: manter uma escola) termo que significa originariamente “doutrina da escola” e que designa os ensinamentos de filosofia e teologia ministrados nas escolas eclesiásticas e universidades na Europa durante o período medieval, sobretudo entre os séculos IX e XVII. A escolástica caracteriza-se principalmente pela tentativa de conciliar os dogmas da fé cristã e as verdades reveladas nas Sagradas Escrituras com as doutrinas filosóficas clássicas, destacando-se o pla-

tonismo e o aristotelismo. O período áureo da escolástica corresponde ao da influência de Aristóteles, cujas obras foram traduzidas para o latim em torno dos séculos XII e XIII, bem como às interpretações da filosofia aristotélica trazidas para o Ocidente pelos filósofos árabes e judeus. O aristotelismo forneceu, assim, a base de grandes sistemas da filosofia cristã como o de Santo Tomás de Aquino. O período final da escolástica se deu do século XIV ao XVII, sendo marcado pelo conflito entre diferentes correntes de pensamento e interpretação doutrinárias, e pelas novas descobertas científicas. A Reforma Protestante e o humanismo renascentista fizeram com que a escolástica, que representava a tradição atacada, entrasse em crise. A escolástica sobreviveu, entretanto, mesmo durante o período moderno, representando um pensamento cristão tradicional.

[ref.15] Etapa determinante da velocidade de reação: uma etapa determinante numa reação que ocorre por uma sequência de reação composta é uma reação elementar, cuja constante de velocidade exerce um efeito mais forte na velocidade global da reação do que outras constantes de velocidade envolvidas no processo. Costuma-se dizer que é a etapa lenta da sequência das etapas elementares que ocorrem na reação.

[ref.16] Etapa elementar de uma reação: uma etapa de uma reação para a qual não há intermediários detectáveis, ou que precisem ser postulados para descrever a reação química em escala molecular. Uma etapa elementar é suposta ocorrer em uma etapa única e passa por um único estado de transição.

[ref.17] Filosofia Natural ou Filosofia da Natureza: é um termo aplicado ao estudo da natureza e do universo físico que era dominante antes do desenvolvimento da ciência moderna. É considerada a precursora das Ciências Naturais, como a Física.

[ref.18] Física Clássica: ramo da Física dominante até o final do século XIX, baseada nas leis de Newton, nos Princípios da Termodinâmica e nas Leis do Eletromagnetismo. Na Física Clássica a energia é contínua, e o tempo e espaço são absolutos, e por ela sempre é possível determinar simultaneamente e com

precisão a posição e a velocidade de um corpo, desde que sejam conhecidas sua posição inicial e a lei que rege seu movimento. Aplicada ao mundo macroscópico, descreve com sucesso a queda de um corpo, a trajetória de um projétil, o movimento dos planetas, e todos os fenômenos nele observados. No entanto, ao ser aplicada ao mundo submicroscópico, como por exemplo, para descrever as interações das partículas elementares no átomo de hidrogênio, falha completamente. Por essa razão, para a descrição de sistemas submicroscópicos, a partir do século XIX e início do século XX, foi substituída pela Física Quântica.

[ref.19] Física Quântica: Ramo da Física desenvolvido a partir do final do século XIX para explicar fenômenos impossíveis de serem explicados pelos princípios da Física Clássica, envolvendo principalmente as interações entre radiação e matéria. Dentre estes fenômenos estão principalmente a radiação de corpo negro, espectros de raios dos elementos e efeito fotoelétrico. Na Física Quântica a energia pode ser descontínua, emitida ou absorvida em múltiplos inteiros de “pacotes fundamentais de energia”, o quanta. Além disto, a posição x e a velocidade v de um corpo não podem ser determinadas simultaneamente com precisão, estando sujeitas ao Princípio da Incerteza de Heisenberg. Segundo esse princípio, as incertezas envolvidas na determinação da posição do corpo, Δx , e na sua velocidade, Δv , estão interligadas pela relação $\Delta x \cdot m \Delta v \geq h / 2\pi$, onde m é a massa do corpo e h é a constante de Planck, com valor $6,602 \cdot 10^{-34}$ J.s. Assim, se a posição do corpo é determinada com grande precisão ($\Delta x \rightarrow 0$), a incerteza sobre a velocidade cresce e nada pode ser dito sobre seu valor numa determinação. Por esta razão, um sistema submicroscópico é expresso em termos da probabilidade de encontrá-lo num determinado estado, ao longo de um número grande de medidas.

