

Química I





Fundação

CECIERJ

Consórcio **cederj**

Centro de Educação Superior a Distância do Estado do Rio de Janeiro

Química I

Volume 1

Marco Antonio Chaer Nascimento



**SECRETARIA DE
CIÊNCIA E TECNOLOGIA**

Ministério
da Educação



Apoio:



FAPERJ

Fundação Carlos Chagas Filho de Amparo
à Pesquisa do Estado do Rio de Janeiro

Fundação Cecierj / Consórcio Cederj

Rua Visconde de Niterói, 1364 – Mangueira – Rio de Janeiro, RJ – CEP 20943-001

Tel.: (21) 2334-1569 Fax: (21) 2568-0725

Presidente

Masako Oya Masuda

Vice-presidente

Mirian Crapez

Coordenação do Curso de Química

UENF - Edmilson José Maria

UFRJ - Marco Antonio Chaer Nascimento

Material Didático

ELABORAÇÃO DE CONTEÚDO

Marco Antonio Chaer Nascimento

COORDENAÇÃO DE DESENVOLVIMENTO INSTRUCIONAL

Cristine Costa Barreto

DESENVOLVIMENTO INSTRUCIONAL E REVISÃO

Marcelo Bastos Matos

Solange Nascimento Silva

COORDENAÇÃO DE AVALIAÇÃO DO MATERIAL DIDÁTICO

Débora Barreiros

AVALIAÇÃO DO MATERIAL DIDÁTICO

Letícia Calhau

Departamento de Produção

EDITORA

Tereza Queiroz

REVISÃO TIPOGRÁFICA

Cristina Freixinho

Elaine Bayma

Patrícia Paula

COORDENAÇÃO DE PRODUÇÃO

Jorge Moura

PROGRAMAÇÃO VISUAL

Katy Araújo

ILUSTRAÇÃO

Eduardo Bordoni

CAPA

Eduardo Bordoni

PRODUÇÃO GRÁFICA

Patricia Seabra

Copyright © 2007, Fundação Cecierj / Consórcio Cederj

Nenhuma parte deste material poderá ser reproduzida, transmitida e gravada, por qualquer meio eletrônico, mecânico, por fotocópia e outros, sem a prévia autorização, por escrito, da Fundação.

N244q

Nascimento, Marco Antonio Chaer.

Química I. v. 1/ Marco Antonio Chaer Nascimento.

– Rio de Janeiro: Fundação CECIERJ, 2009.

250p.; 19 x 26,5 cm.

ISBN: 978-85-7648-362-5

1. Grandezas. 2. Medidas. 3. Unidades moleculares. 4. Substâncias. 5. Eletricidade. 6. Estrutura atômica. I. Título.

CDD: 540

2009/2

Referências Bibliográficas e catalogação na fonte, de acordo com as normas da ABNT.

Governo do Estado do Rio de Janeiro

Governador
Sérgio Cabral Filho

Secretário de Estado de Ciência e Tecnologia
Alexandre Cardoso

Universidades Consorciadas

**UENF - UNIVERSIDADE ESTADUAL DO
NORTE FLUMINENSE DARCY RIBEIRO**
Reitor: Almy Junior Cordeiro de Carvalho

**UERJ - UNIVERSIDADE DO ESTADO DO
RIO DE JANEIRO**
Reitor: Ricardo Vieir Alves

UFF - UNIVERSIDADE FEDERAL FLUMINENSE
Reitor: Roberto de Souza Salles

**UFRJ - UNIVERSIDADE FEDERAL DO
RIO DE JANEIRO**
Reitor: Aloísio Teixeira

**UFRRJ - UNIVERSIDADE FEDERAL RURAL
DO RIO DE JANEIRO**
Reitor: Ricardo Motta Miranda

**UNIRIO - UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESTADO
DO RIO DE JANEIRO**
Reitora: Malvina Tania Tuttman

SUMÁRIO

Aula 1	– Química do cotidiano	7
Aula 2	– Grandezas, medidas e unidades	25
Aula 3	– Moléculas, substâncias puras e misturas	51
Aula 4	– Elemento químico, fórmula química e estrutura molecular	67
Aula 5	– Eletricidade e estrutura atômica	87
Aula 6	– Um pouco mais sobre eletricidade	101
Aula 7	– Construindo modelos atômicos	121
Aula 8	– Por dentro do átomo	143
Aula 9	– O modelo atômico de Bohr	159
Aula 10	– O modelo atômico de Schroedinger	189
Referências		247

Química do cotidiano

AULA

1

Meta da aula

Revelar a presença da Química, principalmente no nosso cotidiano, a fim de despertar a curiosidade e a capacidade de identificar fenômenos químicos.

Espera-se que, após o estudo do conteúdo desta aula, você seja capaz de:

- exemplificar situações em que a química esteja presente no seu dia-a-dia;
- citar substâncias que possam ser usadas para fins diversos.

INTRODUÇÃO

Você está começando o estudo da química. Parabéns por sua escolha. Tem-se, às vezes, a idéia de que Química é coisa que diz respeito a apenas um pequeno grupo de pessoas, os químicos, e que está muito distante da realidade do cidadão comum. Nesta aula, você verá que isto não é verdade. A Química está muito mais presente em sua vida do que você talvez possa imaginar.



ATIVIDADE

1. Onde você vê Química?

Liste pelo menos três situações do seu dia-a-dia em que um fenômeno químico possa estar ocorrendo. Mais adiante, você fará esta atividade outra vez e assim poderá verificar quanta informação adquiriu a partir da aula.

COMENTÁRIO

A resposta desta atividade deverá ser comparada, posteriormente, com a resposta que será dada na Atividade 3.

QUÍMICA DO COTIDIANO

Embora o simples fato de estarmos *vivos* seja o resultado de um número fantasticamente grande de processos químicos ocorrendo no interior do nosso corpo, podemos ilustrar a presença da Química no dia-a-dia de formas mais simples.

O cotidiano das pessoas pode diferir bastante, mas há certas situações comuns a praticamente todos nós, que tentaremos explorar, para revelar a presença da Química em nossas vidas.

O seu dia começa com você acordando. Em seguida, você se levanta da cama. Esse ato, por mais simples que possa parecer, envolve um *gasto de energia*. Você já deve ter ouvido alguém falar que fulano estava tão fraco que não tinha energia nem para se levantar da cama. Pois é, para levantar temos que *gastar* uma certa quantidade de energia. E de onde vem esta energia, você já se perguntou? Pois bem, ela vem de **REAÇÕES QUÍMICAS** que ocorrem no interior do nosso corpo e produzem a energia necessária. Mais adiante, no nosso curso, veremos por que uma reação química pode produzir energia.

REAÇÃO QUÍMICA

É o processo de transformação de uma ou mais substâncias (chamadas de reagentes) em outras substâncias (chamadas de produtos). Por exemplo, o metano, que é o principal componente do gás natural, quando é queimado está de fato reagindo com o oxigênio do ar para gerar dióxido de carbono (também conhecido como gás carbônico) e água.

Química e o sentido da visão

Talvez você seja uma dessas pessoas que, ao acordar, logo se dirige para a janela do quarto, para ver como está o dia. Pensando bem, é fascinante abrir os olhos e *ver* as coisas que nos cercam. O processo pelo qual nós conseguimos ver é bastante complexo e até hoje não o conhecemos inteiramente. Entretanto, sabemos que a formação de imagens na nossa retina ocorre em várias etapas, a primeira delas envolve uma *reação química*. Nesse caso particular, dizemos que ocorre uma *reação fotoquímica*, porque é provocada pela absorção de luz (fótons).



Figura 1.1: Uma das etapas de formação de imagens na nossa retina envolve uma reação química.

Fonte: www.sxc.hu/photo/639281

Substâncias especiais, presentes na nossa retina, ao serem atingidas pela luz, sofrem essa reação química. Por estarem envolvidas no processo visual, essas substâncias são conhecidas como pigmentos visuais. Portanto, se somos capazes de enxergar, isto se deve, pelo menos em parte, à ocorrência de reações químicas.

Química e higiene

Depois de acordar, passamos por todo um processo de higiene pessoal como tomar banho, escovar os dentes etc. Em geral, acordamos com uma certa oleosidade sobre a pele, uns mais outros menos, o que é motivo de desconforto. Todos nos sentimos bem melhor após o banho, com a pele limpa. Mas você já experimentou tentar tirar essa oleosidade somente com água? Sem usar sabão? Caso nunca tenha tentado, experimente. Não funciona. Uma situação similar ocorre quando você tenta lavar uma panela suja de óleo só com água, sem detergente.

Por quê? Bem, a resposta é simples. Veja a **Figura 1.2**.

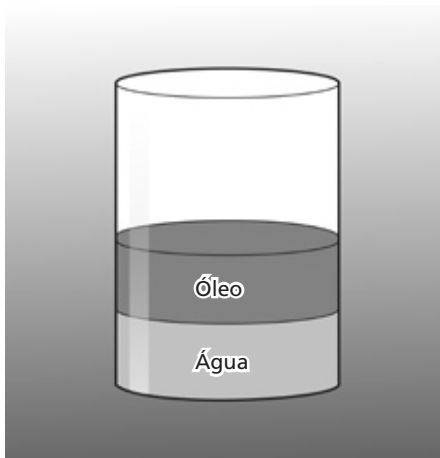


Figura 1.2: Água e óleo não se misturam.

Percebeu por quê? Água e óleo de cozinha *não se misturam*. No processo de lavagem, seja da nossa pele no banho, seja da panela na cozinha, nós esperaríamos que a água, ao passar, levasse com ela a sujeira (o óleo, neste caso). Mas, se a água não consegue “chegar” aonde está o óleo, ou seja, se ela não *se mistura* ao óleo, como ela poderia removê-lo? Não pode. É aí que entram o sabão e o detergente. Tanto o sabão quanto o detergente são fabricados com substâncias químicas que *se misturam* tanto com o óleo quanto com a água.



Ao longo do nosso curso de Química, você entenderá os fatores que governam o processo de mistura.

A higiene bucal exige um tratamento especial. Isso porque, dependendo do que comemos, vamos ter diferentes tipos de resíduos presentes nos nossos dentes. Alguns desses resíduos se misturam com a água (são *solúveis* em água), outros não. Além disso, temos que proteger nossos dentes contra o ataque de microorganismos (bactérias, em geral), que podem provocar cáries. Portanto, além da substância que desempenha o papel do sabão ou do detergente, a pasta de dente precisa conter substâncias que impeçam a ação de bactérias. Normalmente, as substâncias usadas com essa finalidade são sais de flúor.

Agora veja uma coisa curiosa. O sabonete que você usa para tomar banho ou lavar as mãos é *sólido*. Já a pasta de dente, como o próprio nome já diz, é *pastosa*. No entanto, os dois têm finalidade similar, ou seja, limpar. Bem, você nunca pensou em escovar os dentes com sabonete, não é? Primeiro porque o *gosto* é muito ruim, além do fato de que, por ser sólido, ficaria bastante difícil o processo de escovação. Por outro lado, você também nunca pensou em tomar banho ou lavar as mãos com pasta de dente. Até que funcionaria, mas seria muito caro usar a pasta com essas finalidades. Dependendo do seu tamanho, você teria que gastar mais de um tubo de pasta por banho.

Embora tanto o sabonete quanto a pasta de dente contenham substâncias químicas similares para efetuar a limpeza, um é sólido e tem gosto ruim, porém a outra é pastosa e tem gosto bom. Bem, a pasta e o sabonete não contêm somente a substância responsável pela ação de limpeza. A pasta, por exemplo, contém também os sais de flúor e outras substâncias para torná-la de gosto bom (menta, por exemplo). É claro que essas substâncias são desnecessárias num sabonete, embora alguns, mais caros, contenham outras substâncias só para que fiquem com um cheiro bom.

E essa história de sólido e pastoso? A consistência do produto é ditada pela sua finalidade. E como conseguir essas diferentes consistências? Incluindo-se no sabonete e na pasta de dente substâncias que, apesar de não terem nenhuma influência no processo de limpeza, conferem a eles a consistência desejável. Não é incrível que a Química possa também fazer isso por nós? Esse é só um exemplo de como materiais (no caso, sabonete e pasta de dente) podem ser produzidos com a consistência adaptada ao seu uso.

Mas e o sabonete líquido? Se você tiver mais de trinta anos vai se lembrar de que na maioria dos banheiros de lugares públicos (cinemas, teatros, bares, restaurantes etc.) costumávamos encontrar uma bola de sabão pendurada numa corrente. O aspecto, em geral, era horroroso, pois parte da sujeira que o sabão retirava das mãos de quem o usasse ficava retida na sua superfície. Assim, algo que, em princípio, deveria servir para a nossa higiene pessoal, na verdade apresentava um aspecto altamente anti-higiênico. Hoje em dia, em todos esses lugares, encontramos o sabonete líquido, resultado de uma simples mudança na composição do sabonete sólido.



Figura: 1.3: A escova de dentes é feita de material plástico rígido na base e no cabo e flexível nas cerdas.

Fonte: www.sxc.hu/photo/210852

Quer outro exemplo? A sua escova de dentes é feita de material plástico. Porém, o cabo da escova e a sua base são de material plástico rígido, para que ela não se deforme no ato de escovação, enquanto que a escova propriamente dita é de material plástico também, mas fino e flexível. Dessa forma, a escova consegue remover os restos de comida que ficam em nossos dentes sem ferir a nossa gengiva. Podemos então fabricar materiais plásticos rígidos, flexíveis, moldáveis nas mais diversas formas, dependendo de qual será sua aplicação.

Imaginar e produzir materiais com determinada consistência e com aplicações específicas é o objetivo de uma fascinante área da Química, denominada *Química dos Materiais*. Nós voltaremos a falar sobre esse assunto mais adiante em nosso curso. Vamos retornar ao cotidiano.

Terminado o momento de higiene pessoal, vamos ao café da manhã. Essa é a primeira refeição do dia, mas como a sua função é a mesma das outras duas, almoço e jantar, vamos discuti-las todas juntas, mais adiante.

Química e transporte

Se você estuda ou trabalha perto de casa, sorte sua. Basta caminhar até lá, usando suas *próprias energias*, que, como você já sabe, resultam de reações químicas. Na maioria das vezes, necessitamos de algum tipo de transporte, e o mais comum é o ônibus. Os ônibus, carros, *vans* etc. são *movidos* a diesel, gasolina ou álcool. Alguns táxis e ônibus usam *gás natural*. A gasolina, o álcool e o gás natural são diferentes tipos de *combustíveis*, o alimento necessário para se produzir a energia que move os veículos. Mas como é produzida esta energia a partir dos combustíveis? Novamente, através de *reações químicas*. As reações químicas que ocorrem nos motores dos ônibus, carros etc. são chamadas de **REAÇÕES DE COMBUSTÃO**.

Como já dissemos, as substâncias químicas que são transformadas recebem o nome genérico de *reagentes*. E aquelas que são formadas na reação são chamadas genericamente de *produtos*.

REAÇÕES DE COMBUSTÃO

São aquelas que ocorrem entre um combustível e o oxigênio (comburente), gerando dióxido de carbono e água. A reação do metano com oxigênio, citada antes, é um exemplo de reação de combustão.

Por exemplo, no caso do ônibus, o combustível que você vê entrar no tanque é um dos reagentes. Ele é *transformado* nos gases (*produtos*) que você vê sair do cano de descarga. Portanto, o que ocorre no motor do ônibus é *uma reação química*.

Numa reação de combustão, participam um combustível (gasolina, óleo diesel, álcool, gás natural) e o oxigênio do ar. Na ausência de um deles, não haverá reação química. Os produtos da reação, ou seja, os gases que você vê sair do cano de descarga, são vapor d'água e um outro gás, o dióxido de carbono.

Reação química

Existe uma maneira prática de representar uma *reação química*: numa mesma linha, se possível, colocamos à esquerda os reagentes e à direita os produtos, ligados por uma seta que indica o *sentido da transformação*:



A combustão é uma reação em geral violenta e que produz grande quantidade de energia. Por isso, o motor do veículo precisa ser feito de material bem resistente e também ser refrigerado, porque parte da energia produzida na reação acaba aquecendo o motor. A energia produzida é também suficientemente grande para aquecer os produtos formados na reação. Certamente você já notou que tanto o cano de descarga quanto os gases (produtos da reação) que de lá saem estão bem quentes, não é? Então você deve ter entendido por que, na reação acima, escrevemos vapor d'água como um dos produtos. Caso isto não esteja claro, veja a **Figura 1.4**.

Em conclusão: quase todos os meios de transporte que usamos são movidos pela energia proveniente de reações químicas. Ou seja, somos transportados por energia química.



Figura 1.4: Água quando aquecida ferve, ou seja, se transforma em vapor d'água. Este processo é denominado ebulição.

O motor do carro sofre o aquecimento devido ao calor liberado na combustão. A fim de que não seja danificado, ele precisa ser resfriado. Usa-se água, que às vezes é misturada à outra substância, para resfriar o motor (líquido de arrefecimento). Este líquido circula pelo motor e vai se aquecendo, enquanto o motor se resfria. É claro que, se o líquido de arrefecimento (água em grande parte) esquentar demais, o carro vai ferver, ou seja, o líquido vai entrar em ebulição. Para evitar que isto aconteça, há, junto ao motor, um ventilador que resfria o líquido. A principal peça do sistema de arrefecimento do carro é o radiador.

Trabalho e energia

Independente do tipo do seu *trabalho*, leve ou pesado, físico ou mais intelectual, após certo tempo de atividade, geralmente de 4 a 5 horas, você começa a sentir fome. A sensação de fome é um sinal do nosso organismo de que precisamos *recompôr nossas energias* gastas realizando o nosso trabalho.

Note como as expressões *trabalho* e *energia* aparecem sempre juntas. Independente do tipo de trabalho que você faz, você *gasta* certa quantidade de energia para realizá-lo. As máquinas também fazem trabalho. O motor faz o ônibus andar, o liquidificador transforma as coisas sólidas (pedaços de frutas) em coisas líquidas (suco ou vitamina da fruta) etc. Mas, para que as máquinas realizem um trabalho, elas precisam gastar energia.

Da mesma forma que existem *diferentes tipos de trabalho*, existem *diferentes tipos de energia*. Assim, o motor de um veículo é movido a energia química, ou seja, a energia produzida numa reação química. Em outras palavras, o motor usa, e *gasta*, energia química. Por outro lado, o liquidificador é movido a energia elétrica. Ou você já viu algum liquidificador funcionando sem estar ligado numa tomada elétrica? Em geral, as máquinas ou aparelhos domésticos são movidos a energia elétrica (geladeira, batedeira, liquidificador etc.) ou a gás (aquecedor d'água, forno, fogão). Na verdade, agora você *já sabe* que nos aparelhos a gás a energia é sempre proveniente de uma *reação química de combustão*. Portanto, mais correto seria dizer que os aparelhos domésticos realizam trabalho movidos ou a energia elétrica ou a energia química.



Guarde isto para o futuro: existem diferentes formas de energia (química, mecânica, elétrica etc.) e de trabalho. *E para realizar um trabalho qualquer precisamos de energia.*

Química, olfato e paladar

A nossa máquina, o corpo humano, funciona à base de energia química e precisa ser recarregada de tempos em tempos. Essa recarga se faz através da ingestão de alimentos (nosso combustível). Entretanto, a nossa máquina é especialíssima; pois, além de aceitar e funcionar com diferentes tipos de alimentos (combustíveis), seu processo de abastecimento pode tornar-se imensamente prazeroso, em função do paladar e do cheiro dos alimentos que ingerimos. Quem consegue resistir ao cheirinho de um café acabando de ser feito? Ou de uma pipoca fresquinha na porta do cinema?

Além do prazer, essa capacidade de diferenciar os nossos combustíveis (alimentos) pelo seu *cheiro* e/ou *sabor* funciona como uma defesa contra a possibilidade de ingerirmos algum alimento que nos seja prejudicial.



Figura 1.5: A capacidade de sentir cheiros e gostos também tem relação com a Química.

Fonte: www.sxc.hu/photo/137844

Essas sensações, de cheiro e sabor, assim como a da visão, também têm tudo a ver com Química. Mais adiante em nosso curso, vamos falar sobre a química do cheiro (*Química do Olfato*) e a do gosto (*Química do Paladar*). Não seria curioso saber por que algumas substâncias têm cheiro ruim enquanto outras cheiram tão bem? E a água? Será que ela tem cheiro? E qual o sabor dela?

Química da vida

Já comentamos que a energia que usamos para realizar certos trabalhos, por exemplo: levantar da cama, caminhar, correr, empurrar um carro etc., vem de reações químicas que ocorrem em nosso organismo. Mas você também já sabe que para uma reação química ocorrer são necessários os reagentes. Na combustão, por exemplo, são necessários o combustível e o oxigênio, conforme mostrado na **Figura 1.6**. Assim, após certo tempo, se não repusermos o nosso combustível, não teremos mais como produzir a energia necessária para efetuar certos tipos de trabalho.



Figura 1.6: À esquerda, temos a vela acesa, pois o recipiente está aberto e o oxigênio está sendo consumido. À direita, o recipiente foi fechado. Quando o oxigênio que ficou aprisionado no recipiente for totalmente consumido, a vela se apaga.

ATIVIDADE



2. Combustível

Na situação ilustrada na **Figura 1.6**, qual é o combustível que mantém a chama acesa?

RESPOSTA

A cera que constitui a vela.

O combustível de que precisamos é retirado dos alimentos que ingerimos. E o oxigênio? Se as reações ocorrem no interior do nosso corpo, como é que o oxigênio chega até lá? Ao respirarmos, levamos o ar, que contém oxigênio, até os nossos pulmões, onde ele entra em contato com o nosso sangue, que contém uma substância chamada hemoglobina. Essa substância tem a capacidade de retirar o oxigênio do ar e de conduzi-lo, através do nosso sangue arterial, a todos os pontos do corpo onde o oxigênio é necessário. O processo de fixação do oxigênio é, na verdade, uma *reação química*, entre a hemoglobina e o oxigênio, formando o produto oxi-hemoglobina.



Mas não nos alimentamos somente para repor o combustível necessário à produção de energia. Você já deve ter ouvido falar que o nosso corpo é formado por células. Na verdade, somos um conjunto imenso de diferentes tipos de células, cada tipo com uma função específica. Talvez possa lhe soar estranho, mas nossas células envelhecem, morrem e muitas delas precisam ser quase que continuamente repostas. O processo de reconstrução das células que morrem ou que são destruídas envolve um complexo conjunto de reações químicas. Mas, para que elas possam ocorrer, são necessários os reagentes. Novamente, esses reagentes são extraídos dos alimentos que ingerimos.

Para que você perceba melhor o que queremos dizer, vamos examinar uma situação pela qual você já passou, mas que, espero, não faça parte do seu cotidiano.

É comum cortarmos a nossa pele, seja pelo uso indevido de uma faca, por conta de um tombo etc. Dependendo da profundidade do corte, atingimos uma veia e se inicia um sangramento. Como ato instintivo, colocamos algo sobre o ferimento. Após certo tempo, o sangramento cessa e forma-se no local do corte um material sólido, da cor do sangue, de que você provavelmente já ouviu falar: trata-se de sangue coagulado.

Mas como isso acontece? A nossa única intervenção é, em geral, colocar algo sobre o ferimento. Pois bem, uma vez rompida uma veia qualquer, imediatamente começa a ocorrer, no nosso organismo, uma série de reações químicas para provocar a coagulação do sangue.

Por meio dessas reações, nosso organismo impede que o sangue se escoe continuamente pelo corte, o que poderia causar, em última instância, a nossa morte por falta de sangue.

A hemofilia é uma doença caracterizada pela lenta e insuficiente capacidade de coagulação do sangue. Ela se manifesta em indivíduos que, por disposição genética, não são capazes de produzir os fatores que controlam a coagulação.

