



EDUCAÇÃO A DISTÂNCIA

INTRODUÇÃO À QUÍMICA

EDITORA UFMG

ANA LUIZA DE QUADROS
HELMUTH GUIDO LUNA SIEBALD
MARIA ELIZA MOREIRA DAI DE CARVALHO

INTRODUÇÃO À QUÍMICA

Belo Horizonte
Editora UFMG
2007

© 2007, OS AUTORES
© 2007, Editora UFMG

Q1i Quadros, Ana Luiza de
Introdução à química / Ana Luiza de Quadros, Helmuth Guido Luna Siebald,
Maria Eliza Moreira Dai de Carvalho - Belo Horizonte : Editora UFMG, 2007.
211 p. – il. (Educação a Distância)
Inclui referências.
ISBN: 978-85-7041-654-4
1. Química. I. Siebald, Helmuth Guido Luna. II. Carvalho, Maria Eliza Dai de.
III. Título. IV. Série

CDD: 540
CDU: 54

Elaborada pela Central de Controle de Qualidade da Catalogação da Biblioteca Universitária da UFMG

Este livro recebeu o apoio financeiro da Secretaria de Educação a Distância do MEC.

Coordenação de Produção de Textos de Química: Amary César Ferreira
EDITORAÇÃO DE TEXTOS: Maria do Carmo Leite Ribeiro
REVISÃO E NORMALIZAÇÃO: Lílian de Oliveira
REVISÃO DE PROVAS: Maria do Rosário Alves Pereira e Lílian de Oliveira
PRODUÇÃO GRÁFICA: Warren M. Santos
PROJETO GRÁFICO e CAPA: Eduardo Ferreira
FORMATAÇÃO: Warren M. Santos

EDITORA UFMG
Av. Antônio Carlos, 6.627 - Ala direita da Biblioteca
Central - Térreo
Campus Pampulha - 31270-901 - Belo Horizonte - MG
Tel.: (31) 3409-4650 - Fax: (31) 3409-4768
www.editora.ufmg.br - editora@ufmg.br

PRÓ-REITORIA DE GRADUAÇÃO
Av. Antônio Carlos, 6.627 - Reitoria - 6º andar
Campus Pampulha - 31270-901 - Belo Horizonte - MG
Tel.: (31) 3409-4054 - Fax: (31) 3409-4060
www.ufmg.br - info@prograd.ufmg.br - educacaoa distancia@ufmg.br

INTRODUÇÃO À QUÍMICA



UNIVERSIDADE FEDERAL DE MINAS GERAIS

Reitor: Ronaldo Tadêu Pena

Vice-Reitora: Heloisa Maria Murgel Starling

Pró-Reitoria de Graduação

Pró-Reitor: Mauro Braga

Pró-Reitora Adjunta: Carmela Maria Pólito Braga

Coordenadora do Centro de Apoio à Educação a Distância:

Maria do Carmo Vila

EDITORA UFMG

Diretor: Wander Melo Miranda

Vice-Diretora: Silvana Cóser

Conselho Editorial

Wander Melo Miranda (presidente)

Carlos Antônio Leite Brandão

Juarez Rocha Guimarães

Márcio Gomes Soares

Maria das Graças Santa Bárbara

Maria Helena Damasceno e Silva Megale

Paulo Sérgio Lacerda Beirão

Silvana Cóser

Apresentação	11
------------------------	----

UNIDADE 1 – PRINCÍPIO DE REATIVIDADE

Aula 1	Introduzindo a Química: as transformações no tempo histórico	15
Aula 2	Evidenciando algumas reações químicas: azia, escurecimento do ovo e oxidação do ferro	23
	2.1 Comi demais! E agora?	23
	2.2 Por que o ovo cozido escurece?	25
	2.3 Oxidação do ferro (formação de ferrugem)	26
Aula 3	Evidenciando outras reações químicas: a fotossíntese e a combustão	31
	3.1 Nutrição dos vegetais	31
	3.2 Entendendo a combustão	35
Aula 4	A conservação das massas numa reação química	41
	4.1 Lavoisier e a conservação das massas (balanceamento por tentativa)	41
	4.1.1 Como lidamos com a conservação das massas?	42
	4.2 Equações iônicas simplificadas	44
Aula 5	Conservação das massas: outras formas de balanceamento – íon-elétron e NOX	49
	5.1 Reações de oxidação-redução ou reações redox	49
	5.2 Balanceamento pelo método íon-elétron	50
	5.3 Balanceamento pelo método NOX	52
	5.4 E a relação de massa nas reações?	58
	5.5 Energia: um breve comentário	62

UNIDADE 2 – A CONSTITUIÇÃO DA MATÉRIA

Aula 6	A teoria atômica da matéria: dos átomos indivisíveis de Dalton às partículas subatômicas	67
	6.1 Pensando a estrutura da matéria	67
	6.2 A Teoria Atômica de Dalton: um modelo para o átomo	68
	6.3 A constituição íntima dos átomos	69
	6.3.1 A relação entre a matéria e a eletricidade	70
	6.3.2 Os tubos de descarga de Crookes	70
	6.3.3 A descoberta do elétron	72
	6.3.4 A carga do elétron	73
	6.3.5 A carga elétrica positiva e a descoberta do próton	74
	6.4 O modelo atômico de Thomson	75

Aula 7	O átomo nuclear	77
	7.1 O modelo atômico de Rutherford	77
	7.1.1 As observações feitas na experiência	78
	7.1.2 A interpretação das observações.	78
	7.1.3 O dilema do átomo nuclear	79
	7.1.4 O que estava incorreto?	79
	7.2 A radiação eletromagnética	80
	7.2.1 Algumas grandezas importantes das ondas eletromagnéticas	81
	7.2.2 Interferência de ondas	82
	7.2.3 Max Planck: a energia é uma grandeza descontínua!	82
	7.2.4 Espectroscopia atômica	83
	7.3 O modelo atômico de Bohr	86
	7.3.1 Os elétrons: responsáveis pela absorção e emissão de energia	86
	7.3.2 A dedução teórica da equação de Rydberg.	87
	7.3.3 O postulado de Bohr sobre a quantização de energia.	88
	7.3.4 A determinação da energia quantizada de um elétron	90
	7.3.5 A equação de Rydberg	91
	7.3.6 Absorção e emissão de energia eletromagnética	93
	7.3.7 O surgimento da mecânica quântica	93
	7.3.8 A dualidade partícula-onda	93
	7.3.9 A relação de Louis de Broglie.	94
	7.3.10 O princípio de incerteza de Heisenberg	95
	7.3.11 A difração do elétron	96
	7.3.12 Ondas estacionárias	97
	7.3.13 A equação de onda de Erwin Schrödinger para o elétron	98
	7.3.14 Propriedades da função de onda do elétron	99
	7.3.15 A equação de Schrödinger e o átomo de hidrogênio.	99
	7.3.16 A função de onda e o princípio de incerteza	100
Aula 8	Os orbitais atômicos e a configuração eletrônica	103
	8.1 Os orbitais atômicos.	103
	8.2 Os números quânticos	104
	8.2.1 O número quântico principal	104
	8.2.2 O número quântico azimutal ou secundário.	105
	8.2.3 O número quântico magnético.	105
	8.2.4 O número quântico spin.	106
	8.2.5 Diagramas de superfícies-limite para os orbitais	108
	8.2.6 Os números quânticos e os nós	109
	8.3 Átomos polieletrônicos.	110
	8.3.1 O princípio da edificação.	110

	8.3.2 O princípio da exclusão de Pauli	111
	8.3.3 O princípio de Hund ou da multiplicidade máxima	111
	8.4 A ordem dos níveis de energia.	111
	8.4.1 Configurações eletrônicas no estado fundamental	113
	8.4.2 Configuração eletrônica e a notação espectroscópica.	113
	8.4.3 Configuração eletrônica e a notação do cerne do gás nobre.	114
	8.4.4 Configuração eletrônica e a notação do Diagrama de Orbitais	115
	8.4.5 Configurações eletrônicas de ânions e cátions elementares	116
	8.4.6 Paramagnetismo e diamagnetismo	118
Aula 9	A periodicidade química.	121
	9.1 A periodicidade	121
	9.1.1 A Moderna Tabela Periódica dos elementos	122
	9.1.2 O Número Atômico e a Tabela Periódica	122
	9.1.3 A periodicidade das configurações eletrônicas	122
	9.1.4 A carga nuclear efetiva, Z_{ef}	123
	9.1.5 Algumas propriedades periódicas.	125
Aula 10	Ligações químicas	135
	10.1 As ligações químicas	135
	10.2 A natureza das ligações químicas.	137
	10.2.1 A ligação iônica	137
	10.2.2 A ligação covalente	141
	10.3 Teorias para explicar a ligação covalente	142
	10.3.1 O modelo de Lewis para a ligação covalente	142
	10.3.2 Ressonância	146
	10.3.3 Ordem e comprimento de ligação	147
	10.4 A Teoria da Ligação de Valência – TLV.	149
	10.4.1 Hibridização dos orbitais atômicos.	151
	10.4.2 Decidindo o tipo de hibridização: o número estereo	156
	10.4.3 A molécula de etileno, $H_2C = CH_2$	156
	10.4.4 A molécula de acetileno, $HC \equiv CH$	157
	10.4.5 As moléculas de água e de amônia.	158
	10.5 A Teoria dos Orbitais Moleculares-TOM	159
	10.5.1 A molécula de oxigênio	162
	10.6 A ligação metálica e a Teoria das Bandas.	163
	10.7 Geometria das moléculas: a teoria das repulsões dos pares eletrônicos da camada de valência.	166
Aula 11	Interações químicas.	175
	11.1 Interações intermoleculares – Forças de Van der Waals.	175
	11.1.1 Íon-dipolo permanente.	175
	11.1.2 Íon-dipolo induzido	177
	11.1.3 Dipolo permanente-dipolo permanente	178

11.1.4 Dipolo permanente-dipolo induzido	180
11.1.5 Dipolo induzido-dipolo induzido	180

UNIDADE 3 – SOLUÇÕES: UMA FERRAMENTA DO QUÍMICO

Aula 12	Soluções: uma ferramenta do químico	185
	12.1 Introduzindo o estudo de soluções: misturas homogênea e heterogênea.	185
	12.2 Soluções.	186
	12.2.1 Unidades de concentração.	187
	12.3 Propriedades coligativas.	190
	12.3.1 O que é pressão de vapor?	190
	12.3.2 O que é osmose?	191
	12.3.3 O que é temperatura de ebulição?	192
	12.3.4 O que é temperatura de congelamento?	192
	12.4 Preparando soluções	193
	12.4.1 Preparo de soluções a partir de um soluto sólido	193
	12.4.2 Preparo de solução a partir de um soluto líquido de concentração conhecida, em mol/L: diluição.	195
	12.4.3 Preparo de solução a partir de um soluto líquido concentrado, para o qual conhecemos pureza e densidade . . .	196
Aula 13	Caráter ácido, básico e neutro das soluções	201
	13.1 Introdução.	201
	13.2 Ácidos e bases.	201
	13.2.1 Teoria da dissociação de Arrhenius.	201
	13.2.2 Teoria do sistema-solvente: expansão da teoria de Arrhenius	203
	13.2.3 Teoria de Brønsted e Lowry.	204
	13.2.4 Teoria de Lewis.	205
	13.3 Retomando a dissociação da água	206
	13.4 Uma escala para medir a concentração de ácidos e bases	207
	13.4.1 A força dos ácidos	208
	13.4.2 A força das bases	208
	13.4.3 Propriedades ácido-base das soluções salinas.	209

Apresentação

Este livro é uma ferramenta de aprendizagem para a disciplina de Fundamentos à Química do curso de Licenciatura em Química – modalidade a distância.

Nele, procuramos evidenciar alguns conceitos fundamentais em Química que permitem compreender o universo observável e o nosso entorno que dele faz parte.

A Unidade 1 trata das transformações químicas. Para tal, usamos alguns exemplos de transformações presentes no nosso dia-a-dia. Também discutimos a massa envolvida nessas transformações. Consideramos este assunto de extrema importância, já que as transformações, tanto naturais quanto as provocadas por interferência humana, fazem parte do nosso mundo.

A Unidade 2 faz uma discussão sobre a teoria atômica e seus modelos. Nela procuramos dar uma visão histórica, mostrando como chegamos ao modelo atual. Também fazemos uma discussão sucinta sobre a Tabela Periódica e algumas propriedades dos elementos químicos, bem como de que maneira estes formam espécies químicas através de ligações químicas.

Na Unidade 3, apresentamos os aspectos mais relevantes das soluções, que são conhecimentos indispensáveis para os químicos e tão necessários para a atividade experimental.

Nossa expectativa é de que este livro contribua de modo decisivo para a sua formação. O texto contempla os primórdios da química como ciência e sua evolução, e o fruto da boa compreensão e assimilação dos conceitos aqui vertidos deve resultar no seu sucesso acadêmico e profissional.

Os Autores

O Curso de Licenciatura em Química da UFMG, modalidade a distância, foi concebido tendo em vista dois princípios fundamentais. O primeiro deles se refere à democratização do acesso à educação superior; o segundo consiste na formação de professores de alto nível, comprometidos com a qualidade da educação no País.

A coletânea da qual este volume faz parte visa a dar suporte aos estudantes do Curso. Cada volume está relacionado com um tema, eleito como estruturante na matriz curricular. Ele apresenta os conhecimentos mínimos que são considerados essenciais no estudo do tema. Isso não significa que o estudante deva se limitar somente ao estudo do volume. Ao contrário, ele é o ponto de partida na busca de um conhecimento mais amplo e aprofundado sobre o assunto. Nessa direção, cada volume apresenta uma bibliografia, com indicação de obras impressas e obras virtuais, que deverá ser consultada sempre que se fizer necessário.

Cada volume da coletânea está dividido em aulas, que consistem em unidades de estudo do tema tratado. Os objetivos, apresentados em cada início de aula, indicam as competências e habilidades que o estudante deve adquirir ao término de seu estudo. As aulas podem se constituir em apresentações, reflexões e indagações teóricas, em experimentos ou em orientações para atividades a serem realizadas pelos estudantes.

Para cada aula, foram elaboradas atividades com o objetivo de levar o estudante a avaliar o seu progresso e a desenvolver estratégias de metacognição ao se conscientizar dos diversos aspectos envolvidos em seus processos cognitivos. Essas atividades auxiliarão o estudante a tornar-se mais autônomo, responsável, crítico, capaz de desenvolver sua independência intelectual. Caso elas mostrem que as competências e habilidades indicadas nos objetivos não foram alcançadas, ele deverá estudar com mais afinco e atenção o tema proposto, reorientar seus estudos ou buscar ajuda dos tutores, professores especialistas e colegas.

Agradecemos a todas as instituições que colaboraram na produção desta coletânea. Em particular, agradecemos às pessoas (autores, coordenador da produção gráfica, coordenadores de redação, desenhistas, diagramadores, revisores) que dedicaram seu tempo e esforço na preparação desta obra que, temos certeza, em muito contribuirá para a educação brasileira.

Maria do Carmo Vila

Coordenadora do Centro de Apoio à Educação a Distância

UFMG

UNIDADE 1

Princípio de Reatividade

Nesta unidade estaremos desenvolvendo os seguintes tópicos:

- Introduzindo a Química: as transformações no tempo histórico;
- Evidenciando reações químicas;
- Conservação da massa nas reações químicas.

Dividimos esta unidade em 5 aulas. Procure aproveitá-las ao máximo e consulte a bibliografia complementar sempre que se fizer necessário.

Introduzindo a Química

As transformações no tempo histórico

Objetivos:

Ao final desta aula você, aluno, deverá:

- Familiarizar-se com a evolução do conhecimento referente às reações químicas.
 - Identificar os modelos, tão usados em Química, como forma de explicar o mundo.
-

Nem mesmo para os seres humanos primitivos as transformações da matéria passavam despercebidas. Certamente, o que muito impressionava era a queima ou combustão, já que o fogo oferecia uma visão espetacular. A obtenção dos metais a partir dos seus minerais, e promovida pelo fogo, marcou os estágios evolutivos da humanidade, conhecidos como “as eras dos metais” ou Idade do Cobre, Idade do Bronze e Idade do Ferro. Essas transformações eram consideradas mágicas e povoaram a metalurgia de mitos, deuses e demônios. Foram necessários alguns milênios para que a combustão e a redução dos minérios, para produzir os metais, pudessem ser compreendidas e explicadas.

No século XVIII, Lavoisier explica a combustão ao mesmo tempo em que anuncia a conservação da massa durante uma reação química. Sobre a combustão, ele afirma:

Há aproximadamente oito dias, descobri que o enxofre, ao queimar, não perdia seu peso mas, ao contrário, o ganhava; [...] Esse aumento de peso provém de uma quantidade prodigiosa de ar que se fixa durante a combustão [...] (*Memória apresentada à Academia de Ciências de Paris, 1772*).

À parte do ar que participa da reação de combustão, Lavoisier denominou de “princípio Oxigênio” ou simplesmente oxigênio, que em grego significa “gerador de ácido”, porque ele acreditava que todos os ácidos deveriam ter o elemento oxigênio na sua composição. A teoria sobre a combustão foi anunciada alguns anos mais tarde:

Arrisco hoje a propor à Academia uma teoria nova sobre a combustão [...] pela qual se explicam muito satisfatoriamente todos os fenômenos da combustão, da calcinação e, mesmo em parte, os que acompanham a respiração dos animais (Lavoisier, *Memória sobre a combustão, 12 de novembro de 1777*).

Sobre a conservação da matéria, ele escreveu:

Porque nada se cria, nem nas operações da arte nem nas da natureza e pode-se estabelecer, em princípio, que em toda operação há uma quantidade de matéria antes e depois da operação... (Lavoisier. *Tratado Elementar de Química*, 1789)

Quando os antigos se referiam à “arte”, era da Química que estavam falando.

Já a explicação da reação de redução dos minérios dando os respectivos metais veio mais tarde. Foi preciso, antes, reconhecer a existência do elétron, admitir a ocorrência da transferência de elétrons entre as espécies químicas, definir o número atômico, conceituar o número de oxidação e, tudo isso, depois da construção da teoria atômica. Esses eventos ocorreram durante o século XIX e início do século XX.

Redução, para os químicos da época de Lavoisier, era entendida como a reação de obtenção do metal a partir de seu minério. Por exemplo, o ferro metálico era obtido por “redução” da hematita, Fe_2O_3 . O conceito de número de oxidação, NOX, ainda não existia.

Isso nos remete ao primeiro conceito de átomo que, mesmo sendo especulativo, pode responder uma questão que os gregos se fizeram: como é que o leite, único alimento do recém-nascido, pode se transformar em osso, carne, cabelo, unha, sangue...?

O atomismo de Leucipo e Demócrito (século V a.C.) pretendia explicar os fenômenos em termos de matéria e movimento de átomos individuais que se chocam, se desagregam e se agrupam de diferentes maneiras, de modo a formar os diferentes materiais. Assim, a digestão podia ser explicada como sendo um processo de ruptura dos átomos do leite e reorganização deles em variados arranjos para dar osso, carne, cabelo, unha, sangue etc.

Outra transformação também observada há milênios foi a fermentação. A humanidade não precisou esperar que Pasteur, no século XIX, explicasse esse processo para tirar proveito dele. A fermentação da uva e da cevada aparece em relatos tão antigos como o Código de Hamurabi (2100 a.C.), o Gênesis, a mitologia greco-romana com Dionísio e Baco e em pinturas murais entre os egípcios (dinastia dos faraós) e os maias na América pré-colombiana. A produção do álcool pela fermentação e o seu consumo também estiveram associados a crenças e rituais religiosos e mitológicos.

Já a produção de queijo, entre os povos mediterrâneos, parece ter dispensado explicações mágicas, provavelmente, porque os animais mamíferos, incluindo o ser humano, operam a transformação do leite no próprio estômago. Mas, os primeiros registros falam de um extrato da figueira que é capaz de coagular o leite rapidamente:

Assim como o suco da figueira coalha o leite e o espessa [...] assim, tão instantaneamente, Mercúrio cura as feridas. (Homero, *Iliada*, século IX a.C.)

Hoje, sabemos que o suco da figueira contém a enzima ficina, cuja propriedade é coalhar o leite.

Aristóteles (384-322 a.C.) associou a ação do extrato da figueira com o coalho extraído do estômago de bezerras e que contém a enzima renina, empregada, ainda hoje, para talhar o leite e para produzir queijo. Ele afirmou:

O coalho é uma espécie de leite; ele é formado no estômago de animais jovens enquanto são amamentados. O coalho é, então, leite que contém fogo que vem do calor do animal enquanto o leite sofre cocção.

Aí também aparece a idéia de que o fogo é o responsável pela transformação do leite líquido em outro produto sólido, o queijo.

Provavelmente você já conseguiu perceber que a humanidade levou muito tempo para explicar algumas transformações que hoje nos parecem tão simples. Mas ainda há muito a explicar. Compreender as transformações químicas que ocorrem na natureza e explicá-las é da competência da Química.

Para refletir

A Natureza se “comunica” por meio de transformações. Identificá-las e interpretá-las não é, por si só, o objeto da ciência, mas, também, do cidadão e da cidadã. Enumere algumas transformações que ocorrem ao seu redor e discuta-as com seus colegas, alunos e demais pessoas.

Conhecendo a história do Dr. William Beaumont e seu paciente Alexis Saint Martin

O acontecimento que os envolveu ficou famoso por suas peculiaridades, e essa história está escrita em muitos livros de medicina, biologia, bioquímica e outros.

Durante muito tempo, tudo que se passava no interior do corpo humano foi considerado como um grande mistério. Para verificar o que realmente acontecia, seria necessário abrir o corpo e observar o seu interior, o que não era possível, tratando-se de seres humanos/vivos.

Um acontecimento trágico, ocorrido em 1822, permitiu um grande avanço na descoberta do que acontece com os alimentos no interior do corpo humano. O fato foi o seguinte: um caçador, de nome Alexis Saint Martin, estava caçando quando sua espingarda descarregou acidentalmente, ferindo-o do lado esquerdo e arrancando algumas de suas costelas, músculos e a parede do estômago. O caçador foi tratado

pelo Dr. William Beaumont, que era médico do exército americano. A ferida não fechou completamente. No lado esquerdo do caçador, ficou uma abertura que ia até o interior do estômago. O Dr. Beaumont tinha de colocar ataduras sobre a ferida para impedir a saída de alimentos. De comum acordo com o Sr. Martin, o Dr. Beaumont ficou durante mais de dez anos (com intervalos nos quais o paciente se retirava) observando o que se passava no interior do estômago de seu paciente. O médico amarrava um pedaço de carne num barbante e o introduzia no estômago de Martin. A cada hora ele puxava o barbante e observava o que estava se passando com a carne.