[ref.20] Fóton: partícula de carga elétrica nula, massa de repouso nula, cuja energia é dada pela equação de Planck ($h \cdot n$), em que h é a constante de Planck, e n é a frequência da radiação eletromagnética. É a partícula transportadora de força eletromagnética de uma radiação eletromagnética de frequência n .

[ref.21] Função de estado: na Termodinâmica, é uma propriedade de uma sistema que depende apenas do estado corrente do sistema, e não do caminho pelo qual o sistema atingiu esse estado. Como exemplo de grandezas que são funções de estado temos a entalpia, a entropia, a energia interna do sistema e sua energia livre. Como exemplo de grandeza termodinâmica que não é função de estado podemos citar o calor envolvido numa transformação, que é função do caminho percorrido ao se ir do estado inicial ao estado final do sistema (sob pressão e volume constantes).

[ref.22] Indução: (do latim, *inducto*) **1.** Em lógica, forma de raciocínio que vai do particular ao geral, ou seja, que procede à generalização a partir da repetição e da observação de uma regularidade em um certo número de casos. Ex.:

Se A1 tem a propriedade P;

Se A2 tem a propriedade P;

Se An tem a propriedade P;

Então, todo A tem a propriedade P.

Uma vez que é empiricamente impossível examinar todos os casos de A, a indução é sempre probabilística, seu grau de certeza sendo proporcional ao número de casos examinados. **2.** Em Filosofia da Ciência, discute-se bastante o papel da indução como elemento constitutivo do método científico, permitindo a generalização dos resultados e conclusões dos experimentos científicos. O método indutivo é valorizado sobretudo pelas concepções empiristas. Vários são os problemas relacionados à indução, desde a discussão dos critérios de justificação dos procedimentos indutivos, e sua relação com a probabilidade e a estatística, até o questionamento da racionalidade da indução.

[ref.23] Isomerismo (ou **isomeria**): (“iso” = mesmo; “meros” = partes) é o fenômeno caracterizado pela existência de duas ou mais substâncias que apresentam fórmulas moleculares idênticas, mas que diferem em suas fórmulas estruturais. Por exemplo: etanol e metoximetano possuem a mesma fórmula (C_2H_6O).

[ref.24] **Mecanismo de reação:** uma descrição detalhada do processo que leva de reagentes a produtos de uma reação, incluindo a caracterização mais completa possível da composição, estrutura, energia e outras propriedades de intermediários de reação, produtos e estados de transição. Um mecanismo aceitável de uma reação específica deve ser consistente com a estequiometria da reação, a lei de velocidade e com todos os outros dados experimentais disponíveis.

[ref.25] **Método indutivo:** aquele que usa a indução, segundo o qual uma lei geral é estabelecida a partir da observação e repetição de regularidades em casos particulares. Embora o método indutivo não permita o estabelecimento da verdade da conclusão em caráter definitivo, fornece razões para a sua aceitação, que se tornam mais seguras quanto maior o número de observações realizadas. A indução é, assim, essencialmente probabilística. Esse método se torna importante na ciência experimental, sobretudo a partir de sua defesa por Francis Bacon, sendo posteriormente sistematizado por J. Stuart Mill.

[ref.26] **Número CAS:** ou registro CAS (*CAS number* ou *CAS registry number*, em inglês) de um composto químico, polímero, sequência biológica e liga é um número de registro único no banco de dados do *Chemical Abstracts Service*, uma divisão da Chemical American Society. O Chemical Abstracts Service atribui esses números a cada produto químico que é descrito na literatura.