Não é incrível o nosso organismo? Sem dúvida alguma. Mas grande parte das ações do nosso organismo é resultante de reações químicas. Portanto, não seria igualmente válido dizer: não é incrível a Química?

Interrompido o sangramento, nosso organismo tem ainda duas tarefas a cumprir: reconstruir a parede da veia que foi rompida e recompor a nossa pele que foi cortada. Ambos os processos de reconstrução envolvem reações químicas que só poderão ocorrer se nosso organismo dispuser dos reagentes necessários, oriundos direta ou indiretamente dos alimentos.

Em resumo, os alimentos que ingerimos servem a distintas funções do nosso organismo, as quais envolvem diferentes reações químicas e reagentes. Portanto, para que ele possa desempenhar bem todas as funções necessárias para a manutenção da nossa vida, precisamos ingerir alimentos que contenham todos os reagentes necessários ao desempenho dessas funções. Por exemplo: proteínas, gorduras, carboidratos, vitaminas, sais minerais etc. Você já ouviu falar dessas coisas, não é? Por isso, é fundamental que nossas refeições sejam bem balanceadas, isto é, que contenham um pouco de tudo de que precisamos para a nossa sobrevivência.

NUTRIENTE

Chamamos de nutrientes as substâncias que são retiradas dos alimentos que ingerimos e que participam das reações que ocorrem no nosso organismo.

Às vezes, precisamos de mais de um tipo de **NUTRIENTE** do que de outro. É comum aos esportistas (jogadores de futebol, nadadores, corredores etc.) fazer uma refeição rica em carboidratos antes das competições. Isso porque os carboidratos são os nutrientes ideais para as reações que ocorrem nos músculos quando estes precisam de muita energia, no momento da atividade física intensa. Por outro lado, às vezes precisamos fazer uma dieta rica em proteínas ou necessitamos de mais vitaminas, ferro, cálcio ou algum dos demais sais minerais.

Como saber que alimentos consumir em cada caso? Ou seja, como saber se um dado alimento é rico em proteínas ou carboidratos? De que alimento nosso organismo pode retirar o ferro, as vitaminas e os sais minerais?

É na própria Química que encontramos as respostas a essas perguntas. A maioria dos alimentos que ingerimos é uma mistura de diferentes substâncias. Entretanto, os químicos, ao longo de vários anos, desenvolveram processos que permitem *separar e identificar* as diferentes substâncias de uma mistura. O conjunto de processos de *separação e identificação* das diferentes substâncias de uma mistura é chamado de *Análise Química*.

Química de alimentos

Assim, por meio da Análise Química, sabemos hoje que os *cereais* (trigo, milho, arroz etc.) são ricos em carboidratos, que as *carnes* (de mamíferos, aves e peixes) são ricas em proteínas e que *frutas, legumes e verduras* contêm vitaminas e sais minerais. O ferro, por sua vez, é encontrado em algumas carnes (principalmente no fígado de boi) e, em menor quantidade, por exemplo, no feijão e em algumas folhas verdes, como o espinafre e a couve.

Ao longo do nosso curso, vamos aprender mais sobre a *Química dos Alimentos* e dos processos de *Análise Química*.

Vamos também aprender um pouco a respeito de como o nosso organismo retira dos *alimentos* os *nutrientes* necessários para a nossa vida. Acho que a esta altura você não mais se surpreenderá se eu lhe disser que são reações químicas que permitem a obtenção dos nutrientes a partir dos alimentos que ingerimos. Esse processo, que comumente chamamos digestão, e outros também importantes para a manutenção de nossa vida fazem parte de uma outra bela área da Química, a *Química Fisiológica*.

Terminada a sua jornada de trabalho, a Química novamente ajudará você a voltar para casa e concluir seu dia com um jantar seguido de um merecido descanso.

Química e lazer

Nós não vivemos só de trabalhar. No final de semana, temos todo o direito ao descanso e ao lazer. Qual o seu divertimento predileto? Jogar futebol? Nesse caso, você já sabe que, durante todo o jogo, estará usando energia química.

Talvez você seja do tipo mais intelectual, que prefere ir a um cinema ou ouvir um bom concerto musical. Bem, a feitura de um filme também é um processo químico (*fotoquímico*), assim como o da sua preparação (*revelação*) para exibição ao público. O mesmo acontece com a fotografia. Portanto, se você gosta de cinema e/ou fotografia, agradeça à Química pela existência dessas artes.

E o concerto musical? O que ele tem a ver com a Química? Para um concerto acontecer, precisamos de músicos e de instrumentos musicais. Você tem idéia de como são fabricados esses instrumentos? Não vou lhe cansar com detalhes, mas somente lhe informar que, no caso dos instrumentos metálicos, a Química está presente em todas as etapas de fabricação: desde a escolha inicial da liga metálica apropriada, a fusão do metal, sua moldagem à forma do instrumento até o acabamento final. Um bom instrumento de corda exige uma caixa acústica feita de madeira por excelentes artesãos e cordas de alta qualidade, cuja fabricação envolve processos químicos. Está vendo? Até mesmo a música tem a ver com a Química.

Agora você já sabe quão importante é a Química para a nossa vida e como a sua presença se manifesta de formas tão diferentes no nosso dia-a-dia. Mas isso é apenas o começo de nossa história. Embora tenhamos identificado várias das nossas experiências diárias (ou dos fins de semana) com fenômenos químicos, ainda não sabemos nada sobre como eles ocorrem. Por exemplo, como ocorre uma reação de combustão? Por que água e álcool se misturam, mas água e óleo não? Por que álcool é combustível, mas a água não? Por que quando colocamos água no congelador ela vira gelo? Como conseguimos registrar uma imagem, por um processo químico, para fazer fotografias e filmes?

Quantas outras perguntas você já se fez diante de experiências vividas no seu dia-a-dia? Tente se lembrar e anote o maior número possível delas. Assim, ao longo do nosso curso, à medida que você for adquirindo o conhecimento necessário ao entendimento dos fenômenos químicos, você poderá sempre voltar a esta lista e tentar responder às perguntas que você mesmo formulou.

**ATIVIDADE****3. A Química na nossa vida**

Depois de conhecer, por meio de exemplos, vários dos processos químicos que ocorrem no nosso cotidiano, liste, pelo menos, três experiências comuns do seu dia-a-dia e tente verificar a presença de algum fenômeno químico. Em seguida, compare o que você enumerar aqui com a lista da Atividade 1.

RESPOSTA COMENTADA

De sua lista devem constar os casos discutidos na aula, ou seja, produção de energia no corpo a partir dos alimentos, produção de energia nos veículos automotores a partir dos combustíveis, processo de limpeza, processo de reconstrução celular, sabor e cheiro das coisas, processo de respiração celular, produção de filmes (cinema e fotografia), fabricação de peças metálicas, entre as quais os instrumentos musicais.

Você pode, ainda, identificar fenômenos químicos mesmo antes de seu dia começar, enquanto você dorme. Quando estamos dormindo, nosso coração continua batendo, o cérebro continua funcionando, enfim o corpo, embora esteja trabalhando em ritmo mais lento, continua consumindo energia, e isto se dá por meio das reações químicas como você já sabe.

SEMELHANÇAS E DIFERENÇAS

Nas seções anteriores, ao acompanharmos nossas atividades diárias, aprendemos que muitos dos fenômenos que observamos e vivenciamos diariamente estão ligados à Química. Vamos chamá-los genericamente de *fenômenos químicos*. Como você viu, a reação de combustão é um tipo de fenômeno químico. A ação de limpeza de um detergente ou de um sabão envolve outro tipo de fenômeno químico. Identificadas essas diferentes situações como fenômenos químicos, resta agora *entender* como eles ocorrem.

Aprendemos também que, para que um fenômeno químico ocorra, é necessária a participação de certas substâncias químicas. Por exemplo, para uma reação de combustão, precisamos de um combustível e oxigênio. Mas nem todas as substâncias *servem* como combustível. O álcool e a gasolina podem ser usados como combustível, mas a água não. Da mesma forma, nem todas as substâncias químicas servem para limpeza, seja do nosso corpo ou dos objetos da nossa casa. Por outro lado, certas substâncias *parecem* ter finalidades específicas. Ninguém adoça o café com sal nem tempera a salada com açúcar. Entretanto, uma mesma substância pode ser usada para diferentes finalidades, por exemplo, o álcool serve como combustível, mas também como desinfetante.

Para compreendermos os fenômenos químicos, vamos precisar entender, antes de tudo, essas semelhanças e diferenças de comportamento entre as diferentes substâncias. O que há de diferente entre as substâncias álcool e água, que faz com que a primeira sirva como combustível e a segunda não? O que há de semelhante entre as substâncias que são usadas no sabonete e no detergente e o que faz com que ambos sejam eficientes para remoção de óleo e gorduras?

Há vários séculos, filósofos e cientistas buscam respostas para esse tipo de pergunta. Só muito recentemente, no final do século XIX e início do século XX, começamos a entender a razão de todas essas diferenças e semelhanças de comportamento das substâncias e como os fenômenos químicos ocorrem. Na busca por essas respostas, os cientistas desenvolveram teorias e modelos, alguns bastante abstratos, mas de incrível beleza, que penetraram por um mundo muito diferente daquele a que estamos acostumados e percebemos à nossa volta, o nosso mundo *macroscópico* (*makro*, do grego, significa grande), ou seja, o mundo das “coisas grandes”.

Gostaria agora de convidá-lo a participar de uma fascinante viagem, a um mundo completamente distinto do nosso, habitado por entidades conhecidas como *átomos* e *moléculas*, tão pequenas que não conseguimos enxergá-las nem tocá-las, mas que são a base de praticamente tudo que encontramos no nosso mundo macroscópico.

Aperte o cinto, pois vamos iniciar a nossa descida a esse incrível mundo de átomos e moléculas, o mundo *microscópico*. Isso se dará na Aula 3, mas antes precisamos definir alguns conceitos importantes, o que será feito na Aula 2.

ATIVIDADE FINAL

Substâncias usadas para fins diversos

Você conseguiria se lembrar de algumas substâncias que você já tenha usado para mais de uma finalidade? Cite três substâncias e escreva com que finalidades elas foram usadas?

RESPOSTA COMENTADA

Há muitas substâncias que você poderia citar nesta atividade. Por isso, não é possível fechar uma resposta aqui. Mas apresentaremos a seguir três exemplos.

A água pode ser usada para a limpeza, para cozinhar alimentos e é fundamental na manutenção da vida. O álcool (etanol) é usado para limpeza, desinfecção, combustível e é até mesmo bebido. A madeira pode ser usada na construção de mobílias e casas e também como combustível.

RESUMO

Os fenômenos químicos estão presentes na nossa vida diária, ocorrendo dentro e fora do nosso corpo. É, por exemplo, a energia produzida nas reações químicas que nos fornece energia para desempenharmos todas as nossas tarefas. A reconstrução das células também se dá por meio de processos químicos. Ao se tentar misturar substâncias, verifica-se que há aquelas que se misturam, enquanto que há outras que simplesmente não o fazem, como, por exemplo, óleo e água. Esse fato tem implicações no processo de limpeza do corpo; pois, para que a limpeza seja eficiente, é necessário fazer uso de substâncias que se misturam tanto com água, quanto com gorduras, como é o caso dos sabonetes e xampus. Outro aspecto da química do cotidiano está nos transportes, onde se verifica que as reações de combustão geram energia com a qual podemos mover carros, ônibus etc. Mesmo durante o lazer, a Química está presente, seja no processo de fabricação e revelação de um filme, seja na confecção de um instrumento musical. Além disso, há substâncias usadas para fins específicos e há substâncias que podem ser utilizadas para diferentes fins.

Grandezas, medidas e unidades

AULA

2

Metas da aula

Definir grandezas escalares e vetoriais e os conceitos de matéria, massa e força. Introduzir o conceito de unidades fundamentais e unidades derivadas de medida, bem como os sistemas de unidades.

objetivos

Espera-se que, após estudar o conteúdo desta aula, você seja capaz de:

- distinguir grandezas escalares de grandezas vetoriais;
- diferenciar unidades de medida fundamentais de derivadas;
- converter unidades de um sistema em outro;
- efetuar operações com grandezas escalares e vetoriais.

INTRODUÇÃO

Antes de iniciarmos nossa viagem ao mundo microscópico, vamos definir alguns conceitos muito importantes que serão usados ao longo de todo o nosso curso.

GRANDEZAS ESCALARES E VETORIAIS

Várias palavras que comumente usamos podem ser utilizadas com diferentes sentidos. Quando você quer uma ajuda de alguém, você diz: “me dá uma força?”. Usamos também a palavra força para expressar o vigor físico de uma pessoa: “ele tem muita força”. Ou mesmo para indicar um ato violento: “ele foi retirado à força da festa”. Mas a palavra força também é usada para expressar o “esforço” que temos de fazer para realizar alguma ação, como levantar da cama, empurrar o carro que enguiçou etc.

Você certamente já ouviu falar da palavra grandeza. Ela também é empregada de diferentes formas no nosso dia-a-dia. Por exemplo, quando uma pessoa se acha muito importante, dizemos que ela tem “mania de grandeza”. Essa mesma palavra pode ser usada com o sentido de tamanho: “grandeza da sala”.

Palavras como força, grandeza e muitas outras do nosso vocabulário comum aparecem com frequência nos textos de ciências. Entretanto, enquanto essas palavras podem ser usadas com diferentes significados no nosso dia-a-dia, seu *significado científico deve ser único e precisamente definido*. Se cada um de nós resolvesse, por exemplo, definir *força* de uma maneira diferente, não teríamos como transmitir o conhecimento científico entre as pessoas, já que para cada uma delas a palavra força poderia ter um significado diferente. Poderíamos dizer o mesmo para qualquer **GRANDEZA**.

Por exemplo, podemos medir a temperatura de um objeto, a nossa altura, a velocidade com que um carro está se deslocando, o volume de uma caixa de água. Portanto, em ciência, temperatura, velocidade e volume *são exemplos de grandezas*.

Porém, embora possamos dizer que uma pessoa é muito vaidosa, ou pouco generosa, ou alegre, não temos como *medir* a vaidade, a generosidade ou a alegria. Conseqüentemente, vaidade, generosidade ou alegria *não são grandezas*.

GRANDEZA

Em ciência, grandeza é qualquer coisa que pode ser medida e a ela atribuído um valor numérico.

As grandezas podem ser de dois tipos, que chamamos de *escalares* e *vetoriais*. Qual a diferença entre os dois tipos de grandeza? Vejamos.

Vamos supor que você esteja procurando a casa de um amigo. Você já esteve lá uma vez, mas não se lembra do nome da rua. Entretanto, você se lembra de um bar, numa esquina próxima de onde seu amigo mora. E também se lembra de que o dono do bar conhece o seu amigo. Assim, você resolve entrar no bar (Figura 2.1) para pedir informação.

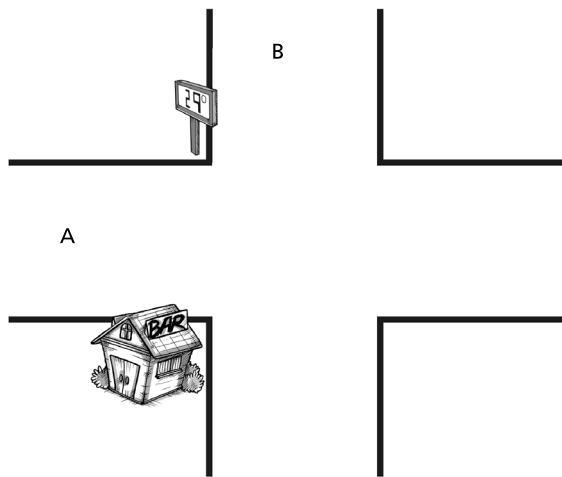


Figura 2.1: Deslocamento como exemplo de grandeza.

O dono do bar lhe informa que o seu amigo mora a *duzentos metros* dali. Ou seja, ele lhe forneceu a *distância* do bar até a casa do seu amigo.

Só com essa informação você seria capaz de chegar à casa do seu amigo? Claro que não. Diante dessa resposta, você imediatamente perguntaria: na rua A ou B? Ou seja, você perguntaria em que *direção* seguir ao sair do bar. O dono do bar lhe diz que a casa fica na rua A. Mas isso ainda não seria suficiente, e eu aposto que você, em seguida, perguntaria: “para a direita, ou para a esquerda, ao sair do bar?”. Ao fazer essa pergunta, sem perceber você estava querendo saber em que *sentido* ir, na rua A, ao sair do bar.

Você agradece. Quase já na porta do bar, o dono lhe pergunta se você consegue ver a temperatura no termômetro do outro lado da rua. Você responde: “29 graus”. E ele se dá por satisfeito.

Para definir como chegar do bar à casa do seu amigo, foram necessárias três informações: a distância (um *número*), a *direção* (rua A) e o *sentido* (esquerda ou direita). Só com o número você não chegaria à casa do seu amigo. Por outro lado, com essas três informações você sabe exatamente como se *deslocar* do bar até a casa do seu amigo.

Uma *grandeza vetorial*, ou simplesmente *vetor*, é, por definição, uma grandeza que necessita de um valor (número), uma direção e um sentido para ser perfeitamente determinada. *Deslocamento* é, portanto, uma grandeza vetorial, ou um vetor. O *valor* de uma grandeza vetorial é também chamado de *magnitude* ou *módulo* da grandeza. Por exemplo, a distância que você percorreu do bar até a casa do seu amigo é o módulo do vetor deslocamento.



Uma grandeza vetorial necessita de uma magnitude, direção e sentido para ser perfeitamente determinada.

Voltando ao bar, por que o dono se deu por satisfeito quando você lhe disse que a temperatura era de 29 graus? Porque, para especificar a temperatura, basta o valor (magnitude) dela, não é? Logo, a temperatura é um tipo diferente de grandeza. A temperatura é uma *grandeza escalar*.



Uma grandeza escalar é determinada unicamente pela sua magnitude.

Outros exemplos de grandezas escalares são: volume, comprimento, pressão e tempo.

Para diferenciar uma grandeza vetorial de uma escalar, coloca-se uma seta sobre o símbolo usado para representar a grandeza. Por exemplo, se usarmos a letra d para representar o deslocamento do bar à casa do seu amigo, a grandeza vetorial é representada por \vec{d} .

A grandeza velocidade seria escalar ou vetorial? Bem, para responder a essa pergunta temos, antes de tudo, que definir precisamente o que é velocidade. Suponha um carro se movimentando numa rua. A velocidade do carro é uma medida de como *a posição do carro varia com o tempo*. Se marcarmos o tempo t que o carro levou para se deslocar de uma distância d conhecida, podemos definir a *velocidade média* do carro $\langle v \rangle$, no trecho percorrido, da seguinte maneira:

$$\langle v \rangle = \frac{d}{t} \quad (1).$$

Agora lhe perguntamos: se você souber a posição inicial do carro e a sua velocidade média, você saberia dizer onde o carro estaria depois de ter andado um certo tempo t ? Acho que não. Você saberia o quanto ele andou (distância), mas não em que direção e sentido. Portanto, você não saberia dizer onde o carro se encontraria depois de andar durante o tempo t . Logo, um valor numérico não é suficiente para especificar completamente a grandeza velocidade. Precisamos da magnitude, da direção e do sentido. Ou seja, a velocidade é uma grandeza vetorial.



A velocidade é uma grandeza vetorial. Ela é uma medida de como a posição de um objeto qualquer varia com o tempo.

Repare que poderíamos ter chegado a essa mesma conclusão examinando a equação (1). Sabemos que o deslocamento é uma grandeza vetorial, enquanto o tempo é uma grandeza escalar. Logo, se a velocidade, por definição, é a razão entre o deslocamento e o tempo gasto para efetuá-lo, ela tem de ser uma grandeza vetorial, você concorda?

Uma vez estabelecido que a velocidade é uma grandeza vetorial, a equação (1) precisa ser reescrita, de forma a distinguir os tipos de grandezas nela presentes:

$$\langle \vec{v} \rangle = \frac{\vec{d}}{t} \quad (2)$$

ATIVIDADE



1. Grandeza escalar e grandeza vetorial

A grandeza aceleração é uma medida de como a velocidade de um objeto varia com o tempo. Essa grandeza é escalar ou vetorial? Por quê?

RESPOSTA COMENTADA

Uma vez que a aceleração é a razão entre a variação da velocidade (grandeza vetorial) e o tempo (grandeza escalar), chega-se à conclusão de que a aceleração é uma grandeza vetorial. Ela pode ser escrita como $\vec{a} = \frac{\vec{v}}{t}$.

Outra palavra que usamos com frequência em ciência é matéria. Sou capaz de apostar que, ao ouvir essa palavra, você imediatamente pensará na matéria da prova, não é? Já para um jornalista, matéria é um artigo ou um texto qualquer que ele prepara para ser publicado no jornal. Para a ciência, o que é matéria? Matéria é tudo que ocupa lugar no espaço e possui massa.

Na definição de matéria, aparece outra palavra, de uso muito frequente, tanto em ciência como no nosso dia-a-dia: *massa*. Qual o seu significado científico?

Para entender o significado da palavra massa, vamos imaginar a seguinte situação. O carro do seu amigo está enguiçado e ele pede a sua ajuda para fazer o carro “pegar”. Você muito provavelmente já passou por essa experiência. Para colocá-lo em movimento, você começa a empurrar o carro, ou seja, você começa a exercer uma “força” sobre o carro. Aos poucos, dependendo de quão forte você seja, o carro começa a se movimentar e, se você colocar mais força ainda, o carro começará a andar cada vez mais depressa, não é? Mas, se a velocidade do carro está mudando, ele está sendo acelerado.

Não sei quantos tipos diferentes de carro você já empurrou, mas creio que você concordará comigo que é muito mais fácil empurrar um *Fusca* do que uma *van*. Para colocar a *van* em movimento, você precisará “fazer” mais força do que no caso do *Fusca*. Em outras palavras, uma *van* *resiste* mais do que o *Fusca* para entrar em movimento e também para ter a sua velocidade aumentada, quando já em movimento.

Estas duas últimas observações podem ser condensadas numa só: a *van* resiste mais a ser acelerada do que o *Fusca*. Em ciência, a massa de um objeto é, por definição, uma medida da resistência que ele oferece para se alterar o seu estado de movimento. Portanto, é mais difícil empurrar a *van* porque a sua *massa* é maior do que a do *fusca*. A massa é uma *grandeza escalar*.



A massa de um objeto é uma medida da resistência que ele oferece à alteração do seu estado de movimento.

Você, provavelmente, diria que é mais difícil empurrar a *van* porque ela é mais pesada do que o *Fusca*. Isto não deixa de ser verdade, pelo menos aqui na Terra. Embora essas palavras sejam usadas indistintamente no nosso dia-a-dia, em ciência, *massa e peso* são duas grandezas distintas, como veremos.

Para definir massa, tivemos de falar de força e de aceleração. Já sabemos que, em ciência, a grandeza aceleração mede como a velocidade de um objeto muda com o tempo. Portanto, pela sua própria definição, *a aceleração é uma grandeza vetorial*.

Para acelerar o carro, tivemos de empurrá-lo. Ou seja, para alterar o seu estado de movimento tivemos de “fazer” força para empurrá-lo.



Portanto, força, em ciência, é qualquer agente capaz de mudar o estado de movimento de um objeto.

Ao aplicar uma força a um objeto, sabemos que ele se deslocará, caso a força seja suficiente para vencer a sua resistência ao movimento (massa). Mas, se não especificarmos em que direção e sentido a força deve ser aplicada, não saberemos para onde o objeto se deslocará. Portanto, *a força é uma grandeza vetorial*.

Da sua experiência de empurrar carros (ou outro objeto qualquer), você percebe claramente que quanto maior for a massa do objeto maior será a força necessária para fazê-lo se deslocar. Você também percebe que, para um mesmo objeto, quanto maior a força empregada maior será a aceleração. Portanto, força, massa e aceleração são grandezas que devem estar relacionadas.