FIGURA 1 – Alexis Saint Martin

Pelo fato de o conhecimento ser, quase sempre, de natureza teórica e especulativa, essa pesquisa mostrou-se importante, já que havia duas grandes correntes que tentavam explicar a digestão: iatroquímica (por processos químicos) e a iatromecânica (por processos mecânicos).

Foi o Dr. William Beaumont quem, pela primeira vez, abriu as portas do conhecimento científico sobre a fisiologia do estômago e resolveu essa disputa. Ele pesquisou os efeitos do clima, da temperatura e das emoções sobre a digestão.

Como Saint Martin ficou irritado uma vez com os experimentos (ele não gostava de ver quando os pedaços semidigeridos eram retirados do estômago), Beaumont fez a extraordinária observação de que a raiva prejudicava a digestão.

Descobriu, também, que o exercício físico melhora o processo digestivo e, ainda, que os vegetais demoravam mais do que carne para serem digeridos e que o leite coagulava antes de ser digerido.

Os experimentos e observações do Dr. Beaumont determinaram, de forma inequívoca, muitos fatos novos sobre a fisiologia da digestão e derrubaram outras tantas noções, mantidas desde a Antigüidade, e que não passavam de simples suposições, baseadas em convicções filosóficas e não em dados científicos.

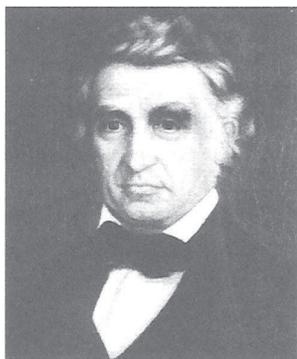


FIGURA 2 – Dr. William Beaumont

O que aconteceu com Alexis Saint Martin? Depois dos últimos experimentos, em 1832, ele retornou ao Canadá e nunca mais voltou a ver o Dr. Beaumont, seu salvador. Ele se estabeleceu como lavrador e trabalhador rural itinerante e tornou-se um alcoólatra. Embora se queixasse de crescentes problemas de digestão e desconforto com a fístula, ele faleceu aos 86 anos, idade considerada avançada para a época e para alguém naquelas condições médicas. Ele viveu 58 anos com a fístula aberta.

E o que acontece quando não podemos abrir e enxergar, como foi possível ao Dr. Beaumont?

As pessoas têm se preocupado, desde o início dos tempos, com a constituição da matéria. Afinal, de que é formado tudo o que existe? Há uma partícula fundamental? Como evidenciá-la? Como provar sua existência?

Nesse caso, ainda valem as convicções filosóficas. Como não podemos abrir a matéria para além das suas substâncias elementares, então temos que propor a sua constituição. Para isso, temos usado *modelos* que explicam a constituição da matéria.

Esses modelos, quando aplicados amplamente, são parte do que chamamos de *teoria*. Na Química, a principal teoria é a Teoria Atômica. Ela é a base do conhecimento químico.

Nesse caso, mesmo não podendo “provar” que o átomo é o constituinte fundamental da matéria, não há evidências concretas de que ele não o seja. Isso quer dizer que, enquanto a ciência não conseguir provar que o átomo não é o constituinte essencial de tudo o que existe, ele assim será considerado. Ou, enquanto pudermos “acomodar” aquelas descobertas que o contradizem, ele será considerado, pela comunidade científica em geral, como constituinte essencial da matéria.

ATIVIDADE 1

a) Você consegue imaginar o que aconteceria se a existência do átomo fosse negada? Haveria alguma modificação na ordem da natureza?

b) Na história das ciências, podemos facilmente encontrar referência à Teoria dos 4 Elementos. Ela durou mais de 1.000 anos. A Teoria Atômica atual já dura cerca de 200 anos. Esses 200 anos significam, para você, pouco ou muito tempo? Justifique.

Resposta comentada: Se você respondeu, na letra *a*, que ocorrerá modificação na natureza, reveja seu conceito de teoria, pois usamos modelos para explicar o funcionamento da natureza. Mas a natureza tem seu funcionamento próprio. Se os modelos não condizem com o funcionamento da natureza, então são eles que devem mudar.

A Teoria dos 4 Elementos afirma que a matéria é formada pelos “elementos” água, terra, ar e fogo. Você pode encontrar mais sobre essa teoria nos livros de História da Química e/ou História das Ciências.

A Teoria Atômica, postulada desde Dalton (1804), afirma que a matéria é formada por átomos. Há vários modelos propostos para o átomo: de Dalton, de Thomsom, de Rutherford, de Bohr e o da mecânica quântica. Cada um deles teve e tem sua importância e um não invalida o outro. Mas, antes da Teoria Atômica, muitas outras explicações para a constituição da matéria foram postuladas.

Referências bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L. *Princípios de química*. Porto Alegre: Bookman, 2000.

BROWN; LEMAG; BURSTEN. *Química: a ciência central*. 9. ed. São Paulo: Pearson Education, 2005.

MAAR, J. H. *Pequena história da química: (primeira parte) dos primórdios a Lavoisier*. Florianópolis: Papalivros, 1999.

AULA 2

Evidenciando algumas reações químicas Azia, escurecimento do ovo e oxidação do ferro

Objetivos:

Ao final desta aula, queremos que você:

- Analise alguns exemplos de reações químicas mais comuns.
- Reconheça que fenômenos presentes na nossa vida são transformações químicas.
- Escreva as equações químicas que representam essas e outras transformações.

2.1 COMI DEMAIS! E AGORA?

A maioria das pessoas já passou pela situação sugerida pelo título deste item. Você foi uma delas? O que sentiu? Passou rapidamente? Tomou medicamento? O que você fez?

Uma das conseqüências de uma alimentação inadequada é chamada de *azia*. Se você ainda não sentiu azia, provavelmente encontrará na sua família ou entre seus amigos alguém que já conviveu/convive com esse sintoma. Por que ela acontece? Como acontece? Como se combate?

Sabe-se que um adulto produz de 2 a 3 litros diários de suco gástrico. Esse suco gástrico é um fluido digestivo ácido (lembra-se do Dr. William de Beaumont?), pouco viscoso, segregado pelas glândulas existentes na mucosa que reveste o estômago. Entre outras substâncias, no suco gástrico está presente o ácido clorídrico, cuja representação é HCl .

Internamente, o estômago é revestido por células parietais, cujas membranas permitem a passagem de água e de moléculas neutras e, geralmente, bloqueiam a passagem de alguns íons, tais como H^+ , Na^+ , K^+ e Cl^- .

Os íons H^+ são provenientes da decomposição do ácido carbônico (H_2CO_3). Esse ácido se forma como resultado da reação do gás carbônico (da digestão) com água.

O meio ácido resultante da presença do suco gástrico no estômago promove a digestão dos alimentos e ativa certas enzimas digestivas. Comer, portanto, estimula a secreção de íons H^+ . Uma pequena fração desses íons é reabsorvida pela mucosa, dando origem a um processo normal de pequenas hemorragias. Mas se o conteúdo ácido for excessivo, a presença de íons H^+ em excesso pode dar origem a contração muscular, dor, inchaço, inflamação e perda de sangue.

A azia é um processo resultante desse excesso de ácido no estômago. O que se costuma fazer para reduzir esse sintoma?

O objetivo é, então, reduzir a presença de H^+ no estômago. Para isso, toma-se antiácido, como uma das formas mais comuns de combater a azia e outros sintomas provocados pelo excesso de acidez. Eis alguns componentes comuns de antiácidos comerciais:

bicarbonato de sódio - $NaHCO_3$

carbonato de cálcio - $CaCO_3$

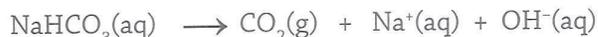
hidróxido de magnésio - $Mg(OH)_2$

Vejamos o primeiro deles. Quando tomamos o bicarbonato de sódio, ele vai se decompor ao encontrar um meio ácido.

ATIVIDADE 2

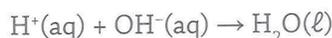
Experimente fazer este teste: coloque a mesma quantidade de água em dois copos. Num deles esprema meio limão. Em ambos adicione meia colherinha de bicarbonato de sódio. Observe o que acontece no meio neutro (só com água) e no meio ácido (água com limão). O mesmo pode ser feito substituindo suco de limão, que contém ácido cítrico, por vinagre, que contém ácido acético.

A decomposição do bicarbonato no nosso estômago pode ser representada pela seguinte equação:



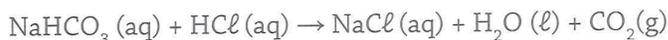
O gás carbônico aumenta a pressão no estômago e, provavelmente, será eliminado por meio de um arroto.

O íon hidroxila, OH^- , produzido nessa decomposição é que irá interagir com o H^+ presente lá, originando a substância água. Em síntese, a equação que representa a neutralização é:



Assim, há uma diminuição da quantidade de íons H^+ e conseqüente diminuição da acidez.

A reação completa pode ser representada pela equação:



Então, neste caso, podemos afirmar que $NaHCO_3(aq)$ e $HCl(aq)$ são **reagentes** e $NaCl(aq)$, $H_2O(l)$ e $CO_2(g)$ são **produtos**.

$HCl(aq)$ é o mesmo que $H^+(aq)$ e $Cl^-(aq)$. Isso vale para todos os compostos iônicos e ácidos, quando dissolvidos em água.

ATIVIDADE 3

Usando o mesmo raciocínio, tente agora representar a reação completa de neutralização, quando consumir:

a) carbonato de cálcio:



b) hidróxido de magnésio:



Este é um exemplo de reação de neutralização de um ácido forte (HCl) por uma base fraca (NaHCO₃). Reações de neutralização entre ácidos e bases são comuns, e seu conhecimento é muito útil e necessário.

2.2 POR QUE O OVO COZIDO ESCURECE?

O preparo dos alimentos é um processo aparentemente simples mas, na realidade, envolve inúmeras reações químicas, a maioria ainda desconhecida. Um alimento bem estudado e bem conhecido é o ovo. Trata-se de um alimento muito rico e nutritivo.

O que vem a ser um alimento nutritivo?

Um alimento, para ser nutritivo, deve fornecer energia e material para reposição e reparação dos tecidos do indivíduo que o ingere. As substâncias do ovo, que o caracterizam como nutritivo, são: proteínas, lipídios e açúcar.

O ovo também é uma fonte de íons necessários às nossas funções bioquímicas, fisiológicas, nervosas e outras.

A composição elementar do ovo inteiro indica a presença de S²⁻, K⁺, Na⁺, Ca²⁺, Mg²⁺ e Fe²⁺. O íon Fe²⁺ concentrado na gema e o íon S²⁻ encontrado na clara migram para a região entre a clara e a gema e, dependendo da temperatura e do modo como é feito o resfriamento do ovo cozido, ocorre a formação do FeS (sulfeto de ferro (II)), que se deposita como uma substância verde-acinzentada entre a clara e a gema.

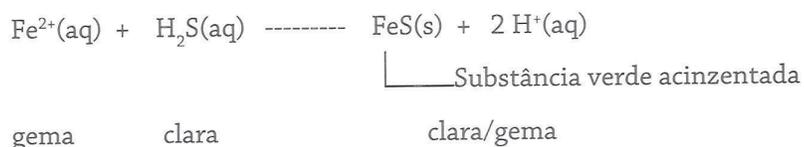
Como, então, se forma o FeS?

Quando o ovo é posto para cozinhar, ocorrem algumas transformações físicas e químicas:

- clara e gema endurecem em consequência do arranjo das moléculas de proteínas, que formam uma rede na qual as moléculas de água aí presentes permanecem;

- a temperatura da clara é mais elevada do que a da gema, por estar em contato mais próximo com a água fervente (~100°C). Aí se forma o H₂S, que migra em direção à gema, mais fria (ou menos quente).

Na superfície da gema, o H₂S reage com o ferro (II) lá presente, conforme a reação:



O que fazer para o ovo não ficar escuro?

Devemos, para isso, impedir a formação do sulfeto de ferro (II).

É simples. Basta resfriar rapidamente o ovo já cozido. Nesse caso, o H₂S migrará para a superfície externa da clara, que estará mais fria, afastando-se da gema (onde está o Fe²⁺). Dessa forma, a reação não ocorre.

Este é um exemplo simples e interessante de uma reação química controlada pela temperatura.

ATIVIDADE 4

Diga você quais foram os reagentes e os produtos da reação que acontece quando o ovo escurece:

Reagentes: _____ e _____

Produto: _____ e _____

Observação: A formação do sulfeto de ferro (II) é indesejável por uma questão de estética de apresentação do ovo, e não por qualquer efeito nocivo que possa fazer à nossa saúde. Ao contrário, o íon Fe²⁺ é indicado para curar anemia causada por carência nutricional.

2.3 OXIDAÇÃO DO FERRO (FORMAÇÃO DE FERRUGEM)

Os vestígios do homem na Terra são marcados por armas, por instrumentos e pelos usos da ação do fogo, vidro, cerâmica etc. Os metais marcaram estágios de desenvolvimento da humanidade: a Idade do Cobre, cerca de 6000 a.C.; a do Bronze (liga Cu e Sn) e, por fim, a Idade do Ferro, cerca de 2000 a.C. O uso tardio do ferro esteve, certamente, condicionado ao conhecimento da construção de fornos com altas temperaturas. A diferença de quase 500°C entre as temperaturas de fusão do Cu (1083°C) e do Fe (1535°C) se refletiu

nos 5000 anos que separaram a metalurgia do cobre da metalurgia do ferro.

O ferro constitui aproximadamente 30% da massa total do planeta e 5% da crosta terrestre, sendo o quarto elemento mais abundante e o segundo metal mais abundante. Os minerais mais importantes são: magnetita (Fe_3O_4), hematita (Fe_2O_3), limonita ($\text{FeO}(\text{OH}) \cdot x\text{H}_2\text{O}$) e siderita (FeCO_3).

De todos os depósitos de minério de ferro existentes, os mais importantes são os minérios de ferro oxidado, que foram formados como sedimentos em grandes quantidades nos mares primitivos (3,5 bilhões de anos atrás). As chuvas naquele período eram fortemente ácidas, e o ferro, cuja presença era abundante na crosta terrestre, foi dissolvido, sendo lixiviado em grande quantidade para o mar. Nessa época surgiram as algas verde-azuladas (cianofíceas), gerando oxigênio pela fotossíntese. Nesses mares primitivos, essas algas se multiplicaram produzindo grandes quantidades de O_2 que, por sua vez, oxidaram o ferro dissolvido. O ferro oxidado se acumulou no fundo do mar quando, então, se formaram os sedimentos em todo o globo terrestre, entre 2,6 e 1,8 bilhões de anos atrás. Os depósitos de minérios de ferro formados por meio desse processo estão distribuídos pelos continentes de todo o mundo. As reservas são muito vastas, o que possibilita um fornecimento estável para suprir a indústria siderúrgica.

As reservas brasileiras estão situadas principalmente no quadrilátero ferrífero: Minas Gerais com 72,2%; Carajás (Pará) com 22,3%; Mato Grosso do Sul com 4,3%; São Paulo com 1,0%; e o restante está distribuído entre os demais estados.

Mas o ferro “enferruja”. Você, certamente, já viu isso acontecer! Você sabe explicar esse processo?

O ferro puro é altamente reativo. Em presença de ar atmosférico, oxida-se rapidamente, tornando-se óxido de ferro(III) hidratado, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ (a ferrugem).

Vamos testar um processo simples e barato para verificar a formação da ferrugem! O método consiste em utilizar pequenas porções de palha de aço de uso doméstico, garrafas PET e diferentes amostras de água.

ATIVIDADE 5**Materiais e reagentes**

- 2 garrafas PET de refrigerante de 2 L (numeradas);
- 2 pedaços iguais de palha de aço usada em limpeza doméstica;
- amostras de água: água de torneira e água recém-fervida;
- papel de filtro (usado para coar café).

Procedimento

- a) Identifique as garrafas PET, rotulando-as com 1 e 2, respectivamente.
- b) Ferva, por 15 minutos, água suficiente para encher uma garrafa e deixe esfriar.
- c) Com o auxílio de uma caneta ou material semelhante, cada um dos pedaços de palha de aço deve ser introduzido em cada uma das garrafas PET devidamente identificadas.
- d) Em seguida, abra a torneira de onde será coletada água para a garrafa nº 1, de forma que o fluxo da água seja bem lento. A garrafa deve ser inclinada (cerca de 30°) em relação à torneira. A água deve escoar lentamente pelas paredes internas, de forma a evitar turbilhão e, por conseqüência, oxigenação da água nesta etapa.
- e) Na garrafa nº 2 coloque a água fervida e fria, procedendo da mesma maneira que na garrafa anterior. A fervura visa a retirar o máximo possível de gases lá presentes e, conseqüentemente, o gás oxigênio.
- f) As garrafas devem permanecer abertas por 15 minutos e depois fechadas e observadas por cinco dias. Passado esse tempo, as garrafas devem ser abertas e observadas. Houve diferença entre uma garrafa e outra? Quanto mais opaca estiver a solução, ou quanto maior a quantidade de sólido tiver formado, maior será a quantidade de ferrugem.

Por que em uma das garrafas formou-se pouca ou nada de ferrugem?

A formação de ferrugem, conhecida como corrosão, ocorre em presença de oxigênio e o ferro, contido na palha de aço, que pode ser completamente convertido em óxido de ferro hidratado. Embora sua fórmula seja indefinida, pode ser escrita como $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, em que x depende das condições de formação desse óxido.

A reação ocorre em várias etapas, mas a representação global do processo pode ser escrita como:



Observação: Após cinco dias, é possível que a reação de formação da ferrugem seja completa e que todo o oxigênio dissolvido na água tenha sido consumido. Assim, o produto final da corrosão pode ser representado por Fe_3O_4 (um óxido misto de ferro, de coloração preta, contendo Fe_2O_3 e FeO) e $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ (coloração alaranjada ou castanho-avermelhada).

ATIVIDADE 6

- 1) Que outros objetos podem substituir a palha de aço?
- 2) Que componente da palha de aço foi o mais importante no experimento?
- 3) Costuma-se afirmar que o ferro reage com a umidade para formar “ferrugem”. Agora que você já conhece o processo, o que diria sobre isso?

Essa transformação química torna-se muito importante pelo fato de o ferro ser usado na fabricação de instrumentos e utensílios. Controlar sua oxidação é uma tarefa dos químicos.

Referências bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L. *Princípios de química*. Porto Alegre: Bookman, 2000.

BROWN; LEMAG; BURSTEN. *Química: a ciência central*. 9. ed. São Paulo: Pearson Education, 2005.

IHDE, J. A. *The development of modern chemistry*. New York: Dover Publication, 1984.

MAAR, J. H. *Pequena história da química: (primeira parte) dos primórdios a Lavoisier*. Florianópolis: Papalivros, 1999.

MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. *Química: um curso universitário*. São Paulo: Edgard Blücher, 1993.

MASTERTON, W.; SLOWINSKI, E.; STANITSKI, C. *Princípios de química*. 6. ed. Rio de Janeiro: Guanabara, 1990.

PARTINGTON, J. R. *A short history of chemistry*. New York: Dover Publication, 1989.

RUSSELL, J. B. *Química geral*. São Paulo: McGraw Hill do Brasil, 1994. v. 1 e 2.

Evidenciando outras reações químicas A fotossíntese e a combustão

Objetivos:

Ao final desta aula, queremos que você:

- Analise mais alguns exemplos de reações químicas comuns.
 - Reconheça que fenômenos presentes na nossa vida são transformações químicas.
 - Escreva as equações químicas que representam essas e outras transformações.
-

3.1 NUTRIÇÃO DOS VEGETAIS

Aristóteles (século IV a.C.) já dizia que, para entender as plantas, era necessário estudar os animais, já que, para ele, “a planta é comparável a um animal de cabeça para baixo”, além de a nutrição das plantas seguir o modelo “terra/raiz”.

Só na segunda metade do século XVII é que os fisiologistas experimentalistas introduziram um novo modelo “ar/folhas”, apesar de a natureza dessa interação permanecer obscura.

Apenas a partir de Lavoisier (que reinterpretoou os experimentos de outros cientistas, como Van Helmont e Priestley) e de seus princípios, há mais de 200 anos, é que os fisiologistas puderam estabelecer uma nova teoria da nutrição vegetal.

Com a colaboração de várias áreas, desvendavam-se, aos poucos, os processos denominados *fotossíntese* e *respiração*, nos vegetais.

Por muito tempo o solo foi considerado como fonte de alimento da planta. Há, realmente, uma íntima relação entre raízes e solo. O solo proporciona os nutrientes minerais essenciais à síntese de um grande número de moléculas indispensáveis aos seus processos metabólicos e, entre eles, a própria fotossíntese. Mas a nutrição da planta, num sentido mais amplo, é autotrófica. O adubo, que é usado para desenvolver, efetivamente, a planta, é apenas “nutriente”, e não “alimento” para os vegetais. Além disso, é preciso lembrar que nem todas as plantas estão no solo.

Nutrição Autotrófica - É realizada durante o dia pelas plantas verdes (clorofiladas), pelas algas e por certas bactérias. Esses seres usam substâncias não orgânicas disponíveis no ambiente para construir todas as moléculas orgânicas do seu corpo (não dependem de outro ser vivo para sua sobrevivência).

Algumas bactérias realizam a **quimiossíntese** (processo autotrófico) que não depende da clorofila ou da luz solar, mas, também, produzem a glicose para o próprio sustento.

Nutrição Heterotrófica - Os seres vivos que não podem sintetizar seu próprio alimento são chamados de heterotróficos. Eles retiram o seu próprio alimento de outros seres, como o bife que você come (você incorpora as moléculas, e não as produz, como os vegetais clorofilados).

As plantas respiram e realizam fotossíntese. Vamos enfatizar, aqui, o processo da fotossíntese.

Sabemos que a planta absorve o gás carbônico presente na atmosfera. A água também é uma substância essencial às plantas. É por meio da reação entre essas duas substâncias que a fotossíntese acontece. Também é sabido que a fotossíntese só acontece em presença de luz e, portanto, depende da *energia luminosa*.

O gás carbônico e a água não reagem espontaneamente para realizar a fotossíntese. Como isso acontece dentro da planta? É a clorofila que promove a reação entre o gás carbônico, a água e a energia luminosa presentes na natureza.

Note que a fotossíntese não é um processo estudado apenas pela química. Para entendê-la, são necessárias outras áreas do saber, como a biologia e a física. Leia mais sobre esse processo e sobre como ele é tratado por essas diferentes áreas do conhecimento.

Como se explica quimicamente esta reação?

Para entender este processo, precisamos pensar em termos de moléculas.