[ref.27] **Número de oxidação (Nox):** indica o número de elétrons que um átomo ou íon perde ou ganha numa reação química. Quando o átomo ou o íon perde elétrons, seu Nox aumenta, quando ganha elétrons, seu Nox diminui.

[ref.28] **Oxidação:** a Química clássica considerava a oxidação como a combinação de uma substância com oxigênio. O conceito clássico foi ampliado, considerando-se a perda de hidrogênio também como oxidação. Conceito atual considera que uma substância se oxida quando perde elétrons. Numa reação química, uma substância não pode se oxidar se outra não se reduzir, pois

os fenômenos de oxidação e redução envolvem sempre uma transferência de elétrons.

[ref.29] Paradigma: no significado atribuído pelo filósofo da ciência Thomas Kuhn, “um paradigma é aquilo que os membros de uma comunidade partilham e, inversamente, uma comunidade científica consiste em indivíduos que partilham um paradigma”. Considerando “alguns exemplos aceitos na prática científica real — exemplos que incluem, ao mesmo tempo, lei, teoria, aplicação e instrumentação — proporcionam modelos dos quais surgem as tradições coerentes e específicas da pesquisa científica”. Esses modelos são os paradigmas, por exemplo, a astronomia copernicana, a mecânica de Galileu, a mecânica quântica etc. Quando os paradigmas aceitos sobre um determinado assunto numa época precisam ser substituídos por outros, segundo Kuhn, ocorrem as revoluções científicas. Como exemplo de revolução científica, pode-se citar a substituição da Física Clássica pela Física Quântica para a descrição da radiação de corpo negro, dos espectros de raia dos elementos e do efeito fotoelétrico.

[ref.30] Reações nucleares: é qualquer reação em que ocorre a modificação de um ou mais núcleos atômicos, onde dois ou mais átomos se unem ou um átomo sofre fissão nuclear. Tal reação não deve ser confundida com uma reação química, que ocorre com os elétrons periféricos do átomo.

[ref.31] Redução: a Química clássica considerava, de certa forma, a redução como o processo de diminuição do conteúdo de oxigênio de uma substância. O conceito atual considera que uma substância se reduz quando ganha elétrons. Uma substância não pode se reduzir se outra não se oxidar, pois os fenômenos de redução e oxidação envolvem sempre uma transferência de elétrons.

[ref.32] Regra dos menores números: para numerar os carbonos utilizamos a regra dos menores números, ou seja:

cadeia insaturada – numeramos a partir da extremidade que der às insaturações os menores números;

cadeia saturada – numeramos a partir da extremidade que der às ramificações os menores números.

[ref.33] Richter, Jeremias Benjamin: químico alemão que determinou as proporções de ácidos e bases para a formação de sais (1792), descobrindo a equivalência estequiométrica. Ele nunca alcançou uma posição acadêmica e trabalhou em seus experimentos por conta própria. Ele teve o mérito de levar a cabo algumas das determinações pioneiras das quantidades por peso em que ácidos saturariam bases e criavam ácidos, e de chegar à concepção que essas quantidades de bases diferentes que podiam saturar a mesma quantidade de um ácido particular seriam equivalentes um ao outro. Assim, sua contribuição mais importante para a Química foi a descoberta da lei de proporções equivalentes. Suas conclusões foram publicadas em *Anfangsgründen der Stöchiometrie oder Messkunst chemischer Elemente* (1792-1794) e em *Gegenstande in der Chemie* (1792-1802). Ele também introduziu o termo estequiometria em Química e publicou mais duas importantes obras: *Elementos de Estequiometria* (1794) e *Novos objetos da Química* (1800).