A experiência mostra que a relação entre essas três grandezas pode ser expressa por meio de uma relação muito simples, conhecida como *segunda lei de Newton*:

$$\vec{F} = m\vec{a} \quad (3)$$



Nos cursos de Física, você estudará as três leis de Newton. Por ora, precisamos apenas do resultado da segunda lei para prosseguirmos.



ATIVIDADE

2. Grandezas

Das grandezas a seguir, quais são vetoriais e quais são escalares?

- | | |
|-----------------|---------------|
| (a) comprimento | (c) volume |
| (b) peso | (d) densidade |

RESPOSTA COMENTADA

(a) Comprimento é uma grandeza escalar. Pense no comprimento de uma bengala, por exemplo. Se você ouve de alguém que a bengala tem 1 metro, esta informação basta. Você não vai querer saber direção ou sentido, não é?

(b) Peso é um tipo de força. Portanto, é uma grandeza vetorial. Como você viu na equação (3), a força é o produto da massa pela aceleração. No caso do peso, a aceleração é a da gravidade que sempre aponta “para baixo”, ou seja, para o centro da terra. Não confundir, portanto, peso com massa.

(c) O volume também é escalar. Pense no volume d’água numa garrafa.

(d) Densidade (d) é a razão entre massa (m) e volume (V), ou seja, $d=m/V$. Já vimos que a massa e o volume são escalares. Portanto, a densidade como é o resultado de uma divisão de escalares, só pode ser escalar.

UNIDADES FUNDAMENTAIS DE MEDIDA

Definimos grandeza como sendo qualquer coisa que pode ser medida. Em seguida, distinguimos dois tipos de grandezas: escalares e vetoriais. Grandeza escalar seria aquela perfeitamente definida pelo seu valor numérico (magnitude), enquanto uma grandeza vetorial necessitaria de magnitude, direção e sentido para ser perfeitamente definida.

Entretanto, para medir uma grandeza, temos de compará-la com uma *quantidade padrão*, de mesma natureza. Esta quantidade padrão é chamada de *unidade de medida*.

As *definições* que demos acima, de grandezas escalares e vetoriais, estão, na verdade, *incompletas*. Se o dono do bar tivesse dito que a casa do seu amigo ficava a duzentos dali, isso não faria o menor sentido.

Você certamente perguntaria: Duzentos o quê? Duzentos *metros*. Agora sim, faz sentido. O valor de uma grandeza só tem sentido quando acompanhado da *unidade* em que ela foi medida. Neste caso, o dono do bar usou o *metro* como unidade de comprimento.

Por outro lado, quando você lhe disse que o termômetro estava marcando 29 graus, ele se deu por satisfeito. Por quê? Porque, para o caso da temperatura, contrariamente a outras grandezas, praticamente só usamos uma unidade: grau **CELSIUS**. Estamos tão acostumados com o fato de que temperatura é sempre medida em graus Celsius, que omitimos a unidade quando nos referimos a essa grandeza. Os relógios-termômetro, espalhados pelas ruas das principais cidades do nosso estado, indicam a temperatura tal qual você informou para o dono do bar: 29°. Mas o correto seria indicar também a unidade que está sendo usada para medi-la: 29°C.

Se no nosso dia-a-dia usamos sempre graus Celsius como unidade de temperatura, o mesmo não acontece na literatura científica. Existem outras unidades de medida, como o grau *Fahrenheit* (usada nos países de língua inglesa, em substituição ao grau Celsius) e a escala *Kelvin*. Estas escalas serão discutidas mais detalhadamente em disciplina futura.



Em ciência, o valor de uma grandeza só tem significado quando for também indicada a unidade usada na sua medida.

Em ciência, é *indispensável* a indicação da unidade que está sendo usada para medir uma grandeza. Portanto, é fundamental que você se habitue, desde já, a sempre indicar a unidade que foi usada para expressar o valor de qualquer grandeza.

A escolha da unidade que utilizamos para expressar o valor de uma grandeza é, em princípio, arbitrária. Em geral, escolhemos a unidade mais adequada para a grandeza que queremos medir. Por exemplo, é muito mais prático expressar a distância entre as cidades do Rio de Janeiro e Campos em quilômetros do que em metros. Por outro lado, é muito mais prático expressar as dimensões de uma pequena caixa em centímetros do que em metros. Portanto, mesmo que escolhamos o *metro* (abreviado como m) como unidade fundamental de comprimento, do ponto de vista prático seria conveniente introduzir unidades *múltiplas* e *submúltiplas* do metro.

CELSIUS

A escala Celsius de temperatura foi construída de tal forma que o zero da escala corresponde ao ponto de fusão do gelo (temperatura em que a água sólida – ou seja, o gelo – se transforma em água líquida), enquanto o ponto de ebulição da água (aquele em que o líquido passa para a fase vapor) é o de 100 graus. O nome da escala é uma homenagem ao astrônomo sueco Anders Celsius (1701-1744), que foi quem a propôs. A unidade é representada pelo símbolo °C.

Essas unidades são obtidas multiplicando-se ou dividindo-se a unidade fundamental por um número inteiro:

$$1 \text{ quilômetro} = 1 \text{ metro} \times 1.000$$

$$1 \text{ centímetro} = 1 \text{ metro} / 100$$

$$1 \text{ milímetro} = 1 \text{ metro} / 1.000$$

A unidade fundamental de massa foi escolhida como sendo o *grama* (g). Entretanto, nem sempre é conveniente expressar massa em gramas. Assim, da mesma forma que fizemos com o metro, podemos criar as unidades múltiplas e submúltiplas do grama.

Um grande número de unidades múltiplas e submúltiplas pode ser criado a partir das unidades fundamentais. Para designá-las, adicionamos um prefixo à unidade fundamental. Esse prefixo serve para indicar a relação entre a unidade múltipla ou submúltipla e a unidade fundamental. Os prefixos mais comuns estão relacionados na tabela abaixo.

Tabela 2.1: Prefixos para unidades múltiplas e submúltiplas.

Prefixo para unidades múltiplas	Fator multiplicativo	Símbolo
Tera	10^{12}	T
Giga	10^9	G
Mega	10^6	M
Kilo	10^3	K
Hecto	10^2	H
Deca	10	Dc

Prefixo para unidades submúltiplas	Fator divisor	Símbolo
Deci	10	d
Centi	10^2	c
Mili	10^3	m
Micro	10^6	μ
Nano	10^9	n
Pico	10^{12}	p
Fento	10^{15}	f

A unidade fundamental de tempo é o *segundo*. Mas, se alguém lhe perguntar sua idade (tempo decorrido desde o seu nascimento até o instante da pergunta), você não vai dar a resposta em segundos, não é?

Mesmo porque você teria de “atualizar” a sua idade a cada segundo. Você dirá que tem tantos *anos*.

No caso especial da grandeza tempo, só utilizamos os prefixos da tabela anterior para as unidades submúltiplas: milissegundo, picosegundo etc. Isso porque os fatores que relacionam as unidades múltiplas com a unidade fundamental, o segundo, não são mais aqueles indicados na tabela.

1 minuto	=	60 segundos
1 hora	=	3.600 segundos
1 dia	=	86.400 segundos
1 mês	≈	2.592.000 segundos
1 ano	≈	31.104.000 segundos



O símbolo \approx significa aproximadamente igual a.

UNIDADES E GRANDEZAS DERIVADAS

A escolha das unidades fundamentais para as grandezas massa, comprimento e tempo pode ser feita de maneira totalmente arbitrária, porque essas grandezas *não estão diretamente relacionadas entre si*.

Entretanto, para grandezas que são definidas a partir de relações envolvendo massa, comprimento e tempo, a escolha arbitrária de uma unidade de medida pode trazer complicações desnecessárias. Vejamos um exemplo.

A grandeza velocidade foi definida pela expressão (2):

$$\langle \vec{v} \rangle = \frac{\vec{d}}{t}$$

ou seja, a grandeza velocidade é definida por uma relação entre duas outras para as quais já definimos as unidades fundamentais. Assim, a própria definição da grandeza velocidade determina que a *unidade de velocidade* seja *1 metro por segundo* (1m/s).

Por outro lado, se resolvêssemos adotar 1km/h (1 quilômetro por hora) como unidade de velocidade, a equação acima teria de ser modificada. Já que 1km corresponde a 1.000m, podemos escrever a relação como $\frac{1km}{1.000m}$. Por outro lado, 1h corresponde a 3.600s, o que

leva a $\frac{1h}{3.600s}$. Para chegarmos a um *fator de conversão*, devemos dividir o

primeiro fator pelo segundo, o que é equivalente a multiplicar o primeiro pelo inverso do segundo. Desse modo, obtemos o fator de conversão

$$\frac{1km}{1.000m} \times \frac{3.600s}{1h} = \frac{18}{5} \frac{km}{h} \frac{s}{m}$$

Se quisermos expressar em km/h a velocidade medida em m/s, basta multiplicarmos o valor medido por este fator. Por exemplo, se desejamos expressar a velocidade de 5 m/s em km/h, basta multiplicar pelo fator obtido acima. Vejamos:

$$\frac{18}{5} \frac{km}{h} \frac{s}{m} \times 5 \frac{m}{s} = 18 \frac{km}{h}$$

Assim, se a distância for medida em metros, o tempo em segundos e a unidade de velocidade escolhida for km/h, a equação de definição da velocidade teria de ser reescrita como:

$$\langle \vec{v} \rangle = \frac{18 \vec{d}}{5 t}$$



ATIVIDADE

3. Fórmula de definição da velocidade

Sabendo que uma milha terrestre é equivalente a 1.600 metros, determine o fator a ser incluído na fórmula de definição da velocidade, para que a unidade seja milha/hora.

RESPOSTA COMENTADA

$$\frac{1mi}{1.600m} \times \frac{3.600s}{1h} = \frac{9}{4} \frac{km}{m} \frac{s}{h}, \text{portando o fator é } 9/4.$$

Convenhamos, isso não é nada prático. Esse mesmo tipo de problema ocorreria se escolhêssemos arbitrariamente a unidade de medida de qualquer outra grandeza (força, por exemplo) definida através de relações envolvendo massa, tempo ou comprimento.

Portanto, a maneira mais prática de se definir a unidade de medida de uma grandeza é através da sua própria fórmula de definição.

**ATIVIDADE****4. Fórmulas de definição**

Usando as fórmulas de definição das grandezas aceleração (ver Atividade 1) e força (equação 3), determine as unidades de medida de cada uma dessas grandezas, tomando como unidades fundamentais o metro, o segundo e o quilograma.

RESPOSTA COMENTADA

A aceleração é dada por $\vec{a} = \frac{\vec{v}}{t}$. Uma vez que a velocidade é

dada em m/s e o tempo em segundos, teremos,

$$a = \frac{\frac{m}{s}}{s} = \frac{m}{s} \times \frac{1}{s} = \frac{m}{s^2} \text{ que se lê "metro por segundo}$$

ao quadrado". Já a força é dada por $\vec{F} = m\vec{a}$. Então, teremos

$$F = kg \frac{m}{s^2}.$$

As equações usadas para determinar as unidades de medida das várias grandezas são chamadas de equações fundamentais.

As grandezas cujas unidades de medida são escolhidas de forma independente (por exemplo, massa, tempo e comprimento) são chamadas de *grandezas fundamentais*, e suas unidades de medida são as *unidades fundamentais*.

As grandezas cujas unidades são obtidas a partir de equações fundamentais são chamadas de *grandezas derivadas* (por exemplo, velocidade, aceleração, força). As unidades de medida dessas grandezas são chamadas de *unidades derivadas*.

SISTEMAS DE UNIDADES

Como mencionamos anteriormente, a escolha da unidade de medida de uma grandeza é, em princípio, arbitrária, mas, em geral, escolhemos uma unidade que seja adequada para a grandeza que queremos medir. Por exemplo, usamos quilômetros para medir grandes distâncias e anos para indicar a nossa idade.

Ao longo dos vários séculos de desenvolvimento da ciência, pesquisadores de diferentes partes do mundo realizaram diferentes tipos de experiências e usaram as mais diversas unidades para expressar os valores das grandezas medidas.

Independentemente dos critérios que cada um possa ter usado na escolha das suas unidades de medida, a utilização de *diferentes unidades* para expressar o valor *de uma mesma grandeza* dificulta a troca de informação científica.

Imagine que você e dois amigos resolvam medir a velocidade de um carro passando por uma rua do seu bairro. Para isso, vocês vão determinar o tempo que ele levará para ir do ponto A ao ponto B.

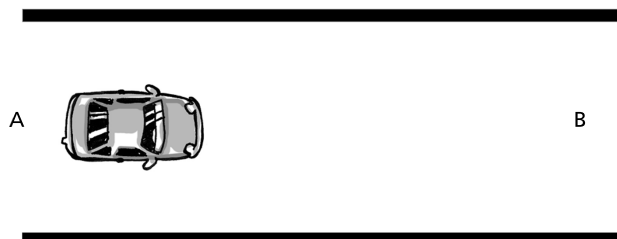


Figura 2.2: Um carro passando por uma rua, indo do ponto A ao ponto B.

Antes de o carro passar pela rua, cada um de vocês mede o comprimento do trecho que vai de A até B. Em seguida, cada um com seu cronômetro, vocês aguardam a passagem do carro. Feita a medida, vocês resolvem comparar os valores obtidos:

Seu valor: 120

Primeiro amigo: 33

Segundo amigo: 74

Bem, era razoável esperar que os valores não coincidissem. Seria quase impossível imaginar que todos vocês disparassem e travassem os cronômetros *exatamente* nos mesmos instantes. Além disso, na medida

do comprimento do trecho AB, o erro cometido por cada um de vocês poderia ser diferente. Mas as diferenças entre os três valores obtidos são muito grandes e não podem ser atribuídas a esses fatores. Essa diferença vem do fato de você ter escolhido quilômetro por hora (km/h) como unidade de velocidade, enquanto seus amigos escolheram metro por segundo (m/s) e milha por hora (mi/h) respectivamente.

Transformar quilômetro por hora em metro por segundo ou mesmo em milha por hora não chega a ser um problema. Mas, para outras *grandezas derivadas*, definidas por equações que envolvem várias outras grandezas, essa mistura de unidades pode se tornar um grande transtorno.

Na busca por uma maneira prática e racional de expressar os valores das grandezas, vários *sistemas de unidades* foram introduzidos em diferentes países. Os sistemas foram construídos com base em algumas poucas unidades fundamentais, a partir das quais todas as demais são derivadas.

Por exemplo, o sistema CGS foi desenvolvido por vários cientistas ingleses, a partir de uma proposta de Thomson. As unidades fundamentais desse sistema são o centímetro (C), o grama (G) e o segundo (S). Em 1881, esse sistema foi adotado internacionalmente.

O sistema MKS foi introduzido em 1911 pelo engenheiro italiano, Giovanni Giorgi. Suas unidades fundamentais são o metro (M), o quilograma (K) e o segundo (S).

A idéia de desenvolver sistemas de unidades teve como objetivo estabelecer uma forma sistemática e racional de expressar o valor das grandezas. Entretanto, devido à proliferação de sistemas de unidades, ao longo dos anos, cientistas de todas as partes do mundo passaram a sentir a necessidade de se adotar um *único* sistema.

O sistema internacional de unidades (SI) começou a ser adotado por volta de 1960. No Brasil, esse sistema passou a ser considerado como o sistema oficial em 1962. O sistema SI deriva do sistema métrico decimal, introduzido na França em 1789. As unidades fundamentais deste sistema são mostradas na **Tabela 2.2**. Talvez você nunca tenha ouvido falar de algumas dessas unidades. Não se preocupe, pois elas serão definidas, no devido tempo, ao longo do nosso curso.

Tabela 2.2: Unidades fundamentais do Sistema Internacional de Unidades (SI)

Grandeza Física	Nome da Unidade	Símbolo
Massa	Quilograma	kg
Comprimento	Metro	m
Tempo	Segundo	s
Corrente elétrica	Ampere	A
Temperatura	Kelvin	K
Intensidade da luz	Candela	cd
Quantidade de substância	Mol	mol

**ATIVIDADE****5. Unidades fundamentais e derivadas**

Usando as unidades fundamentais vistas anteriormente, determine as unidades derivadas das seguintes grandezas:

- pressão = força/área
- massa específica = massa do corpo/volume do corpo
- energia cinética = massa x (velocidade)²

RESPOSTA COMENTADA

a. Vimos na Atividade 4 que a unidade de força é $\text{kg} \cdot \text{m}/\text{s}^2$. Área é o produto de dois comprimentos, portanto sua unidade será $\text{m} \times \text{m} = \text{m}^2$. Como pressão (p) é força dividida por área, teremos

$$p = \frac{\text{kg} \cdot \frac{\text{m}}{\text{s}^2}}{\text{m}^2} = \frac{\text{kg} \cdot \text{m}}{\text{m}^2 \cdot \text{s}^2} = \frac{\text{kg}}{\text{m} \cdot \text{s}^2};$$

b. A unidade de massa é kg. A unidade de volume é $\text{m} \times \text{m} \times \text{m} = \text{m}^3$. Logo, a unidade de massa específica é kg/m^3 ;

c. A unidade de velocidade é m/s . A unidade de velocidade ao quadrado será, portanto, m^2/s^2 . Logo, a unidade de energia cinética é $\text{kg} \cdot \text{m}^2/\text{s}^2$.

OPERAÇÕES COM GRANDEZAS ESCALARES E VETORIAIS

Você já aprendeu que existem grandezas escalares e vetoriais. As grandezas escalares só necessitam de um número (módulo) e da unidade em que elas foram medidas para serem perfeitamente definidas. Portanto, podemos somar, subtrair, multiplicar e dividir grandezas escalares da mesma maneira que fazemos com números puros (sem unidades). Claro está que as unidades devem ser compatíveis, ou seja, não podemos somar uma área medida em m^2 com outra medida em cm^2 . Antes de somarmos os números, temos de colocá-los numa mesma unidade, seja m^2 ou cm^2 .

Além disso, as grandezas também têm de ser compatíveis. Por exemplo, não podemos somar ou subtrair uma área de um comprimento, ou um volume de uma área. Por outro lado, podemos multiplicar um comprimento por uma área (nas unidades compatíveis), pois este produto define uma nova grandeza, o volume. Será que podemos fazer as mesmas operações com os vetores?

Você estudará vetores (grandezas vetoriais), em maior detalhe, tanto nos cursos de Física, quanto nos de Cálculo. Entretanto, faremos uma breve introdução às operações com vetores, já que vamos fazer uso delas, muito em breve, no nosso curso. Para que possamos efetuar operações com vetores, temos de achar uma maneira de representá-los. As grandezas escalares são representadas por números, mas para os vetores temos de indicar sua direção e seu sentido.

Podemos representar um vetor \vec{A} , por um segmento de reta, na direção do vetor, e de tamanho igual ao módulo do vetor. O sentido do vetor é indicado por uma seta colocada numa das pontas do segmento de reta:

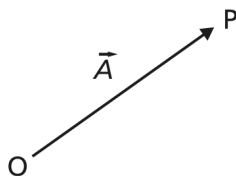


Figura 2.3: Vetor \vec{A} .

Os pontos O e P definem a *origem* e a *extremidade* do vetor, respectivamente. Um outro vetor \vec{B} , de mesmo módulo e direção do vetor acima, mas de sentido contrário, teria a seguinte representação:

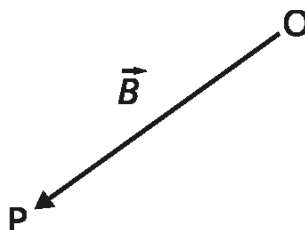


Figura 2.4: Vetor \vec{B} .

Por razões práticas, nem sempre podemos representar um vetor por um segmento de reta de tamanho igual ao seu módulo. Por exemplo, como representar, numa folha de papel, um vetor deslocamento de 40 metros de módulo? Não dá, não é mesmo? Entretanto, podemos definir um *fator de escala* de forma a podermos representar o vetor. Se cada 1 centímetro (cm) do segmento de reta corresponder a 10 metros (m), um segmento de reta de 4cm de comprimento estará representando o vetor de 40m de módulo, numa escala 1:4 (lê-se um para quatro). Isto é, cada centímetro do segmento de reta corresponde, na verdade, a 10 metros.

Adição de vetores

Do mesmo modo que ocorre com grandezas escalares, só podemos somar grandezas vetoriais compatíveis e com módulos expressos numa mesma unidade. Além disso, para utilizarmos a representação gráfica dos vetores a serem adicionados, eles terão de estar expressos no mesmo fator de escala.

Vejamos agora como somar dois vetores, usando suas representações gráficas. Dados os dois vetores abaixo, \vec{C} e \vec{D} ,

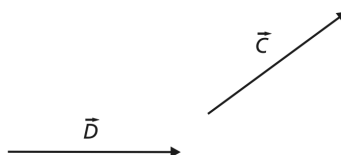


Figura 2.5: Vetores \vec{C} e \vec{D} .

podemos determinar o vetor resultante da adição ou, mais simplesmente, a *resultante*, da seguinte maneira. Deslocamos o vetor \vec{C} , sem alterar sua direção, sentido e módulo, de forma a colocar sua origem coincidente

com a extremidade do vetor \vec{D} . Em seguida, unimos a origem do vetor \vec{D} à extremidade do vetor \vec{C} . A soma, ou resultante, é o vetor \vec{R} . Repare que, ao final da operação, teremos o vetor completamente definido, com seu módulo, direção e sentido.

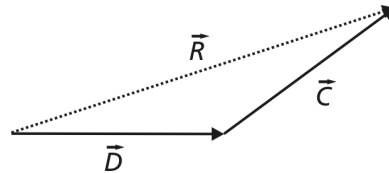


Figura 2.6: A soma dos vetores \vec{C} e \vec{D} tem como resultante o vetor \vec{R} .

Você pode praticar a soma de vetores no *site* :
<http://www.fisica.ufpb.br/prolicen/Applets/Applets1/Vetores/SomaVet.html>

Subtração de vetores

Para a operação de subtração, aplicam-se as mesmas restrições discutidas anteriormente, para o caso da adição. Usando os mesmos dois vetores acima como exemplo, podemos mostrar que a operação de subtração é muito similar a da adição. Isto porque a diferença $\vec{D} - \vec{C}$, por exemplo, pode também ser escrita como $\vec{D} + (-\vec{C})$. Dessa maneira, subtrair o vetor \vec{C} do vetor \vec{D} é o mesmo que somar o vetor \vec{D} ao vetor $-\vec{C}$. Este último vetor tem a mesma direção e módulo do vetor \vec{C} , mas o sentido contrário. Portanto, só precisamos inverter o sentido de \vec{C} e proceder como na adição:

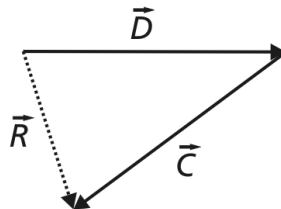


Figura 2.7: Subtração de vetores.

Multiplicação ou produto de vetores

A multiplicação, ou produto, requer um tratamento especial porque, como veremos, existe mais de uma maneira de efetuar essa operação.

Na nossa discussão anterior, introduzimos as grandezas vetoriais velocidade e força, definidas pelas equações (2) e (3), respectivamente:

$$\langle \vec{v} \rangle = \frac{\vec{d}}{t} \quad (2)$$

$$\vec{F} = m\vec{a} \quad (3)$$

Dessas duas equações, fica evidente que podemos obter um vetor a partir de outro, através de uma simples multiplicação por uma grandeza escalar. Assim, a força, que é uma grandeza vetorial, é o produto entre uma grandeza escalar, a massa, e uma vetorial, a aceleração. Portanto, a primeira e mais simples operação de multiplicação envolve um vetor e um escalar.