Uma molécula de água, cuja representação é H_2O , possui dois átomos de H e um átomo de O. Eles se mantêm unidos pela *energia de ligação* ou, simplesmente, ligação. A energia luminosa, geralmente proveniente do sol e absorvida pela planta, rompe as ligações existentes na molécula de água. Os íons provenientes da dissociação da água irão interagir com o gás carbônico (CO_2), rompendo as ligações existentes na sua molécula. Isso originará uma reorganização desses átomos, formando novas substâncias.

O que surgirá nesse novo reagrupamento?

Quando o CO_2 e a H_2O se combinam, formam um carboidrato: a glicose. O processo requer o catalisador clorofila (que também é

um pigmento, geralmente de cor verde), além da energia na forma de luz. Milhares de moléculas de glicose se combinam para formar duas grandes moléculas: a celulose (que tem função estrutural nos vegetais, constituindo o esqueleto das plantas) e o amido (que tem função nutricional e é armazenado em sementes e raízes). A diferença entre essas moléculas gigantes é a *conformação*, ou seja, depende da forma como as moléculas se ligam.

A representação da glicose é $C_6H_{12}O_6$, e sua estrutura química pode ser assim representada:

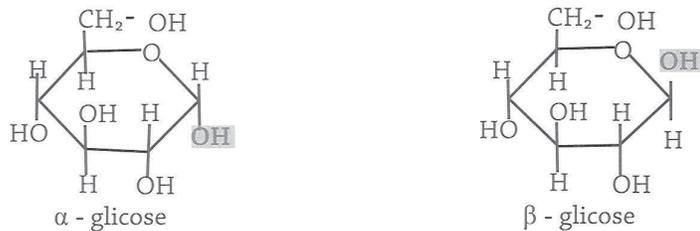


FIGURA 3 – Estrutura química da glicose

O amido tem uma estrutura semelhante à representada a seguir:

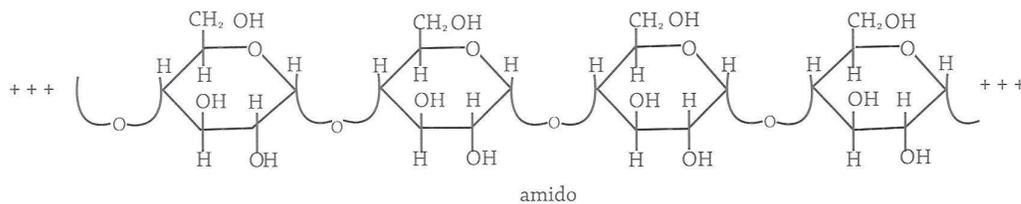


FIGURA 4 – Estrutura química do amido

Abaixo, a representação estrutural da celulose:

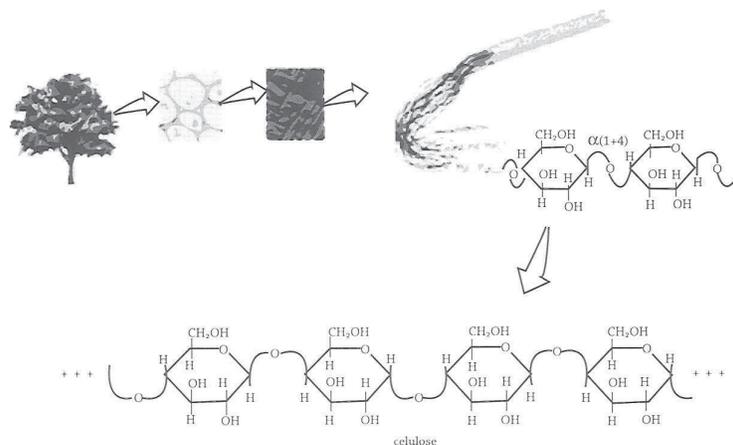


FIGURA 5 – Estrutura química da celulose

Observe que a planta faz fotossíntese para produzir a glicose e seus derivados, e não para “limpar” o ar, como se costuma falar.

Outro produto da fotossíntese é o gás oxigênio, cuja representação é O_2 .

Portanto, para a fotossíntese acontecer, são necessários a água (H_2O) e o gás carbônico (CO_2), que são os reagentes, a clorofila ($C_{55}H_{72}O_5N_4Mg$), que é o catalisador, e a energia luminosa.

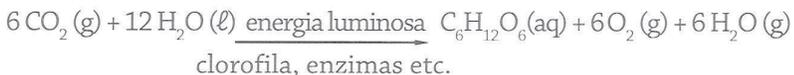
A glicose ($C_6H_{12}O_6$) e o gás oxigênio (O_2) são produtos da reação de fotossíntese.

O que é interessante saber é que o gás oxigênio liberado é proveniente da molécula da água. Os cientistas usaram “água marcada”, ou seja, H_2O^* com um isótopo do oxigênio e, analisando os produtos da fotossíntese, detectaram o isótopo apenas no gás oxigênio.

Podemos simplificar esse fantástico acontecimento químico por meio de uma equação não balanceada:



Outra maneira de representar a reação da fotossíntese é por meio da equação:



ATIVIDADE 7

Agora que você já sabe um pouco sobre essa maravilhosa transformação química que ocorre nos vegetais, algumas questões se fazem importantes:

- A reação de fotossíntese é o inverso da reação de respiração, como dizia Aristóteles e ainda se costuma afirmar hoje?
- A luz artificial (lâmpadas incandescentes e eletrônicas) pode substituir o sol fornecendo energia suficiente para promover a fotossíntese?
- As plantas poderiam existir sem nós, já que são autotróficas. Nós sobreviveríamos sem as plantas?

Ajuda na resposta: Para ter uma idéia sobre a letra *b*, procure observar uma planta que fica sob incidência de luz por mais tempo do que o intervalo de luz solar (plantas próximas a um poste de iluminação, por exemplo) e compare-a com uma planta que recebe apenas luz solar.

3.2 ENTENDENDO A COMBUSTÃO

É possível que o fogo tenha sido um dos fenômenos mais observados e mais preocupantes em tempos remotos. Num certo “momento” da história da humanidade, passou a ser objeto de estudos. Hoje, não temos dúvida de que o fogo é um dos fenômenos mais importantes da natureza, cujo entendimento e controle ainda desafiam a humanidade.

Pense no que aconteceria se, subitamente, não houvesse mais queima. Se, por um lado, terminariam os incêndios nas florestas, por outro seria um caos: veículos, máquinas, fábricas paradas, apenas para citar alguns exemplos. Esse processo tão importante e que é vital para a nossa sobrevivência é chamado de *combustão*.

Aconselhamos assistir ao filme *Guerra do Fogo*, uma produção francesa de Jean-Jacques Annaud, lançado em 1981, que narra a história de um clã e o fogo.

ATIVIDADE 8

Vamos fazer um pequeno teste?

Observe e descreva a chama de uma vela e a chama do gás de cozinha queimando num fogão a gás. Há diferenças na coloração destas chamas? Por que elas são diferentes? O que origina essas diferentes colorações?

Bom... quando falamos em combustão, temos que ter em mente as combustões que ocorrem na natureza. A maioria delas libera fumaça e vários tipos de gases. Vamos enfatizar dois tipos de combustão: a completa e a incompleta.

Você já observou alguma cena como a da fotografia a seguir?



FIGURA 6 – Chaminé de fábrica

Nesta fotografia é possível observar uma chama no alto de uma chaminé. Isso acontece em indústrias ou fábricas nas quais há combustão. Isso é feito para diminuir a emissão de substâncias sólidas para a atmosfera, especialmente o carbono, principal constituinte dos combustíveis.

O que isso significa?

Certamente é um indício de que parte do carbono, constituinte do combustível queimado na indústria, permanece no estado sólido, provocando o escurecimento dos gases que se desprendem pela chaminé, juntamente com a fuligem.

Uma segunda queima, na chaminé da indústria, promove diminuição do carbono presente na fumaça, transformando-o em CO_2 . Assim, haverá uma emissão menor de carbono, na forma de carvão, e de outras substâncias sólidas na atmosfera.

Esse tipo de combustão, em que os constituintes químicos presentes no combustível não são completamente queimados, é chamada de *combustão incompleta*. Ela pode ocorrer por vários motivos. Observe que a chama da vela tem características semelhantes à combustão incompleta. Já a chama formada na queima do gás de cozinha é mais azulada. O processo de queima do gás de cozinha não libera tanto carbono na forma sólida.

Agora iremos tratar da combustão completa. Resumidamente, poderíamos afirmar que ela ocorre sem liberação de fumaça. Assemelha-se mais à chama do gás de cozinha, que é mais azulada ou menos amarelada.

ATIVIDADE 9

Para o estudo da combustão completa, faremos os seguintes procedimentos:

- 1º - Acenda uma vela, de tamanho pequeno. Emborque um copo sobre ela e observe o que acontece. Você notou que a chama se apaga? Isso deve-se ao fato de que o componente do ar que favorece a combustão, como descrito por Lavoisier, ou seja, o gás oxigênio, é parcialmente consumido dentro do copo, não sendo mais possível manter a chama acesa.

Isso significa que, além do combustível, para ocorrer a combustão, é necessário o gás oxigênio. Então, os reagentes de uma reação de combustão são: combustível e gás oxigênio (também chamado de comburente).

No caso da vela, supondo que ela seja constituída apenas pelo pentacosano ($\text{C}_{25}\text{H}_{52}$), principal componente da parafina, os reagentes são: pentacosano e gás oxigênio.

- 2º - Acenda novamente a vela e emborque um copo limpo e seco sobre ela. Observe que há formação de algumas gotículas de umidade ou água, que se acumula nas paredes internas do copo. Isso resulta da condensação do vapor d'água nas paredes mais frias do vidro. De onde veio essa água?

Essa água foi produzida pela queima da vela. A água é, então, um produto da combustão da vela.

- 3º - Repita o procedimento anterior. Quando a vela apagar, transfira um pouco de água de cal para o copo. Feche-o rapidamente com a mão e agite. Observe que a água de cal, antes transparente, fica turva (ou com aspecto leitoso). Você já deve ter aprendido, no Ensino Médio, que a água de cal fica branca ou turva em presença de gás carbônico. De onde veio o gás carbônico que deixou a água de cal branca? Certamente foi produzido pela combustão da vela. O gás carbônico é, portanto, outro produto da combustão da vela.

A água de cal pode ser preparada adicionando-se uma colherinha de cal de construção (CaO) num copo grande de água. Deixa-se em repouso por um tempo e, após, filtra-se essa água com papel de filtro ou com filtro de papel comum (filtro de café). A água transparente é o que usamos como água de cal. Se você não quiser prepará-la, leve um vidro com tampa e peça ao tutor que ceda uma amostra.

Com o 2º e o 3º procedimentos, podemos verificar que os produtos de combustão da vela são e

Como a parafina da vela é constituída principalmente por C e H, torna-se fácil entender esse fenômeno

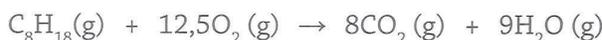


A maioria dos combustíveis é constituída, principalmente, pelos elementos químicos C e H. E, como toda combustão necessita do gás oxigênio para ocorrer, sempre formará gás carbônico e água. Esses produtos são formados na maior parte das combustões completas.

Veja alguns exemplos a seguir, considerando as combustões completas:

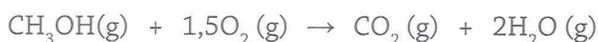


etanol



octano

principal componente da gasolina



metanol

combustível dos carros de fórmula Indy

Observação sobre os estados físicos: Indicamos o estado gasoso(g) para todos os combustíveis porque, apesar de o octano e de o álcool comum serem líquidos, sabe-se que a maioria dos combustíveis queima no estado gasoso. Por isso, alguns deles devem ser aquecidos para, ao esquentarem um pouco, evaporar e, assim, queimar. Para a água, mesmo percebendo-a líquida (ao condensar no copo), sabemos que ela é produzida no estado gasoso e condensa-se em seguida.

As reações de combustão estão muito presentes na nossa vida, seja para aquecer, cozinhar, produzir calor e até para iluminar. Apesar de

aparentemente simples, o seu controle ainda é um desafio, visto o grande número de incêndios que assolam a natureza e a dificuldade em isolar o gás oxigênio de uma chama, para apagá-la. As indústrias que trabalham com combustão têm a grande responsabilidade de seu controle, já que diminuir a poluição atmosférica tornou-se uma necessidade e um dever, na tentativa de reduzir a emissão de CO_2 .

Sobre a redução da emissão de CO_2 na atmosfera, leia a respeito do Tratado de Kyoto.

Vale ressaltar, ainda, que a combustão incompleta libera gás carbônico e água, além do monóxido de carbono, de partículas de carvão e outras.

ATIVIDADE 10

Faça a representação química da combustão completa dos seguintes combustíveis (não é necessário balancear ou acertar os coeficientes, por enquanto):

a) C_4H_{10} - gás butano - um dos componentes do gás de cozinha.



b) $\text{N}_2\text{H}_4(\text{g})$ - hidrazina - combustível importante para uso em foguetes.



c) $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{g})$ - octano - um dos componentes da gasolina.



Agora que você já viu alguns fenômenos sob o ponto de vista químico, procure fazer a análise de outros fenômenos que acontecem e explique-os quimicamente. Para isso, você deve fazer uso da bibliografia disponível.

Referências bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L. *Princípios de química*. Porto Alegre: Bookman, 2000.

BROWN; LEMAG; BURSTEN. *Química: a ciência central*. 9. ed. São Paulo: Pearson Education, 2005.

IHDE, J. A. *The development of modern chemistry*. New York: Dover Publication, 1984.

MAAR, J. H. *Pequena história da química: (primeira parte) dos primórdios a Lavoisier*. Florianópolis: Papalivros, 1999.

MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. *Química: um curso universitário*. São Paulo: Edgard Blücher, 1993.

MASTERTON, W.; SLOWINSKI, E.; STANITSKI, C. *Princípios de química*. 6. ed. Rio de Janeiro: Guanabara, 1990.

PARTINGTON, J. R. *A short history of chemistry*. New York: Dover Publication, 1989.

RUSSELL, J. B. *Química geral*. São Paulo: McGraw Hill do Brasil, 1994. v. 1 e 2.

AULA 4

A conservação das massas numa reação química

Objetivos:

Com esta aula, você deverá ser capaz de:

- Identificar as relações das massas associando-as à conservação dos elementos presentes numa reação, em suas quantidades.
 - Demonstrar a conservação das massas numa equação química.
 - Identificar equações iônicas.
-

4.1 LAVOISIER E A CONSERVAÇÃO DAS MASSAS (BALANCEAMENTO POR TENTATIVA)

Na Natureza nada se cria, nada se perde, tudo se pesa.

A frase acima sintetiza duas das principais contribuições de Lavoisier: a conservação da massa e o uso científico da balança. As outras duas importantes contribuições foram a definição de elemento e a nomenclatura química, em uso até hoje.

Você já deve ter lido e ouvido a frase “foi Lavoisier que introduziu a balança no laboratório”. Isso não é verdade! Ela já fazia parte dos equipamentos dos laboratórios dos alquimistas e dos primeiros químicos. Robert Boyle (século XVII) foi um ilustre usuário da balança. Mas foi Lavoisier (século XVIII) que ensinou como fazer pesagens rigorosas sem a interferência de fatores externos e como interpretá-las. Repetindo experimentos de seus contemporâneos (Priestley, Cavendish, Scheele e outros) sobre a combustão e a síntese da água, Lavoisier provocou a ruptura com a Teoria do Flogisto – primeira teoria científica da química – e marcou o início da química moderna. Foi a Revolução Química. Anos depois Dalton, com a Teoria Atômica,

e Proust, com as leis ponderais (ambos seguidores de Lavoisier), construíram suas teorias no foco da conservação das massas durante as transformações da matéria.

4.1.1 Como lidamos com a conservação das massas?

Temos como instrumento os *coeficientes estequiométricos*, que usamos para balancear equações. Ao definir esses coeficientes, estamos aplicando a Lei de Conservação das Massas, ou seja, nada se perde e nem se cria durante uma reação química.

Para dizer tudo isso, a Química usa o termo “estequiometria”. É uma palavra de origem grega, que significa:

Estequio = elemento

Metria = medida

Portanto, a estequiometria nada mais é do que a relação entre as massas combinantes.

Se nada se perde e nada se cria, já temos claro que os elementos químicos são conservados numa reação. E, então, as quantidades dos mesmos nos reagentes e produtos são iguais.

Exemplo 1: $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ ► neste caso, há 1 mol de átomos de carbono e 2 mol de átomos de oxigênio nos reagentes e nos produtos. Esta equação possui o mesmo número de mol de átomos de cada elemento nos reagentes e produtos.

Observação: Na língua portuguesa o plural de mol é *móis*. O uso/abuso da língua consagrou a palavra *mols* como correta. Para um não comprometimento, vamos usar o *mol*.

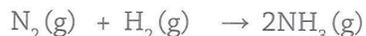
Exemplo 2: $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow NO(g)$ ► aqui, para representar a igualdade, torna-se necessário usar coeficientes estequiométricos.

Há, nesta equação, 2 mol de átomos de nitrogênio nos reagentes e apenas 1 nos produtos. Se colocarmos o coeficiente estequiométrico 2 em frente ao NO(g), teremos 2 mol de átomos de nitrogênio nos produtos. Com esse coeficiente, o oxigênio também fica acertado. Veja abaixo:

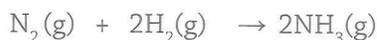
$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 NO(g)$ ► agora temos 2 mol de átomos de nitrogênio e 2 mol de átomos de oxigênio em ambos os lados da equação.

Exemplo 3: $\text{N}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g})$ ► note que esta também não está balanceada.

Neste caso, há 2 mol de átomos de nitrogênio nos reagentes e apenas 1 nos produtos. O coeficiente estequiométrico 2 em frente ao $\text{NH}_3(\text{g})$ acertará as quantidades de nitrogênio:



Agora, há 2 mol de átomos de hidrogênio nos reagentes e 2 nos produtos. Para acertar o número de mol de hidrogênio, temos que usar o coeficiente estequiométrico 3 em frente ao $\text{H}_2(\text{g})$. A equação balanceada ficará assim:

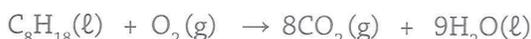


Exemplo 4: $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ► não balanceada

É aconselhável, nesses casos, iniciar o balanceamento pelo elemento que esteja presente em apenas uma espécie em cada lado da equação. Neste caso, iniciamos pelo carbono. Há 8 mol de átomos de carbono nos reagentes e apenas 1 nos produtos. Podemos acertar atribuindo o coeficiente estequiométrico 8 ao $\text{CO}_2(\text{g})$.



Acertado o carbono, vamos para o hidrogênio. Há 18 mol de átomos de hidrogênio nos reagentes e apenas 2 nos produtos. Podemos usar o coeficiente estequiométrico 9 para $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.



Agora, precisamos acertar os oxigênios. Há 2 mol de átomos de oxigênio nos reagentes e 25 nos produtos (16 no $\text{CO}_2(\text{g})$ e 9 na $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$). Para ter 25 mol de átomos de oxigênio nos reagentes, podemos usar o número 12,5 em frente ao $\text{O}_2(\text{g})$. A equação ficará assim:



Neste caso, podemos multiplicar todos os coeficientes estequiométricos por 2, usando, assim, apenas números inteiros. Note que a igualdade será mantida.



Considerações gerais sobre o balanceamento ou acerto de coeficientes

1ª - As equações são balanceadas usando-se coeficientes estequiométricos à frente das fórmulas, e nunca alterando os índices das próprias fórmulas. Veja o exemplo abaixo:

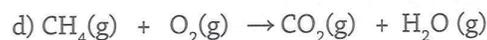
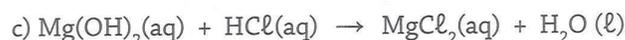
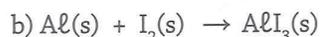
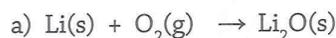
Em frente ao N_2 devemos usar coeficientes, quando isso se fizer necessário, tais como: 2 N_2 , 3 N_2 , 4 N_2

Mas não podemos usar N_4 , N_6 , N_8, já que essas substâncias não existem.

2ª - Ao balancear a equação, é aconselhável começar com um elemento que esteja presente em apenas uma espécie, em cada lado da equação.

ATIVIDADE 11

Agora você vai fazer o balanceamento das equações abaixo, usando coeficientes estequiométricos sempre que se fizer necessário. Em seguida, confira com os seus colegas o resultado.

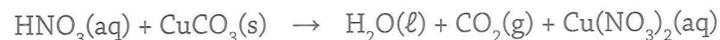


4.2 EQUAÇÕES IÔNICAS SIMPLIFICADAS

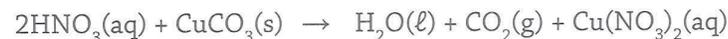
O manuseio habitual de equações no decorrer do exercício da ciência química leva, em alguns casos, à simplificação da escrita das mesmas. Até agora todas as equações apresentadas têm sido escritas na forma molecular, isto é, todos os reagentes e todos os produtos são formulados respeitando-se o princípio da eletroneutralidade. Isso significa que todas as espécies químicas participantes da reação são neutras, como por exemplo, CaCO_3 , carbonato de cálcio, ZnS , sulfeto de zinco, KCl , cloreto de potássio, BaCrO_4 , cromato de bário etc. No entanto, algumas equações podem ser simplificadas de modo a facilitar a escrita, a leitura e a compreensão da reação química que representa. Isso pode ser feito explicitando a dissociação que as espécies iônicas sofrem no solvente água ou, ocasionalmente, em um outro solvente fortemente polar. Por esta razão é necessário saber como dissociar espécies iônicas em água e isto pode ser feito de duas maneiras:

1ª - Se a equação a ser simplificada possuir a indicação de (aq), aquoso, (s), sólido, (ℓ), líquido, e (g), gás, significa que apenas as espécies rotuladas com a designação (aq) se dissociam. O exercício a seguir ilustrará melhor esta questão:

Escrever a equação iônica simplificada a partir da equação molecular, ou melhor, eletricamente neutra, posto que as espécies iônicas não são moléculas, e sim pares iônicos (mesmo assim a IUPAC aceita o termo equação molecular):



Não devemos esquecer de balancear a equação, o que neste caso pode ser feito por tentativa, bastando colocar o coeficiente 2 no HNO_3 , isto é,



A seguir vemos que as únicas espécies que podemos ionizar são o HNO_3 e o $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, pois foram rotuladas com termo (aq); já as espécies rotuladas como (s), (l) e (g) não devem ser ionizadas, já que se existem nesses estados, no meio aquoso, não se dissociam. Logo, podemos escrever:



Podemos cancelar, na equação acima, os 2 mol de NO_3^- em ambos os lados da equação, fornecendo a equação iônica simplificada:



Vemos que, no processo de explicitar a ionização das espécies ionizáveis, foram respeitados, rigorosamente, os coeficientes estequiométricos da equação molecular após o devido balanceamento. Também deve ser ressaltado que os íons “cancelados” na equação não estão sofrendo nenhuma mudança química. Eles são denominados íons espectadores e o seu papel se restringe em manter a eletroneutralidade do sistema e, portanto, podem ser desconsiderados quando analisamos o sistema do ponto de vista teórico. Mas, na prática, na equação que representa esta reação, devem ser consideradas todas as espécies para efeito de cálculo estequiométrico.