[ref.34] Sistema fechado: em Química, especialmente na Termodinâmica, um *sistema fechado*, em contraste com um sistema isolado (que não troca nem matéria e nem energia com o ambiente), é um sistema encerrado por uma fronteira que permite trocas de energia, mas não de matéria, entre o sistema e sua vizinhança.

[ref.35] Sistema: parte arbitrariamente definida do universo, independente da forma ou tamanho, que é objeto de um estudo.

[ref.36] Transmutação: fenômeno que ocorre na natureza espontaneamente quando certos elementos químicos e isótopos possuem núcleos instáveis. Em tais elementos ocorrem fenômenos de fissão nuclear, e esses se transformam em novos elementos de números atômicos inferiores, até que os seus núcleos se tornem estáveis (geralmente adquirindo a estabilidade do chumbo). O fenômeno contrário, a transmutação de elementos mais leves em elementos

de números atômicos maiores, dá-se em temperaturas elevadas, como as que são registradas no sol. Esse processo é denominado de fusão nuclear.

[ref.37] Variedades alotrópicas (ou alótropos): são substâncias diferentes, porém formadas por apenas um tipo de elemento químico. A diferença entre essas substâncias simples distintas está nas ligações estabelecidas entre os átomos. Como exemplos podemos citar os alótropos formados pelo elemento carbono: diamante, grafite e fulereno. No diamante, cada átomo de carbono forma um tetraedro de ligações com 4 átomos de carbono vizinhos, e assim sucessivamente, dando origem a um retículo cristalino tridimensional infinito, que confere ao diamante suas propriedades de ser duro, quebradiço, isolante elétrico etc. Já no grafite ocorre a formação de planos infinitos de átomos de carbono, em que cada átomo de carbono se liga a três vizinhos, e assim sucessivamente. Os planos paralelos se ligam fracamente, o que dá ao grafite suas propriedades peculiares: ser mole, condutor elétrico, capacidade de adsorver grande quantidade de gases em sua superfície etc. Já os fulerenos mais comuns formam uma superfície em forma de bola de futebol contendo 60 átomos de carbono, em que cada átomo de carbono está ligado a outros três, formando polígonos de 6 e 5 lados alternados, semelhantes aos gomos de uma bola de futebol.

Créditos das imagens⁵

- p.21, foto, *Bust of an unknown Greek - Museo archeologico nazionale di Napoli*, Odysses, 2012. [Creative Commons - Atribuição - Partilha nos mesmos termos 3.0 Não Adaptada](#). Disponível em: http://it.wikipedia.org/wiki/File:Bust_of_an_unknown_Greek_-_Museo_archeologico_nazionale_di_Napoli.jpg. Acesso em: 08 out. 2013.
- p.22, figura, *Quatro elementos*, André Ribeiro Buika; Núcleo de Educação a Distância da Unesp, 2013.
- p.24, foto, *Aristotle Altemps Detail*, Copy of Lysippus; Jastrow [fotógrafo], s. d. Domínio Público. Disponível em: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Aristotle_Altemps_Detail.jpg. Acesso em: 08 out. 2013.
- p.26, pintura, *The Alchemist*, Henri-Julien Dumont; edgarlowen.com [fotógrafo], s. d. Domínio Público. Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Henri_Julien_Dumont_-_The_Alchemist.jpg?uselang=pt-br. Acesso em: 08 out. 2013.
- p.28, figura, *Andreas Libavius*, Michael Sander, 2007. Domínio Público. Disponível em: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Andreas_Libavius.jpg. Acesso em: 08 out. 2013.
- p.29, figura, *Aparelhos e utensílios de Andreas Libavius*, Andreas Libavius, 1606. Domínio Público.

5 Os créditos das imagens foram elaborados a partir da consulta e observação ao que consta na [Lei n. 9.610](#), de 19 de fevereiro de 1998, LDA ou Lei dos Direitos Autorais, [Manual de Propriedade Intelectual da Unesp](#), GNU Free Documentation License (GNU FDL ou [GFDL](#)) e [Creative Commons](#) licences.