O produto de um vetor por um escalar fornece outro vetor, na mesma direção e sentido do vetor original, caso o escalar seja positivo, e no sentido contrário, caso o escalar seja negativo. O módulo do novo vetor é dado pelo produto entre o escalar e o módulo do vetor original.

Na aula passada, falamos muito de trabalho. Trabalho é mais uma dessas várias palavras que usamos com diferentes significados no nosso cotidiano, mas que para a ciência tem um significado único e bem preciso. Entretanto, para a presente discussão, só precisamos definir o que seja trabalho em ciência: Trabalho é a energia transmitida a um objeto para alterar seu estado de movimento.



Vamos falar muito sobre esse importante conceito – trabalho – no próximo semestre, na disciplina Química II.

Isso parece estranho, mas nem tanto. Vejamos. Suponha um carro, de massa m , parado na frente da sua garagem. Para tirá-lo dali, você terá de aplicar uma força \vec{F} , para deslocá-lo de uma distância \vec{d} .

O trabalho realizado é, por definição, o *produto da força aplicada pelo deslocamento causado pela aplicação da força*. Agora veja o seguinte: força e deslocamento são grandezas vetoriais, como já vimos. E o trabalho?

Não é difícil perceber que, para deslocarmos o mesmo carro, de uma mesma distância, em qualquer direção ou sentido, teremos de efetuar a mesma quantidade de trabalho, supondo, é claro, que o carro esteja numa rua igualmente plana, em todas as direções. Portanto, para quantificarmos o trabalho efetuado, não precisamos especificar nem direção nem sentido.

Sendo assim, *trabalho é uma grandeza escalar*. Mas, como o trabalho é, por definição, o produto de dois vetores, temos de definir a operação *produto escalar de dois vetores*.

Dados dois vetores quaisquer, \vec{A} e \vec{B} , definimos o *produto escalar* entre eles como sendo o produto entre seus módulos e o co-seno do ângulo formado pelos dois vetores. Para determinar esse ângulo, deslocamos os vetores, sem alterar seus módulos, direção e sentido, de forma que suas origens coincidam:

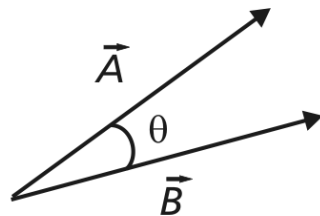


Figura 2.8: Produto escalar de dois vetores.

O produto escalar é indicado por um ponto entre os dois vetores, por razões que veremos logo adiante:

$$\vec{A} \cdot \vec{B} = |\vec{A}| |\vec{B}| \cos \theta$$

Na expressão anterior, $|\vec{A}|$ é o módulo do vetor, numa notação bastante usual.

No site a seguir, você poderá ver exemplos de produto escalar de dois vetores:
<http://www.fisica.ufpb.br/prolicen/Applets/Applets1/Vetores/ProdInt.html>

Finalmente, temos o caso de grandezas vetoriais que são definidas como o produto de duas outras grandezas também vetoriais. Para dar conta dessa situação, temos de definir o *produto vetorial* de dois vetores. Por definição, o produto vetorial entre dois vetores \vec{A} e \vec{B} , por exemplo, é um outro vetor \vec{C} , cujo módulo é igual ao produto dos módulos de \vec{A} e \vec{B} pelo seno do ângulo formado entre os vetores:

$$|\vec{C}| = |\vec{A} \times \vec{B}| = |\vec{A}| |\vec{B}| \sin \theta$$

Nesse caso, para diferenciar o produto vetorial do produto escalar, colocamos o sinal característico de multiplicação (\times) entre os dois vetores. O momento angular é um exemplo de grandeza vetorial definida pelo produto vetorial de outras duas grandezas vetoriais:

$$L = \vec{r} \times \vec{p}$$

A direção do novo vetor será sempre perpendicular ao plano formado pelos vetores que estão sendo multiplicados. Na **Figura 2.9** a seguir, os vetores \vec{r} e \vec{p} estão no plano XY e, conseqüentemente, o vetor resultante estará na direção Z, perpendicular ao plano XY.

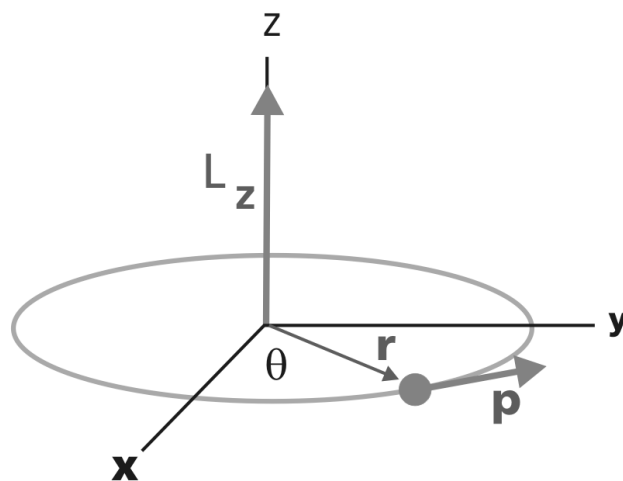


Figura 2.9: Ilustração do produto vetorial. Note que r e p estão no plano XY, enquanto L está na direção Z, indicado como L_z .

Mas como determinar o sentido do vetor resultante? É muito simples. Podemos usar uma regra que é conhecida como *regra da mão direita*. Imagine que o dedo *indicador* da sua mão direita represente o *primeiro vetor* (\vec{r} no nosso exemplo), e que o seu *dedo médio* represente o *segundo vetor* (\vec{p} no nosso exemplo). Com o seu dedo indicador na

direção do primeiro vetor e apontando no sentido deste vetor, tente movimentá-lo de forma que ele fique junto do segundo vetor, ou seja, junto do seu dedo médio. Ao efetuar este movimento o sentido do seu *dedo polegar* indicará o sentido do vetor produto. Veja, na **Figura 2.10** a seguir, o resultado dos produtos vetoriais $\vec{u} \times \vec{v}$ (à esquerda) e $\vec{v} \times \vec{u}$ (à direita):

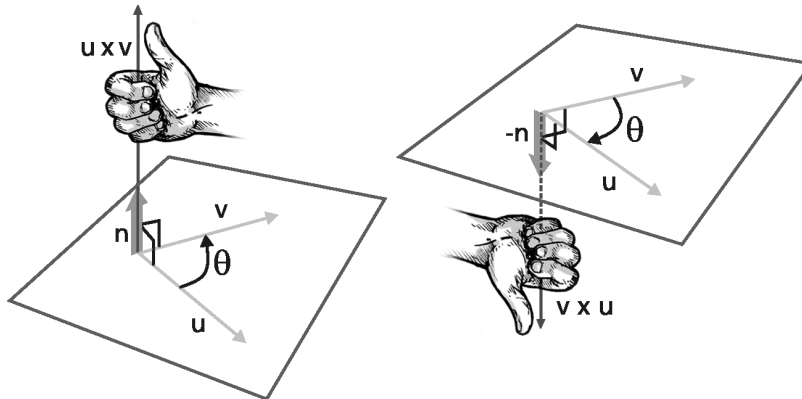


Figura 2.10: Resultados de produtos vetoriais.

Você notou a diferença? O resultado do produto vetorial, contrariamente ao caso do produto escalar, depende da ordem em que os vetores são multiplicados. No exemplo anterior, o vetor produto tem a mesma magnitude e direção em ambos os casos, mas os sentidos são opostos.

ATIVIDADE FINAL

Cálculo com vetores

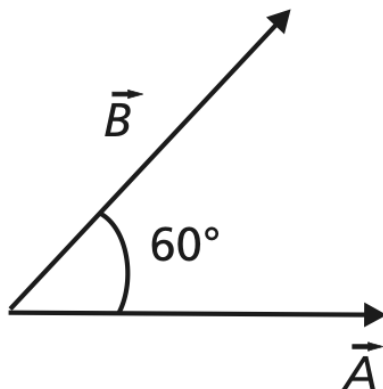
Considere os dois vetores indicados por \vec{A} e \vec{B} a seguir, cujos módulos são 3 e 4 respectivamente.

- Calcule o produto escalar entre eles.
- Calcule o módulo do produto vetorial $\vec{A} \times \vec{B}$.
- Calcule o módulo do produto vetorial $\vec{B} \times \vec{A}$.
- Qual é a direção do vetor resultante de $\vec{A} \times \vec{B}$.
- Qual é a direção do vetor resultante de $\vec{B} \times \vec{A}$.

Dados:

$$\cos 60^\circ = 0,5$$

$$\sin 60^\circ = \frac{\sqrt{3}}{2} \approx 0,866$$



RESPOSTA COMENTADA

a. O produto escalar é dado por $\vec{A} \cdot \vec{B} = |\vec{A}| |\vec{B}| \cos \theta$. O ângulo entre os vetores é de 60° , $\cos \theta = \cos 60^\circ = 0,5$. Como os módulos dos vetores são 3 e 4, teremos que o produto escalar será dado por $3 \times 4 \times 0,5 = 6$.

b. O módulo do produto vetorial é dado por $|\vec{A} \times \vec{B}| = |\vec{A}| |\vec{B}| \sin \theta$. Como $\sin \theta = \sin 60^\circ = \sqrt{3}/2 \approx 0,866$. Então o módulo do produto vetorial será dado por $3 \times 4 \times 0,866 = 10,4$.

c. O módulo, neste caso, é o mesmo que o do exercício anterior, pois o produto $|\vec{A} \times \vec{B}| = |\vec{A}| |\vec{B}| \sin \theta$ é igual ao produto $|\vec{B} \times \vec{A}| = |\vec{B}| |\vec{A}| \sin \theta$.

d. Para sabermos em que direção será o produto $\vec{A} \times \vec{B}$, colocamos o dedo indicador na direção de \vec{A} e o dedo médio na direção de \vec{B} . O polegar irá apontar para fora do papel. Portanto, a direção do vetor é perpendicular ao papel, e o sentido é "saindo" do papel.

e. Para sabermos em que direção será o produto, colocamos o dedo indicador na direção de \vec{B} e o dedo médio na direção de \vec{A} . O polegar irá apontar para dentro do papel. Portanto, a direção do vetor é perpendicular ao papel, e o sentido é "entrando" no papel.

RESUMO

Grandeza é qualquer coisa que pode ser medida e a ela atribuído um valor numérico. As grandezas podem ser escalares ou vetoriais. As primeiras são definidas apenas por sua magnitude, enquanto as últimas são definidas por sua magnitude, direção e sentido. São exemplos de grandezas escalares massa, tempo, temperatura, volume etc. Já velocidade, aceleração e força são grandezas vetoriais. A magnitude de uma determinada grandeza é indicada por sua unidade de medida. Há unidades fundamentais e derivadas. A partir das unidades fundamentais e das expressões que definem as unidades derivadas, podemos construir os diversos sistemas de unidades.

Moléculas, substâncias puras e misturas

Metas da aula

Introduzir os conceitos de molécula, substâncias puras, misturas e soluções. Conceituar a lei da conservação das massas numa reação química. Ilustrar a ocorrência de uma reação química.

objetivos

Espera-se que, após estudar o conteúdo desta aula, você seja capaz de:

- diferenciar substância pura de mistura;
- diferenciar mistura heterogênea de solução;
- discutir o que ocorre numa reação química em relação à fragmentação de moléculas.

INTRODUÇÃO

Para entendermos as propriedades macroscópicas de uma substância, devemos conhecer as propriedades das moléculas que a constituem. Nesta aula, examinaremos essas entidades microscópicas, que sequer podemos ver, mas que são fundamentais para a compreensão dos fenômenos à nossa volta, dentre os quais as reações químicas.

UM MUNDO INVISÍVEL

Qual a menor quantidade possível de uma substância química? Essa pergunta pode parecer estranha, mas aos poucos você irá perceber que tentar respondê-la será de grande importância para o entendimento de toda a Química.

Usaremos a água como exemplo. Veja a **Figura 3.1**. Nela, você encontrará recipientes com quantidades cada vez menores de água. O último, à direita, contém uma minúscula gota de água.

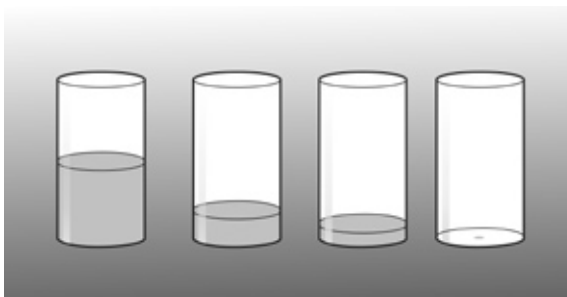


Figura 3.1: Recipientes com quantidades cada vez menores de água.

Será possível haver uma quantidade ainda menor? Vamos colocar aquela gota numa lâmina de vidro e observá-la com uma lente de aumento. Veja a **Figura 3.2**, a seguir.



Figura 3.2: Minúscula gota d'água vista através de uma lente de aumento.

Agora que a gota parece bem maior, vamos pegar um alfinete e tentar dividi-la em gotas ainda menores. Repetindo esse processo várias vezes, acabaremos chegando ao menor tamanho de gota *visível* com o auxílio da lente.

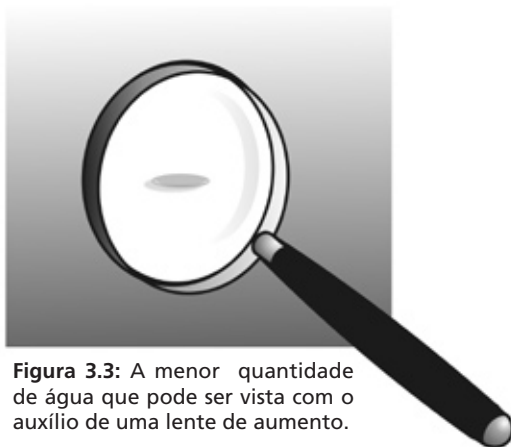


Figura 3.3: A menor quantidade de água que pode ser vista com o auxílio de uma lente de aumento.

E agora? Será que conseguimos “fabricar” a menor gota d’água do mundo? Acho que não! Se, em vez de lente de aumento, passarmos a usar um microscópio, vamos ser capazes de reduzir ainda mais o tamanho da gota. Chegaremos ao ponto em que a gota parecerá a menor possível de ser observada com o microscópio que estamos usando. Até onde conseguiremos ir com essa experiência? Bem, o fato é que, mesmo se usássemos o microscópio mais poderoso do mundo, acabaríamos na mesma situação...



Não temos como *ver* a menor porção possível de água. Essa quantidade certamente existe, mas é tão pequena que não temos como *saber* qual é seu tamanho ou sua forma.

Decepcionado? Não fique, porque esse fato não nos impedirá de compreender os fenômenos químicos. Embora não possamos *ver* qual o tamanho e qual a forma dessa menor porção de água, vamos batizá-la de **MOLÉCULA**.

Agora imagine o mesmo tipo de experiência que fizemos com a água usando uma gota de álcool ou um pouquinho de açúcar. Vamos acabar, em todos os casos, na mesma situação da experiência anterior, com a água. O jeito é também dizer que a menor quantidade de álcool que podemos ter é uma molécula de álcool. E o mesmo vale para o açúcar.

MOLÉCULA

É a menor porção possível de uma substância química.

Mas quão pequenas seriam essas tais moléculas? Só para você ter idéia, encha uma colherinha das de café com água. Isso não chega a ser uma grande quantidade, concorda? Pois bem, você tem idéia de quantas moléculas de água estão ali, naquela colher? Não se assuste, mas o número é aproximadamente,

$$3 \times 10^{22} \text{ moléculas}$$

ou

$$30.000.000.000.000.000.000.000 \text{ moléculas!}$$

Você consegue falar esse número? Lá vai: 30 sextilhões de moléculas!! Difícil imaginar, não é? E um milhão, você consegue? Pois multiplique um milhão por um milhão e o resultado por um milhão e ainda assim não conseguirá chegar ao número de moléculas contidas naquela colherinha.

Agora você deve estar bastante curioso. De onde saiu esse número? Como é que, sem poder ver uma molécula, sem saber seu tamanho ou forma, eu posso ser capaz de dizer quantas delas existem naquela colher? Continuemos essa nossa viagem, e sua curiosidade será satisfeita!

Vamos agora imaginar o processo inverso. Se a menor porção de água corresponde a uma molécula de água, então, se colocarmos várias dessas moléculas juntas, vamos acabar formando uma gota visível de água. E, se continuarmos a juntar mais e mais moléculas de água, poderemos chegar a um copo de água (Figura 3.4).

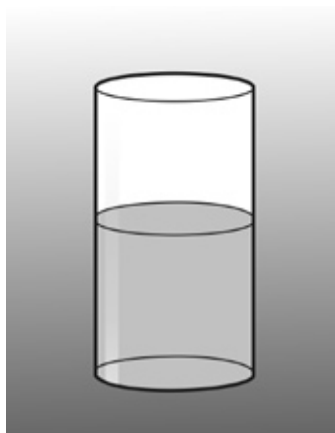


Figura 3.4 : Copo d'água. Resultado da junção de um número enorme de moléculas d'água.

Podemos fazer o mesmo processo com moléculas de álcool, certo? Bem, temos agora um copo de água e outro de álcool, formados a partir das suas respectivas *moléculas*.

Veja agora o seguinte: a *substância química álcool* tem propriedades diferentes das da *substância química água*. Por exemplo, o álcool pode ser usado como combustível, mas a água não. O álcool pega fogo, mas a água, ao contrário, apaga o fogo. Tente se lembrar de mais diferenças entre as substâncias água e álcool. Se não conseguir, volte à Aula 1 (Química do cotidiano).

Mas, se a substância química água é formada pelas *moléculas de água* e a substância química álcool, pelas *moléculas de álcool*, e se essas duas substâncias têm *propriedades diferentes*, isto só pode ser uma consequência de as moléculas de água serem *diferentes* das moléculas de álcool! É isso!



As substâncias químicas têm propriedades diferentes porque as suas moléculas são diferentes.

Voltemos agora ao copo de água formado por um número imenso de *moléculas de água*. Vamos dividi-lo em cinco partes, não necessariamente iguais. Imagine agora experiências que você poderia fazer para verificar se há alguma diferença entre aquelas várias porções de água. O fato é que você não vai encontrar nada diferente entre as várias porções de água. Elas todas ferverão a 100°C e congelarão a 0°C, por exemplo. Se não há nada diferente entre aquelas várias porções de água, e se todas elas são formadas por moléculas de água, então as *moléculas de água são todas iguais!*

A experiência pode ser agora repetida com o álcool, o sal de cozinha (cujo nome químico é cloreto de sódio) e também com o açúcar comum (sacarose). Os resultados dessas experiências serão idênticos ao do caso da água. Podemos, então, concluir que as *moléculas de sacarose* são todas iguais entre si, assim como as de álcool e as de cloreto de sódio. Mas as moléculas de sacarose são *diferentes* daquelas de sal, que são diferentes das de água etc.



As moléculas de uma mesma substância química são todas iguais. Por outro lado, substâncias químicas diferentes têm moléculas diferentes.

SUBSTÂNCIAS PURAS, MISTURAS E SOLUÇÕES

Substâncias químicas formadas por um *único tipo de molécula* são chamadas *substâncias puras* ou *substâncias químicas puras*.

Vamos fazer outra experiência. Num copo com água, vamos colocar uma colherinha de açúcar e agitar. O que aconteceu? O açúcar desapareceu? Não, ele apenas se *dissolveu* na água. Suas moléculas estão lá no meio das moléculas de água. Se você não acredita, tome um pouco da água e verá que ela está doce.

Mas você poderia se perguntar: Será que o açúcar não *reagiu* com a água, formando um *produto* doce? Essa sua dúvida é bem razoável.



ATIVIDADE

1. Misturando elementos

Considere a afirmação de que o açúcar não reage com a água. Como você poderia provar se houve ou não reação química quando dissolvemos açúcar em água?

RESPOSTA COMENTADA

Você poderia proceder da seguinte maneira: retire um pouco da água adocicada e esparrame-a sobre uma superfície plana. Espere até a água evaporar. Sobre a superfície ficará um resíduo branco. Raspe o resíduo e prove. Ele terá o mesmo gosto do açúcar. Mas não só o gosto. O resíduo terá exatamente as mesmas propriedades do açúcar. Portanto, o resíduo nada mais é do que parte do açúcar que foi dissolvido na água. Logo, se não houve transformação de reagente em produto, não ocorreu uma reação química.

Quando dissolvemos o açúcar, que é uma *substância pura*, na água (outra substância pura), produzimos uma *mistura*. Na mistura água-açúcar, temos *dois* tipos diferentes de moléculas: as de água e as de açúcar. A essa mistura podemos acrescentar um pouquinho de sal. Ele também vai se dissolver na água, como o açúcar. Nessa nova mistura, água-açúcar-sal (não tente prová-la, porque é horrível), teremos *três* tipos diferentes de substâncias.

Enquanto uma substância pura é formada por um *único tipo de molécula*, numa mistura podemos encontrar vários tipos diferentes de moléculas, tantos tipos quanto forem as substâncias puras usadas no seu preparo.

Cada substância pura presente numa mistura é chamada de *componente* da mistura. Uma mistura formada por dois componentes é chamada de mistura *binária* (água e álcool, por exemplo). Uma mistura *ternária* conterá três substâncias puras, ou três tipos diferentes de moléculas (água + açúcar + sal). A gasolina, um dos combustíveis mais usados, é uma mistura de várias substâncias, como veremos adiante.

Podemos preparar misturas das mais diversas maneiras, a partir de substâncias puras. Por exemplo, colocando açúcar em água ou álcool na água. No primeiro caso, uma das substâncias puras é sólida (açúcar) e outra é líquida (água). No segundo caso, ambas as substâncias são líquidas.

Também podemos fazer uma mistura de dois sólidos, por exemplo, açúcar e sal. Coloque numa xícara uma colherinha de sal, outra de açúcar e mexa bastante. Se você misturar bem, não vai dar para *ver* quem é o sal e quem é o açúcar.

Podemos fazer também misturas de gases, embora as experiências sejam sempre mais complicadas porque é mais difícil trabalhar com gases (por quê? Veja no box explicativo). Mas o ar que respiramos é uma mistura de vários gases. Um gás chamado nitrogênio é o principal componente do ar, isto é, aquele presente em maior quantidade (~80%). O segundo componente, em quantidade, é o oxigênio (~20%), do qual dependemos para viver.

Por que é difícil trabalhar com gases?

É mais difícil trabalhar com gases porque as substâncias no estado gasoso ocupam todo o volume disponível. Por isso, temos que trabalhar com gases em recipientes fechados, caso contrário eles se dispersarão pela atmosfera.

Finalmente, podemos também fazer misturas de líquidos e gases (água mineral gasosa, por exemplo) e de sólidos com gases.

Em algumas misturas, as moléculas dos componentes estão tão bem misturadas que não há meio possível de distingui-las. Assim, a menos que saibamos antecipadamente que a mistura foi preparada, não teremos como distingui-la de uma substância pura por observação visual ou mesmo com o auxílio de um microscópio. Ou seja, mesmo observada com o mais poderoso dos microscópios, ela terá o mesmo aspecto de uma substância pura.

Esse tipo de mistura é chamado *mistura homogênea* ou *solução*. Como exemplo, podemos citar as misturas de água + álcool, água + açúcar, e o ar que respiramos. Por outro lado, açúcar e sal formam uma *mistura heterogênea*. Isso porque, embora a olho nu não possamos distinguir o sal do açúcar, se examinarmos a mistura com o auxílio de um microscópio, poderemos notar a presença de fragmentos com aspectos distintos, que correspondem a “pedaços” de sal e de açúcar.



ATIVIDADE

2. Tipos de misturas

Das substâncias listadas a seguir, quais são soluções e quais são misturas heterogêneas?

a. gasolina; b. leite; c. ar atmosférico; d. areia e sal.