2ª - Se a equação a ser simplificada não for acompanhada das indicações de estado físico (aq), (s), (l) ou (g). Neste caso, é preciso consultar as regras de solubilidade.

Regras básicas de solubilidade em água

a) Sais de metais alcalinos e amônio, NH_4^+ , são solúveis. Exemplo: NH_4Cl , NH_4SO_4 , NaNO_3 , NaCl , K_2CO_3 etc.

b) Cloratos, ClO_3^- , percloratos, ClO_4^- , nitratos, NO_3^- e acetatos, CH_3COO^- de qualquer tipo de metal e NH_4^+ , são solúveis. Exemplo: NaClO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, KClO_4 , $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, NH_4NO_3 etc.

c) Sulfeto, S^{2-} e bicarbonato (hidrogenocarbonato), HCO_3^- , de metais alcalinos e alcalino-terrosos, e sulfeto de NH_4^+ são solúveis. Exemplo: $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, Na_2S , MgS etc.

d) Hidróxidos de metais alcalinos e NH_4^+ são solúveis. Já hidróxidos dos metais Sr^{2+} , Ba^{2+} e Ca^{2+} são moderadamente solúveis. Os hidróxidos de metais de transição e de outros metais representativos são insolúveis. Por exemplo, são solúveis NaOH , NH_4OH , KOH ; moderadamente solúveis $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ e $\text{Ca}(\text{OH})_2$; insolúveis: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_4$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, AgOH etc.

e) Cloretos, Cl^- , brometos, Br^- e iodetos, I^- , de metais de todos os tipos são solúveis, exceto sais de Pb^{2+} , Hg_2^{2+} e Ag^+ . Por exemplo, são solúveis os sais: LiCl , NaBr , KI , SnCl_2 , FeCl_2 , CaCl_2 , NH_4Cl etc. e insolúveis sais como: PbCl_2 , Hg_2I_2 e AgBr etc.

f) Os sulfatos, SO_4^{2-} , de metais alcalinos, NH_4^+ e metais de transição e representativos são solúveis, exceto sulfatos de Ag^+ e Ca^{2+} , que são considerados apenas moderadamente solúveis; e sulfatos de Pb^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} , Hg_2^{2+} , Hg^{2+} , os quais são muito insolúveis.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

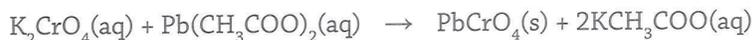
Vejamos como determinar, com base nas regras de solubilidade em água, se ocorrerá a reação entre K_2CrO_4 e $Pb(CH_3COO)_2$. Em caso afirmativo, como escrevermos a equação molecular e a sua correspondente equação iônica simplificada?

Resolução

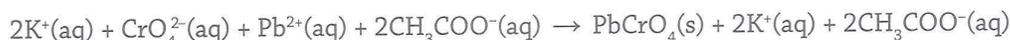
De acordo com a regra f, vemos que espécies de CrO_4^{2-} com metais alcalinos são solúveis em água e, segundo a regra b, o acetato, CH_3COO^- , com qualquer tipo de metal é solúvel. Com isso, podemos escrever:



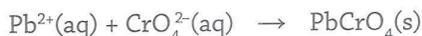
Observando os reagentes, podemos inferir que, se houver reação, deveriam se formar as espécies: $PbCrO_4$ e KCH_3COO . Ora, de acordo com a regra g, o $PbCrO_4$ é insolúvel e o KCH_3COO é solúvel, conforme b. Portanto, a reação acontece, pois pelo menos um dos possíveis produtos muda de estado físico no meio da solução, neste caso, de líquido para sólido. Logo, a equação molecular devidamente balanceada pode ser escrita como:



E a equação iônica simplificada, ionizando todas as espécies rotuladas com (aq), ficam assim representadas:



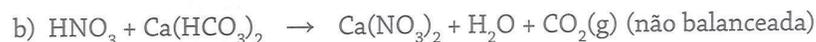
Cancelando as espécies $2K^+$ e $2CH_3COO^-$, obtemos a equação iônica simplificada.



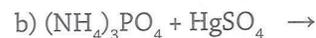
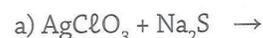
ATIVIDADE 13

Não estamos considerando contexto para a elaboração destes exercícios. O interesse, aqui, é perceber se você, estudante, se apropriou do processo de construção de uma equação simplificada.

1 - Escrever as equações iônicas simplificadas das seguintes equações:



2 - Completar, escrever a equação iônica simplificada e balancear, se necessário, os sistemas (utilize as regras de solubilidade):



Referências bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L. *Princípios de química*. Porto Alegre: Bookman, 2000.

BROWN; LEMAG; BURSTEN. *Química: a ciência central*. 9. ed. São Paulo: Pearson Education, 2005.

IHDE, J. A. *The development of modern chemistry*. New York: Dover Publication, 1984.

MAAR, J. H. *Pequena história da química: (primeira parte) dos primórdios a Lavoisier*. Florianópolis: Papalivros, 1999.

MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. *Química: um curso universitário*. São Paulo: Edgard Blücher, 1993.

MASTERTON, W.; SLOWINSKI, E.; STANITSKI, C. *Princípios de química*. 6. ed. Rio de Janeiro: Guanabara, 1990.

PARTINGTON, J. R. *A short history of chemistry*. New York: Dover Publication, 1989.

RUSSELL, J. B. *Química geral*. São Paulo: McGraw Hill do Brasil, 1994. v. 1 e 2.

Conservação das massas Outras formas de balanceamento – íon-elétron e NOX

Objetivos:

Com esta aula, você deverá ser capaz de:

- Identificar a relação das massas associando-as à conservação dos elementos presentes numa reação, em suas quantidades.
 - Demonstrar, através de variados métodos, a conservação das massas numa equação química.
-

5.1 REAÇÕES DE OXIDAÇÃO-REDUÇÃO OU REAÇÕES REDOX

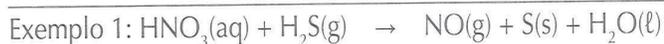
As reações de oxidação-redução, ou reações redox, ocorrem pela transferência de elétrons e constituem uma classe importante de reações químicas. As reações redox ocorrem por toda parte e integram nossa vida cotidiana. A corrosão metálica é um exemplo. O ferro e o aço dos carros, pontes e edificações oxidam-se e formam ferrugem. No processo da respiração, o oxigênio inspirado é convertido em água e dióxido de carbono. A conversão da água em O_2 – nos vegetais verdes, a fotossíntese; a combustão etc. – processa-se através da transferência de elétrons entre as diversas espécies químicas presentes.

A tecnologia atual fabrica e utiliza intensamente pilhas e baterias, as quais fornecem corrente elétrica (fluxo de elétrons) como resultado de uma reação redox. Isto é, o seu telefone celular, a sua calculadora eletrônica, o seu *notebook*, o funcionamento do motor de partida do seu carro são algumas das tecnologias atualmente em uso que são possíveis graças às reações redox. A combustão da gasolina, álcool ou gás natural veicular também são reações redox.

Para adentrarmos no estudo desse tipo de reações veremos, em primeiro lugar, como balanceá-las, posto que, dependendo da complexidade do sistema, isso pode não ser evidente e nem tão simples. Numa equação química devem ser balanceadas tanto as massas como também as

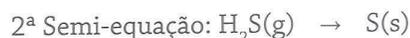
cargas e, portanto, o método por tentativa pode não ser apropriado. Por esta razão, examinaremos a seguir duas técnicas especiais de balanceamento desse tipo de equações: o método do íon-elétron e do número de oxidação (NOX).

5.2 BALANCEAMENTO PELO MÉTODO ÍON-ELÉTRON



1ª Etapa

Separaremos a equação global em duas semi-equações, tendo o cuidado para que os reagentes e os produtos conttenham átomos iguais:



Uma reação de óxido-redução pode ser representada por duas semi-equações que, somadas, representam o processo global. Uma delas representa o processo de oxidação (perda de elétrons) e a outra, a redução (ganho de elétrons).

2ª Etapa

Determinemos o número de mol de átomos de oxigênio em cada membro da equação. No caso que estamos considerando, o lado esquerdo possui 3 mol de átomos de oxigênio ao passo que o lado direito possui um mol de átomos de oxigênio. Acrescentando dois mol de H_2O (a reação está se processando em meio aquoso), estaremos balanceando a massa devida aos átomos de oxigênio, isto é:



3ª Etapa

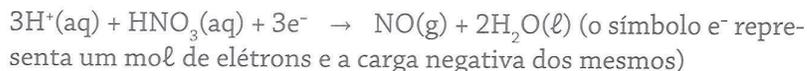
Agora devemos balancear os átomos de hidrogênio. Vemos que no lado direito há 4 átomos de hidrogênio e no esquerdo somente um, logo, se acrescentarmos 3H^+ no lado esquerdo, estaremos balanceando os átomos de hidrogênio. Acrescentamos H^+ porque o ambiente da reação deve ser ácido, já que existe HNO_3 , ácido nítrico, logo:



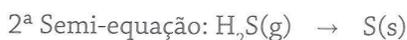
Podemos constatar que balanceamos a semi-equação do ponto de vista da massa.

4ª Etapa

Balanceamento das cargas. No lado esquerdo da equação há três mol de carga positiva oriunda de 3 mol de íons H^+ e, no lado direito, a carga é nula; logo, se acrescentamos três mol de elétrons no lado esquerdo da equação, neutralizamos as três cargas positivas e obtemos o balanço de cargas, ou seja:

**5ª Etapa**

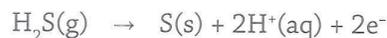
A seguir, devemos fazer exatamente o mesmo com a segunda semi-equação, isto é:



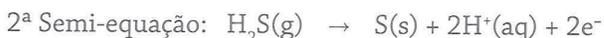
Neste caso vemos que não há oxigênios e, portanto, é necessário balancear apenas os átomos de hidrogênio, bastando para isso, acrescentar dois mol de íons H^+ no lado direito, ou seja:

**6ª Etapa**

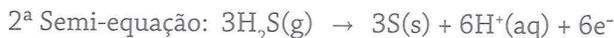
Balanceando a carga, temos:

**7ª Etapa**

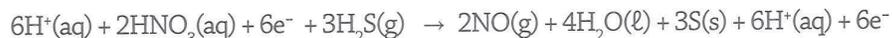
Para obtermos a equação global, devemos somar ambas as semi-equações devidamente balanceadas:

**8ª Etapa**

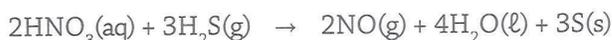
Considerando que nos sistemas químicos não existem elétrons livres, então, se uma espécie cede n mol de elétrons, uma outra espécie aceita-os. Portanto, antes de efetuar a adição devemos multiplicar a primeira semi-equação por dois e a segunda por três, de modo que a segunda semi-equação ceda 6 mol de elétrons e a primeira aceite esses 6 mol de elétrons, isto é:



Finalmente, temos a equação global



Como uma equação química é igual a uma equação algébrica, podemos rearranjar a equação acima cancelando algumas espécies e os elétrons, tal que:



Vemos que a equação agora está balanceada tanto em relação à massa quanto em relação à carga.

5.3 BALANCEAMENTO PELO MÉTODO NOX

1ª Etapa

Notemos que na equação



o NOX do N muda de 5+ no HNO_3 para 2+ no NO e que o NOX do S muda de 2- no H_2S para 0 no S.

2ª Etapa

Os diagramas do balanço de cargas podem ser escritos como (ressalta-se que não são semi-equações):



3ª Etapa

Para que o número de mol de elétrons perdidos ou cedidos seja igual ao número de elétrons ganhos, devemos multiplicar o Diagrama 1 por dois e o Diagrama 2 por três, de modo que:

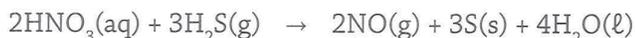


Levando em consideração os dois diagramas anteriores, inferimos que os coeficientes estequiométricos de HNO_3 e NO é 2, e aquele do H_2S e do S é 3. Logo, uma parte da equação global pode ser escrita como:

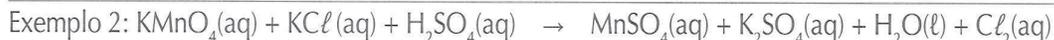


4ª Etapa

Vemos que no lado esquerdo há 8 mol de átomos de hidrogênio e no lado direito não há. Simultaneamente, no lado esquerdo há 6 mol de átomos de oxigênio e no direito há 2; logo, devemos agregar 4 mol de água no lado direito, isto é:



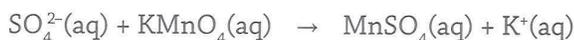
Chegamos ao mesmo resultado anterior.



Pelo método íon-elétron



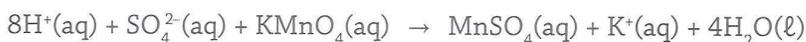
Para balancear a primeira semi-equação, constatamos que no lado direito falta 1 mol de potássio, como K^+ , e no esquerdo S, como SO_4^{2-} ; logo, temos que:



Agora, no lado esquerdo há 8 mol de oxigênio e, no direito, 4 mol; logo, acrescentamos 4 mol de água no lado direito, isto é:



Agora, temos 8 mol de hidrogênio no lado direito e nenhum no esquerdo, o que nos leva a:

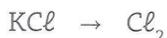


A massa está balanceada e devemos balancear as cargas, o que pode ser feito considerando que o lado direito possui, no total, carga +1 e o esquerdo, +6; logo, devemos acrescentar 5 mol de elétrons no lado esquerdo, tal que:



Agora, massa e carga da semi-equação estão balanceadas.

Examinemos a segunda semi-equação.



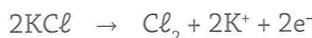
Balanceamos os átomos de cloro multiplicando KCl por 2, ou seja:



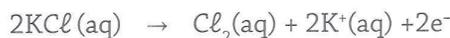
Balanceamos os átomos de potássio acrescentando 2 mol de K^+ no lado direito,



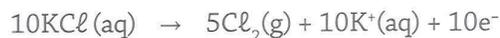
Balanceando as cargas:



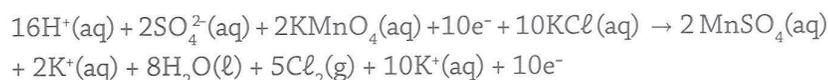
Para obtermos a equação global, somamos ambas as semi-equações:



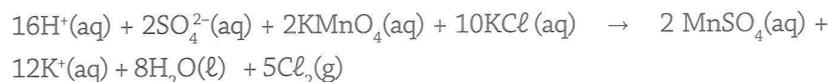
Devemos igualar o número de mol de elétrons ganhos e perdidos, multiplicando a primeira equação acima por dois e a segunda por cinco; logo:



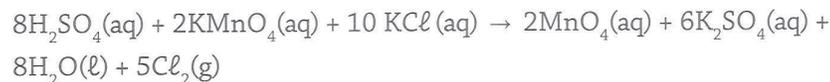
Adicionando algebricamente as duas semi-equações, temos que:



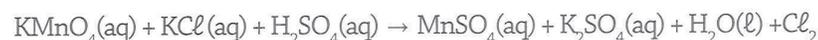
ou



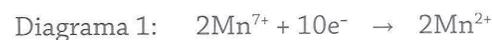
Para arranjar a equação, podemos inferir que, já que os 16 mol de íons H^+ podem ser introduzidos como 8 mol de H_2SO_4 , incluindo aí os 2 mol de SO_4^{2-} já existentes no lado esquerdo e no lado direito, convertemos os 12 mol de K^+ em 6 mol de K_2SO_4 . Isso nos leva a:



Pelo método NOX



Para igualar o número de mol de elétrons, multiplicamos o Diagrama 1 por dois e o Diagrama 2 por cinco.



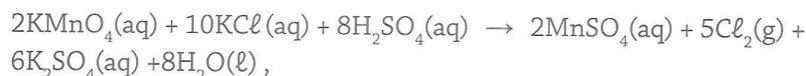
Infere-se daí que o coeficiente de KMnO_4 e de MnSO_4 é dois, o de KCl é dez e o de Cl_2 é cinco.



Temos 12 mol de potássio no lado esquerdo e nenhum no lado direito; logo, podemos acrescentar 6 mol de K_2SO_4 no lado direito. Ou seja:

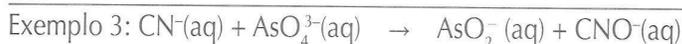


Agora, no lado esquerdo temos 8 mol de oxigênio e no lado direito 32 mol; logo, podemos acrescentar 8 mol de H_2SO_4 no lado esquerdo e 8 mol de água no direito:



o que dá o mesmo resultado anterior.

E se o ambiente for básico? Muitas reações redox se processam em ambiente básico e, neste caso, é necessário acrescentar água e íons hidroxila, espécie responsável pela basicidade em água.



Pelo método íon-elétron



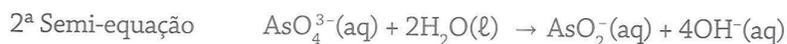
Na primeira semi-equação, há 1 mol de oxigênio no lado direito e nenhum no esquerdo; logo, o lado direito tem um excesso de 1 mol de oxigênio. Para balancear, acrescentamos 1 mol de H_2O no lado direito, isto é, no lado onde há excesso de oxigênios, na mesma quantidade do excedente. No lado esquerdo, acrescentamos o dobro de mol de H_2O mas, dessa vez, na forma de OH^- , ou seja:



Vemos que a primeira semi-equação já está balanceada do ponto de vista da massa, restando agora fazer o balanço das cargas, o que conseguimos acrescentando 2 mol de elétrons no lado direito.



Na segunda semi-equação, o lado esquerdo possui 4 mol de oxigênio e o lado direito 2 mol; logo, o lado esquerdo tem um excesso de 2 mol de oxigênio e, portanto, acrescentamos 2 mol de H_2O no lado esquerdo para compensar 4 mol de OH^- no lado direito.

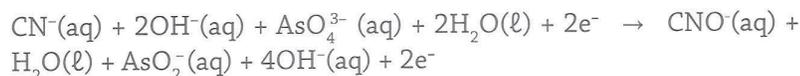


Agora no lado direito temos 6 mol de oxigênio e no esquerdo 4 mol; logo, o lado direito tem 2 mol a mais de oxigênio e, portanto, acrescentamos 2 mol de H_2O no lado esquerdo e, para compensar, no lado direito acrescentamos 4 mol de OH^- . As massas estão balanceadas e

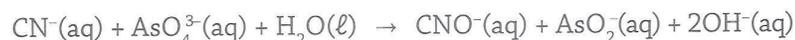
nos resta balancear as cargas, o que nos obriga a adicionar 2 mol de elétrons no lado esquerdo.



Adicionando a primeira e segunda semi-equação, temos a equação global:



Cancelando espécies, fica:



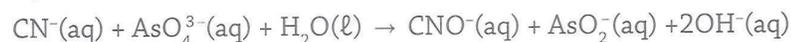
Pelo método NOX



Daí infere-se que o coeficiente de AsO_4^{3-} e AsO_2^- , CN^- e CNO^- é um, isto é,



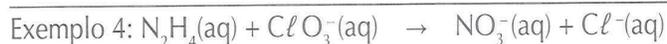
Acrescentando 2 mol de OH^- no lado direito, balanceamos as cargas mas não as massas, e isso é resolvido acrescentando-se 1 mol de H_2O no lado esquerdo.



Assim, chegamos ao mesmo resultado anterior.

Para este último exemplo, é mais vantajoso empregar o método do íon-elétron do que o método NOX. Isso porque é o N que se oxida, ficando com o NOX formal 3- no CN^- e 1- no CNO^- .

Vejamos um último exemplo de balanceamento em ambiente básico, em que uma ou mais espécies envolvidas na reação redox possuem hidrogênio na sua composição.



Pelo método íon-elétron



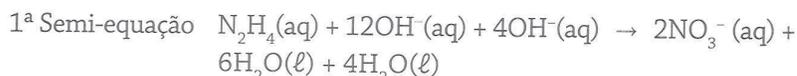
Na primeira semi-equação balanceamos primeiro os mol de nitrogênio multiplicando a espécie NO_3^- por dois.



A seguir vemos que no lado direito há 6 mol de oxigênio e no esquerdo nenhum; logo, o lado direito possui um excesso de 6 mol de oxigênio e devemos acrescentar, portanto, mais 6 mol de H_2O no mesmo lado direito e, no lado esquerdo, devemos acrescentar o dobro de mol de água só que, desta vez, na forma de OH^- , isto é:



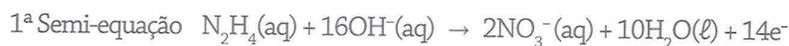
Vemos que o balanceamento de massas não funcionou como esperado, pois enquanto no lado esquerdo há 16 mol de hidrogênio, no lado direito há somente 12 mol. Isso aconteceu porque um dos reagentes, a hidrazina, N_2H_4 , contém hidrogênio na sua composição, o que dificulta o correto balanceamento. Para tanto, é necessário balancear os mol de hidrogênio, o que fazemos da seguinte forma: o lado esquerdo possui um excesso de 4 mol de hidrogênio, logo, acrescentamos aí 4 mol de OH^- e, no lado direito, 4 mol de H_2O , ou seja:



Adicionando:



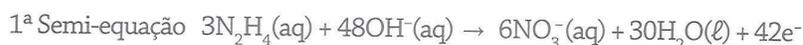
Equilibrando as cargas, temos:



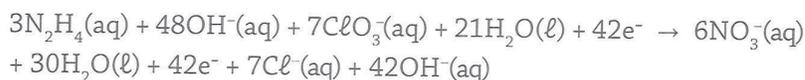
Balanceando a segunda semi-equação:



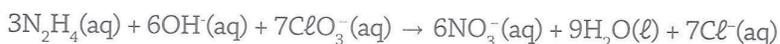
Ao adicionar a primeira e a segunda semi-equação, vemos que é preciso multiplicar a primeira por 6 e a segunda por 14, o que é o mesmo que multiplicar a primeira por 3 e a segunda por 7.