- p.31, pintura, *Jan Baptist van Helmont portrait*, Mary Beale, 1674. Domínio Público. Disponível em: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Jan_Baptist_van_Helmont_portrait.jpg. Acesso em: 08 out. 2013.
- p.33, pintura, *Paracelsus*, não informado, 2010. Domínio Público. Disponível em: <http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Paracelsus.jpg>. Acesso em: 08 out. 2013.
- p.35, pintura, Francis Bacon, Viscount St Alban from NPG (2), Autor desconhecido, 1731. Domínio Público. Disponível em: [http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Francis_Bacon,_Viscount_St_Alban_from_NPG_\(2\).jpg](http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Francis_Bacon,_Viscount_St_Alban_from_NPG_(2).jpg). Acesso em: 08 out. 2013.
- p.35, pintura, *Retrato de René Descartes (1596-1650)*, Frans Hals, 1649-1700. Domínio Público. Disponível em: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Frans_Hals_-_Portret_van_Ren%C3%A9_Descartes.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.36, figura, *Ptolemaeus*, Autor não informado, 2006. Domínio Público. Disponível em: <http://en.wikipedia.org/wiki/File:Ptolemaeus.jpg>. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.38, pintura, *Nikolaus Kopernikus*, Autor desconhecido, 1580. Domínio Público. Disponível em: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Nikolaus_Kopernikus.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.39, figura, *Giordano Bruno*, Autor não informado, 2007. Domínio Público. Disponível em: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Giordano_Bruno.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.40, figura, *Tycho de brahe1*, Autor não informado, s. d. Domínio Público. Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Tycho_de_brahe1.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.41, pintura, *Johannes Kepler 1610*, Autor desconhecido, 1610. Domínio Público. Disponível em: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Johannes_Kepler_1610.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.

- p.42, pintura, *Portrait of Galileo Galilei*, Justus Sustermans, 1636. Domínio Público. Disponível em: <http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Galileo.arp.300pix.jpg>. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.45, pintura, *Portrait of Robert Boyle (1627-1691)*, Johann Kerseboom, 1689-1690. Domínio Público. Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Robert_Boyle_by_Johann_Kerseboom.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.46, figura, *Georg Ernst Stahl*, Autor não informado, séc. XVIII. Domínio Público. Disponível em: https://en.wikipedia.org/wiki/File:Georg_Ernst_Stahl.png. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.48, figura, *Hales Stephen*, William Ramsay, 1896. Domínio Público. Disponível em: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Hales_SStephen.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.49, figura, *Cavendish Henry signature*, George Wilson, 1851. Domínio Público. Disponível em: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Cavendish_Henry_signature.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.50, pintura, *PriestleyPeale*, Rembrandt Peale, 1801. Domínio Público. Disponível em: <http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:PriestleyPeale.jpg>. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.51, figura, *PSM V31 D740 Carl Wilhelm Scheele*, Autor desconhecido, 1887. Domínio Público. Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PSM_V31_D740_Carl_Wilhelm_Scheele.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.52, figura, *Antoine lavoisier color*, Louis Jean Desire Delaistre, 2006. Domínio Público. Disponível em: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Antoine_lavoisier_color.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.52, figura, *Lavoisier decomposition air*, Cdang, 2008. Domínio Público. Disponível em: http://en.wikipedia.org/wiki/File:Lavoisier_decomposition_air.png. Acesso em: 09 out. 2013.