RESPOSTA COMENTADA

a. A gasolina é uma solução. É um líquido homogêneo composto por diversas substâncias.

b. O leite parece ser uma solução à primeira vista, pois ele tem o aspecto homogêneo a olho nu, porém se o examinarmos com uma lente de aumento, veremos que existem gotículas de gordura que ficam separadas do resto do líquido, que é formado principalmente por água.

c. O ar atmosférico é um exemplo interessante. Se estivermos num local livre de poluição, o ar é homogêneo porque este será constituído apenas por gases, que sempre se misturam. Portanto, nestas condições o ar é uma mistura homogênea, ou seja, uma solução. Por outro lado, às vezes podemos ver fuligem ou outros tipos de partículas suspensas no ar, como poeira, por exemplo. Neste caso, diremos que o ar poluído é uma mistura heterogênea de gases e sólidos.

d. Areia e sal formam uma mistura heterogênea, pois mesmo que você não consiga distinguir as partículas de sal das de areia a olho nu, você o fará por meio de uma lente de aumento.

Agora, uma pergunta: será que existem *soluções sólidas*? A resposta é sim! Na verdade, várias ligas metálicas são soluções sólidas. Entretanto para prepará-las temos de fundir os sólidos, misturá-los e deixar esfriar. Uma vez a mistura solidificada, teremos uma solução sólida. Por que será que só fundindo os dois sólidos conseguimos preparar uma solução sólida? Tente empurrar um fio de cobre contra uma barra de ferro. Eles não se misturam simplesmente porque não podem fluir.

Observe agora uma coisa curiosa. Quaisquer duas ou mais substâncias gasosas podem ser misturadas. O melhor exemplo disso é o ar que respiramos. Duas ou mais substâncias sólidas também podem sempre ser misturadas. É claro que, dependendo do tamanho das partículas dos sólidos, dá até para *ver* os diferentes componentes da mistura.

Entretanto, nem sempre podemos misturar dois líquidos, por exemplo: água e óleo de cozinha. Na verdade, o óleo de cozinha já é uma mistura de várias substâncias puras. Mas, mesmo que separássemos cada um dos componentes do óleo veríamos que nenhum deles é solúvel em água.



ATIVIDADE

3. Elementos que não se misturam

Você conseguiria pensar em outros dois líquidos (mesmo que um deles seja uma mistura, como o óleo de cozinha) que não se misturam?

RESPOSTA COMENTADA

Gasolina e água não se misturam, por exemplo. Cabe lembrar que qualquer óleo ou gordura não se mistura com a água.

Por que será que nem sempre dois líquidos se misturam? Bem, já sabemos que uma mistura é formada de duas ou mais substâncias puras e que cada substância pura é constituída por *um único tipo de molécula*. Logo, se dois líquidos não se misturam, deve haver alguma *incompatibilidade* entre as *moléculas* dos dois líquidos. Essa é uma hipótese razoável.

Mas, segundo essa hipótese, como entender que um *detergente* possa ser solúvel, isto é, que possa se misturar tanto em água quanto em óleo? Para ser solúvel na água, a molécula do detergente teria que ser *compatível* com a de água. E, para ser solúvel no óleo, a molécula do detergente teria *também* que ser *compatível* com as moléculas de todos os componentes do óleo. Como isso seria possível se as moléculas dos componentes do óleo *não são compatíveis* com as moléculas de água?

Bem, a única saída seria imaginar que a molécula do detergente tem *uma parte compatível* somente com a da água e *outra parte compatível* somente com as moléculas dos componentes do óleo.

A esta altura, creio que você já deve estar começando a perceber que, se não conseguirmos descobrir como são essas tais *moléculas*, não vamos poder avançar muito no nosso propósito de entender como se passam os fenômenos químicos.

Vamos tentar?

COMO ACONTECE UMA REAÇÃO QUÍMICA?

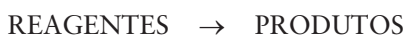
Recapitulando, definimos *molécula* como a menor quantidade possível de uma substância pura. Depois chegamos à conclusão de que substâncias diferentes têm propriedades diferentes porque suas *moléculas são diferentes*. E, agora, para justificar que algumas substâncias puras se misturam e outras não, levantamos a hipótese de as moléculas de duas quaisquer substâncias poderem ser *compatíveis ou não*.

Mas o que realmente significa duas moléculas diferentes serem compatíveis? Por enquanto não sabemos, e só estamos usando esta palavra para tentar diferenciar dois tipos de comportamento que nós observamos: por exemplo, água e álcool se misturam, mas água e óleo não.

Nossa esperança é que, ao conseguirmos entender como são as moléculas de uma substância pura, passaremos também a entender, *em nível molecular*, o que significa duas moléculas serem ou não compatíveis. Quando conseguirmos isso, não precisaremos mais usar o termo “compatível”.

De todos os fenômenos ditos “químicos”, a reação química é, sem dúvida, o mais importante. É comum encontrarmos, em livros, a Química definida como a Ciência das Transformações, isto é, a ciência que estuda como substâncias são transformadas em outras.

Essas transformações se dão por meio de *reações químicas*. Você já sabe que o que *caracteriza* a ocorrência de uma reação química é o fato de uma ou mais substâncias puras (*reagentes*) serem *transformadas* em outras (*produtos*):



Há uma coisa muito curiosa que é observada *sempre* que uma reação química ocorre: *a massa total é conservada*. Isso quer dizer que, se partirmos de certas quantidades de dois *reagentes* A e B, com massas m_A e m_B , e obtivermos dois *produtos*, C e D, com massas m_C e m_D , teremos obrigatoriamente que:

$$m_A + m_B = m_C + m_D$$

E essa relação se aplica para qualquer número de reagentes e produtos:

$$\Sigma_R m_R = \Sigma_P m_P,$$

onde o símbolo Σ_R indica a soma das massas de todos os reagentes e Σ_P a soma das massas de todos os produtos.

Mas como acontecem as reações químicas? Como é que as moléculas dos reagentes, com formas e tamanhos próprios, são transformadas nas moléculas dos produtos, com formas e tamanhos distintos daqueles dos reagentes? E isso tudo acontecendo sem que nada seja *perdido*, ou seja, *com conservação de massa*!

Imaginemos que as moléculas dos reagentes A e B tenham as seguintes formas e tamanhos:

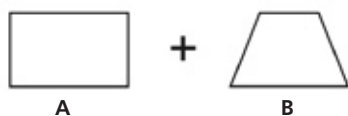


Figura 3.5: Moléculas dos reagentes A e B.



Veja bem. Estamos usando formas geométricas simples, como um retângulo e um trapézio, só para *ilustrar* o que deve acontecer numa reação química. Não vá você achar que as moléculas têm que ter a forma de figuras geométricas planas (quadrados, triângulos, trapézios etc.) ou sólidas (esferas, cubos etc.).

Esclarecido esse ponto, vamos em frente. Suponhamos que a substância pura A reaja com a substância pura B, formando as substâncias C e D. Sabemos que uma substância pura é constituída por um único tipo de molécula. Portanto, na reação química as moléculas de A e B vão *desaparecer* para dar origem às moléculas de C e D. Vamos supor que, cada vez que uma molécula de A desaparecer, uma de B também desapareça, dando origem a uma molécula de C e a uma da substância D.

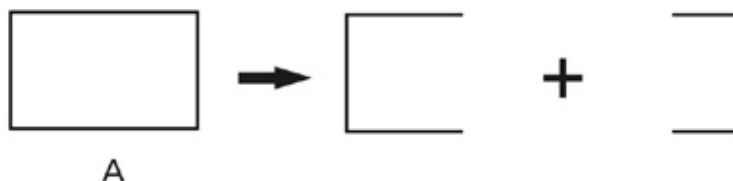
Se as moléculas de C e D têm as formas abaixo, como se daria o processo de transformação de A e B nos produtos C e D?



Figura 3.6: Moléculas de C e D.

Bem, podemos imaginar os seguintes processos:

Fragmentação de A:



Fragmentação de B:

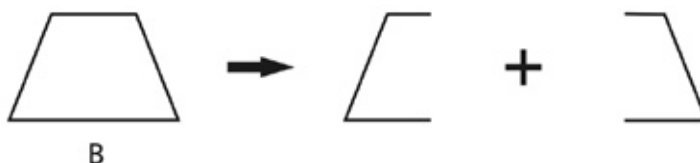


Figura 3.7: Fragmentação de A e B.

Agora podemos recombinar os fragmentos:

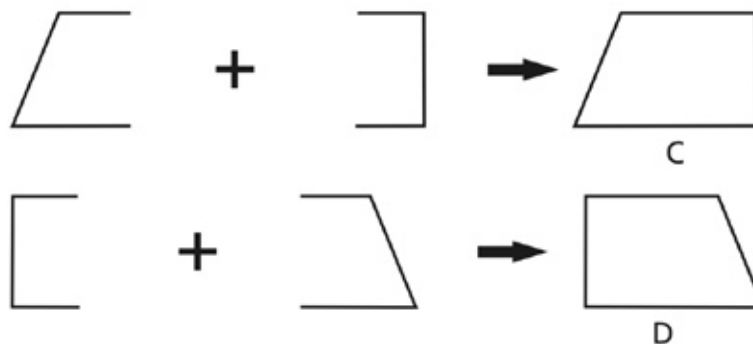


Figura 3.8: Recombinação dos elementos.

Veja que a massa foi conservada!

É claro que as moléculas das substâncias C e D (produtos da reação) poderiam ter outras formas, bastando para isso fragmentar as moléculas dos reagentes, A e B, de outras maneiras, mas sempre levando em conta que a *massa total tem que ser conservada*!

Mas espere! Há pouco *definimos* molécula como a *menor* porção possível de uma substância pura, e agora estamos dizendo que numa reação química as moléculas dos reagentes são quebradas? Então, se fragmentarmos uma molécula de água, por exemplo, não vamos mais ter a substância água? É exatamente isso que acontece numa reação química! As moléculas dos reagentes “desaparecem”, dando origem às moléculas dos produtos! É isso mesmo. Acontece que elas não desaparecem como mágica. As moléculas dos reagentes se *fragmentam* – e nesse instante deixam de existir as moléculas dos reagentes – e esses fragmentos se *recombinam* para formar novas moléculas, as dos produtos, mas sempre respeitando a conservação de massa.

Se você pensar mais um pouco, verá que não há como entender as moléculas dos reagentes A e B se transformando em moléculas dos produtos, ainda que com conservação de massa total, sem que essa transformação envolva a fragmentação das moléculas dos reagentes.

Portanto, para entender como, numa reação química, as moléculas dos reagentes são transformadas em moléculas dos produtos, temos que admitir que existem “coisas” ainda menores que as moléculas que participam desta reação.

Quão menores do que uma molécula podem ser esses fragmentos? Bem, ainda não estamos em condições de responder a essa pergunta, mas em breve você terá a resposta. Por enquanto, vamos chamar de *átomo* o *menor* fragmento que pode ser formado a partir da *quebra* de uma *molécula*.

Tomando agora o *átomo* como *unidade básica* (a menor possível) de “construção” das moléculas, podemos dizer que *todas* as moléculas da natureza, independente do tamanho ou forma, são feitas de *átomos*. Assim, as *moléculas* de água, álcool, açúcar etc., embora diferentes, são todas feitas de átomos.

Uma molécula pode ser formada por dois átomos (diatômica), três (triatômica), quatro ou mais átomos (poliatômica).

Quando uma molécula é fragmentada durante uma reação química, os fragmentos formados podem conter um só átomo (*fragmentos atômicos*) ou vários átomos (*fragmentos moleculares*). Mas lembre-se de que os fragmentos moleculares que porventura sejam formados durante a reação *não* mais representam os reagentes originais.

Bem, começamos com *moléculas*, agora já estamos nos *átomos*, e você deve estar se perguntando aonde isto vai parar. Vamos agora fragmentar os átomos também? *Não*, isso não será necessário. E por que não? Porque todos os fenômenos químicos que vêm sendo observados podem ser compreendidos através de modelos e teorias que usam o *átomo* como unidade básica de construção de moléculas.

Assim, usando o *átomo* como unidade básica, podemos entender por que álcool e água se misturam, mas água e óleo não; por que álcool é combustível, mas água não. Podemos também entender o que uma molécula de detergente precisa ter para se misturar tanto com a água quanto com o óleo. Ou seja, podemos entender como uma molécula precisa ser para apresentar uma certa propriedade. Isso não é fantástico? Mas tudo virá a seu tempo.

Usando o fato de que moléculas são feitas de átomos, podemos ir muito além do que simplesmente explicar fenômenos químicos que observamos no nosso dia-a-dia. Veja só uma coisa: muitas das substâncias, puras ou misturadas, que encontramos normalmente são substâncias produzidas pela natureza. Elas já existiam muito antes de haver vida humana na Terra. Muitas delas apresentam propriedades que as tornam úteis no nosso dia-a-dia. Outras, nem tanto. Porém, se conseguirmos entender como deve ser a molécula de uma substância para que ela apresente uma determinada propriedade, sabendo que moléculas são feitas de átomos, poderemos começar a “construir” novas moléculas, não existentes na natureza, com as propriedades desejadas.

Os plásticos, substâncias que usamos para as mais diferentes finalidades, e os antibióticos, que nos ajudam a combater infecções no nosso organismo, são alguns exemplos de substâncias que não existiam na natureza e que foram fabricadas pelos químicos.

Vamos descer um pouco mais fundo nesse mundo microscópico, à procura dos átomos.

**ATIVIDADE****4. Reação sem fragmentação**

Você conseguiria imaginar algum tipo de reação química onde as moléculas dos reagentes não precisariam ser fragmentadas para formar os produtos?

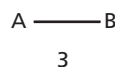
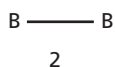
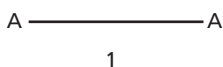
RESPOSTA COMENTADA

Se os reagentes contiverem apenas um átomo (fragmento atômico), não haverá fragmentação. No entanto, se o fragmento for composto por mais de um átomo, teremos uma molécula ou fragmento molecular. Por enquanto, ficaremos com um exemplo de molécula com dois átomos de oxigênio reagindo para formar a molécula de oxigênio, que representamos como: $O + O \rightarrow O_2$ ou $2O \rightarrow O_2$.

Outro exemplo é o de dimerização de uma molécula, ou seja, quando duas moléculas do mesmo tipo reagem para formar uma terceira de outro tipo. Por exemplo :

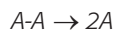
**ATIVIDADE FINAL****Fragmentação de moléculas**

Considere a molécula 1 formada apenas por átomos do tipo A (A_2), a molécula 2 formada apenas por átomos do tipo B (B_2) e a molécula 3 formada por átomos dos dois tipos (AB), como mostrado a seguir. Como você descreveria a formação de AB a partir de A_2 , e B_2 .

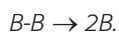


RESPOSTA COMENTADA

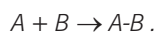
Podemos ter a fragmentação de 1 como



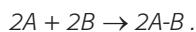
e a fragmentação de 2 como



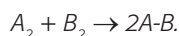
Então teríamos a reação



ou



O processo todo poderia ser descrito como



Note que houve conservação de massa.

RESUMO

Molécula é a menor porção de uma substância pura. Conseqüentemente, numa mistura teremos, necessariamente, mais de um tipo de molécula. Na maioria das vezes, para que uma reação química ocorra, temos que admitir que as moléculas se fragmentam, o que nos leva a idéia de que moléculas são, de fato, formadas por átomos. Os fragmentos, atômicos ou moleculares, voltam a se unir de forma diferente do que eram antes da reação. O resultado é a formação dos produtos.

INFORMAÇÕES SOBRE A PRÓXIMA AULA

Na próxima aula, falaremos mais sobre átomos e definiremos o conceito de elemento químico, fórmula química e estrutura molecular.

Elemento químico, fórmula química e estrutura molecular

Metas da aula

Introduzir os conceitos de elemento químico, fórmula química e estrutura molecular, bem como evidenciar diferenças entre os átomos de elementos distintos.

objetivos

Espera-se que, após estudar o conteúdo desta aula, você seja capaz de:

- escrever fórmulas químicas;
- escrever e esquematizar estruturas moleculares simples;
- realizar cálculos em relação a massa, densidade e volume de elementos químicos;
- resumir o caminho que levou ao conceito de átomo.

INTRODUÇÃO

Nesta aula, vamos aprofundar nosso estudo da estrutura molecular, discutir o que vem a ser elemento químico e descrever as substâncias por sua fórmula química.

ÁTOMOS E ELEMENTOS QUÍMICOS

Na aula anterior, começamos a nos perguntar como uma reação química pode ocorrer. Sabendo que moléculas de diferentes substâncias são necessariamente diferentes, chegamos à conclusão de que as moléculas dos reagentes, para se transformarem naquelas dos produtos, deveriam sofrer um processo de fragmentação. A recombinação dos fragmentos formados daria então origem a moléculas diferentes daquelas dos reagentes, ou seja, às moléculas dos produtos.

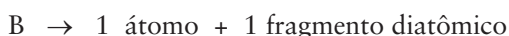
Chamamos de *átomo* o *menor* fragmento que pode ser formado a partir da *quebra* de uma *molécula*.

Imagine agora o processo de fragmentação de duas moléculas diferentes, as das substâncias puras A e B. Suponha que a molécula de A seja diatômica, isto é, formada por dois átomos, e a de B, triatômica, ou seja, formada por três átomos.

A fragmentação da molécula da substância A só pode fornecer dois átomos:



A molécula de B, por sua vez, sendo triatômica, pode ser quebrada num átomo e num fragmento diatômico:



O processo de fragmentação poderia continuar:



No final, poderíamos ter até três átomos como resultado da fragmentação da molécula da substância B:



Sabemos que, se as substâncias puras A e B são diferentes, suas moléculas são necessariamente diferentes. Mas o que poderemos dizer sobre os *átomos* resultantes das fragmentações de A e B? Serão todos iguais? Todos diferentes? Ou alguns iguais e outros diferentes?

As moléculas de A e B podem ser diferentes simplesmente porque a de A é feita de dois átomos, e a de B é formada por três átomos. Nesse caso, os átomos seriam todos iguais, mas as moléculas seriam diferentes e, por consequência, suas propriedades, devido ao fato de uma ser diatômica (A) e outra triatômica (B).

Você acha essa hipótese razoável? Pense um pouco. Quantas moléculas diatômicas diferentes poderiam existir se os átomos fossem todos iguais? Só uma, não é? No entanto, existem muitas moléculas diferentes formadas por apenas dois átomos. Por exemplo, o ar que respiramos contém principalmente as substâncias nitrogênio e oxigênio. As moléculas dessas duas substâncias são diatômicas, mas têm propriedades muito diferentes. Logo, elas *não* podem ser formadas pela mesma espécie de átomo.

Qual é a conclusão disso?

Os átomos não são todos iguais. Duas moléculas podem ser diferentes, não só por conterem *números diferentes* de átomos, mas também por serem formadas por *átomos diferentes*.

Agora tente se lembrar do número de diferentes substâncias que você encontra e usa no seu dia-a-dia. Muitas, não é? Talvez até mais do que você imagina, porque várias delas são misturas de um grande número de substâncias puras. Por exemplo, o sabonete do seu banho, a pasta de dentes, o leite e o café que toma pela manhã e, praticamente, todos os alimentos que você consome diariamente são misturas de um grande número de diferentes substâncias.

Quantas flores diferentes você vê ao redor de sua casa, ou durante a viagem para o trabalho, ou mesmo nos quiosques de venda na rua? Cada uma com coloração e cheiro diferentes. Já pensou na quantidade de diferentes substâncias que podem estar ali naquelas flores? E nas frutas e verduras que você vê na feira?

Se existem tantas substâncias diferentes, isso significa que deve existir um número também muito grande de moléculas diferentes. O fato de a natureza ser capaz de produzir um número tão grande de diferentes substâncias (diferentes moléculas) sugere que devem existir várias espécies de *átomos diferentes*. Mas quantos?

Ao longo de mais de dois séculos, os químicos desenvolveram e aperfeiçoaram procedimentos para determinar de quantos átomos e de quais espécies a molécula de uma substância é formada. Chamamos de *Análise* (ou *Análise Elementar*) o processo de determinar os átomos

constituintes de uma molécula. O processo inverso, ou seja, o de construir uma molécula a partir de seus átomos constituintes, é chamado de *Síntese*. Ao longo do nosso curso de Química, você irá aprender vários dos procedimentos usados na análise e na síntese das substâncias.

Pois bem, usando os métodos de análise que foram sendo desenvolvidos e todas as substâncias disponíveis, os químicos, ao longo de mais de duzentos anos, chegaram à conclusão de que *existem na natureza quase 100* tipos de átomos distintos. Combinando-os, em diferentes números e tipos, podemos construir milhões de diferentes moléculas e, portanto, de diferentes substâncias puras.

Por meio desses métodos de análise, os químicos descobriram que algumas substâncias são formadas por um *único* tipo de átomo. Uma substância formada por um único tipo de átomo é denominada *elemento*. Você certamente já ouviu falar de vários deles: ferro, cobre, oxigênio, nitrogênio, carbono, sódio, iodo, mercúrio, magnésio etc. Alguns são sólidos, outros são líquidos e outros, gasosos. Veja dois exemplos na **Figura 4.1**:

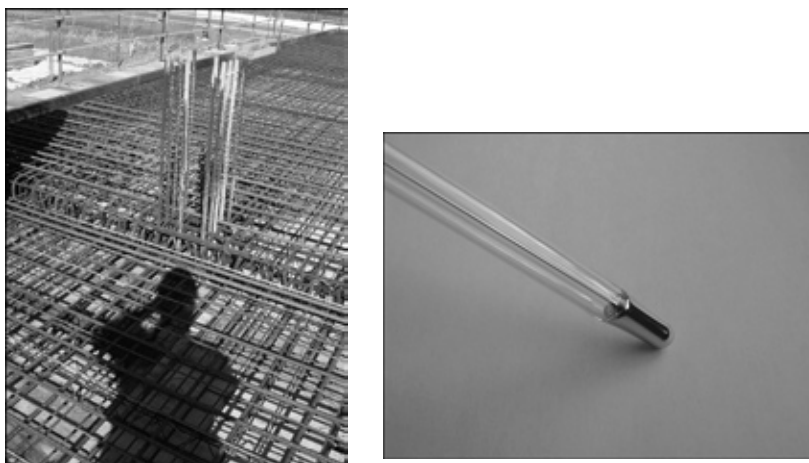


Figura 4.1: Exemplos de elementos e seus usos. À esquerda: ferro usado na construção civil (símbolo: Fe. Sólido. Conhecido desde a Antiguidade); à direita: mercúrio usado na construção de termômetros (símbolo: Hg. Líquido. Conhecido desde a Antiguidade).

(Fonte: www.sxc.hu/photo/631075 e www.sxc.hu/photo/266678.)

Além dos elementos naturais, ou seja, aqueles que já existiam na natureza antes do aparecimento da vida na Terra, os cientistas foram capazes de “fabricar” mais alguns, chamados de elementos artificiais. Falaremos deles mais adiante. Somando-se os artificiais aos naturais, conhecemos, hoje, 112 diferentes elementos.

Os elementos desempenham um papel de extrema importância na Química. E por que razão? Por várias. Vejamos uma delas. Se um elemento é formado por um único tipo de átomo, a fragmentação deste elemento dará origem a um único tipo de átomo. Assim, os átomos de um elemento *são todos iguais*. Porém, como o átomo é, por definição, a menor parte em que uma substância pode ser fragmentada, podemos também dizer que um *átomo é a menor porção de um elemento*.