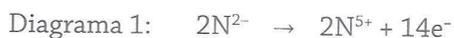
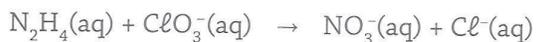
Temos, então, a equação global:



Simplificando a equação, temos finalmente:



Pelo método NOX



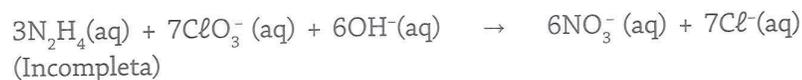
Multiplicando o diagrama 1 por 3 e o segundo por 7, a fim de igualar os mol de elétrons, temos que:



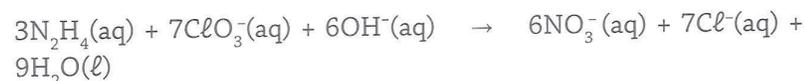
Podemos inferir dos diagramas que o coeficiente da espécie N_2H_4 deve ser 3, da espécie NO_3^- deve ser 6 e das espécies ClO_3^- e Cl^- deve ser 7.



Para igualar as cargas, acrescentamos 6 mol de OH^- no lado esquerdo, ou seja:



Como no lado esquerdo há 27 mol de oxigênio e no lado direito, 18 mol, devemos agregar aí 9 mol de H_2O .



Chegamos ao mesmo resultado anterior.

Em geral, os químicos preferem usar o método do íon-elétron para balancear equações redox que se passam em solução aquosa diluída, pois os íons, nessas soluções, se comportam como se fossem mais ou menos independentes, reservando o método do NOX para reações redox que se processam em outros solventes diferentes de água, ou no estado sólido ou gasoso.

ATIVIDADE 14

Considere as equações não balanceadas abaixo. Faça o balanceamento por tentativa, sempre que isso for possível. Quando não for, use ou o método íon-elétron ou o NOX.

Em meio ácido

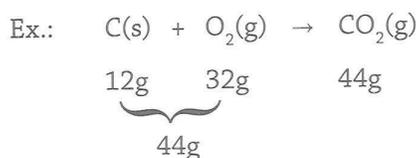
- a) $\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{As}_2\text{S}_5 + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{HSO}_4^- + \text{NO}_2$

Em meio básico

- c) $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{OCl}^- \rightarrow \text{BiO}_3^- + \text{Cl}^-$
 d) $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-} + \text{CrO}_4^{2-}$

5.4 E A RELAÇÃO DE MASSA NAS REAÇÕES?

Sabendo que a massa é conservada numa reação química, é óbvio que os elementos químicos também são conservados. Por isso, é necessário o acerto de coeficientes ou balanceamento. Sabemos, então, que há uma igualdade de massas nos reagentes e produtos das reações.



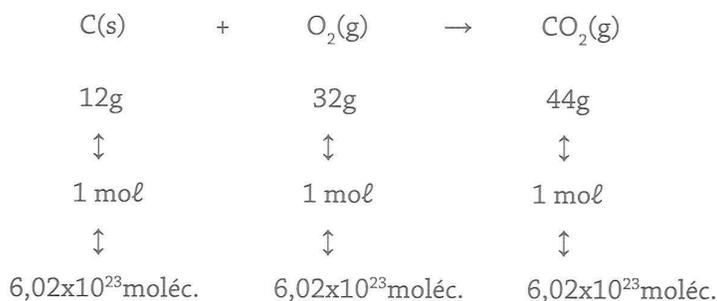
Notemos que a equação química não tem apenas a finalidade de representar o processo qualitativo, mas também o processo quantitativo, de uma maneira, ao mesmo tempo, concisa e exata.

Vejam, agora, mais um caso que envolve a equação química.

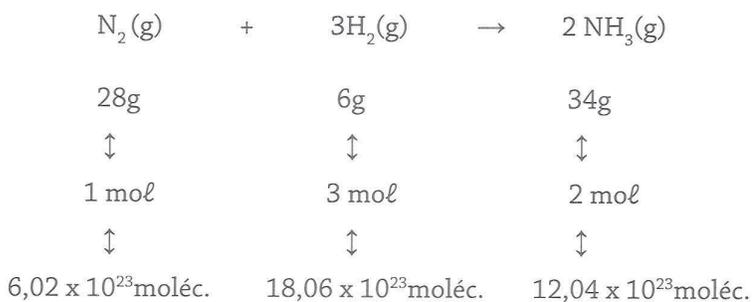
Os átomos e moléculas são a unidade fundamental do pensamento químico. O número deles presente num sistema ocupa uma posição central em todos os raciocínios químicos e, portanto, as equações químicas contêm, como fator importante, o número de átomos e moléculas. Sendo ainda impossível lidarmos experimentalmente com um número pequeno de átomos e moléculas, foi criada uma grandeza que engloba um certo número de átomos e moléculas, cuja massa é passível de ser medida. Essa grandeza é o mol.

Na origem da construção do conceito de mol está o químico Amedeu Avogadro (século XIX) e, por isso, o valor que representa o mol chama-se Número de Avogadro. Este valor é, aproximadamente, $6,02 \times 10^{23}$, e foi determinado por meio de diferentes experimentos quase um século depois de Avogadro.

Então, para a equação anterior, temos:



Vejam o mesmo raciocínio para outra equação:



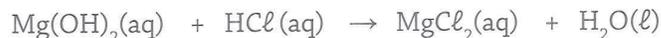
Agora, podemos perceber que a representação de uma transformação química por meio da equação adquire um caráter muito importante. Ela simplifica informações tanto qualitativas quanto quantitativas.

Para representar uma transformação, faz-se necessário, num primeiro momento, entender o processo. Depois de entendido, a linguagem

específica da química, fórmulas e equações simplifica a leitura do fenômeno.

Faremos, agora, alguns exercícios de tratamento dos dados contidos em algumas equações químicas.

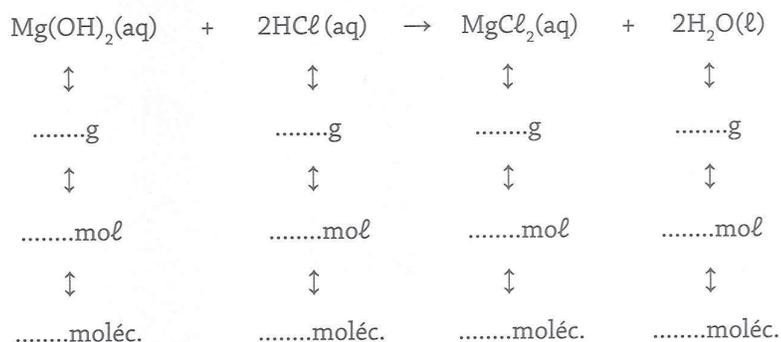
Lembremos da reação de neutralização que ocorre no estômago quando tomamos hidróxido de magnésio:



O primeiro passo é verificar se essa equação está balanceada. Se não estiver, temos que acertar os coeficientes. Feito isso, saberemos o número de mol envolvido e o número aproximado de moléculas. A seguir, com auxílio da Tabela Periódica, onde se encontram as massas atômicas, podemos saber, proporcionalmente, as massas envolvidas nesse processo.

ATIVIDADE 15

Preencha os pontilhados para a equação em questão:

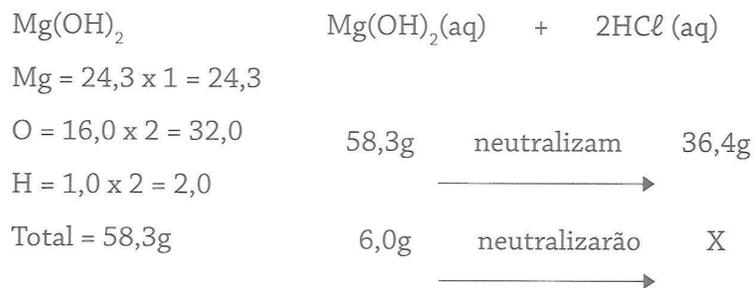


Agora, usaremos esses dados para cálculos envolvendo reações químicas.

Vejamos o exemplo abaixo:

► Se tomarmos uma quantidade de leite de magnésia contendo 6,0g de $\text{Mg(OH)}_2(\text{aq})$ e, considerando que a reação será estequiométrica, que quantidade máxima de $\text{HCl}(\text{aq})$ será neutralizado?

Resolução

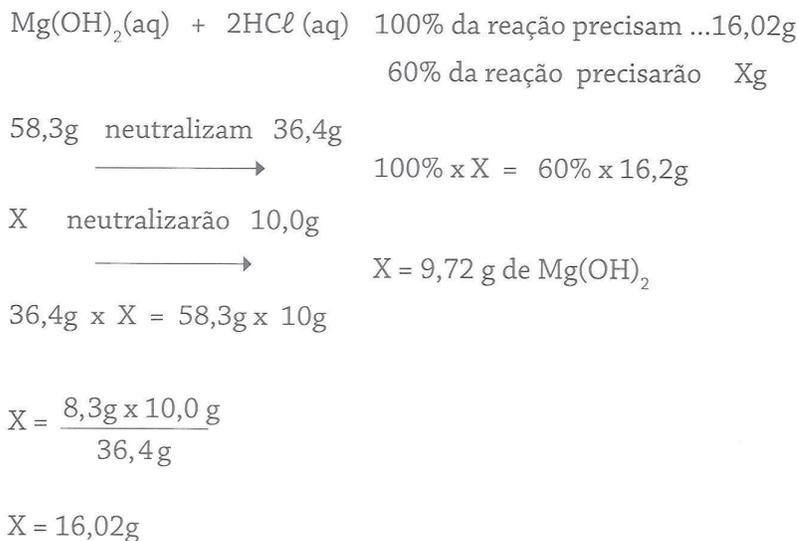


HCl

$$\begin{array}{rcl}
 \text{H} = 1,0 \times 1 = 1,0 & 58,3 \text{ g} \times \text{X} & = \quad 36,4\text{g} \times 6,0\text{g} \\
 \text{Cl} = 35,4 \times 1 = 35,4 & & \\
 \text{Total} = 36,4\text{g} & \text{X} = & \frac{36,5 \text{ g} \times 6,0 \text{ g}}{58,3 \text{ g}} \\
 & & \\
 & \text{X} = 3,75\text{g} & \\
 & \text{R} = 6,0\text{g de Mg(OH)}_2 \text{ neutralizarão} & \\
 & \text{aprox. } 3,75\text{g de HCl} &
 \end{array}$$

► Se considerarmos que essa reação tem um rendimento de 60%, quanto Mg(OH)_2 será necessário para neutralizar 10,0g de $\text{HCl}(\text{aq})$?

Resolução



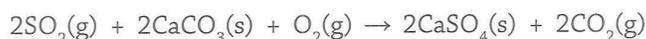
ATIVIDADE 16

1 – O alumínio reage com o oxigênio para dar o óxido de alumínio, conforme a equação abaixo:



Que quantidade, em mol, de O_2 é necessária para a reação completa de 4 mol de Al ? Que massa, em gramas, de Al_2O_3 pode ser produzida?

2 – A queima de carvão e óleo em usinas elétricas produz dióxido de enxofre. Para removê-lo, costuma-se usar o carbonato de cálcio, através da reação abaixo:



a) Para remover 155g de $SO_2(g)$, qual a massa de $CaCO_3$ necessária?

b) E, nesse caso, quando 155g de SO_2 reagem completamente, que massa de $CaSO_3$ é necessária?

Conhecer as massas envolvidas numa reação química é extremamente importante para todos os setores que trabalham com transformações e, entre eles, a indústria siderúrgica. Mas nem só o conhecimento das massas é importante numa reação química; a energia também é outro fator que deve ser levado em consideração.

5.5 ENERGIA: UM BREVE COMENTÁRIO

As atividades até aqui propostas tratam especificamente das transformações químicas e das relações de massas nessas transformações.

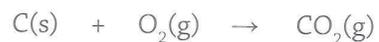
A Lei de Conservação das Massas, anunciada por Lavoisier, é aplicada na estequiometria das reações químicas. Há, também, uma Lei de Conservação da Energia, aplicada à energia envolvida nas transformações químicas. Uma forma de energia é o calor ou energia térmica.

Por exemplo, a fotossíntese requer energia luminosa; a combustão, em contrapartida, libera energia.

Vejam, como exemplo, a queima ou combustão do carvão. Esse é um processo comum na metalurgia e na churrasqueira. A combustão envolve grande quantidade de energia, e muitas reações químicas acontecem em decorrência da complexidade da matéria-prima. Além de carbono e de hidrogênio, que produzem $CO_2(g)$ e $H_2O(g)$, o carvão tem uma vasta composição elementar: enxofre, oxigênio, nitrogênio, cálcio, ferro, magnésio, fósforo, potássio, silício, alumínio e outros. Há, também, compostos orgânicos e inorgânicos que não se volatilizam durante a transformação da madeira em carvão.

A queima do carvão é um bom exemplo para mostrar que as reações químicas não são tão simples como sugerem as equações que as

representam. No caso da queima do carvão, a equação mais simples mostra apenas a produção de gás carbônico.



Não devemos nos esquecer que a maioria das transformações químicas são complexas. Ao escrever uma equação química, representamos a reação mais provável ou aquela que fornece produtos em maior quantidade. Vista dessa maneira, podemos dizer que uma equação química é uma representação gráfica e abreviada de uma reação química.

A energia envolvida nas reações químicas, apesar de fundamental, não é abordada nesta disciplina, mas você a estudará posteriormente.

Referências bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L. *Princípios de química*. Porto Alegre: Bookman, 2000.

BROWN; LEMAG; BURSTEN. *Química: a ciência central*. 9. ed. São Paulo: Pearson Education, 2005.

IHDE, J. A. *The development of modern chemistry*. New York: Dover Publication, 1984.

MAAR, J. H. *Pequena história da química: (primeira parte) dos primórdios a Lavoisier*. Florianópolis: Papalivros, 1999.

MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. *Química: um curso universitário*. São Paulo: Edgard Blücher, 1993.

MASTERTON, W.; SLOWINSKI, E.; STANITSKI, C. *Princípios de química*. 6. ed. Rio de Janeiro: Guanabara, 1990.

PARTINGTON, J. R. *A short history of chemistry*. New York: Dover Publication, 1989.

RUSSELL, J. B. *Química geral*. São Paulo: McGraw Hill do Brasil, 1994. v. 1 e 2.

UNIDADE 2

A Constituição da Matéria

Nesta unidade estaremos desenvolvendo os seguintes tópicos:

- Teoria atômica e a construção do modelo atômico.
- Ligações químicas.
- Interações químicas.

Dividimos esta unidade em 6 aulas. Procure aproveitá-las ao máximo e consulte a bibliografia complementar sempre que se fizer necessário.

A teoria atômica da matéria Dos átomos indivisíveis de Dalton às partículas subatômicas

Objetivos:

- Analisar o modelo de Dalton para o átomo.
 - Identificar as experiências que evidenciaram a existência das partículas subatômicas.
-

6.1 PENSANDO A ESTRUTURA DA MATÉRIA

Conta a lenda que, no século V a.C., o filósofo grego Leucipo caminhava ao longo de uma praia do mar Egeu, acompanhado de seu discípulo Demócrito, e disse-lhe repentinamente:

— *Observando de perto, percebo que a areia é formada por inúmeros grãos, mas de longe dá a impressão de ser um material contínuo. Por outro lado, a água aparenta continuidade, tanto de longe quanto de perto. Não seria a água também formada por partículas de matéria tão pequenas que mesmo de perto não podemos vê-las? Ainda, não seriam todos os materiais assim constituídos?*

Demócrito, aceitando a lógica dessas considerações, adotou as idéias de seu mestre, nomeando as partículas constituintes da matéria como átomos. Átomo, em grego, significa, literalmente, indivisível.

Se o fato citado aconteceu ou não, pouco importa e, deixando de lado outras importantes implicações de ordem política, religiosa e filosófica, devemos centrar nossa atenção nas duas idéias opostas sobre a natureza da matéria que persistiram durante muito tempo: a continuidade ou a descontinuidade. Isto é, podemos pensar no que aconteceria se começarmos a dividir ao meio uma barra de ferro ou algum outro material e a seguir uma das metades em dois e assim sucessivamente. Teoricamente, podemos chegar a duas conclusões antagônicas: uma, seria concordar com o fato de que podemos fazê-lo indefinidamente; e

a outra, aceitar que deve haver um limite. Se aceitarmos que a matéria pode ser dividida indefinidamente, equivale a dizer que a matéria é contínua e, se aderirmos à hipótese de que deve existir um limite, estamos postulando que a matéria é descontínua, pois ela estaria constituída por unidades indivisíveis e poderia ser descrita por números inteiros (os quais tanto fascinaram aos antigos gregos). Ora, se estamos interessados em entender e estudar a matéria, é mais fácil partirmos da idéia da existência de um tijolo fundamental, o qual não pode ser mais fracionado, já que, por alguma estranha razão, o nosso cérebro não sabe ou não está adaptado para lidar com coisas infinitas ou inexistentes. Considere que até hoje, por exemplo, os matemáticos costumam dizer que a divisão por zero está indeterminada, o que equivale dizer, de forma elegante: *não fazemos a menor idéia de como fazer nem para onde isso nos leva*. Indo um pouco mais longe, podemos estender a idéia da descontinuidade a outras grandezas físicas, como, por exemplo, a energia: será que ela é contínua, isto é, podemos subdividi-la indefinidamente ou não? Aos nossos sentidos, a luz é contínua, mas será que o é? Por mais estranho que possa parecer, a energia luminosa, de acordo com o nosso estágio de conhecimento atual, é considerada descontínua e transportada por pequenos corpúsculos sem massa (!) denominados fótons, como veremos posteriormente. Ainda, poderíamos pensar na grandeza tempo: será que podemos subdividir o tempo indefinidamente ou haverá um limite? Esta última questão não está ainda respondida e esse apaixonante tema está na fronteira do conhecimento e faz parte da chamada pesquisa de ponta.

De qualquer modo, até agora, todo o desenvolvimento da ciência atual e todos os avanços feitos se baseiam na aceitação do conceito da descontinuidade de algumas grandezas físicas. Um exemplo é a teoria atômica da matéria, que é a base de todo o nosso conhecimento e tecnologia atuais. O modelo mais completo de que dispomos do átomo (a “descontinuidade”) está baseado na descontinuidade da energia.

6.2 A TEORIA ATÔMICA DE DALTON: UM MODELO PARA O ÁTOMO

De acordo com John Dalton, cientista inglês e professor de ciências, a única forma de explicar de maneira coerente as observações feitas até aquela data, por volta de 1803, era admitir que a matéria é constituída por átomos. Dalton, então, lançou a sua proposta, introduzindo alguns postulados novos, baseados em um acúmulo de experiências e observações feitas e devidamente registradas por ele e outros cientistas e experimentadores. Esse conjunto de postulados constitui a teoria atômica da matéria. Em suma, os postulados de Dalton podem ser resumidos como descrito a seguir:

1. Toda matéria é constituída por partículas fundamentais denominadas átomos.
2. Os átomos são permanentes e indivisíveis e não podem ser criados nem destruídos.
3. Todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos em todas as suas propriedades; e átomos de elementos diferentes têm propriedades diferentes. Isto é, elementos diferentes possuem propriedades diferentes porque seus átomos são diferentes.
4. Uma reação química consiste em uma separação ou rearranjo de átomos.
5. Os compostos são constituídos por átomos de elementos iguais ou diferentes em proporções fixas.

Os postulados de John Dalton foram aceitos, pois esse pequeno grupo de observações e conclusões permitiu explicar uma série de outros fenômenos e leis que eram já conhecidos, porém não entendidos, tais como a lei da conservação da matéria e a lei das proporções definidas ou lei das composições constantes. O formulador da lei da conservação da matéria foi o químico francês Antoine Lavoisier (1743-1794), baseando-se na determinação extremamente cuidadosa das massas dos reagentes e dos produtos, em diversas reações químicas, observando que não havia variação dessas massas. Esta é uma das leis básicas que regem o universo, isto é, não é válida apenas para as reações químicas. A outra lei básica que rege o universo é a lei da conservação da energia. Notemos que os postulados de Dalton enumerados como 4 e 5 explicam a lei da conservação da matéria.

Noutro trabalho, o químico, também francês, Joseph Louis Proust (1754-1826) formulou a lei das proporções definidas ou das composições constantes, a partir de observações feitas em laboratório. Ele constatara que um composto químico, após ser exaustivamente purificado, possui a mesma razão entre as massas dos elementos que o constituem independentemente da origem da amostra da qual foi isolado. Vemos que o terceiro e o quinto postulados de Dalton são reforçados por essa lei, que foi anunciada praticamente ao mesmo tempo em que a teoria atômica de Dalton.

A teoria atômica de Dalton abriu novos horizontes na pesquisa científica para quem a aceitou e se constituiu num dos pilares fundamentais da pesquisa e do avanço notável que sofreu a química nos anos após a sua divulgação.

6.3 A CONSTITUIÇÃO ÍNTIMA DOS ÁTOMOS

A pergunta a seguir é óbvia: como estão constituídos os átomos? Possuem estrutura? Como se ligam os átomos para formar compostos químicos? Os postulados de Dalton sequer fazem menção a este tema e, portanto, essas questões deram origem a outro desafio: a procura do entendimento da estrutura íntima do átomo, mistério que começou a ser debelado lentamente com a descoberta e o estudo detalhado

de outros fenômenos de ocorrência natural, que os pesquisadores, a partir de então, começaram a divulgar. O fenômeno da eletricidade, por exemplo, tinha sido relatado pelos antigos gregos, que observaram que alguns tipos de materiais atritados com um pano de seda ou lã atraíam pequenos corpos. Para nós, é familiar a atração que exerce o pente sobre o cabelo quando bem seco, durante o penteado, ou a sensação de “choque” que sentimos quando tocamos objetos metálicos, sabendo que esses dois eventos resultam da transferência de carga elétrica. Já que a matéria está constituída por átomos, então a eletricidade está relacionada, de alguma forma, com eles. Benjamin Franklin (1706-1790) conseguiu determinar claramente que existem dois tipos de carga elétrica que se comportam de modo oposto e, por isso, os rotulou como positivo e negativo. Ele demonstrou, também, que cargas iguais se repelem e que cargas opostas se atraem e que ambas se neutralizam. Outrossim, conseguiu estabelecer a conservação das cargas elétricas: toda vez que há uma carga negativa em algum lugar, existe uma carga positiva de mesma grandeza em algum outro lugar, fenômeno conhecido como princípio da eletroneutralidade.

6.3.1 – A relação entre a matéria e a eletricidade

Uma evidência da existência de uma relação mais íntima entre a matéria e a eletricidade surgiu no ano de 1800, quando a pilha foi introduzida nos laboratórios dos químicos. Os químicos ingleses William Nicholson e Anthony Carlisle decompueram a água em diidrogênio e dióxigênio e fizeram passar uma corrente elétrica através de uma solução aquosa diluída de cloreto de sódio. Vamos lembrar que a síntese e a decomposição da água foram realizadas por Lavoisier e Cavendish, no século XVIII. A experiência dos ingleses confirmou que a eletricidade provocou uma reação química, fenômeno descrito por Faraday e, desde então, conhecido por eletrólise, amplamente utilizado na indústria e na pesquisa científica. No decorrer do ano de 1832, Michael Faraday demonstrou que a quantidade de produto formado durante uma eletrólise depende: a) da quantidade de eletricidade fornecida; e b) da natureza química do produto. Assim, elaborou as leis da eletrólise conhecidas como leis de Faraday.