- p.53, pintura, *Lomonosov*, Vervin, 2004. Domínio Público. Disponível em: <http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Lomonosov.jpg>. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.62, pintura, *Portrait of Robert Boyle (1627-1691)*, Johann Kerseboom, 1689-1690. Domínio Público. Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Robert_Boyle_by_Johann_Kerseboom.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.63, figura, *Proust Joseph*, HappyApple, 2005. Domínio Público. Disponível em: http://en.wikipedia.org/wiki/File:Proust_joseph.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.63, pintura, *John Dalton by Thomas Phillips, 1835*, Thomas Phillips, 1835. Domínio Público. Disponível em: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:John_Dalton_by_Thomas_Phillips,_1835.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.65, figura, *A New System of Chemical Philosophy* fp, haade, 2006. Domínio Público. Disponível em: http://en.wikipedia.org/wiki/File:A_New_System_of_Chemical_Philosophy_fp.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.66, pintura, *Jöns Jakob Berzelius*, Dr. Manuel, 2006. Domínio Público. Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:J%C3%B6ns_Jakob_Berzelius.jpeg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.66, figura, *Gaylussac*, François Séraphin Delpech, s. d. Domínio Público. Disponível em: <http://en.wikipedia.org/wiki/File:Gaylussac.jpg>. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.68, figura, *Amadeo Avogadro*, Anton, 2005. Domínio Público. Disponível em: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Amadeo_Avogadro.png. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.68, figura, *Johann Wolfgang Döbereiner*, Carl August Schwerdgeburth e Fritz Ries, 1785-1878 e 1826-1857. Domínio Público. Disponível em: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Johann_Wolfgang_D%C3%B6bereiner.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.

- p.69, foto, *Cannizzaro Stanislao*, Autor não informado, 1897. Domínio Público. Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Cannizzaro_Stanislaio.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.71, figura, *Telluric screw of De Chancourtois*, Alexandre-Emile Béguyer de Chancourtois, 1862. Domínio Público. Disponível em: http://en.wikipedia.org/wiki/File:Telluric_screw_of_De_Chancourtois.gif. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.73, gráfico, *Atoomvolume*, Conget, 2004. Licença: [GFDL](#), [Creative Commons - Atribuição - Partilha nos mesmos termos 3.0 Não Adaptada](#). Disponível em: <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Atoomvolume.gif>. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.74, pintura, *Medeleeff by repin*, Ilya Repin, 1885. Domínio Público. Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Medeleeff_by_repin.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.78, foto, *Wimshurst*, Autor não informado, 2010. Domínio Público. Disponível em: <http://en.wikipedia.org/wiki/File:Wimshurst.jpg>. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.79, pintura, *Alessandro Volta*, Dr. Manuel, 2006. Domínio Público. Disponível em: http://it.wikipedia.org/wiki/File:Alessandro_Volta.jpeg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.79, pintura, *Portrait of Luigi Galvani (1737-1798), Italian physicist*, Autor desconhecido, séc. XVIII - XIX. Domínio Público. Disponível em: http://en.wikipedia.org/wiki/File:Luigi_Galvani,_oil-painting.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.81, pintura, *Michael Faraday 001*, National Portrait Gallery, 1872. Domínio Público. Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Michael_Faraday_001.jpg?uselang=pt-br. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.83, foto, *Heinrich Geissler*, Autor não informado, 2012. Domínio Público. Disponível em: http://en.wikipedia.org/wiki/File:Heinrich_Geissler.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.

- p.83, figura, *Heinrich Daniel Rühmkorff*, Autor desconhecido, 1877. Domínio Público. Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Heinrich_Daniel_R%C3%BChmkorff.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.84, figura, *Julius Plücker*, Magnus Manske, 2006. Domínio Público. Disponível em: http://en.wikipedia.org/wiki/File:Julius_Pl%C3%BCcker.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.84, retrato, *Johann Wilhelm Hittorf 01*, Autor desconhecido, 1893. Domínio Público. Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Johann_Wilhelm_Hittorf_01.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.84, pintura, *Sir William Crookes by Albert Ludovici*, Albert Ludovici, Sr., 1884. Domínio Público. Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Sir_William_Crookes_by_Albert_Ludovici.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.85, foto, *The Crookes vacuum tube*, Henk Dijkstra, s. d. Uso autorizado. Disponível em: <http://www.crtsite.com/page7-2.html>. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.85, foto, *Early vacuum burning*, Henk Dijkstra, s. d. Uso autorizado. Disponível em: <http://www.crtsite.com/page7-2.html>. Acesso em: 09 out. 2013.
- 50, foto, *Crookes tube two views*, D-Kuru, 2007. Licença: [Creative Commons – Atribuição – Partilha nos mesmos termos 2.0 Austria](#) e [Creative Commons – Atribuição – Partilha nos mesmos termos 3.0 Austria](#). Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Crookes_tube_two_views.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.87, figura, *Crookes magnetic deflection tube*, William Crookes, 1879. Domínio Público. Disponível em: http://en.wikipedia.org/wiki/File:Crookes_magnetic_deflection_tube.png. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.88, figura, *Crookes paddlewheel tube*, William Crookes, 1879. Domínio Público. Disponível em: http://en.wikipedia.org/wiki/File:Crookes_paddlewheel_tube.png. Acesso em: 09 out. 2013.