Não sei se você percebeu, mas acabamos de descobrir uma maneira de determinar quantos tipos diferentes de átomos existem na natureza. Para isso, basta que determinemos quantos *elementos distintos* existem na natureza. Isso porque, se cada elemento é constituído de um *único tipo* de átomo, elementos distintos serão formados por diferentes tipos de átomos. Assim, se existirem *n elementos diferentes* na natureza, isso significa que existem *n tipos diferentes de átomos*, não é?

Resolvemos fazer esta viagem pelo mundo microscópico com a finalidade de tentar entender por que substâncias diferentes podem ter propriedades tanto semelhantes quanto muito diferentes. Ao longo do caminho, chegamos à conclusão de que substâncias diferentes têm moléculas diferentes, e que as moléculas são diferentes porque são formadas por um número e/ou espécies de átomos diferentes.

Neste ponto, cabe uma pergunta: o que precisamos realmente saber para caracterizar a molécula de uma substância? Pense um pouco antes de prosseguir. Muito provavelmente, sua resposta será: precisamos saber o número de cada espécie de átomo que a constitui. Sem dúvida alguma, essa informação é fundamental, mas infelizmente não é ainda suficiente para caracterizar a molécula de uma substância.

Quer ver uma coisa? Vamos pegar duas substâncias que você certamente conhece e que já usou na sua casa: álcool e éter. Você sabe que elas são diferentes, e, portanto, suas moléculas têm de ser diferentes. Bem, o que chamamos de álcool na Química não é bem uma única substância, mas uma *classe* de substâncias com propriedades similares.

O álcool que você compra na farmácia é um dos membros dessa classe; seu nome químico é *álcool etílico*, ou *etanol*. Da mesma forma, o éter que você conhece é um entre vários éteres que existem, cujo nome químico é *éter metílico*. Tanto os alcoóis quanto os éteres são formados por apenas três espécies de átomos, que vamos simbolizar por C, H e O. Pois bem, talvez você fique surpreso em saber que para cada álcool existe um éter com o *mesmo número* de átomos das espécies C, H e O, a não ser para o menor dos alcoóis, aquele formado pelo menor número de átomos, chamado de metanol, para o qual não há um éter correspondente.

Por exemplo, a molécula do *etanol* contém dois átomos da espécie C, seis da espécie H e um da espécie O. Mas essa é exatamente a mesma composição da molécula do éter chamado metílico, que tem propriedades completamente diferentes do etanol!

Então podemos concluir que não temos como caracterizar a molécula de uma substância sabendo somente a sua composição, isto é, o número de cada espécie de átomo presente na molécula.

O álcool etílico e o éter metílico são duas substâncias diferentes e, portanto, com moléculas diferentes. Entretanto, tanto a molécula do álcool quanto a do éter são formadas por dois átomos da espécie C, seis da espécie H e um da espécie O.

A *fórmula química* de uma substância expressa a sua composição em termos das espécies de átomos presentes na sua molécula. Assim, a fórmula química do etanol é C_2H_6O , a mesma do éter metílico.



Não temos como caracterizar a molécula de uma substância química sabendo somente sua fórmula química.



ATIVIDADE

1. Fórmulas químicas

O propanol é o membro seguinte da série de alcoóis, possui 3C, 8H e 1O. Para o butanol, outro álcool, temos 4C, 10H e 1O. Pede-se:

- Escreva as fórmulas químicas do propanol e do butanol;
- Muitas vezes compostos semelhantes possuem fórmulas químicas que podem ser descritas por uma fórmula geral. Por exemplo, podemos ter uma série de compostos com a fórmula química $A_n B_{2n}$, em que n é um número inteiro. Esta expressão indica que o número de átomos de B é sempre o dobro de A. Se tivermos $n = 1$ a fórmula será AB_2 (não indicamos o número 1 por convenção). Já para $n = 2$, teremos A_2B_4 . A partir das fórmulas do etanol, propanol e butanol, escreva uma relação geral entre as quantidades de cada átomo presente nos alcoóis.

RESPOSTA COMENTADA

a. Propanol: C_3H_8O ; butanol: $C_4H_{10}O$.

b. As fórmulas de etanol, propanol e butanol são, respectivamente, C_2H_6O , C_3H_8O , $C_4H_{10}O$. Vemos que o número de átomos H é sempre igual a duas vezes o número de átomos C mais 2. Já o número de átomos O é sempre igual a 1. Portanto, se tivermos n átomos C, a fórmula química geral será $C_n H_{2n+2} O$. Nos casos mencionados, temos $n = 2$ para o etanol, $n = 3$ para o propanol e $n = 4$ para o butanol.

Voltemos agora à nossa questão anterior. Que informação nos falta para podermos distinguir as moléculas daquelas duas substâncias – álcool etílico e éter metílico? Você se lembra da nossa discussão sobre como acontece uma reação química? Naquela ocasião, comentamos que dependendo da maneira de fragmentar as moléculas dos reagentes poderíamos ter diferentes produtos com diferentes “formas”. Talvez, seja essa a informação que nos falta: a “forma” das moléculas.

Na verdade, o termo “forma” não é apropriado (como já comentamos anteriormente), porque nos leva instintivamente a querer associar a forma das moléculas àquelas dos objetos do nosso mundo macroscópico.

ESTRUTURA MOLECULAR

Arranjo dos átomos de uma molécula, ou seja, a maneira como eles se posicionam uns em relação aos outros na molécula.

De agora em diante, vamos usar o termo *estrutura da molécula*, ou **ESTRUTURA MOLECULAR**.

A determinação da estrutura molecular pode parecer simples, mas não é. Vamos voltar ao exemplo do álcool etílico e do éter metílico. Imagine que você disponha de seis cubos brancos (representando os átomos H), dois pretos (representando os átomos C) e um branco com um círculo preto ao centro (representando o átomo O). De quantas maneiras diferentes você pode arrumar esses nove cubos? Para simplificar o problema, vamos imaginar somente arranjos nos quais os cubos sejam colocados um ao lado do outro, em linha reta:



Figura 4.2: Cubos representando uma estrutura molecular.

Tentou? Desse tipo de arranjo, teríamos 252 possibilidades diferentes! Imagine agora se incluíssemos também todos os tipos de arranjos, como este tridimensional:

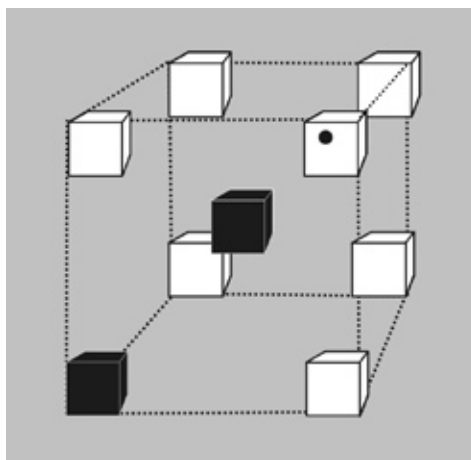


Figura 4.3: Outro possível arranjo representando uma estrutura molecular.

A resposta à pergunta seria então: uma infinidade de diferentes arranjos! No entanto, na natureza só conhecemos *duas*, é isto mesmo, só duas substâncias diferentes com a fórmula química C_2H_6O !

Essa observação tem um *significado muito importante*. Por alguma razão muito especial, só dois arranjos distintos são possíveis para aqueles nove átomos. Daí só existirem duas substâncias químicas com a fórmula química C_2H_6O . Por que será isso? E como seriam essas duas estruturas moleculares?

Na verdade, existe uma pergunta ainda muito mais fundamental do que as duas antes colocadas. Por que e como dois ou mais átomos se combinam para formar uma molécula? Quando acharmos a resposta para essas perguntas, teremos chegado ao fim da nossa viagem. Mas estamos quase lá. Nossa próxima e última parada é exatamente no interior dos átomos. Você aprenderá como eles são, o que diferencia as várias espécies de átomos, e como e por que eles se combinam para formar moléculas.

A partir daí, poderemos fazer nossa viagem de volta, dos átomos às moléculas e das moléculas ao mundo macroscópico. Porém, depois dessa viagem, o nosso mundo macroscópico não nos parecerá mais o mesmo. Passaremos a olhá-lo e interpretá-lo de maneira diferente. Isso porque sabemos agora que os fenômenos que lá observamos são na verdade determinados pelo comportamento das moléculas que formam as substâncias. Assim, passaremos a analisar os fenômenos macroscópicos com uma visão microscópica.



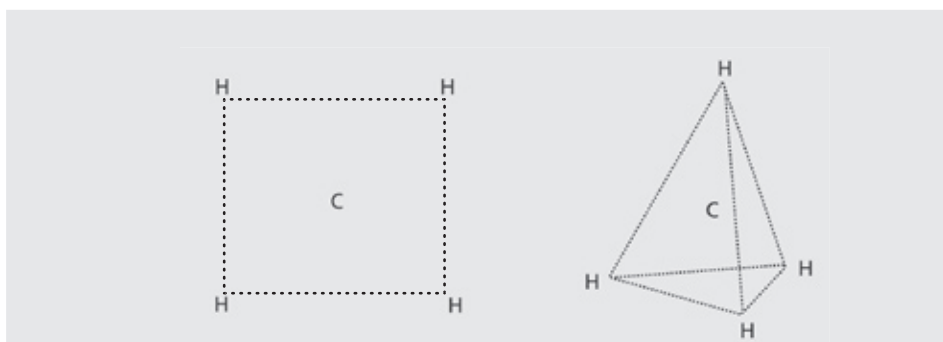
ATIVIDADE

2. Estrutura molecular

Sabendo que uma molécula tem fórmula CH_4 e que o átomo C deve ocupar uma posição central em relação aos átomos H, e ainda que a distância C-H é a mesma em todos os casos, esquematize as possíveis estruturas para esta molécula.

RESPOSTA COMENTADA

As estruturas que satisfazem às características enunciadas são as mostradas a seguir. À esquerda, temos um quadrado em que os átomos H estão nos vértices e o átomo C está no centro. Note que as distâncias C-H são todas iguais. Outra possibilidade, mostrada à direita, é um tetraedro regular em que C está no centro e os H estão nos vértices. As distâncias C-H são todas iguais também neste caso. Pense um pouco e você verá que não há outras possibilidades.



DESCOBRINDO DIFERENÇAS ENTRE OS ÁTOMOS

Há mais uma coisa, antes de passarmos a um estudo detalhado dos átomos. Acabamos de descobrir que devem existir vários tipos diferentes de átomos, tantos quantos forem os *elementos químicos*. Mas em que eles diferem?

Esta parece ser uma pergunta muitíssimo pretenciosa, não é? Afinal, não temos nem como *ver* um átomo, e estamos querendo saber em que dois átomos diferem. À medida que formos avançando neste nosso estudo do *mundo microscópico*, você ficará cada vez mais surpreso com a quantidade de informações que podemos obter sobre o comportamento destas “entidades” – átomos e moléculas –, mesmo não podendo vê-las.

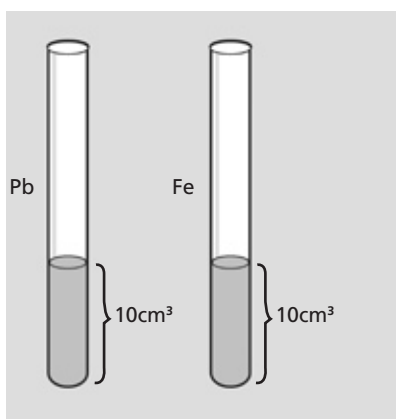


Figura 4.4: Volumes iguais de chumbo e ferro são colocados em dois tubos de ensaio.

Vamos imaginar uma experiência bem simples. Na **Figura 4.4**, você verá dois tubos de vidro, *absolutamente iguais*, que nós, químicos, chamamos de tubo de ensaio. Vamos também precisar de ferro (cujo símbolo é Fe) e chumbo (cujo símbolo é Pb), finamente divididos, ou seja, em pó. Num dos tubos, vamos colocar o pó de ferro até a marca indicada. No outro, o pó de chumbo. Como os tubos são iguais e as marcas estão na mesma altura, em princípio colocamos nos tubos os mesmos *volumes* de pó de ferro e de chumbo, cerca de 10cm^3 .

Como já vimos na seção anterior, chumbo e ferro são dois elementos, ou seja, substâncias constituídas por um *único* tipo de *átomo*. Assim, no tubo da direita, só temos átomos de ferro (Fe) e, no da esquerda, somente átomos de chumbo (Pb).

Vamos colocar cada um dos tubos num dos pratos de uma **BALANÇA ANALÍTICA**. Veja o que acontece na **Figura 4.5**:

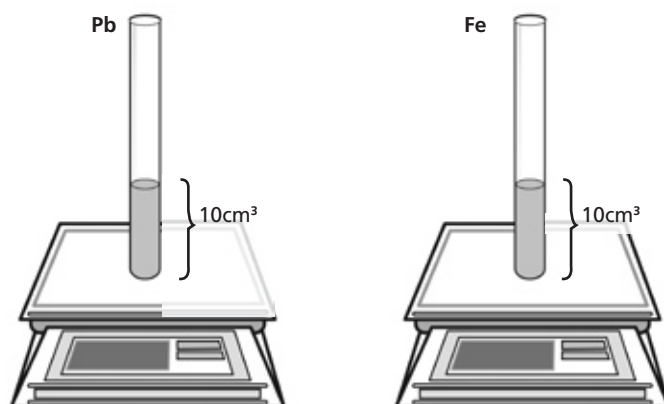


Figura 4.5: Tubos de ensaio contendo chumbo e ferro são pesados.

As massas medidas são:

$$m_{\text{Pb}} = 113,0\text{g} \quad \text{e} \quad m_{\text{Fe}} = 78,6\text{g}$$

$$\Delta m = m_{\text{Pb}} - m_{\text{Fe}} = 34,4\text{g}$$

1ª hipótese: Se supusermos que os átomos de chumbo e de ferro têm o mesmo *volume* (volume atômico), então naquelas quantidades colocadas nos tubos (10cm^3) teríamos, em princípio, o mesmo número de átomos, digamos N , dos dois elementos. Veja a **Figura 4.6**:

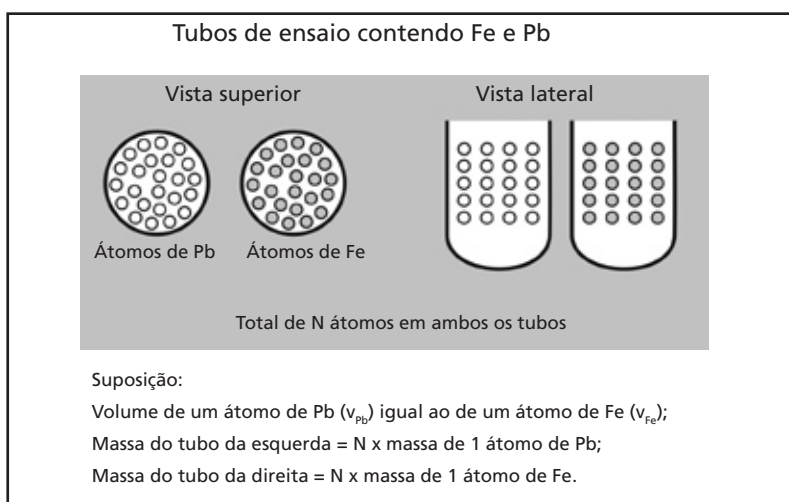


Figura 4.6: Número de átomos de chumbo e de ferro em cada tubo de ensaio.

Neste caso, para que o tubo com chumbo pese mais, *um átomo* de Pb tem de ser mais “pesado” do que *um átomo* de Fe.

BALANÇA ANALÍTICA

Balança de grande precisão, podendo medir quantidades bem inferiores a um grama.

É claro que os volumes atômicos não têm de ser iguais. Por exemplo, pode ser que o volume de um átomo de chumbo seja menor do que o de um átomo de ferro. Segundo esta hipótese, naquelas quantidades colocadas nos tubos de ensaio, teríamos um número maior de átomos de chumbo do que de ferro. Veja a **Figura 4.7**:

2.^a hipótese: $N_{\text{Pb}} > N_{\text{Fe}}$

(Lê-se: N_{Pb} maior do que N_{Fe} .)

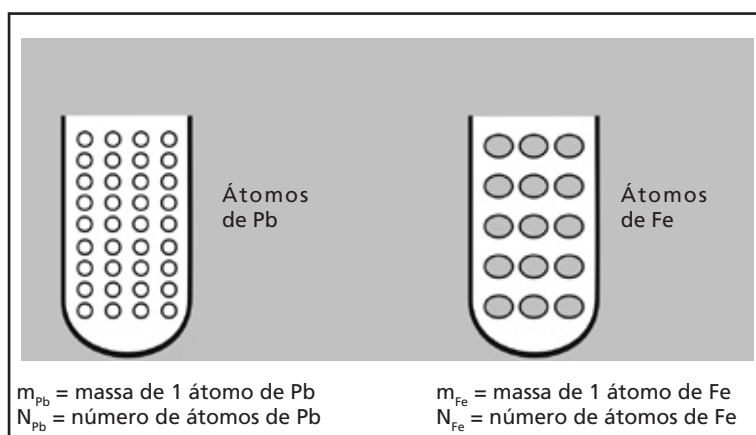


Figura 4.7: Na hipótese de os átomos de chumbo serem menores que os de ferro, teríamos mais átomos de chumbo do que átomos de ferro.

Neste caso, supondo que o volume atômico do chumbo seja menor do que o do ferro, há duas explicações possíveis para o fato de o tubo contendo chumbo pesar mais do que aquele contendo ferro:

a) a massa atômica do chumbo é menor do que a do ferro, mas, como $N_{\text{Pb}} > N_{\text{Fe}}$, poderíamos ter:

$$\underbrace{N_{\text{Pb}} \times m_{\text{Pb}}}_{\text{Massa de chumbo do tubo da esquerda}} > \underbrace{N_{\text{Fe}} \times m_{\text{Fe}}}_{\text{Massa de ferro do tubo da esquerda}}$$

b) a massa atômica do chumbo é maior do que a do ferro e, além disso, há mais átomos de chumbo do que de ferro. Assim, poderíamos ter:

$$N_{\text{Pb}} \times m_{\text{Pb}} > N_{\text{Fe}} \times m_{\text{Fe}}$$

Entretanto, não podemos descartar a hipótese de o volume atômico do chumbo ser maior do que o do ferro (3.^a hipótese). Confira a Figura 4.8:

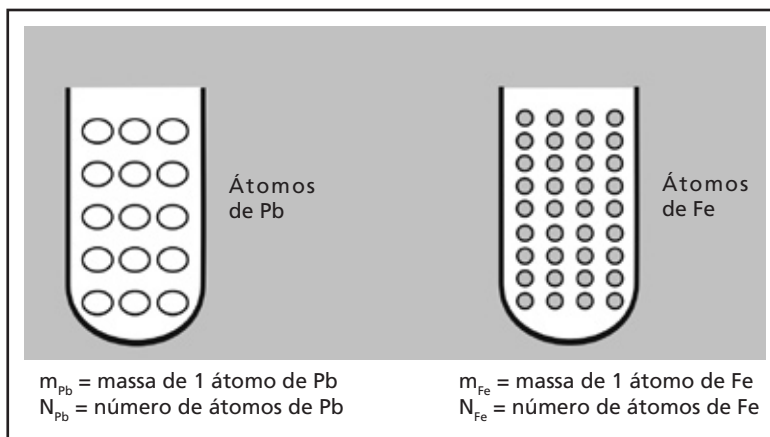


Figura 4.8: Na hipótese de os átomos de chumbo serem maiores que os de ferro, teríamos menos átomos de chumbo do que átomos de ferro.

Neste caso, para que o tubo contendo chumbo seja mais pesado do que aquele contendo ferro, a massa atômica do chumbo teria de ser maior do que a do ferro:

$$m_{\text{Pb}} > m_{\text{Fe}}$$

Antes de prosseguir, vamos resumir as possíveis conclusões que podemos tirar desta experiência. *O resultado da experiência é que o tubo contendo chumbo pesa mais do que aquele contendo ferro.*

Hipótese	Resultado da experiência implica que
1) $v_{\text{Pb}} = v_{\text{Fe}}$	$m_{\text{Pb}} > m_{\text{Fe}}$
2) $v_{\text{Pb}} < v_{\text{Fe}}$	$m_{\text{Pb}} < m_{\text{Fe}}$ ou $m_{\text{Pb}} > m_{\text{Fe}}$ (inconclusivo)
3) $v_{\text{Pb}} > v_{\text{Fe}}$	$m_{\text{Pb}} > m_{\text{Fe}}$

Embora não possamos tirar uma conclusão *única* desta experiência, ela nos revela que os átomos de chumbo e de ferro *certamente* têm *massas atômicas* diferentes e possivelmente também *volumes atômicos* diferentes. Portanto, por meio de uma experiência bem simples, já podemos começar a perceber em que os átomos diferem.

Não sei se você reparou em uma coisa. Na nossa análise da experiência, representamos os átomos de ferro e de chumbo por esferas. Seria esta a “forma” de um átomo? E será que tem algum sentido falarmos de “forma” de um átomo? Bem, estas são perguntas que examinaremos um pouco mais adiante. O importante, neste momento, é que você entenda que para a nossa análise pouco importa a “forma” que os átomos teriam. A única hipótese que fizemos foi sobre o *volume* que cada átomo ocuparia.

Usamos esferas para representá-los simplesmente porque é mais fácil perceber que os volumes atômicos podem ser iguais ou diferentes usando esferas para representá-los.

A experiência que acabamos de descrever, e que nos permitiu perceber diferenças entre átomos, é bastante simples e não muito precisa para os padrões atuais. Hoje em dia, dispomos de técnicas extremamente sofisticadas para determinar propriedades de átomos e moléculas. Entretanto, a experiência que realizamos é de precisão comparável à de um grande número de experiências realizadas no final do século XIX e início do século XX, que serviram para revelar muitas das informações que hoje temos sobre a estrutura de átomos e moléculas.

Concluída esta nossa experiência, a primeira pergunta evidentemente é: por que os átomos dos diferentes elementos têm massas e volumes atômicos diferentes? Esta coisa parece não ter fim, não é? Mas tem sim; pelo menos para o nosso objetivo principal, que é o de entender os fenômenos químicos.



ATIVIDADE

3. Pensando em números...

A densidade de uma substância é calculada dividindo-se a massa da substância pelo volume que ela ocupa. Nas experiências anteriores, vimos que 10cm^3 de chumbo pesam $113,0\text{g}$ e que 10cm^3 de ferro pesam $78,6\text{g}$;

- Calcule a densidade – também chamada de massa específica – de chumbo e de ferro em g/cm^3 ;
- Converta o resultado para kg/m^3 . Se tiver dificuldades, faça uma revisão do assunto na Aula 2.
- Se tirarmos uma certa quantidade de chumbo até que a massa de chumbo seja igual à massa de ferro, ou seja, $78,6\text{g}$, qual será o volume de chumbo que será medido?

RESPOSTA COMENTADA

a. A densidade do ferro será $78,6\text{g}/10\text{cm}^3 = 7,86\text{g/cm}^3$. Já a densidade do chumbo será $113,0\text{g}/10\text{cm}^3 = 11,3\text{g/cm}^3$.

b. Sabemos que 1kg corresponde a 1.000g . Portanto, podemos escrever o fator de conversão como $1\text{kg}/1.000\text{g}$. Além disso, sabemos que 1m corresponde a 100cm . Logo, o fator será $1\text{m}/100\text{cm}$. No entanto, o volume é dado em m^3 ou cm^3 . Então, para obtermos o fator correspondente, temos de elevar esse fator ao cubo, obtendo $\left(\frac{1\text{m}}{100\text{cm}}\right)^3$.