6.3.2 – Os tubos de descarga de Crookes

A experiência que forneceu indícios, quase inequívocos, de que a eletricidade faz parte dos átomos e que estes poderiam ser constituídos de partículas ainda mais simples (em oposição ao segundo postulado de Dalton) foi a construção dos tubos de descarga de gás, também chamados tubos de Crookes, em homenagem a William Crookes, físico inglês que idealizou e construiu, entre 1870 e 1879, o dispositivo mostrado na Figura 7a.

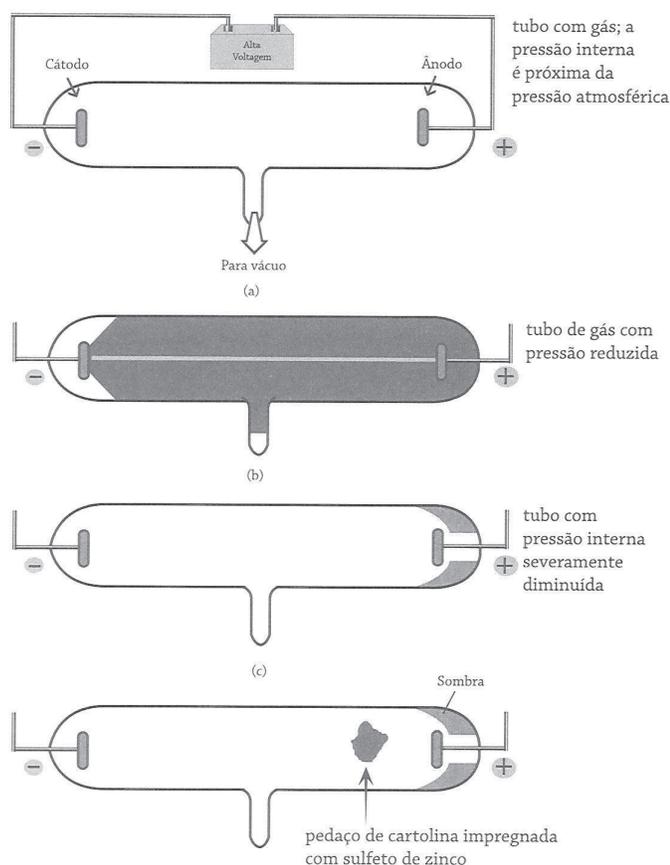


FIGURA 7 – Diagrama do tubo de Crookes ou tubo de descarga

O tubo de vidro possui dois eletrodos de metal; um deles comporta a carga elétrica positiva e é denominado ânodo; e o outro, que comporta a carga elétrica negativa, é denominado cátodo. O tubo é cheio com um gás puro, tal como diidrogênio, dióxigênio, dinitrogênio, argônio etc., e submetido a uma diferença de potencial de, aproximadamente, vinte mil volts entre os eletrodos; uma série de fenômenos são observados. Inicialmente, quando a pressão é próxima à pressão atmosférica, nenhuma mudança é percebida. À medida que a pressão dentro do tubo diminui, ao ser evacuado gradualmente com a ajuda de uma bomba de vácuo, o gás residual dentro do tubo de vidro emite uma incandescência colorida (Figura 7b). Aumentando o vácuo, observamos que a incandescência desaparece gradualmente, dando lugar à aparição de uma outra incandescência na extremidade do tubo de vidro, onde está o ânodo, só que dessa vez, esverdeada (Figura 7c). Colocando, no mesmo tubo, um pedaço de cartolina impregnada com sulfeto de zinco, no caminho entre os dois eletrodos observamos que ocorre fosforescência apenas no lado voltado para o cátodo (o eletrodo negativo) e a sombra do pedaço de cartolina aparece projetada no vidro do lado do ânodo (eletrodo positivo) – Figura 7d. Todos esses fenômenos se reproduzem com qualquer tipo de metal empregado nos eletrodos e com qualquer gás puro, variando apenas a cor da incandescência, a qual depende da natureza química do gás.

O sulfeto de zinco é uma espécie química que emite luz quando atingida por partículas de alta energia, é um composto fosforescente, que ainda hoje faz parte da mistura de produtos fosforescentes colocados no interior de um tubo de imagem de televisão, os quais emitem luz quando atingidos pelos elétrons originados do canhão de elétrons, para formar a imagem.

O conjunto de observações feitas em decorrência das experiências com os tubos de Crookes permitiu concluir que, quando a pressão do gás no interior do tubo é baixa, “algo” é emitido do cátodo em direção ao ânodo. Por essa razão, esse “algo” ficou denominado raio catódico, pois, na época, pensou-se que se tratasse de um raio. Também ficou evidenciado que o raio deve se propagar em linha reta, pois a sombra da cartolina projetada no ânodo é bem definida. Por outro lado, a incandescência emitida pelo gás a pressões intermediárias foi interpretada como resultado da colisão entre o raio catódico e as moléculas do gás, o que levantou a suspeita de que esse raio catódico seria constituído por partículas.

Quando a pressão interna é marcadamente baixa (Figura 7c), a concentração de moléculas do gás é também muito pequena. Por isso, não há produção de luz visível, e os raios catódicos atingem a parede de vidro (do lado do ânodo), causando ali uma incandescência.

6.3.3 – A descoberta do elétron

Em 1887, o físico inglês J. J. Thomson adaptou, ao tubo de Crookes, duas placas metálicas eletricamente carregadas e observou que os raios catódicos sofreram uma deflexão em relação à placa positiva. Com isso, mostrou que as partículas que fazem parte dos raios catódicos transportam energia elétrica negativa, como mostra a Figura 8.

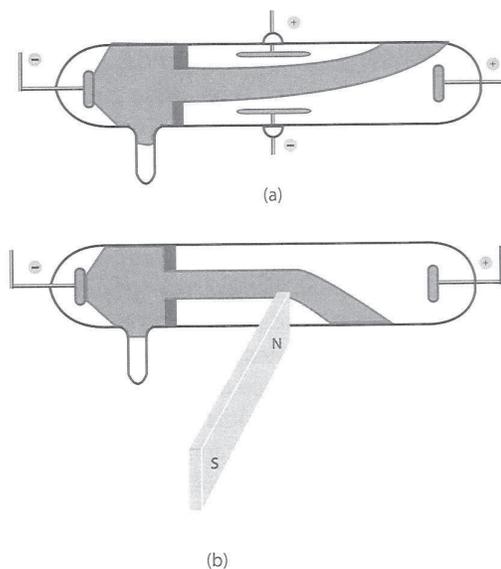


FIGURA 8 – Deflexão dos raios catódicos por um (a) campo elétrico; (b) campo magnético

Já que as partículas constituintes dos raios catódicos independem do material do cátodo e da natureza química do gás, a conclusão foi de que essas partículas estão presentes em toda a matéria e foram denominadas elétrons. Thomson foi um pouco além e descobriu que a corrente de partículas que constitui o raio catódico pode ser desviada, também, por um campo magnético, e aplicando simultaneamente um campo elétrico e um campo magnético a um raio catódico produzido em um tubo de Crookes determinou a relação entre a carga e a massa do elétron (e^-/m). Essa relação possui o valor de $e^-/m = -1,76 \times 10^{11} \text{ C kg}^{-1}$, em que C é Coulomb, a unidade internacional de carga elétrica.

6.3.4 – A carga do elétron

Em 1908, o físico americano Robert Andrews Millikan (1868-1953), determinou a carga do elétron em uma experiência clássica, esquematizada na Figura 9.

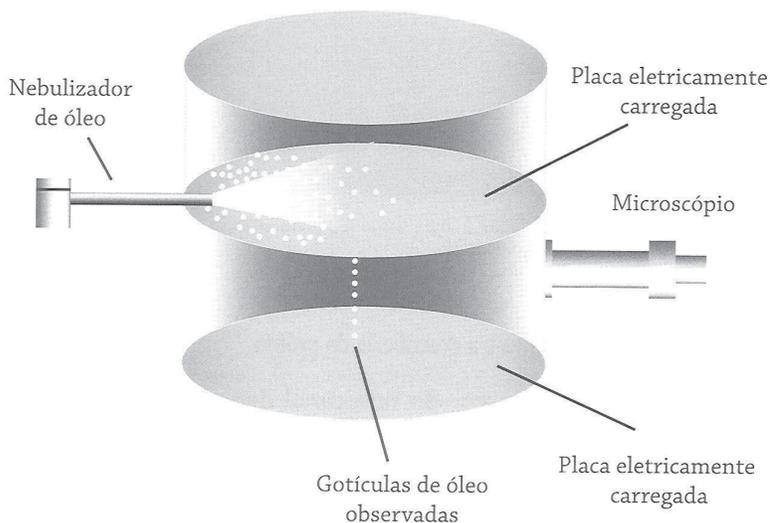


FIGURA 9 – Aparelho no qual Millikan realizou a experiência da gota de óleo, para determinar a carga do elétron

Millikan vaporizou gotículas de óleo entre duas placas metálicas que podiam ser carregadas eletricamente e, com auxílio de um microscópio, podia visualizar uma única gotícula. Ele irradiou o espaço existente entre as placas com raios X, que, devido à alta energia, são capazes de ionizar as moléculas do ar, retirando elétrons, e alguns desses elétrons são capturados pelas gotículas de óleo. A seguir, carregando a placa superior positivamente, conseguiu deter a queda das gotículas de óleo (por efeito da gravidade), aplicando uma força eletrostática ascendente igual à força gravitacional. De posse da quantidade de carga da placa

e da massa da gotícula, foi possível determinar a carga capturada. Millikan observou que a carga que ele determinou para as muitas gotículas era sempre um múltiplo de $-1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$, que foi considerado a carga elétrica de um elétron.

Assim, substituindo o valor da carga na relação carga/massa do elétron, ficou determinado a massa do elétron: $9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$.

Os tubos de Crookes tiveram grande utilidade em ciência, pois, entre outras coisas, ajudaram a desvendar a constituição íntima do átomo. Com efeito, em 1886, E. Goldstein modificou o tubo de descarga perfurando o cátodo (Figura 10). Ao produzir o raio catódico, observou uma linha luminosa emergindo do orifício do cátodo (o eletrodo negativo) indo para a parede de vidro do lado do cátodo. Goldstein denominou esse novo raio de raio canal.

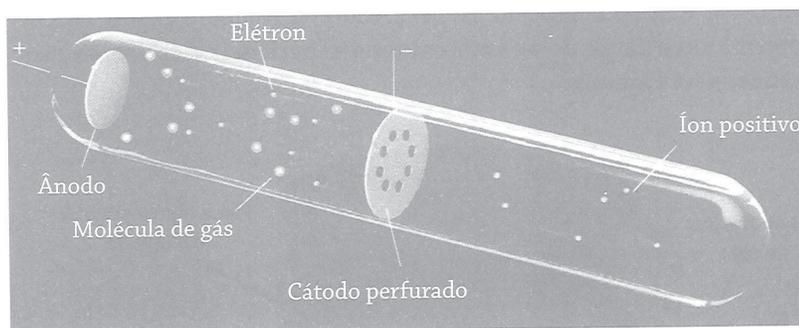


FIGURA 10 – Tubo de raio canal de Goldstein

6.3.5 – A carga elétrica positiva e a descoberta do próton

Goldstein observou que a cor do raio canal dependia da natureza química do gás residual dentro do tubo. Repetiu as mesmas experiências de J. J. Thomson, com campos elétricos e magnéticos, e verificou que o raio canal era carregado positivamente e que as cargas não eram iguais para todas as partículas, mas eram múltiplos inteiros de $1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.

Os fatos descritos podem ser entendidos da seguinte forma: já sabemos que o raio catódico está constituído por elétrons e que alguns desses elétrons possuem energia suficiente para ejetar elétrons das moléculas do gás residual. Já que as moléculas são eletricamente neutras, a deficiência de elétrons (cargas negativas) torna-as partículas carregadas positivamente, as quais se dirigem para o cátodo, que é o eletrodo negativo, e, por isso, foram rotuladas como cátions. A maioria dos cátions colide com o metal constituinte do cátodo, mas muitos atravessam os orifícios, podendo ser detectados pela luminosidade. Obviamente que os cátions carregam quantidades diferentes de cargas positivas dependendo de quantos elétrons foram ejetados.

A pergunta a ser respondida é: *por que, quando um elétron é removido de uma molécula, a espécie resultante adquire carga positiva?* A resposta mais lógica é de que as moléculas são compostas por partículas positivas e negativas, de modo a conservar a eletroneutralidade do sistema. Após medir-se a relação carga/massa e, separadamente, a carga e a massa dessas partículas, percebeu-se que se trata de partículas fundamentais e, portanto, constituintes do átomo, tendo sido rotuladas como prótons (do grego: o primário) por Ernest Rutherford (1871-1937).

Todos os prótons são iguais no que tange à sua carga elétrica e à sua massa. Estão presentes em toda a matéria conhecida e, portanto, tornam-se um dos constituintes fundamentais do átomo.

6.4 O MODELO ATÔMICO DE THOMSON

Em 1898, J. J. Thomson sugeriu que o átomo poderia ser uma esfera carregada positivamente na qual os elétrons estariam incrustados nela, de modo que a quantidade de carga positiva fosse balanceada exatamente pela quantidade de carga negativa. Por isso, sugeriu uma esfera como modelo, posto que essa geometria permite mais homogeneidade na distribuição das cargas positivas e negativas. Com esse modelo, foi possível explicar a relativamente pouca energia necessária para remover elétrons dos átomos. Esse modelo sugerido para o átomo foi denominado “bolo de ameixas”.

Referências bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L. *Princípios de química*. Porto Alegre: Bookman, 2000.

BROWN; LEMAG; BURSTEN. *Química: a ciência central*. 9. ed. São Paulo: Pearson Education, 2005.

IHDE, J. A. *The development of modern chemistry*. New York: Dover Publication, 1984.

MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. *Química: um curso universitário*. São Paulo: Edgard Blücher, 1993.

MASTERTON, W.; SLOWINSKI, E.; STANITSKI, C. *Princípios de química*. 6. ed. Rio de Janeiro: Guanabara, 1990.

PARTINGTON, J. R. *A short history of chemistry*. New York: Dover Publication, 1989.

RUSSELL, J. B. *Química geral*. São Paulo: McGraw Hill do Brasil, 1994. v. 1 e 2.

SLABAUGH, W. H.; PARSONS, T. D. *Química geral*. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 1982.

O átomo nuclear

Objetivos:

- Analisar a evolução do modelo atômico nuclear.
- Identificar as experiências que conduziram ao modelo quântico.
- Identificar e analisar as equações que descrevem o modelo quântico.

7.1 O MODELO ATÔMICO DE RUTHERFORD

Durante muitos anos o modelo atômico de Thomson foi bem aceito pela comunidade científica, mas nos primórdios do século XX, uma experiência, hoje bem conhecida, realizada na Inglaterra pelos físicos Ernest Rutherford, E. Marsden e H. Geiger forçou a modificação do modelo de Thomson.

A Figura 11 apresenta o aparelho usado pela equipe de Rutherford para estudar as partículas alfa (a).

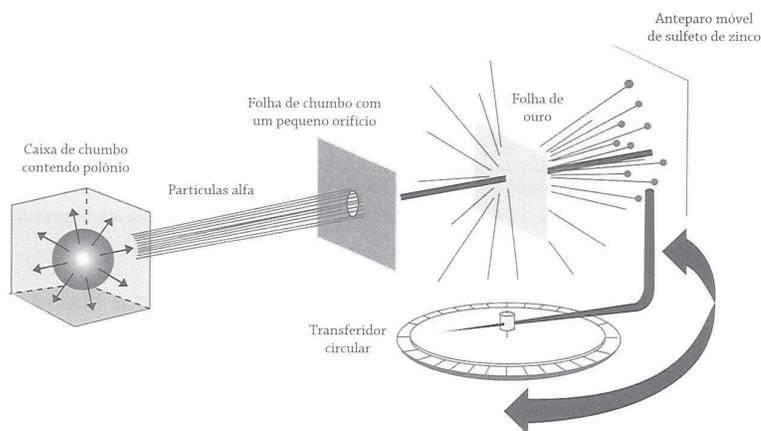


FIGURA 11 – A famosa experiência de Rutherford, Geiger e Marsden, que deu origem ao modelo nuclear

A partícula alfa (α) já era conhecida, assim como as partículas beta (β), que são os elétrons e os raios gama (γ); o fenômeno de emissão de radiação de alta energia já recebera o nome de radioatividade. Ora, uma partícula α carrega carga elétrica positiva e possui uma massa muito

maior que a massa de um elétron. O elemento polônio (Po) emite espontaneamente partículas α e, por isso, uma pequena quantidade desse elemento foi colocada numa caixa de chumbo provida de um furo circular.

7.1.1 – As observações feitas na experiência

Um raio de partículas alfa foi projetado na mesma fina folha de ouro. À medida que esses projéteis de alta velocidade atingiam a folha do metal, a maioria das partículas alfa (mais de 99%) passava direto, sem sofrer desvio. Porém, uma fração inferior a 1% sofreu grandes desvios, e algumas partículas, inclusive, voltaram diretamente até a fonte (!). Os desvios puderam ser avaliados conforme as partículas alfa atingiam o anteparo móvel impregnado em sulfeto de zinco (substância fosforescente) (Figura 11).

7.1.2 – A interpretação das observações

Os grandes desvios observados chamaram a atenção e, ainda mais, o fato de algumas partículas alfa voltarem para a fonte, pois isso seria o mesmo que esperar que uma folha de papel fosse capaz de desviar as balas disparadas por uma pistola! Lembremos que as partículas alfa possuem, aproximadamente, 7500 vezes a massa de um elétron e 1/10 da velocidade da luz.

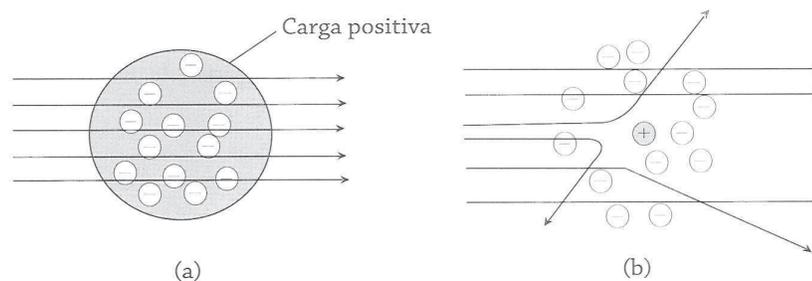


FIGURA 12 – Desvios esperados das partículas alfa. (a) Modelo de Thomson: desvios pequenos ou quase inexistentes. (b) Modelo de Rutherford: deflexões variando de pequenas a muito grandes

Se a estrutura do átomo fosse como o modelo idealizado por Thomson, então todas as partículas alfa deveriam atravessar a folha em linha reta com pouca ou nenhuma deflexão (Figura 12a). No entanto, o fenômeno observado, a deflexão das partículas (Figura 12b), exigia uma explicação. Rutherford postulou que um átomo poderia ter um pequeno núcleo carregado positivamente, rodeado por uma região maior contendo elétrons. Rutherford raciocinou que, se a carga positiva contendo a maior parte da massa do átomo estava concentrada num pequeno núcleo, então, não somente muitas partículas alfa passariam em linha reta com pouca ou nenhuma deflexão, mas também que aquelas que passassem próximas do núcleo seriam, necessariamente,

fortemente repelidas (Figura 12b). A pergunta que veio a seguir foi: onde estão os elétrons? De acordo com Rutherford, estão fora do núcleo. Estava esboçado um novo modelo para o átomo, conhecido como modelo de Rutherford.

De acordo com o modelo de Rutherford, o átomo consiste de um pequeno núcleo contendo toda a carga positiva e a maior parte da massa. A região extranuclear é um grande volume em torno do núcleo, no qual estão distribuídos os elétrons. Por isso, o modelo de Rutherford é chamado de *Átomo Nuclear*.

A partir do momento em que o novo modelo atômico foi aceito, uma nova questão foi levantada: *como estão distribuídos ou dispostos os elétrons?* Teriam uma estrutura planetária, na qual o núcleo corresponderia ao sol e os elétrons aos planetas?

7.1.3 – O dilema do átomo nuclear

O modelo do átomo planetário, apesar de atraente, apresentou pelo menos um problema grave à primeira vista: *como pode uma carga elétrica positiva (o núcleo) estar próxima de uma carga negativa (o elétron) sem colidirem?* Se o elétron estiver estático, é óbvio que as duas cargas irão colidir, destruindo, assim, a estrutura atômica, o que na prática não acontece. A solução parecia estar na possibilidade do elétron em movimento, especificamente em trajetórias circulares em torno do núcleo, de modo que a força centrífuga, gerada pelo movimento circular, compensaria exatamente a força elétrica de atração exercida pelo núcleo (força centrípeta).

O que parecera ser a solução estava longe de sê-lo, pois, de acordo com a física clássica, quando uma partícula carregada muda a direção do seu movimento, irradia energia. Esse é o princípio utilizado nas transmissões pelo rádio. A estação de rádio emite um sinal elétrico que movimenta (acelera) os elétrons que fazem parte da antena, os quais irradiam energia na forma de ondas eletromagnéticas.

A perda de energia por parte do elétron no átomo faria com que, a cada volta em torno do núcleo, ele se aproximasse mais e mais do núcleo (movimento em espiral) até colidir, colapsando o átomo. Podemos concluir que o modelo do átomo nuclear ou planetário não estava bom.

7.1.4 – O que estava incorreto?

Vemos que a ciência tinha um grande dilema a resolver, no início do século XX, visto que quaisquer dos modelos idealizados para o átomo eram inconsistentes com as observações experimentais.

Nesse estágio, devemos começar a pensar que a física clássica não é suficiente para entendermos o átomo. Pois é, hoje em dia sabemos que as leis da física clássica são adequadas para descrever o comportamento de objetos grandes, como planetas, foguetes, pessoas, mosquitos etc., mas são insatisfatórias quando aplicadas a partículas tão pequenas quanto prótons, elétrons e outros.

Desse modo, durante alguns anos o mundo científico conviveu com a dificuldade de estabelecer um modelo para o átomo que pudesse conciliar a teoria com a realidade. Foi o aprofundamento do conhecimento da luz, uma radiação eletromagnética, que conduziu à construção de um novo modelo para o átomo.

7.2 A RADIAÇÃO ELETROMAGNÉTICA

A radiação eletromagnética inclui a luz visível, a radiação infravermelha, a ultravioleta, ondas de rádio, microondas, raios X, raios gama (γ), raios cósmicos e se propaga via *ondas eletromagnéticas*.