- p.89, foto, *JJ Thomson Crookes Tube Replica*, Kurzon, 2012. Licença: Creative Commons - Atribuição - Partilha nos mesmos termos 3.0 Não Adaptada. Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:JJ_Thomson_Crookes_Tube_Replica.jpg. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.90, foto, Goldstein Canal Ray Tube, Henk Dijkstra, s. d. Uso autorizado. Disponível em: <http://www.crtsite.com/page7-2.html>. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.91, foto, Millikan, Nobel foundation, 1923. Domínio Público. Disponível em: <http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Millikan.jpg>. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.92, figura, Discovery of neon isotopes, Autor não informado, s. d. Domínio Público. Disponível em: https://en.wikipedia.org/wiki/File:Discovery_of_neon_isotopes.JPG. Acesso em: 09 out. 2013.
- p.93, foto, *Chadwick*, Bortzells Esselte, Nobel Foundation, 1935. Domínio Público. Disponível em: <http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Chadwick.jpg>. Acesso em: 14 out. 2013.
- p.95, figura, *First medical X-ray by Wilhelm Röntgen of his wife Anna Bertha Ludwig's hand*, Wilhelm Röntgen, 1895. Domínio Público. Disponível em: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:First_medical_X-ray_by_Wilhelm_R%C3%B6ntgen_of_his_wife_Anna_Bertha_Ludwig%27s_hand_-_18951222.gif. Acesso em: 14 out. 2013.
- p.96, foto, *Henri Becquerel*, Jean-Jacques Milan, 2005. Domínio Público. Disponível em: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Henri_Becquerel.jpg. Acesso em: 14 out. 2013.
- p.96, figura, *Becquerel plate*, Henri Becquerel, s. d. Domínio Público. Disponível em: http://en.wikipedia.org/wiki/File:Becquerel_plate.jpg. Acesso em: 14 out. 2013.
- p.98, foto, *Mariecurie*, Autor desconhecido, 1898. Domínio Público. Disponível em: <http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Mariecurie.jpg>. Acesso em: 14 out. 2013.