Finalmente, o fator de conversão será:

$$\frac{1\text{kg}}{10^3\text{g}} \div \left(\frac{1\text{m}}{10^2\text{cm}}\right)^3 = \frac{1\text{kg}}{10^3\text{g}} \times \left(\frac{10^2\text{cm}}{1\text{m}}\right)^3 = \frac{1\text{kg}}{10^3\text{g}} \times \frac{10^6\text{cm}^3}{1\text{m}^3} = \frac{10^3\text{kg}\cdot\text{cm}^3}{\text{g}\cdot\text{m}^3}$$

Usando este fator, teremos para a densidade do ferro:

$$\frac{10^3\text{kg}\cdot\text{cm}^3}{\text{g}\cdot\text{m}^3} \times 7,86 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 7.860 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

E para a densidade do chumbo:

$$\frac{10^3 \text{ kg} \cdot \text{cm}^3}{\text{g} \cdot \text{m}^3} \times 11,3 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 11.300 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

c. Como os átomos de mesmo tipo são todos iguais, eles terão a mesma massa e o mesmo volume atômico. Se aumentarmos o número de átomos, aumentaremos massa e volume na mesma proporção, o que significa que a densidade será constante. Como densidade = massa/volume, podemos dizer que volume = massa/ densidade. Então, para sabermos o volume ocupado por uma determinada massa, basta que dividamos a massa pela densidade. Então teremos:

$$\frac{78,6 \text{ g}}{11,3 \text{ g/cm}^3} = 6,96 \text{ cm}^3$$

Antes de prosseguirmos nesta viagem pelo mundo atômico, vamos brevemente recapitular o caminho que nos trouxe até este ponto da viagem. O diagrama a seguir resume alguns pontos deste caminho. Entretanto, seria muito importante que, olhando para cada um dos blocos do diagrama, você tentasse se lembrar de como chegamos às conclusões contidas em cada um deles. Além disso, seria também importante você reconhecer que o conteúdo expresso em cada um deles (exceto o do primeiro bloco) está diretamente ligado aos conteúdos de todos os blocos anteriores. Se, por acaso, você não conseguir fazer este exercício de recapitulação ou não perceber a conexão entre os conteúdos dos diferentes blocos do diagrama, sugiro uma releitura de todo o material da Aula 3.

Molécula: menor porção possível de uma substância química. As moléculas de uma substância química pura são todas iguais.



Diferentes substâncias químicas têm propriedades diferentes porque suas *moléculas são diferentes*.



Reação química: envolve a transformação das moléculas dos reagentes em moléculas dos produtos, conservando a massa total do sistema. Para que moléculas sejam transformadas umas nas outras, elas precisam ser fragmentadas, de alguma maneira.



Átomo: o menor fragmento que se pode obter quando uma molécula qualquer é fragmentada.



Moléculas: são feitas de átomos. As moléculas podem ser diferentes por conterem diferentes tipos e/ou número de átomos. Elementos são substâncias formadas por um *único tipo* de átomo.

Ponto atual: se existem diferentes tipos de átomos, tantos quanto forem os diferentes elementos, em que eles diferem?

ATIVIDADE FINAL

Revisando conceitos

Descreva resumidamente como se chegou ao conceito de átomo.

COMENTÁRIO

No início de nossa viagem ao mundo microscópico, tomamos partes cada vez menores de uma substância (água, por exemplo), até que chegamos ao ponto de não mais podermos ver esta substância. À menor porção de uma substância pura chamamos molécula. No entanto, vimos que numa reação química moléculas dos reagentes se transformam em moléculas dos produtos, diferentes das primeiras. Chegamos à conclusão de que isto só podia se dar se as moléculas dos reagentes fossem “quebradas” em partes menores e depois estas partes se reorganizassem de forma diferente, de modo a gerar os produtos. Deste modo, chegamos à conclusão de que as moléculas são formadas por elementos de construção, que denominamos átomos.

RESUMO

Átomo é o menor fragmento que pode ser formado a partir da quebra de uma molécula. Moléculas podem ser formadas por um ou por vários tipos de átomo. Quando a molécula é formada por um único tipo de átomo, temos o que se chama de elemento químico. Também podemos dizer que o átomo é a menor porção de um elemento. Moléculas podem diferir apenas pelo número de átomos ou por número e tipo de átomos. O tipo e a quantidade de átomos numa molécula podem ser expressos por sua fórmula química. No entanto, a fórmula química não é suficiente para caracterizar uma molécula, pois podemos ter diferentes moléculas com a mesma fórmula química. A caracterização de uma molécula se dá por sua fórmula química e por sua estrutura molecular. Para entendermos a estrutura molecular, temos de entender a estrutura atômica, de forma a podermos prever a maneira como os átomos se arranjam para formar as moléculas.

INFORMAÇÕES SOBRE A PRÓXIMA AULA

Se existem diferentes tipos de átomos, tantos quanto forem os diferentes elementos, em que eles diferem? Esta última pergunta não é para ser respondida aqui. Ela serve apenas para que você entenda em que ponto estamos. Chegaremos à resposta em aulas futuras.

Eletricidade e estrutura atômica

Meta da aula

Discutir o fenômeno da eletricidade e relacioná-lo à estrutura atômica da matéria.

objetivos

Espera-se que, após estudar o conteúdo desta aula, você seja capaz de:

- descrever o fenômeno da eletricidade;
- correlacionar experiências realizadas com objetos macroscópicos aos aspectos do mundo atômico, em relação ao fenômeno da eletricidade.

INTRODUÇÃO

Na aula anterior, por meio de uma experiência bastante simples, chegamos à conclusão de que os átomos de chumbo e de ferro são diferentes porque têm *massas* atômicas e/ou *volumes* atômicos diferentes. Chegaríamos a uma conclusão idêntica se fizéssemos experiências semelhantes com quaisquer outros dois elementos. Mas os átomos dos elementos não são diferentes somente em massa e/ou volume atômicos. Várias outras propriedades poderiam ser usadas para diferenciá-los, como veremos mais adiante.

REVELANDO A ESTRUTURA DOS ÁTOMOS

O nosso problema agora é tentar entender a origem dessas diferenças; por exemplo, o que há no átomo de chumbo que o torna mais pesado do que o de ferro? Bem, para responder a perguntas deste tipo, temos que tentar, de alguma maneira, saber como são os átomos. Nossa esperança é que, sabendo como eles são, passemos também a entender como são as moléculas, já que estas são formadas de átomos. Sabendo como são as moléculas das substâncias, poderemos entender as diferenças e semelhanças entre as propriedades de diferentes substâncias.

A partir desse conhecimento, poderemos compreender todos os *fenômenos químicos* que discutimos anteriormente. Por exemplo: Por que algumas substâncias se misturam e outras não? Por que certas substâncias são sólidas (como o açúcar, o sal), outras líquidas (água, álcool, éter) e outras gasosas (hidrogênio, oxigênio, nitrogênio)? Como produzir um material (um plástico, por exemplo) com propriedades definidas? São inúmeras as perguntas para as quais poderíamos achar as respostas, com base no conhecimento das *estruturas moleculares*. Dentre elas, a mais importante para a Química seria entender por que e como uma reação química acontece. Ou seja, como e por que as moléculas de reagentes são transformadas em moléculas de produtos.

Para atingir esse nosso objetivo, vamos ter que falar um pouco sobre um outro fenômeno, extremamente importante e curioso: a eletricidade. Como? Eletricidade? Mas o que tem a ver eletricidade com Química, átomos e moléculas? Tem tudo a ver.

Você, por acaso, nunca usou uma lanterna durante as faltas de luz? Ou um radinho portátil para escutar seu jogo de futebol? Ou um telefone celular num caso de emergência? Ou mesmo sem necessidade alguma de usá-lo? Algum destes instrumentos, você certamente já usou.

E como eles funcionam? Você sabe? Ah! Funcionam com pilhas e baterias, não é? E você, por acaso, sabe o que são pilhas e baterias? Não sabe? Pois bem, pilhas e baterias são dispositivos que geram *eletricidade* a partir de uma *reação química*!

É isso aí! As reações químicas são as responsáveis pelo funcionamento de lanternas, radinhos de pilha, telefones celulares etc. Também os carros e os ônibus precisam de bateria para funcionar. Essas reações que ocorrem em pilhas e baterias são de um tipo muito importante denominadas genericamente de *reações de oxirredução*. Ao longo do nosso curso, vamos estudar muitas reações desse tipo.



As reações de oxirredução serão vistas, com mais detalhes, futuramente.

Viu só como a Química tem tudo a ver com a eletricidade? Mas o que tem a eletricidade a ver com os átomos?

INTERMEZZO: O FENÔMENO DA ELETRICIDADE

Intermezzo é uma palavra italiana que significa *intervalo*. Sim, vamos fazer um pequeno intervalo para estudar um pouco deste fenômeno, *eletricidade*, que nos possibilitará aprender muitas coisas a respeito de como são os átomos.

Vamos realizar algumas experiências muito simples, mas extremamente curiosas, que nos darão importantes informações de como são os átomos e moléculas. Pegue um pente, um pedaço de seda, ou mesmo uma flanela para lustrar móvel. Corte um pequeno pedaço de papel e coloque-o sobre uma superfície qualquer.

Esfregue com força uma parte do pente com a flanela, até que a flanela fique quente. Nesse instante, pare de esfregar o pente e aproxime-o do pedaço de papel, *sem tocá-lo*. O que aconteceu? Se você não tem condições de fazer esta experiência em casa, veja a **Figura 5.1**.



Figura 5.1: O pente, que sofreu atrito com a seda, atrai pedacinhos de papel.

O resultado é altamente curioso: o pedaço de papel foi atraído pelo pente! Repita a experiência sem esfregar a flanela e você verá que o pente não atrairá o pedaço de papel.

Uma experiência análoga a esta foi realizada há milhares de anos, na antiga Grécia, por **THALES**, na cidade de Mileto. Só que ele não usou um pente, mas sim um pedaço de âmbar, um material muito utilizado hoje em dia para fazer jóias.

THALES

Thales de Mileto (cerca de 640-548 a.C.) é natural de Mileto, colônia cretense no Mediterrâneo. É considerado filósofo naturalista pré-socrático e, também, o “pai da filosofia grega”. Nada deixou por escrito. Suas teorias são conhecidas por intermédio de Aristóteles, Diógenes Laércio, Heródoto, Teofrasto e Simplicio. Aristóteles refere-se a ele como “o fundador” da filosofia ocidental.
Fonte: <http://www.pucsp.br/~filopuc/verbete/tales.htm>



Figura 5.2: Colar de âmbar.
Fonte: www.sxc.hu/photo/457959

Thales notou que o âmbar, depois de atritado com um pedaço de seda, adquiria a propriedade de atrair objetos leves.

Talvez você já tenha ouvido esta história, mas o que você talvez não saiba é que a palavra grega para *âmbar* é *elektron*!

Muitos anos mais tarde, quase 19 séculos após as experiências de Thales, William Gilbert, na Inglaterra, descobriu que muitos outros materiais, quando atritados, exibiam, como o âmbar, a propriedade de atrair objetos leves. Para indicar que eles se comportavam de forma similar ao âmbar (*elektron*), Gilbert dizia que eles estavam *eletrizados*. A este fenômeno, que se manifestava quando dois materiais eram atritados, que ele não sabia explicar, Gilbert chamou de *eletricidade*.

William Gilbert (1540-1603), médico inglês, estudou, entre vários temas, o magnetismo e os fenômenos elétricos com base em experiências simples. Leia um pouco mais sobre seus estudos na Internet: <http://plato.if.usp.br/1-2003/fmt0405d/apostila/renasc7/node8.html>

Até hoje usamos esses termos. Assim, dizemos que um objeto está *eletrizado* se ele exibe o fenômeno da eletricidade, ou seja, se ele é capaz de atrair outros objetos, mesmo que a distância. Os objetos *neutros* são aqueles que não estão eletrizados. Atualmente sabemos que quaisquer dois materiais, quando atritados, se eletrizam. Entretanto, nem todos se eletrizam com a mesma facilidade. Além disso, quando utilizados para realizar a experiência descrita anteriormente, os materiais podem apresentar comportamentos diferentes. Vamos olhar estas diferenças com um pouco mais de detalhe.

ELETRICIDADE POSITIVA E NEGATIVA

Vamos agora realizar algumas outras experiências, também muito simples, mas que requerem certo cuidado. Encha um balão de gás, desses usados em aniversário de criança. Amarre a boca do balão com um barbante e prenda-o, bem firme, na soleira de uma porta. Escolha um lugar da casa onde não haja corrente de ar, pois o balão precisa ficar paradinho no ar, preso pelo barbante.

Segure firme o balão e esfregue, com força, um de seus hemisférios com um pedaço de algodão. Feito isso, aproxime lentamente uma folha de papel do balão para evitar um deslocamento brusco de ar, o que provocaria o movimento do balão. O que você observou?

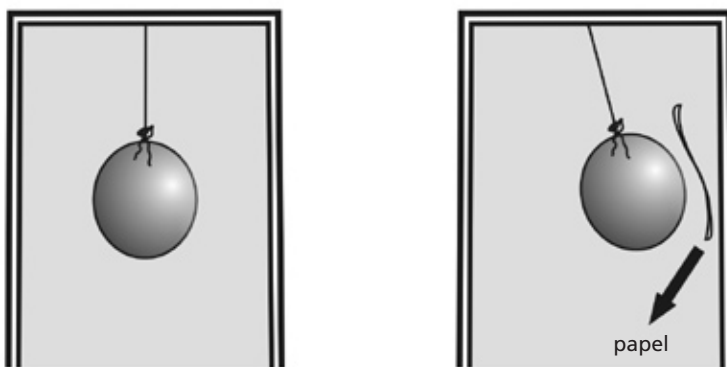


Figura 5.3: Atração entre a folha de papel e o balão, depois de este ter sido atritado com um pedaço de algodão.

O balão se desloca na direção da folha de papel. É o mesmo fenômeno que observamos antes, com o pente e um pedaço de papel. Da mesma forma que o pente, o balão foi eletrizado pelo algodão e passou a exibir eletricidade.

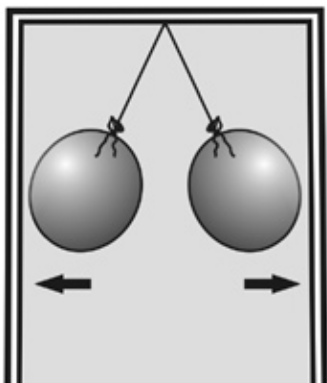


Figura 5.4: Dois balões se repelem depois que cada um deles foi atritado com um pedaço de algodão.

Encha um outro balão de gás, de forma que ele fique, tanto quanto possível, com o mesmo volume do primeiro balão. Esfregue um dos hemisférios de cada balão com um pedaço de algodão e aproxime os dois balões pelos hemisférios atritados com algodão. O que aconteceu?

Os balões se repeliram! Este é um fato novo. Isso nos revela que o fenômeno da eletricidade não causa só atração entre objetos, mas também repulsão.

Mais uma experiência. Esfregue novamente um dos balões com um pedaço de algodão e depois aproxime o algodão de um pequeno pedaço de papel, exatamente como na experiência com o pente. Você notará que o algodão também atrairá o pedaço de papel. Ou seja, o algodão também foi *eletrizado*, ao ser atritado sobre a superfície do balão.



Quando atritamos dois objetos, *ambos* ficam eletrizados.

Vamos à última experiência desta série. Atrite o balão com um pedaço de algodão. Sabemos, das experiências anteriores, que tanto o balão (atrai a folha de papel) quanto o algodão (atrai um pequeno pedaço de papel) se eletrizam ao serem atritados. Muito bem, aproxime agora o pedaço de algodão do balão. O que aconteceu? Veja que na **Figura 5.5** o pedaço de algodão *atrai* o balão!

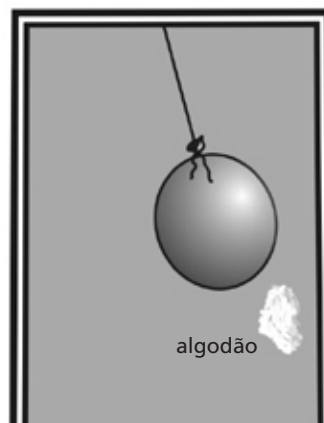


Figura 5.5: Balão e algodão se atraem.

Como entender o fato de que objetos eletrizados, ou seja, que adquirem eletricidade, possam se atrair ou se repelir? Estes dois tipos de comportamento sugerem a existência de *dois tipos* de eletricidade. Vamos chamá-los de eletricidade *positiva* e eletricidade *negativa*. Na experiência com os dois balões, como eles foram eletrizados da mesma maneira (atritados com algodão), é razoável supor que eles adquiriram o mesmo “tipo” de eletricidade. Como eles se repelem, somos levados a concluir que objetos com o *mesmo tipo* de eletricidade *se repelem*.

E, na experiência com o balão e o pedaço de algodão, como eles se atraem, podemos concluir que cada um dos objetos está com um tipo diferente de eletricidade.

Mas ainda temos um problema. Como saber se os dois balões foram eletrizados positiva ou negativamente? E no caso do balão com o algodão, qual dos dois estaria com eletricidade positiva? Ou negativa? A resposta é: *não temos como saber!* Por *convenção*, vamos considerar que o balão fica eletrizado *negativamente* e que o pedaço de algodão fica com eletricidade *positiva*. Poderíamos fazer a escolha inversa, ou seja, o balão com eletricidade positiva e o algodão com eletricidade negativa. Entretanto, adotada uma convenção, temos que *usar sempre a mesma!*



ATIVIDADE

1. Adotando outra convenção

Imagine que tivéssemos adotado a convenção contrária, ou seja, o balão com eletricidade positiva e o algodão com eletricidade negativa. Haveria alguma alteração nos resultados das experiências realizadas anteriormente? Justifique descrevendo o fenômeno da eletricidade.

RESPOSTA COMENTADA

O resultado das experiências é que objetos com o mesmo tipo de eletricidade se repelem (**Figura 5.4**) e que objetos com tipos diferentes se atraem (**Figura 5.5**). Portanto, a mudança de convenção não mudaria a essência do resultado.

A conclusão desta série de experiências pode ser reescrita da seguinte forma:

Existem *dois* tipos de eletricidade: *positiva* e *negativa*. Dois objetos com eletricidade de mesmo sinal se repelem enquanto que objetos com eletricidade de sinais contrários se atraem.

Modernamente não utilizamos mais o termo eletrizado, mas sim *carregado*. Assim, diríamos que o balão fica carregado negativamente ou com *carga* negativa, enquanto que o algodão fica carregado positivamente ou com *carga positiva*.

Esta terminologia foi introduzida por Benjamin Franklin ao desenvolver uma teoria para explicar as experiências de Gilbert. Embora errada, sua teoria foi importante para o desenvolvimento do nosso conhecimento deste fenômeno – *eletricidade*.

A teoria do americano Benjamin Franklin (1706 – 1790) é conhecida como teoria do fluido único. Admitia que todo corpo possuía certa quantidade de um fluido indestrutível, associado à matéria em maior ou menor quantidade. Um corpo em estado neutro teria uma quantidade desse fluido elétrico, que era chamada de quantidade normal de fluido para esse corpo. Se o corpo tivesse excesso desse fluido, estaria eletrizado positivamente. Se tivesse falta, estaria eletrizado negativamente. A eletrização por atrito entre os dois corpos era explicada pela passagem de fluido de um corpo a outro.

Na nova terminologia poderíamos dizer que:

Objetos com cargas de mesmo sinal se *repelem* enquanto que objetos com cargas de sinal contrário se *atraem*.

CONSERVAÇÃO DE CARGA

Vamos repetir a experiência do balão com carga negativa e o algodão com carga positiva. Se aproximarmos um do outro, já sabemos que eles se atraem. Mas por quanto tempo? Se os dois objetos forem bem carregados, ao se aproximarem, o pedaço de algodão ficará colado ao balão. Mas, após um certo tempo, os objetos deixam de se atrair. Se agora tentarmos aproximar do balão uma folha de papel, a folha *não* mais será atraída por ele. Da mesma maneira, se tentarmos aproximar o pedaço de algodão de um pedaço de papel, não veremos mais nenhuma atração. *Ou seja, nem o balão nem o algodão estão mais eletrizados (carregados).*

A conclusão que podemos tirar dessas duas observações é que, após um certo tempo de contato, tanto o balão quanto o pedaço de algodão perdem suas cargas, tornando-se objetos *neutros*, incapazes de atrair outros objetos. Entretanto, antes de colocarmos o balão e o pedaço de algodão em contato, eles estavam carregados, um positiva e outro negativamente. Se, após um certo tempo de contato, eles ficaram neutros, é porque:

a. a carga negativa do balão foi “transferida” para o algodão, neutralizando sua carga positiva;

b. ou a carga positiva do algodão foi “transferida” para o balão, neutralizando sua carga negativa.

Independentemente de ter havido “transferência” de carga do algodão para o balão ou vice-versa, para que ambos os objetos, ao final da experiência, estejam neutros, isto é, sem carga, a *quantidade de carga negativa* (q^-_B) presente no balão teria que ser *igual à quantidade de carga positiva* no algodão (q^+_A).

Mas você lembra como tudo começou? Pegamos dois objetos *neutros* ($q = 0$), um pedaço de algodão que esfregamos no balão. Como resultado desta operação, os dois objetos neutros se carregaram, um negativamente (o balão) e outro positivamente (o algodão). Colocados em contato por um certo tempo, eles novamente se tornam neutros. Os resultados estão resumidos na **Tabela 5.1**.

Tabela 5.1: Evolução da carga nos materiais durante a experiência de atrito

	Cargas		
	Balão	Algodão	Total
Início	0	0	$0 + 0 = 0$
Após atrito	q^-_B	q^+_A	$q^+_A + q^-_B$
Final	0	0	0

Esse resultado indica que, no processo de eletrização, os dois objetos ficaram com as mesmas quantidades de carga, mas de sinais opostos. Então:

$q^+_A + q^-_B = 0$	$q^+_A = -q^-_B$
---------------------	------------------

Portanto, a carga *total* antes, durante e após o contato dos objetos é a mesma, ou seja, é *conservada*.

Além da conservação da carga total, esta última experiência nos revela que o processo de neutralização envolve a *passagem de eletricidade* de um objeto para o outro.

Tenho a impressão de que, após todas estas experiências, há algo que lhe incomoda profundamente. E não me espantaria nem um pouco se você me perguntasse: “Tudo bem, mas de onde surgem essas cargas?”

Veja só uma coisa. Das experiências anteriores, concluímos que, no processo de neutralização, há passagem de eletricidade de um objeto (balão) a outro (algodão), mas não sabemos ainda por qual dos dois processos, (a) ou (b). Para poder continuar a desenvolver nosso raciocínio, vamos supor que tenha sido através do processo (a). Esta escolha não fará a menor diferença para o resultado final. Veja a **Figura 5.6**.

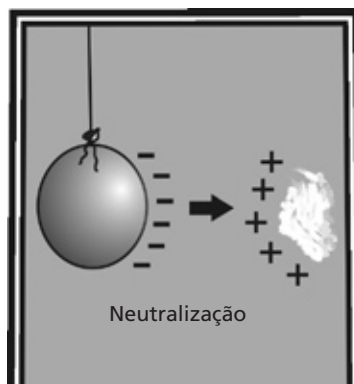
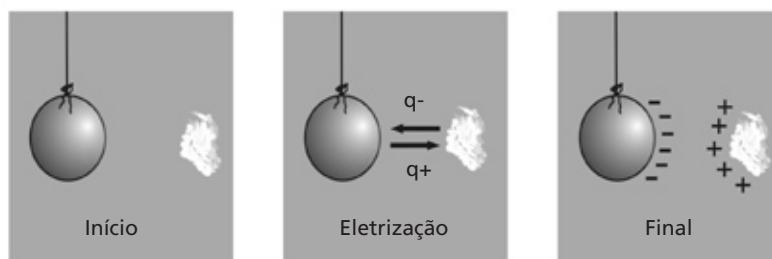


Figura 5.6: Cargas negativas fluem do balão para o algodão durante o processo de neutralização.