Onda eletromagnética é a combinação da oscilação dos campos elétrico e magnético propagando-se no espaço.

A energia eletromagnética pode ser diferenciada quantitativamente, isto é, classificada de acordo com a quantidade da energia, o que dá origem ao denominado *espectro eletromagnético* (Figura 13).

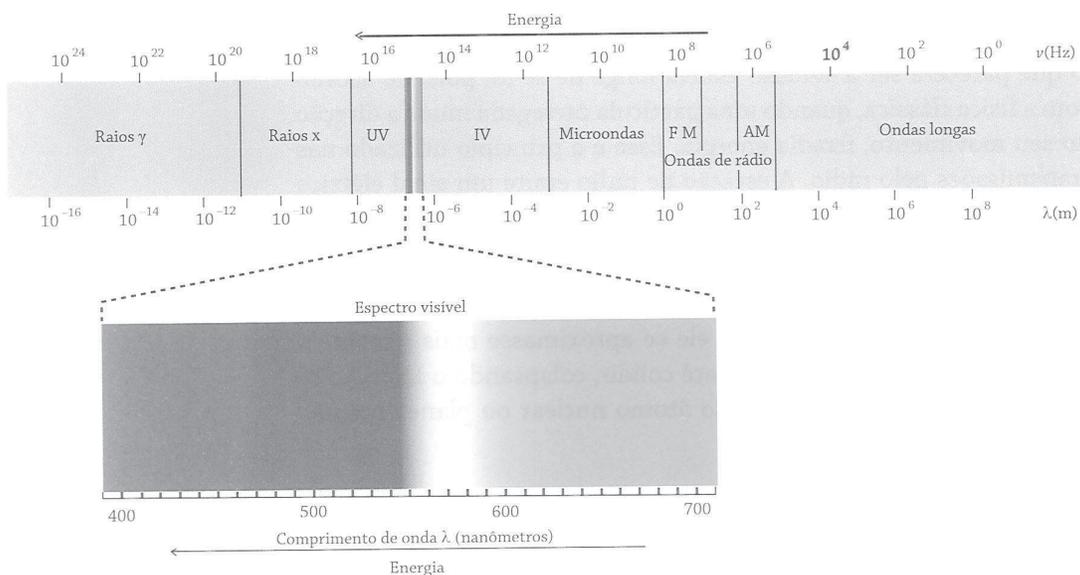


FIGURA 13 – O espectro eletromagnético. Nota-se que a luz visível (segmento ampliado) é apenas uma pequena parte do espectro completo

A energia se propaga através de ondas, o que equivale a dizer que apresenta comportamento ondulatório. A sua passagem pelo espaço é semelhante, em alguns aspectos, à passagem de uma onda na superfície da água. Uma onda é caracterizada pela sucessão de cristas alternadas (pontos altos) e calhas ou depressões (pontos baixos) – veja Figura 14.

7.2.1 – Algumas grandezas importantes das ondas eletromagnéticas

A distância entre duas cristas sucessivas é uma grandeza muito importante denominada *comprimento de onda*, simbolizada com a letra grega lambda, λ , cuja unidade é o metro, m, no Sistema Internacional de Unidades, *SI*. A *amplitude*, A , representa a intensidade da onda e é a altura da crista medida a partir da abscissa do sistema de coordenadas cartesianas, a qual também é medida em metros.

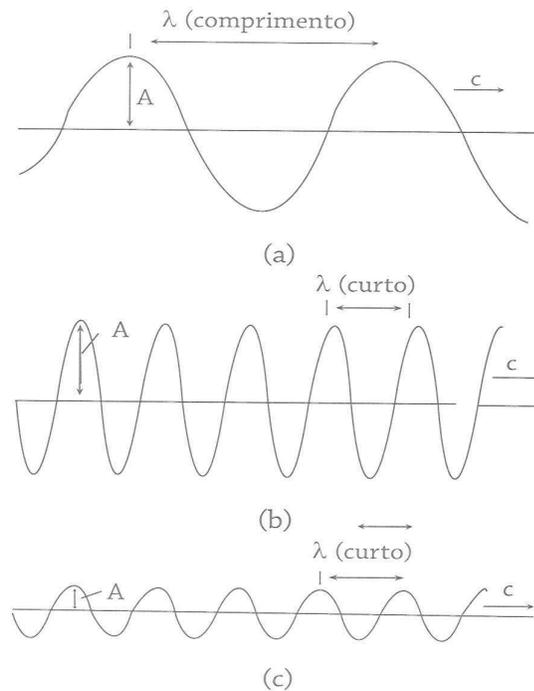


FIGURA 14 – Formato comum de uma onda eletromagnética. (a) *Comprimento de onda* (λ) longo: a onda transporta menos energia que (b) e (c). (b) *Comprimento de onda* curto, a onda transporta mais energia que (a). (c) Mesmo *comprimento de onda* como em (b), porém menor *amplitude* (A), a onda transporta a mesma energia que (b). No entanto, a velocidade de propagação é constante e a mesma: c , a velocidade da luz

Uma outra grandeza importante é a *freqüência*, a qual é representada pela letra grega ν e é medida em ciclos por segundo ou simplesmente em s^{-1} , que é igual a 1 Hertz, 1 Hz. Ela mede o número de cristas ou de calhas que passam num dado ponto por segundo. É fácil deduzir

que o produto da frequência e o comprimento de onda é igual à velocidade v da onda, isto é:

$$v = \nu\lambda \text{ [m s}^{-1}\text{]} \quad \text{(Equação 1)}$$

Por analogia, podemos inferir que uma vez que as ondas eletromagnéticas se propagam à *velocidade da luz*, c , logo:

$$c = \nu\lambda \text{ [m s}^{-1}\text{]} \quad \text{(Equação 2)}$$

7.2.2 – Interferência de ondas

Um outro aspecto interessante é o fenômeno de interferência que podem sofrer as ondas. Com efeito, se dispomos de duas ou mais ondas, tal como mostrado na Figura 15a, *ondas em fase*, teremos uma interferência construtiva, na qual a intensidade ou a amplitude (A) das ondas adicionam-se, resultando numa onda muito mais intensa. Este é o princípio do raio *laser*, no qual se colocam em fase muitas ondas, resultando num feixe luminoso bem mais intenso.

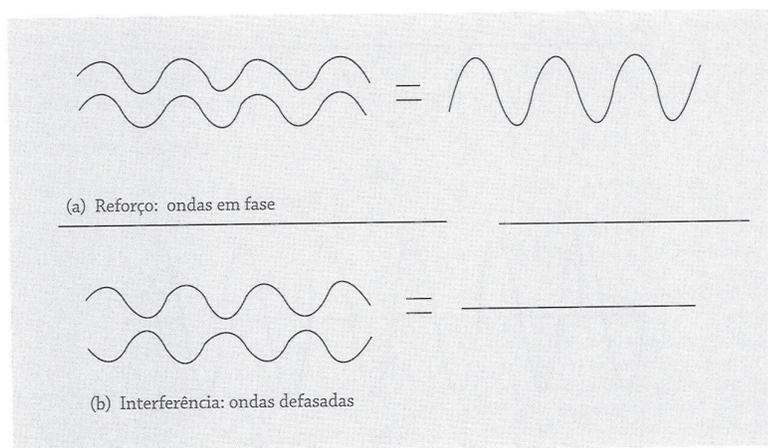


FIGURA 15 – (a) Reforço ou interferência construtiva de ondas. (b) Interferência destrutiva de ondas

Outrossim, temos o caso contrário, no qual podemos ter duas ou mais ondas fora de fase, o que leva a uma interferência destrutiva (Figura 15b), resultando numa onda de amplitude ou intensidade nula, isto é, a energia deixa de se propagar.

7.2.3 – Max Planck: a energia é uma grandeza descontínua!

Planck estava estudando os espectros da luz emitida por objetos quentes, o chamado radiador de corpo negro. Um radiador de corpo negro bem simples pode ser uma esfera oca de ferro ou de qualquer outro metal, com um pequeno furo, para liberar um pouco da luz

interna que começa a ser gerada quando a esfera é aquecida a certa temperatura. O que se observa é o espectro da luz assim emitida.

Planck propôs que a energia emitida pelo radiador deveria ser aquela emitida pelos átomos do metal, agindo como pequenos vibradores ou osciladores, cada um emitindo energia com uma frequência característica.

A seguir, Planck procurou a menor quantidade de energia que os átomos podiam absorver e reemitir e acabou concluindo que existe um limite mínimo. Esse limite mínimo de energia denominou de quantum ou fóton de energia e mostrou que a sua energia é diretamente proporcional à frequência da onda com a qual está associada. Ou seja, a energia que transporta uma onda eletromagnética está dada pela relação

$$E = h\nu, \quad (\text{Equação 3})$$

em que h é a famosa constante de Planck, que é uma constante universal, cujo valor foi determinado como sendo $h = 6,626076 \times 10^{-34}$ J s.

Substituindo a Equação 2 na Equação 3, teremos:

$$E = \frac{hc}{\lambda}. \quad (\text{Equação 4})$$

Tanto a Equação 3 quanto a 4 são conhecidas como a equação de Planck e determinam a energia transportada por uma onda eletromagnética.

7.2.4 – Espectroscopia atômica

Max Planck introduz o conceito da quantização da energia, isto é, existe um limite mínimo de energia ou, visto de uma outra forma, a energia tampouco pode ser subdividida indefinidamente da mesma forma que a matéria. Veja que a energia é inversamente proporcional ao comprimento de onda (Equação 4) e diretamente proporcional à frequência (Equação 3).

A luz branca é composta de uma mistura de ondas eletromagnéticas de muitas frequências diferentes. Essa mistura pode ser separada (resolvida) por um prisma ótico, o qual não apenas desvia o raio de luz (refração), mas também é capaz de separar a luz de diferentes comprimentos de onda (dispersão). A Figura 16 mostra um raio de luz branca sendo refratado e disperso por um prisma, resultando numa continuidade de cores quando o resultado da experiência é projetado numa tela.

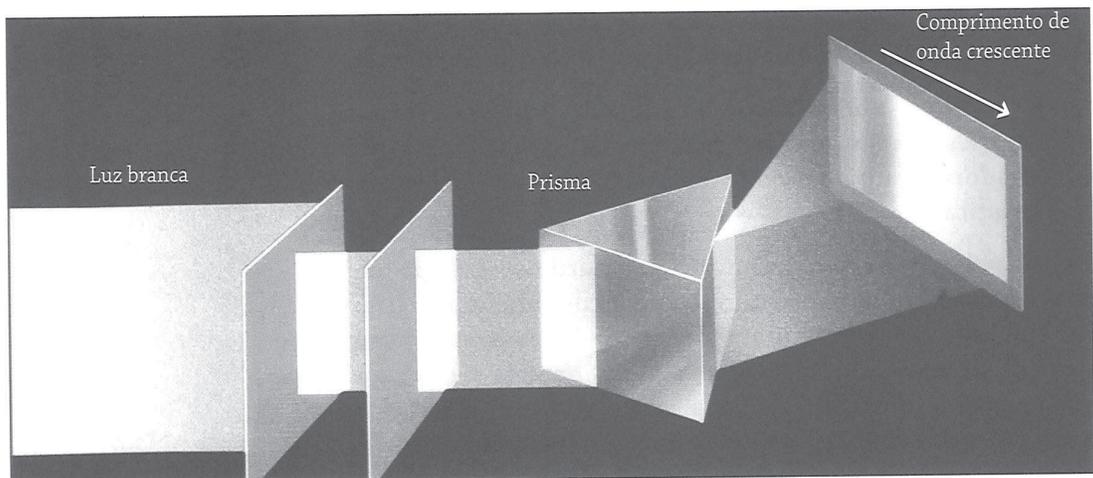


FIGURA 16 – Espectro da luz branca, obtido mediante a refração e dispersão da luz num prisma

O processo delineado e mostrado graficamente na Figura 16 é o espectro da luz branca, que é um *espectro contínuo*, pois não parece haver separação entre as cores. O processo da obtenção de um espectro é denominado *espectroscopia*.

Isso parece estar em desacordo com Planck, uma vez que, se a energia é quantizada, o espectro não deveria ser contínuo e, portanto, deveríamos perceber uma separação nítida entre as diferentes cores.

Se, ao invés de colocarmos uma lâmpada ou a luz do sol para produzir o espectro, empregarmos a luz oriunda de um tubo de Crookes (lembra-se deles?), isto é, a luz emitida por um gás puro quando passa eletricidade de alta voltagem através dele, obteremos um espectro de linhas, ou seja, um espectro descontínuo, tal como o mostrado na Figura 17.

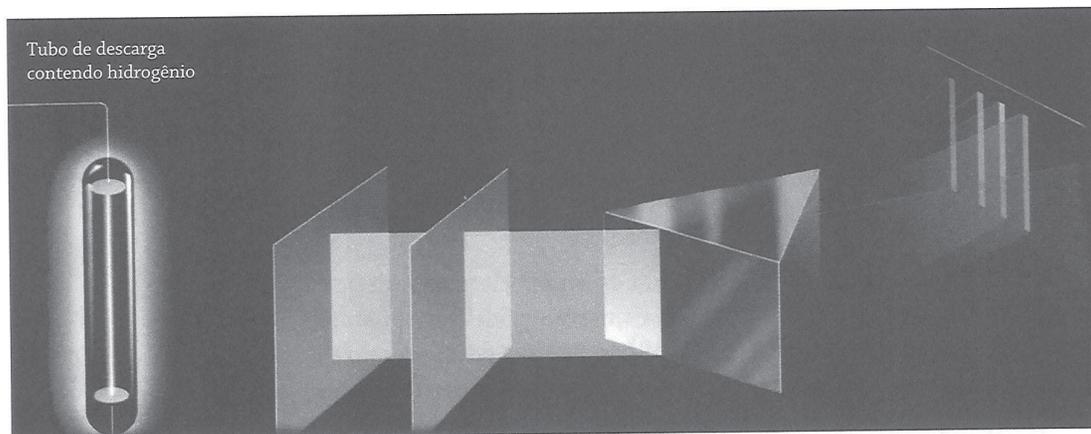


Figura 17 – Espectro de linhas emitido pelo gás hidrogênio puro

Hoje, sabemos que o espectro produzido pela luz branca parece contínuo, porque nossos olhos não conseguem diferenciar a grande quantidade de comprimentos de onda existentes na luz branca mas, quando se trata de um elemento químico puro, fica evidente a descontinuidade da energia. A existência de linhas significa que, na região entre uma linha e outra do espectro, não há outros valores possíveis.

A Figura 18 mostra os espectros de linha ou espectros descontínuos de alguns elementos químicos.

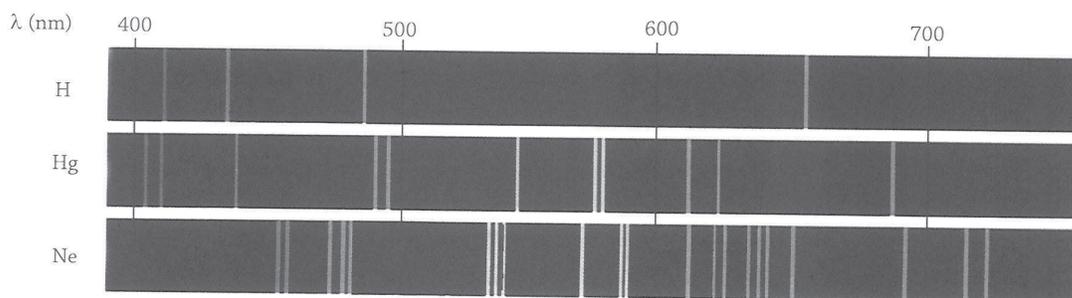


FIGURA 18 – Espectros de linhas do H, Hg e Ne

Um cientista chamado Johannes Rydberg percebeu que o espectro de linhas para o átomo de hidrogênio pode ser reproduzido teoricamente, isto é, o valor da energia correspondente a cada linha pode ser determinado por uma equação matemática, que ele deduziu de maneira totalmente empírica, e que ficou conhecida como equação de Rydberg.

$$\frac{1}{\lambda} = R_{\alpha} \left[\frac{1}{n_1^2} \right] - \left[\frac{1}{n_2^2} \right] \quad (\text{Equação 5})$$

em que R_{α} é conhecida como constante de Rydberg e vale $1,0974 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$; n_1 e n_2 pertencem ao conjunto dos números naturais, ou seja, são sempre inteiros e positivos; e também sempre se verifica que $n_2 > n_1$. Deve ficar claro que Rydberg, estudando os espectros de linhas de modo detalhado, apenas deduziu uma expressão analítica que denota que existe um comportamento bem definido. No entanto, ele não fazia a menor idéia do porquê da equação, isto é, quais eram as bases teóricas que a determinavam.

Por exemplo, suponhamos que $n_1 = 2$ e que $n_2 = 3$, já que n_1 e n_2 pertencem ao conjunto dos números naturais e que $n_2 > n_1$. Substituindo esses valores na Equação 5 e também o valor de R_{α} e fazendo as

manipulações necessárias obtemos $\lambda = 6,5610 \times 10^{-7} \text{ m}$, ou 656,10 nm (1 nm = 1 nanômetro = $1 \times 10^{-9} \text{ m}$). Se observarmos o espectro para o átomo de H na Figura 18, vemos que este é o valor de λ correspondente à linha de cor vermelha.

7.3 O MODELO ATÔMICO DE BOHR

Niels Bohr, físico dinamarquês, em 1913, tentou resolver o problema do átomo estável. Pensou, com toda razão, que deviam existir princípios físicos ainda não desvendados, motivo pelo qual a física não conseguia explicar a estrutura atômica.

7.3.1 – Os elétrons: responsáveis pela absorção e emissão de energia

Baseando-se nas experiências dos tubos de descarga, Bohr postulou que um gás emite luz quando uma corrente elétrica passa através dele, porque os elétrons existentes nos átomos absorvem energia da eletricidade para, posteriormente, emitirem aquela energia na forma de radiação eletromagnética (luz visível, por exemplo).

Bohr foi um pouco além e raciocinou que a única explicação possível para entender por que a radiação emitida é limitada a certos comprimentos de onda (as linhas nos espectros) é que, no átomo, os elétrons não podem possuir qualquer quantidade de energia. Ou seja, um elétron pode ter somente certas quantidades específicas de energia: *a energia de um elétron em um átomo é quantizada*.

A seguir, Bohr descreveu a origem do espectro de linhas, considerando a quantização da energia dos elétrons no átomo.

- (1) Um átomo possui um conjunto de níveis de energia quantizados ou níveis de energia.
- (2) Um elétron, num átomo, pode ter somente certos valores de energia.
- (3) Cada nível energético tem uma população máxima de elétrons.
- (4) Um átomo está, normalmente, no *estado fundamental*, o estado no qual todos os seus elétrons estão nos níveis de energia mais baixos disponíveis.
- (5) Quando um átomo absorve energia, alguns dos seus elétrons absorvem energia e são elevados a um nível de energia maior. O átomo, agora, está num *estado excitado*.

De acordo com isso, alguns dos níveis de energia mais baixos ficam livres e, dessa maneira, um elétron de um nível energético mais alto pode vir a ocupar um nível energético mais baixo. Quando isso acontece, o átomo deve liberar energia em uma quantidade igual à diferença entre os dois níveis de energia. Ainda de acordo com Bohr, a energia é liberada na forma de radiação eletromagnética, isto é, fótons e, portanto, a energia assim emitida é determinada pela equação de Planck (Equação 4).

7.3.2 – A dedução teórica da equação de Rydberg

Bohr deduziu de forma racional a equação de Rydberg (Equação 5) da maneira descrita a seguir.

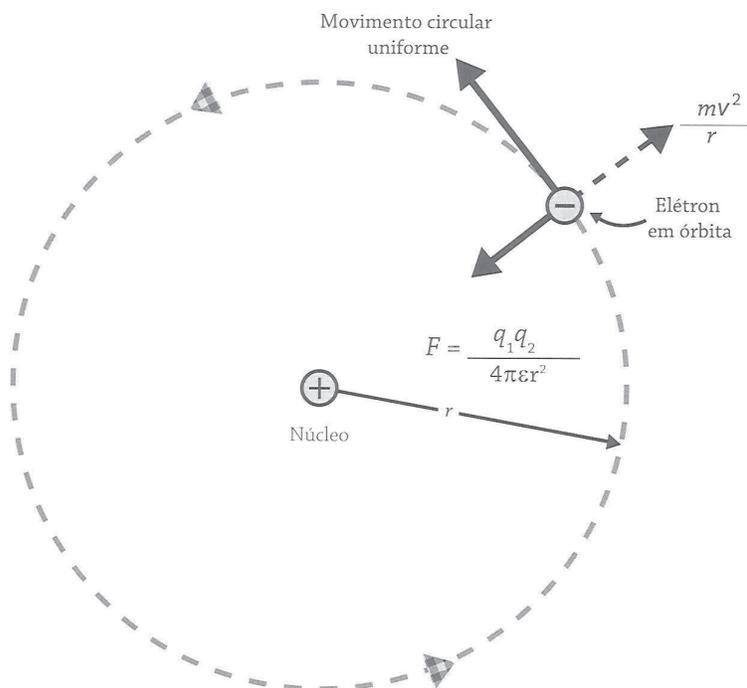


FIGURA 19 – Forças atuantes sobre um elétron em órbita em torno de um núcleo atômico

$$\text{Força centrífuga} = F_c = \frac{mv^2}{r}$$

$$\text{Força centrípeta} = F = \frac{q_1 q_2}{4\pi\epsilon_0 r^2}$$

A energia total de um sistema, E_{total} , é igual à energia cinética, E_c , mais a energia potencial do sistema, E_p . De acordo com a Figura 19, que representa um átomo monoelétrônico, vemos que a energia cinética é igual à E_c do elétron mais a E_c do núcleo. No entanto, considerando que o elétron se movimenta muito mais rápido do que o núcleo, podemos desprezar a E_c do núcleo; logo, a energia cinética do sistema será apenas:

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2, \quad (\text{Equação 6})$$

em que m é a massa do elétron. A energia potencial do sistema em questão será a energia devida à atração eletrostática existente entre o núcleo positivo e o elétron negativo, isto é,

$$E_p = \frac{(Ze)(-e)}{4\pi\epsilon_0 r} \Rightarrow E_p = \frac{-Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r} \quad (\text{Equação 7})$$

em que Z é o número de prótons existentes no núcleo, e é a carga eletrostática do elétron, $-1,6021773 \times 10^{-19}$ C, ϵ_0 é a constante dielétrica no vácuo, $8,85 \times 10^{-12}$ C²/N m², e r é a distância do elétron ao núcleo, ou o raio da trajetória circular imaginada por Bohr. Portanto, a energia total do sistema descrito na Figura 19, é:

$$E_{total} = \frac{1}{2}mv^2 - \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r} \quad (\text{Equação 8})$$

Por outra parte, para que o elétron mantenha a trajetória circular com o raio constante, é necessário que as duas forças, agindo em sentido contrário sobre o elétron, sejam iguais, isto é, tanto a força centrífuga quanto a força centrípeta devem ser iguais em magnitude, mas de sentido contrário, o que equivale a dizer que a soma das duas forças agindo sobre o elétron deve ser zero. Logo:

$$\frac{mv^2}{r} + \frac{-Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} = 0$$

de onde obtemos:

$$mv^2 = \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r} \quad (\text{Equação 9})$$

Substituindo a Equação 9 na Equação 8, temos:

$$E_{total} = \frac{-Ze^2}{8\pi\epsilon_0 r} \quad (\text{Equação 10})$$

7.3.3 – O postulado de Bohr sobre a quantização de energia

Foi nesse ponto que Bohr, audaciosamente, introduziu a quantização da energia do elétron, postulando que o momento angular (proporcional à energia) do elétron é igual a uma quantidade dada por $h/2\pi$, ou seja:

Postulado de Bohr sobre a quantização da energia do elétron

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} \quad (\text{Equação 11})$$

Como qualquer postulado, este tampouco tem comprovação, isto é, Bohr fez a suposição de que a energia do elétron devia ser quantizada na quantidade $\frac{nh}{2\pi}$, em que n é um número inteiro positivo valendo

1, 2, 3, 4, 5, ..., ∞ ; isto equivale a dizer que os valores para o momento angular do elétron podem ser $h/2\pi$, $2h/2\pi$, $3h/2\pi$ etc.