- p.98, foto, *Pierre Curie by Dujardin c1906*, Dujardin, 1906. Domínio Público. Disponível em: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Pierre_Curie_by_Dujardin_c1906.jpg. Acesso em: 14 out. 2013.
- p.102, foto, *Ernest Rutherford (Nobel)*, Autor desconhecido, 1908. Domínio Público. Disponível em: [http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Ernest_Rutherford_\(Nobel\).jpg](http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Ernest_Rutherford_(Nobel).jpg). Acesso em: 14 out. 2013.
- p.102, figura, *Montagem experimental de espalhamento de partículas alfa e beta*, André Ribeiro Buika; Núcleo de Educação a Distância da Unesp, 2013.
- p.106, foto, *BigMoseleyCard*, Autor desconhecido, 1910. Domínio Público. Disponível em: <http://en.wikipedia.org/wiki/File:BigMoseleyCard.jpg>. Acesso em: 15 out. 2013.
- p.120, figura, *Símbolos dos alquimistas*, André Ribeiro Buika; Núcleo de Educação a Distância da Unesp, 2013.
- p.121, figura, *ElementeAlchemisten*, Adaptado por André Ribeiro Buika; Núcleo de Educação a Distância da Unesp, 2013, de MaEr, 2008. Licença: [GFDL, Creative Commons - Atribuição - Partilha nos mesmos termos 3.0 Não Adaptada](#). Disponível em: <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:ElementeAlchemisten.svg>. Acesso em 15 out. 2013.
- p.122, figura, *Símbolos dos alquimistas 2*, André Ribeiro Buika; Núcleo de Educação a Distância da Unesp, 2013.
- p.122, figura, *Símbolos dos alquimistas 3*, André Ribeiro Buika; Núcleo de Educação a Distância da Unesp, 2013.
- p.123, figura, *Dalton's Element List*, John Dalton, 1808. Domínio Público. Disponível em: http://en.wikipedia.org/wiki/File:Dalton%27s_Element_List.jpg. Acesso em 15 out. 2013.
- p.123, figura, *ElementeDalton*, Adaptado por André Ribeiro Buika; Núcleo de Educação a Distância da Unesp, 2013, de MaEr, 2008. Licença: [GFDL, Creative Commons - Atribuição - Partilha nos mesmos termos 3.0 Não Adaptada](#). Disponível

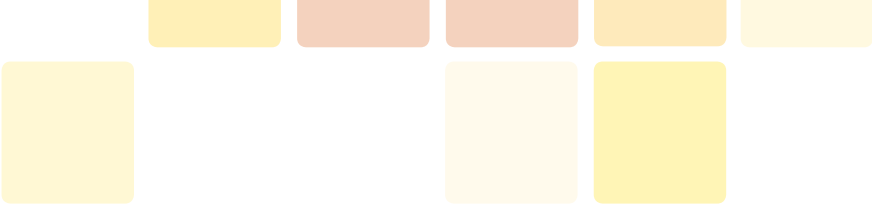
em: <http://en.wikipedia.org/wiki/File:ElementeDalton.svg>. Acesso em 15 out. 2013.

p.220, foto, *Halite 6*, Parent Géry, 2013. Licença: [Creative Commons - Atribuição - Partilha nos mesmos termos 3.0 Não Adaptada](#). Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Halite_6.JPG. Acesso em 15 out. 2013.

p.225, figura, *Silver-chloride-3D-ionic*, Adaptado por André Ribeiro Buika; Núcleo de Educação a Distância da Unesp, 2013, de Luinfana, 2009. Domínio Público. Disponível em: <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Silver-chloride-3D-ionic.png>. Acesso em 15 out. 2013.

p.226, figura, *NaCl polyhedra*, Solid State, 2008. Domínio Público. Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:NaCl_polyhedra.png. Acesso em 15 out. 2013.

p.234, figura, *Gráfico Energia x caminho da reação*, Vânia Martins Nogueira, s. d. Arquivo pessoal.



EQUIPE DE REALIZAÇÃO

Projeto gráfico, capa e diagramação

André Buika
Luciano Nunes Malheiro
Marco Aurélio Casson

Pesquisa de imagens

Paula Mesquita Melques

Produção e edição de vídeo

Roberto Rodrigues Francisco
Rodolfo Paganelli Jaquetto

Edição de texto

Frederico Ventura (preparação de original)
Antônio Netto Junior (normalização)
Gabriela Alias Rios (revisão)

Assessoria de comunicação e imprensa

Soraia Marino Salum

Designer instrucional

Lia Tiemi Hiratomi

Acessibilidade a material didático

Cícera A. Lima Malheiro (coordenação)
Ariel Tadami Siena Hirata (pesquisa e aplicação)

Audiodescrição

Denise Gregory Trentin
Márcia Debieux de Oliveira Lima e Lemes Soares
Marcos Leonel de Souza

Intérprete de Libras

Laís dos Santos di Benedetto