Agora que estamos de posse do postulado de Bohr, podemos substituí-lo na Equação 9 e isolar r :

$$r = \frac{h^2 \epsilon_0 n^2}{Ze^2 \pi m} \quad (\text{Equação 12})$$

E substituindo os valores correspondentes às diferentes constantes:

$$r = 5,29 \times 10^{-11} \frac{n^2}{Z} \text{ metros} \quad (\text{Equação 13})$$

O valor de r pode ser expresso também numa unidade mais conveniente, tal como o angstrom, $1\text{\AA} = 10^{-10} \text{ m}$, $r = 0,529 n^2/Z \text{\AA}$. Vemos que a Equação 13 nos permite determinar o raio da trajetória circular do elétron em torno do núcleo, com diferentes números n . Na Figura 20, estão representados os diversos raios possíveis para o elétron num átomo de hidrogênio ($Z=1$), à medida que aumenta n .

Os valores dos raios foram obtidos da Equação 13 expressos em angstroms como unidades, para $Z=1$, isto é, para o átomo de hidrogênio. O valor do raio para a primeira órbita, $n=1$, $r = 0,529 \text{\AA}$, é hoje conhecido como o raio de Bohr e simbolizado como a_0 . O raio para a segunda órbita é $2,116 \text{\AA}$ e da terceira $4,761 \text{\AA}$. Podemos ver que a diferença entre os raios sucessivos fica cada vez maior à medida que n fica maior. Também notamos que os valores dos raios variam exponencialmente e não linearmente, tal como expresso na Equação 13; logo, a distância existente entre eles não é igual.

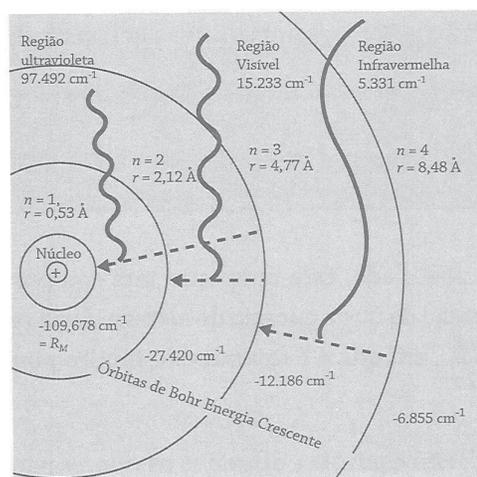


FIGURA 20 – Relação gráfica dos raios das órbitas do elétron em torno de um núcleo de hidrogênio, no qual $Z=1$

7.3.4 – A determinação da energia quantizada de um elétron

Substituindo a Equação 13 na Equação 10, obtemos:

$$E_{total} = \frac{-Ze^4m}{8\epsilon_0^2h^2n^2} \quad (\text{Equação 14})$$

E substituindo os valores correspondentes às diferentes constantes:

$$E_{total} = \frac{2,18 \times 10^{-18} Z}{n^2} \text{ Joules} \quad (\text{Equação 15})$$

A equação anterior nos permite determinar a energia do elétron quando está situado nas diferentes órbitas. Na Figura 21 estão representados os diversos níveis energéticos possíveis para o elétron num átomo de hidrogênio ($Z=1$), à medida que se aumenta n .

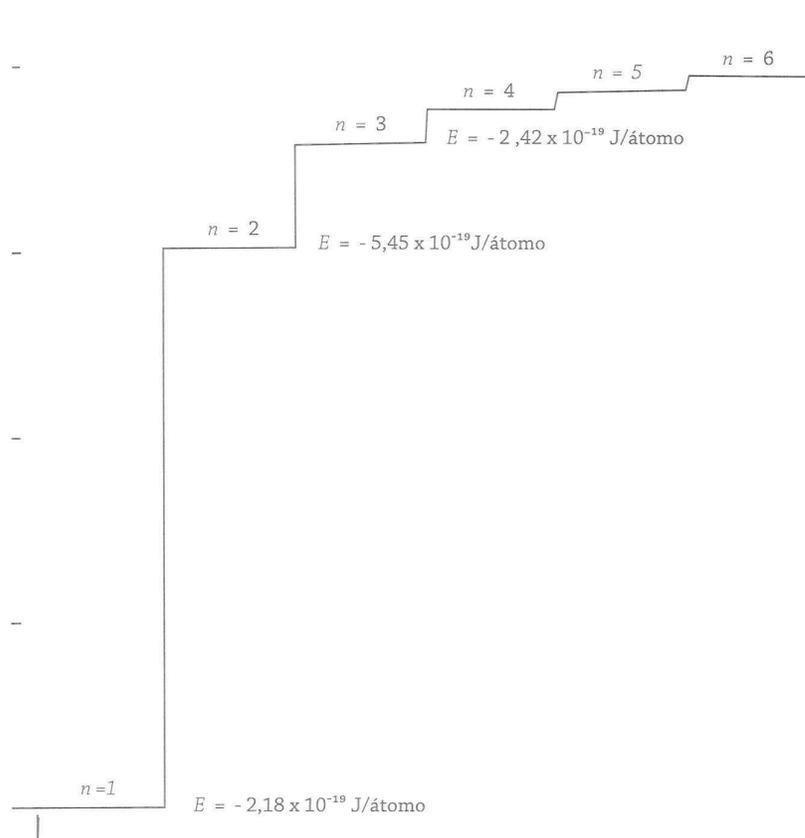


FIGURA 21 – As energias dos elétrons, em joules por átomo, num átomo de hidrogênio em função do número n

O valor negativo da energia não deve estranhar, pois indica apenas que o elétron no átomo é um sistema estável: quanto menor a energia de um sistema, mais estável ele é. Podemos observar que a diferença entre os estados energéticos sucessivos fica cada vez menor à medida que n fica maior. Extrapolando, podemos deduzir que, quando n for muito elevado ou infinito, então os níveis energéticos sucessivos estarão tão próximos uns dos outros que nos parecerão um conjunto contínuo. Também chama-nos a atenção que a maior diferença energética entre dois níveis consecutivos corresponde a $n = 1$ e $n = 2$.

7.3.5 – A equação de Rydberg

A diferença de energia entre dois níveis quaisquer, de acordo com Bohr, dá origem às linhas espectrais. Essas linhas são produzidas pelas emissões energéticas dos elétrons quando passam de um estado excitado (E_i),¹ isto é, de maior energia, para um estado de menor energia (E_f), sendo que a diferença energética entre os dois níveis é

¹ E_i é o estado energético inicial, isto é, o mais alto; e E_f é o estado energético final, isto é, o mais baixo.

emitida como uma onda eletromagnética. Utilizando-se a Equação 14, que fornece o valor da energia do elétron num dado n , e considerando $Z = 1$, para o átomo de hidrogênio, temos que:

$$\Delta E = E_i - E_f = \frac{-me^4}{8\epsilon_0^2 h^2 n_i^2} - \left(\frac{-me^4}{8\epsilon_0^2 h^2 n_f^2} \right)$$

Rearranjando:

$$\Delta E = \frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Substituindo ΔE pela Equação 4 e rearranjando, obtemos:

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^3 c} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad (\text{Equação 15})$$

E substituindo todos os valores das constantes, obtemos, finalmente:

$$\frac{1}{\lambda} = 1,0974 \times 10^7 \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \text{ metros} \quad (\text{Equação 16})$$

Podemos observar que a Equação 16 é a equação de Rydberg (Equação 5), em que a constante de Rydberg (R_α) tem o mesmo valor empírico. A diferença é que Bohr chegou a esse valor por via teórica, provocando uma revolução na física logo no início do século XX. A constante de Rydberg é uma das constantes melhor determinadas na atualidade, pois, graças a Bohr, sabemos que o seu valor depende de todas as outras constantes descritas na Equação 15.

Apesar de o modelo de Bohr ser incompleto e insatisfatório, é extremamente importante, pois introduz a idéia de quantização da energia dos elétrons num átomo.

Isto significa que a energia também é descontínua, ou seja, existem unidades mínimas e, portanto, finitas de energia.

Também significa que o elétron, quando está ocupando um determinado nível energético dentro de um átomo, não irradia energia mesmo que esteja em movimento.

7.3.6 – Absorção e emissão de energia eletromagnética

Às afirmações anteriores podemos acrescentar que Bohr deu o primeiro passo para entender como a matéria absorve e emite energia eletromagnética. De acordo com o modelo, os elétrons são os responsáveis; ao absorver energia radiante, ocupam níveis energéticos mais altos, e, para emití-la, voltam para níveis energéticos menores.

Sabendo que a energia dos elétrons está quantizada, ou seja, que existem valores bem determinados de energia que podem ser absorvidos pelos elétrons, se a energia fornecida não é suficiente para promover o elétron para um nível energético superior, não haverá absorção dessa energia.

7.3.7 – O surgimento da mecânica quântica

Apesar dos esforços de Bohr, a mecânica clássica ou newtoniana foi incapaz de explicar o comportamento de pequenas partículas tais como átomos, elétrons, prótons etc., o que levou a aceitar o fato de que devia haver outro tipo de física ou outras leis que fossem capazes de descrever corretamente o comportamento de pequenas partículas.

Como já vimos, Max Planck foi o primeiro a dar as bases da “nova física”, ao conseguir equacionar a proposta da descontinuidade da energia, tendo fornecido a base teórica para o nascimento da denominada mecânica quântica.

Podemos adiantar que a mecânica quântica descreve o comportamento de pequenas partículas, porém, quando aplicada a objetos grandes, suas relações matemáticas são simplificadas e reduzidas às da mecânica clássica. Assim, a mecânica clássica pode ser considerada como um caso particular da mecânica quântica.

7.3.8 – A dualidade partícula-onda

Em 1924, o físico francês Louis de Broglie postulou a denominada dualidade partícula/onda. Com efeito, algumas observações experimentais feitas sobre o comportamento dos elétrons e das ondas eletromagnéticas, tal como a luz, levantaram a suspeita de que os elétrons e outras partículas extremamente pequenas, como os fótons, se comportam às vezes como partículas e às vezes como ondas. Por exemplo, pensemos num feixe de luz se propagando no ar, com certa velocidade; agora, pensemos no mesmo feixe atravessando um copo com água cuja velocidade, dentro da água, diminui.

Esse comportamento é próprio da partícula, pois os fótons “atritam” com as moléculas de água. No entanto, ao emergir, o feixe de luz recupera a velocidade inicial (!), posto que a velocidade da luz, num determinado meio, é constante. Isso caracteriza o comportamento de onda eletromagnética.

De Broglie lançou a hipótese de que toda partícula tem associada uma onda, isto é, uma partícula não é apenas matéria pura, mas também é energia. Este não é um fenômeno importante para corpos grandes, mas para corpos pequenos não pode ser ignorado, ou seja, partículas macroscópicas se comportam mais como partículas do que como ondas. Em compensação, corpos de massa pequena se comportam mais como ondas do que como partículas.

7.3.9 – A relação de Louis de Broglie

De acordo com Einstein, a relação entre a massa e a sua energia é:

$$E = mc^2 \quad \text{Energia de uma partícula de massa } m \quad (\text{Equação 17})$$

E de acordo com Planck (Equação 4):

$$E = \frac{hc}{\lambda} \quad \text{Energia de uma onda eletromagnética}$$

Em princípio, as equações 17 e 4 não podem ser igualadas, pois uma determina a energia da massa e outra, a energia de uma onda eletromagnética; mas De Broglie postulou a dualidade partícula/onda, de modo que:

$$mc^2 = \frac{hc}{\lambda}$$

Como a velocidade para as partículas é inferior à velocidade da luz, substituímos c por v , e isolamos λ :

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad (\text{Equação 18})$$

Isso significa que o λ da onda associada a uma partícula depende da massa e da velocidade da partícula. Por exemplo, consideremos um elétron se movimentando a $4 \times 10^6 \text{ ms}^{-1}$. Após a devida substituição de valores na Equação 18, o λ da onda associada é $2 \times 10^{-10} \text{ m}$, uma quantidade pequena, porém mensurável. Se calculamos o λ da onda associada a um elefante de massa 5.500 kg caminhando à velocidade de 1 m/s , veremos que corresponde a $1,2 \times 10^{-37} \text{ m}$, uma quantidade que não é possível de ser medida atualmente. A partir desses cálculos, podemos inferir que o caráter ondulatório de grandes massas é desprezível (não é inexistente), pois se fôssemos capazes de ver uma onda com esse λ , dificilmente veríamos a diferença entre crista e crista, nos dando a impressão de ser algo contínuo ou liso. Já em se tratando de massas pequenas, tal como elétrons, a magnitude do λ corresponde à distância existente entre as camadas de átomos de um cristal metálico como o níquel, por exemplo, o que faz com que o comportamento ondulatório do elétron não possa ser desprezado: o elétron pode interagir com esse cristal.

7.3.10 – O princípio de incerteza de Heisenberg

Durante o decorrer do ano 1927, o físico alemão Werner Heisenberg, lançou o famoso *princípio de incerteza*, o qual estabelece que é impossível conhecer, simultaneamente e com certeza, a posição e o momento² de uma partícula. A expressão matemática que expressa o princípio da incerteza é:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \quad (\text{Equação 19})$$

Na Equação 19, Δ significa a incerteza ou erro na medição; logo, a expressão acima deve ser entendida assim: o produto das incertezas na medição de duas grandezas físicas não pode ser zero, já que a quantidade $h/4\pi$ é finita e, para isso acontecer, nenhuma das incertezas nas grandezas consideradas pode ser zero; portanto, não existe o erro zero.

Para deixar bem claro, consideremos a seguinte analogia: suponhamos que precisamos estudar o movimento de uma pena caindo lentamente num quarto isento de correntes de ar e totalmente escuro. Para fazer o estudo nessas condições, poderíamos estender a mão deixando que a pena, em queda livre, toque suavemente os dedos, de modo a permitir deduzir, dessa sensação, a informação sobre a posição e o momento da pena. Porém, o ato de tocar a pena modifica ligeiramente o movimento, o que equivale a dizer que a tentativa de efetuar a medida introduz uma incerteza porque, para fazer a medida, foi necessário interagir com a pena, alterando assim a medição.

Esse raciocínio é válido para a medição de qualquer grandeza, o que leva à conclusão de que o princípio de incerteza é universal.

O princípio de incerteza é, talvez, um dos princípios mais discutidos em ciência, mas até hoje, apesar dos seus muitos opositores, Einstein, entre eles, continua válido. Mais uma vez, para partículas grandes, a incerteza na medida é desprezível, mas não para partículas pequenas. Para fins práticos, se a incerteza na determinação da medida da posição de um elétron não pode ser zero ou desprezível, então somente podemos dizer que existe certo valor da *probabilidade* de o elétron encontrar-se em certo lugar do espaço.

Para ilustrar, calculemos a incerteza na posição de um elétron movimentando-se a $1,2 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$. Admitamos que a incerteza no momento (mv) seja 0,100%.

² Momento, p , é o produto da massa vezes a velocidade. É proporcional à energia da partícula.

O princípio da incerteza prevê que é impossível determinar a velocidade e a posição de pequenas partículas com exatidão, pois são tão minúsculas que o fato de fazer a medição altera essas grandezas, posto que, para fazer qualquer medição, é necessário interagir com o fenômeno. Para sair do impasse, é necessário aceitar que podemos determinar apenas qual é a probabilidade de uma partícula estar num lugar predeterminado, isto é, 40%, 50% de probabilidade etc.

Aplicando a Equação 19, temos que:

$$\Delta x \geq \frac{h}{4\pi\Delta mv}$$

Substituindo valores e constantes, temos:

$$\Delta x \geq \frac{6,626076 \times 10^{-34}}{4\pi \times 9,109390 \times 10^{-31} \times 1,2 \times 10^8 \times 0,00100}$$

Assim, $\Delta x \geq 4,8 \times 10^{-10}$ m, ou 0,48 nm, ou 4,8 Å

Esse valor é mais de duas vezes maior que a distância entre dois átomos ligados, e corresponde ao comprimento de ligação. Ou seja, infere-se que a incerteza na determinação da posição de um elétron é excessivamente elevada, por se tratar de uma partícula muito pequena.

Para efeito de comparação, calculemos a seguir a incerteza na posição de um carro de massa 1000 kg movimentando-se a 26,7 m s⁻¹ (aproximadamente 96 km h⁻¹). Admita que a incerteza no momento é 4,5%.

Similarmente, como no caso anterior:

$$\Delta x \geq \frac{6,626076 \times 10^{-34}}{4\pi \times 1,0 \times 10^3 \times 26,7 \times 0,045}$$

Obtemos: $\Delta x \geq 4,4 \times 10^{-38}$ m.

A incerteza é diminuta e não pode ser detectada, sendo, por isso, dita desprezível. Isso nos diz também que, para partículas grandes, a posição pode ser conhecida com grande exatidão.

7.3.11 – A difração do elétron

Inicialmente, a idéia de que as partículas possuem propriedades ondulatórias não foi bem aceita e chegou-se a rotulá-la como uma fantasia de De Broglie. A evidência que sustentou a teoria foi dada

pelos físicos A. Reid e G. P. Thomson, na Escócia, e L. H. Germer e C. Davisson, nos Estados Unidos, que conseguiram difratar elétrons, da mesma forma como se difrata um feixe de luz.

Em poucas palavras, a difração de ondas significa que, quando um feixe de ondas incide sobre uma placa na qual existe um par de fendas separadas por uma distância similar ao λ da onda, o feixe passa pelas duas fendas, simultaneamente, e as ondas que passaram interferem entre si. Se colocarmos um anteparo atrás das fendas para observar o que acontece após a passagem, veremos um *padrão de difração* que consiste em linhas brilhantes e partes escuras. Quando as ondas interferem construtivamente, aparece uma linha, e se a interferência é destrutiva, o anteparo fica escuro (Figura 22).

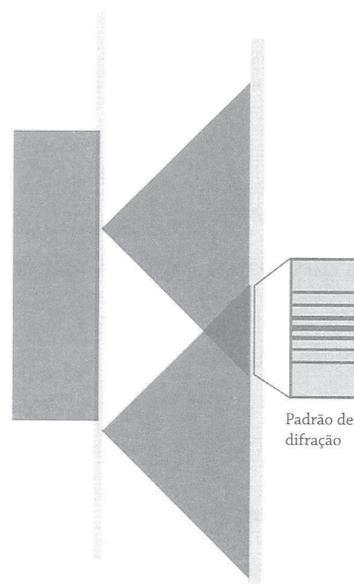


FIGURA 22 – Difração de ondas eletromagnéticas

Esse fenômeno somente é observado para ondas, pois seria um absurdo físico uma partícula passar pelas duas fendas simultaneamente. No entanto, o fato de o elétron sofrer difração demonstrou que ele se comporta como onda também.

7.3.12 – Ondas estacionárias

No modelo atual do átomo, as *ondas eletrônicas* são ondas estacionárias tridimensionais, isto é, não se propagam, ao contrário das ondas viajantes do tipo ondas de rádio, por exemplo, que se movimentam de um ponto ao outro do universo. Uma outra diferença importante é de que uma onda estacionária não se movimenta em uma única direção, ao contrário de uma onda viajante, o que equivale a dizer que uma onda estacionária independe do tempo. A onda que percorre a

corda de um violão, a onda que percorre a superfície de um tambor e a onda sonora que percorre o ar numa sala fechada são analogias de ondas estacionárias mono, bi e tridimensionais, respectivamente. Como já dissemos, a onda que representa um elétron num átomo é uma onda estacionária tridimensional.

7.3.13 – A equação de onda de Erwin Schrödinger para o elétron

O físico austríaco Erwin Schrödinger apresentou, no ano de 1926, uma equação capaz de descrever o comportamento do elétron no átomo de hidrogênio. Essa equação, conhecida como a equação de onda de Schrödinger, é um tipo de equação diferencial de segundo grau com derivadas parciais, que trata o elétron como onda e partícula:

$$\frac{\delta^2 \psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2 \psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2 \psi}{\delta z^2} + \frac{8 \pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0 \quad (\text{Equação 20})$$

em que:

Ψ (psi) = função de onda do elétron;

x, y, z = coordenadas cartesianas espaciais (permitem localizar um corpo no espaço);

m = massa no repouso do elétron;

h = constante de Planck;

E = energia total do elétron;

V = energia potencial do elétron; e

δ = derivada (um operador matemático).

Ψ , a função de onda ou autofunção do elétron, é simplesmente uma expressão algébrica, a qual pode ser obtida da equação de Schrödinger, e representa a energia total do elétron, também denominada autovalor, a qual tem um valor único para cada autofunção, isto é, a energia do elétron é naturalmente quantizada.

Assim como uma equação algébrica de primeiro grau fornece uma única solução, uma equação de segundo grau fornece duas soluções, uma de terceiro grau, três soluções etc., a equação de Schrödinger fornece vastos conjuntos de soluções e até conjuntos infinitos de soluções.

Os detalhes matemáticos da obtenção dessas soluções estão fora do alcance dos conceitos até agora detalhados, mas podemos considerar alguns fatos de interesse. A solução exata da equação somente tem sido estabelecida para o átomo de hidrogênio, isto é, um sistema de dois corpos, a saber, um elétron e um próton; para todos os outros