Mas, antes de esfregarmos o algodão no balão, este estava sem carga. Logo, a carga negativa adquirida pelo balão só pode ter sido passada pelo pedaço de algodão! Sim, mas de onde veio a carga positiva do algodão? A resposta é: *de lugar nenhum!* A carga positiva estava lá, no pedaço de algodão, o tempo todo! Não há outra explicação possível! Observe a **Figura 5.7**.

Uma outra possibilidade seria supor que, no processo de eletrização, ao mesmo tempo que o algodão passaria carga negativa para o balão, este passaria carga positiva para o algodão:



Mas, se isso acontecesse, estaríamos diante da mesma pergunta: de onde viriam as cargas positivas e negativas trocadas entre os objetos, no processo de eletrização? Hoje sabemos que, no processo de eletrização, *só um tipo de carga é transferido (negativa), e numa só direção*.

Figura 5.7: As cargas positivas e negativas já se encontram nos objetos. Se o objeto é neutro, teremos a mesma quantidade de carga positiva e negativa. Caso contrário, haverá excesso de um dos tipos de carga.

Sabe qual é o problema? Nós começamos esta discussão descrevendo o processo de eletrização de um objeto. E definimos como *neutro* um objeto não eletrizado. Em seguida, vimos que, para entender as várias experiências de atração e de repulsão, teríamos que supor a existência de dois tipos de carga: positiva e negativa. E, para entender o processo de eletrização, teríamos que supor que a eletricidade (ou a carga) pode passar de um objeto para outro. Mas como um objeto pode passar algo que não tem para outro? Não pode, é claro. Mas, se a carga negativa que o algodão passou para o balão já estava no algodão, antes do processo de eletrização, como é que o algodão podia estar neutro, isto é, sem carga? Aí é que está o nosso grande erro: acreditar que um objeto neutro não possui carga (elétrica). Qualquer objeto neutro possui, sim, carga; só que ele possui tantas cargas negativas quanto positivas, de forma que a carga total seja *nula*.

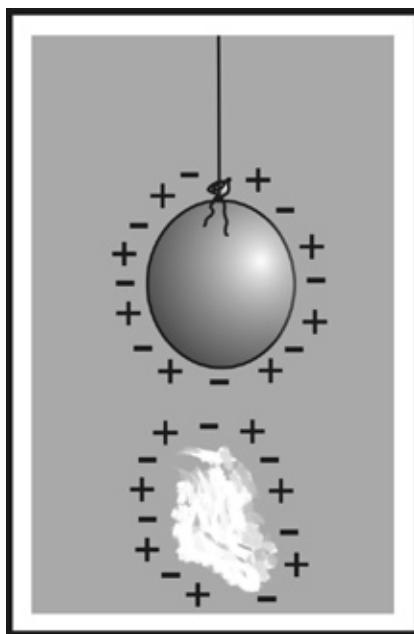


Figura 5.8: Objetos com a mesma quantidade de cargas positivas e negativas.

Estamos quase no final da nossa viagem ao mundo microscópico, não é? Você, provavelmente, não concorda. Mas veja o seguinte. Acabamos de concluir que todos os objetos (o balão, o algodão, o pente etc.) contêm cargas positivas e negativas. Por outro lado, sabemos que estes materiais (a borracha do balão de gás, o plástico do pente, o algodão etc.) são feitos de moléculas, que por sua vez são formadas de átomos.

Logo, os átomos que formam as moléculas, que formam os objetos, têm que ser feitos dessas cargas, positivas e negativas, *em igual número*, para garantir a neutralidade.



Átomos são formados de cargas positivas e negativas em igual número.

Um “modelo” bastante simples de um átomo poderia ser representá-lo por uma esfera contendo um número igual de cargas positivas e negativas (Figura 5.9). Em breve, mostraremos que este modelo está longe de ser satisfatório. Antes disto, vamos fazer, na próxima aula, algumas outras experiências.

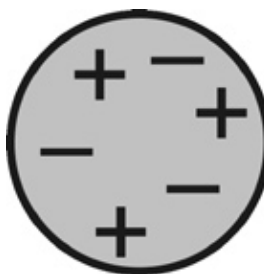


Figura 5.9: Modelo simplificado para o átomo.

ATIVIDADE FINAL

Atração ou repulsão?

Imagine que cada quadrado branco a seguir seja um objeto. Para cada uma das situações, descreva como se moverá o objeto carregado no centro, considerando que os objetos carregados nas extremidades estão fixos, ou seja, que não podem se mover. Considere que as cargas têm o mesmo valor.

a.



b.



c.



RESPOSTA COMENTADA

No caso a. a carga central é repelida para a esquerda pela carga localizada à direita, mas também é repelida para a direita pela carga localizada à esquerda. O resultado é que o objeto não se move.

No caso b. a carga central é atraída para a esquerda pela carga localizada à esquerda, mas também é atraída para a direita pela carga localizada à direita. O resultado é que o objeto não se move.

No caso c. a carga central é repelida para a esquerda pela carga localizada à direita, e também é atraída para a esquerda pela carga localizada à esquerda. O resultado é que o objeto se move para a esquerda.

RESUMO

Dois objetos quaisquer quando atritados se eletrizam, ou seja, ficam com excesso de carga elétrica. O excesso pode ser de carga positiva ou negativa. Entretanto, como a carga total tem que ser conservada, o excesso de carga positiva de um dos objetos será necessariamente igual ao excesso de carga negativa do outro. Objetos com carga de mesmo sinal se repelem, enquanto que objetos com cargas de sinais contrários se atraem. Átomos são formados por cargas negativas e positivas em igual número.

Um pouco mais sobre eletricidade

AULA

6

Metas da aula

Introduzir os conceitos de materiais isolantes e condutores, bem como o fenômeno de polarização; discutir a lei de Coulomb.

objetivos

Espera-se que, após estudar o conteúdo desta aula, você seja capaz de:

- diferenciar um material condutor de um isolante;
- explicar como ocorre o fenômeno da polarização;
- exercitar a aplicação da lei de Coulomb em casos simples.

INTRODUÇÃO

Continuaremos, nesta aula, estudando o fenômeno da eletricidade. Veremos o que são materiais isolantes e condutores e introduziremos um importante resultado: a lei de Coulomb.

INTERMEZZO: O FENÔMENO DA ELETRICIDADE

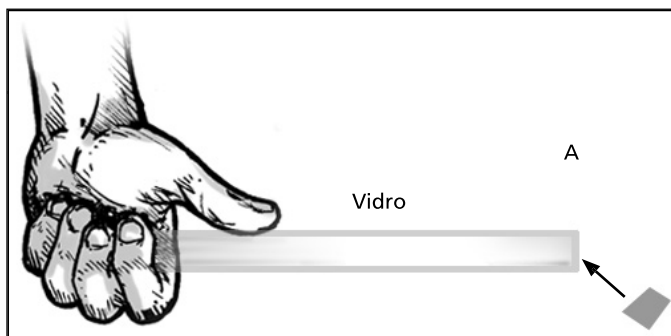
Continuamos no nosso *intermezzo*, estudando o fenômeno da eletricidade. Na aula anterior, você aprendeu que dois objetos com cargas de mesmo sinal se repelem, enquanto aqueles com cargas de sinal contrário se atraem. A primeira experiência que fizemos foi aquela do pente que, atritado contra uma flanela, atraía um pequeno pedaço de papel. Mas, nessa experiência, só um dos objetos, o pente, estava eletrizado, ou seja, com mais cargas de um tipo do que de outro. Portanto, essa experiência envolve um objeto carregado e outro neutro. Sim, mas agora já sabemos que, *no que diz respeito às cargas*, a única coisa que diferencia o pente do pedaço de papel é que, enquanto o pente tem excesso de um tipo de carga, o pedaço de papel tem tantas cargas positivas quanto negativas (é eletricamente neutro).

O que será que acontece, ao aproximarmos um objeto que está com excesso de carga de um tipo (positiva ou negativa) de outro que tem um igual número de cargas dos dois tipos? Vejamos isso em mais detalhes.

Vamos fazer quatro experiências simples. Talvez você não possa realizá-las em casa, mas, quem sabe, num dos laboratórios do pólo mais próximo de sua cidade. Vamos precisar de um bastão de vidro e de um bastão de metal – ferro, por exemplo.

Faça primeiro a experiência com o bastão de vidro, atritando uma de suas extremidades (A) com um pedaço de seda, e aproximando-o de um pequeno pedaço de papel.

Condutores e isolantes



1ª experiência

Figura 6.1: Resultado: o bastão de vidro *atrai* o pedaço de papel.

Agora, faça a experiência com o bastão de ferro. Segure o bastão, atrite-o com a seda em uma das extremidades (A) e aproxime-o do pedaço de papel.

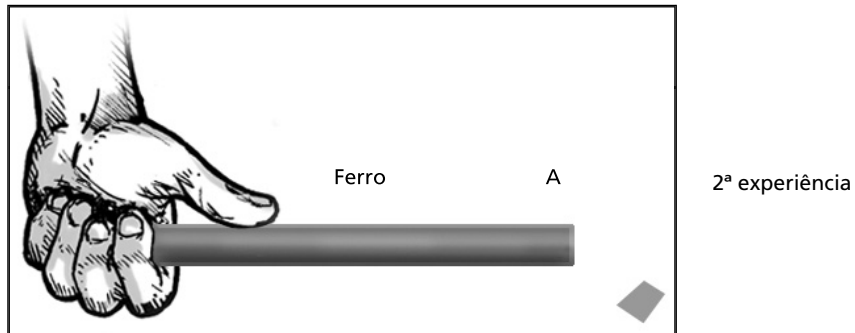


Figura 6.2: Resultado: o bastão de ferro *não* atrai o pedaço de papel.

Mas como isso é possível? O bastão de ferro não se eletrizou? Vamos repetir esta experiência com o bastão de ferro, mas sem segurá-lo diretamente com a mão. Podemos, por exemplo, colocar uma luva de borracha. Note como haverá atração!

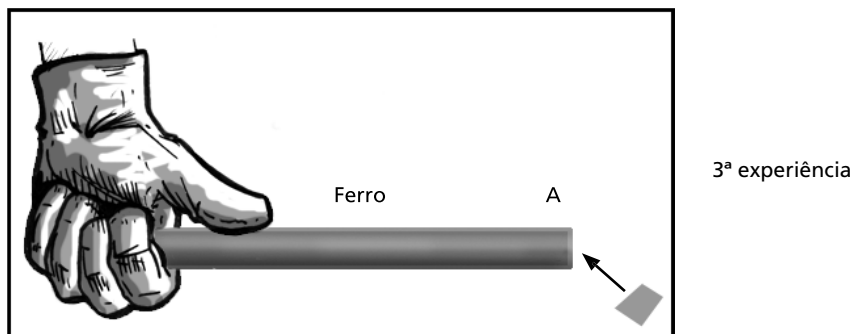


Figura 6.3: Resultado: o bastão de ferro *atrai* o pedaço de papel.

O mesmo resultado seria obtido se ligássemos um pedaço do bastão de vidro no bastão de ferro.

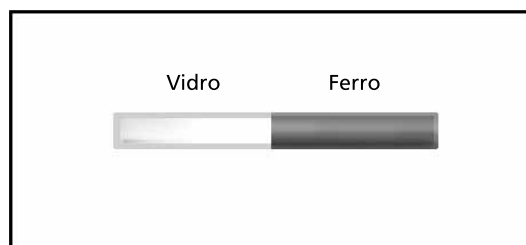


Figura 6.4: Bastão de ferro ligado ao de vidro.

Se agora realizarmos a experiência atritando a parte de ferro do bastão, observaremos também atração.

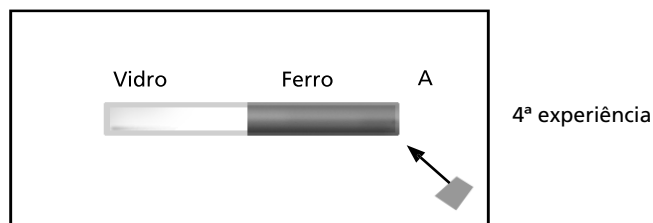


Figura 6.5: Resultado: o bastão de ferro *atrai* o papel.

É claro que o bastão de ferro, em todas as experiências, foi eletrizado, independentemente de termos segurado a sua outra extremidade com a mão nua, com uma luva de borracha ou com um pedaço de vidro. Por alguma razão, na segunda experiência, a carga no bastão de ferro *não ficou* na região onde ele foi eletrizado.

Essas experiências revelaram que, embora *todos* os materiais se eletrizem (alguns mais, outros menos), alguns têm a capacidade de manter a carga *isolada* na região onde o objeto é atritado (vidro) e outros não têm esta capacidade (ferro).

Os materiais capazes de manter a carga isolada na região eletrizada são chamados de *isolantes*. Aqueles que *não isolam* a carga na região eletrizada são chamados de *condutores*. Alguns isolantes mais comuns são vidro, borracha, algodão. Entre os condutores mais comuns destacam-se os metais: ferro, cobre, níquel etc.

Nas experiências anteriores, o vidro é capaz de manter a carga concentrada na região eletrizada e, conseqüentemente, atrair o pedaço de papel, ou seja, o vidro não conduz eletricidade para qualquer outra região do bastão.

Na terceira experiência, o bastão de ferro foi eletrificado na região (A), mas, como ele é um condutor, a carga tende a passar para outras regiões do bastão. Entretanto, como o vidro (ou a luva de borracha) é um isolante, a carga fica “bloqueada” no bastão de ferro.

Mas e na segunda experiência? Onde foi parar a carga que inicialmente estava na região (A) do bastão de ferro? Ela foi conduzida para a outra extremidade do bastão, passou pelo nosso corpo e foi para a terra! Como o nosso corpo é também um condutor, assim como a

terra, o que nós realmente fizemos, na segunda experiência, foi criar um “circuito elétrico”, através do qual a carga foi da extremidade do bastão para a terra. Este movimento de carga, através de condutores, é o que chamamos de *corrente elétrica*. Você não acredita? Pois então vamos fazer uma última experiência. Esta será a última desta seção, prometo, para que não nos afastemos demais do nosso *objetivo atual*, que é o de entender *como são os átomos*.

Para esta experiência precisaríamos eletrizar um objeto de forma que ele ficasse com uma quantidade de carga bem maior do que os objetos das experiências anteriores. Isto é possível, mas requer um pouco mais de trabalho. Então, vamos somente “imaginar” a experiência. Quanto ao resultado dela, você terá de acreditar em mim ou tentar, de algum modo, realizá-la. Caso você resolva fazer a experiência, será importante usar um ambiente com pouca luz. Não precisa estar no escuro, mas é preciso haver pouca luz.

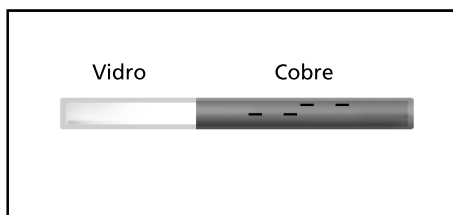


Figura 6.6: Bastão de cobre isolado pelo vidro.

Vamos “imaginar” um bastão de um condutor, cobre, por exemplo, com um grande excesso de carga negativa, mas isolado numa das suas extremidades:

Vamos pegar agora uma lâmpada fluorescente pequena e encostar uma das suas extremidades num outro condutor, ligado à terra. Por exemplo, um cano d’água qualquer de sua casa, mas que não seja de plástico. Pode ser de ferro, por exemplo.

Isto feito, vamos aproximar o bastão de cobre e encostá-lo na outra extremidade da lâmpada:

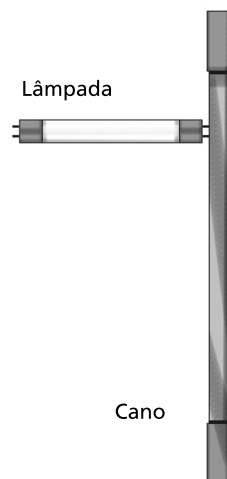


Figura 6.7: Lâmpada presa ao cano.

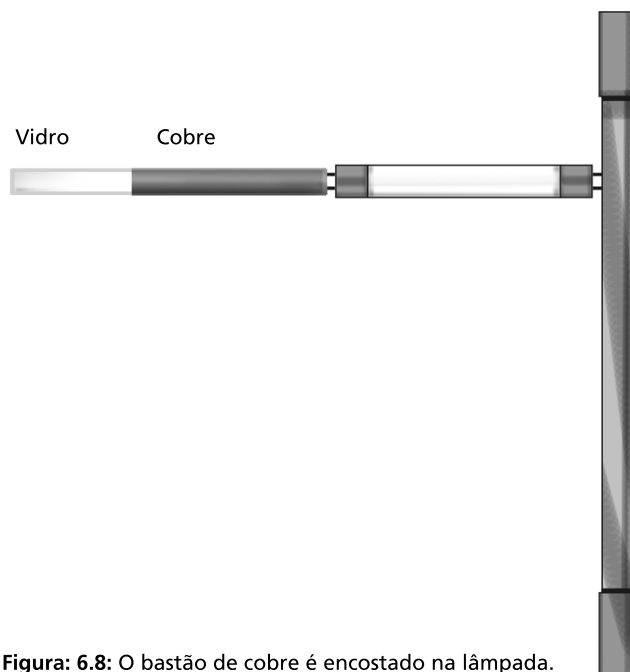


Figura: 6.8: O bastão de cobre é encostado na lâmpada.

O que acontecerá? A lâmpada piscará! Se a quantidade de carga presente no bastão for muito grande, a lâmpada poderá até acender, por um curto intervalo de tempo. Ora, mas este é o mesmo efeito que observamos ao ligar um interruptor da nossa casa, para acender a lâmpada fluorescente da cozinha ou do banheiro, não é?

Qual a conclusão desta experiência? A conclusão é que a carga do bastão foi *conduzida* através da lâmpada, passou pelo cano (outro condutor) e foi para a terra, ou seja, com o bastão eletrizado, a lâmpada e o cano montamos um “circuito elétrico”, equivalente ao de que dispomos em nossas casas. Entretanto, a conclusão mais importante que podemos tirar é que esta “eletricidade” que usamos em nossas casas, para as mais diversas finalidades, tem como origem o fato de os átomos, formadores de todas as substâncias que encontramos na natureza, serem constituídos de cargas positivas e negativas.

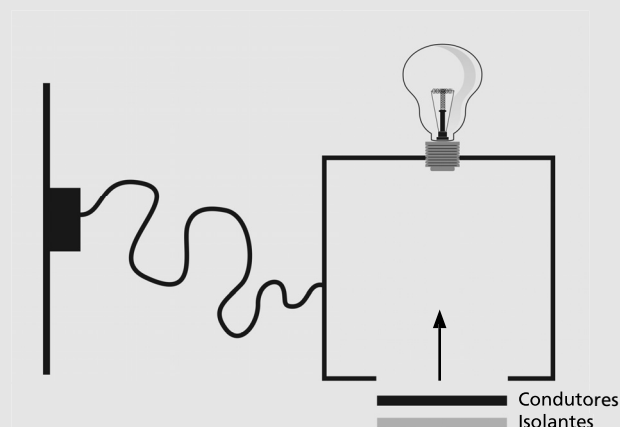


ATIVIDADE

1. Condutores e isolantes

Você talvez tenha enfiado o dedo numa tomada quando era criança. Se isso aconteceu, você sabe que o choque é intenso e doloroso. Se enfiar um pedaço de metal (condutor), ocorre a mesma coisa. Por outro lado, se fizer a experiência com um pedaço de borracha (isolante), nada ocorrerá. Mas esta não é a forma de testar se um material é isolante ou condutor, se você não quiser levar um choque para diferenciar isolantes de condutores.

Agora imagine a seguinte experiência: em um circuito elétrico com uma lâmpada (figura a seguir), fecha-se o circuito com o material que se quer testar.



Explique o que acontece quando se fecha o circuito com um condutor e quando se fecha com um isolante.

RESPOSTA COMENTADA

Os materiais condutores, como os metais, por exemplo, são aqueles que não isolam a carga na região eletrizada. Por isso, ao colocarmos um condutor para fechar o circuito, a lâmpada acende.

Os materiais isolantes, como plástico ou vidro, por exemplo, mantêm a carga isolada na região eletrizada. Assim, ao colocarmos um isolante para fechar o circuito, a lâmpada não acende.

POLARIZAÇÃO

Voltemos agora a analisar a experiência de se aproximar um objeto neutro de outro carregado. Se você não se lembra disso, leia novamente o primeiro parágrafo da seção anterior ("*Intermezzo*: o fenômeno da eletricidade"). A pergunta é: por que observamos atração se somente um dos objetos está carregado?

Imaginemos um objeto neutro, mas construído de um material condutor. Por exemplo, uma bola de metal. Como já sabemos, as cargas num condutor se movem com muito mais facilidade do que num isolante. Vamos aproximar o bastão de vidro, carregado positivamente, da bola de metal. À medida que o bastão é aproximado da bola, suas cargas positivas atraem as negativas da bola, mas repelem as positivas. Como resultado destas atrações e repulsões, as cargas negativas da bola de metal tenderão a se concentrar na região mais próxima do bastão, enquanto as cargas positivas tenderão a ficar mais distantes do bastão. Veja a **Figura 6.9**:

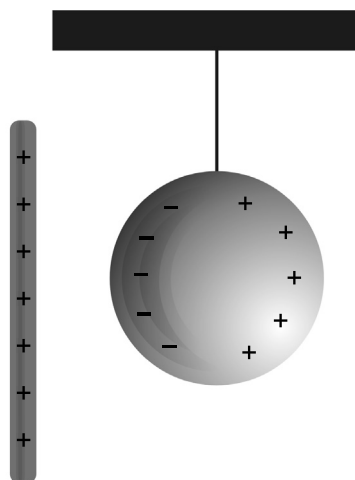


Figura 6.9: O bastão de vidro, carregado positivamente, é aproximado de uma bola de metal.

Assim, como uma primeira consequência, a aproximação de um objeto carregado de outro neutro causa uma reordenação das cargas do objeto neutro. Este efeito é também chamado de *polarização*, isto é, a aproximação do objeto carregado cria um *pólo* (região) de maior concentração de carga negativa e outro *pólo* com menos carga negativa (mais carga positiva). Assim, o objeto neutro (bola de metal) é *polarizado* pela aproximação do objeto carregado (bastão).

Até aí tudo bem, tudo perfeitamente compreensível. O problema é que, apesar deste efeito de polarização, a bola de metal continua *neutra*, ou seja, com a mesma quantidade de cargas negativa e positiva. Como entender então que ela é atraída pelo bastão?

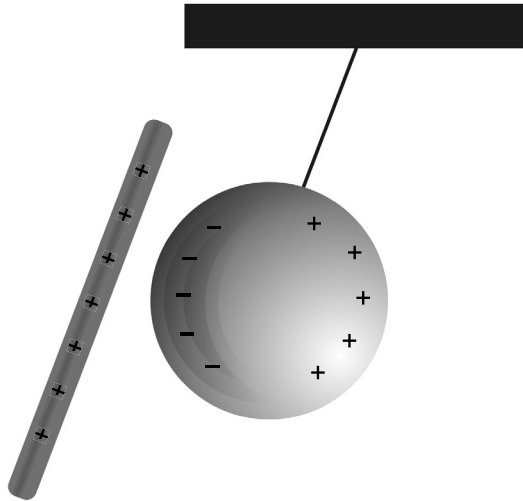


Figura 6.10: A bola é atraída pelo bastão.

Veja o seguinte. Cada uma das cargas positivas do bastão irá atrair cada uma das negativas da bola, mas vai também repelir cada uma das suas cargas positivas. Só para simplificar a análise, vamos ver o que acontece com uma única carga do bastão. Depois será só adicionar o efeito das outras cargas. Vamos então analisar a situação representada na **Figura 6.11**.

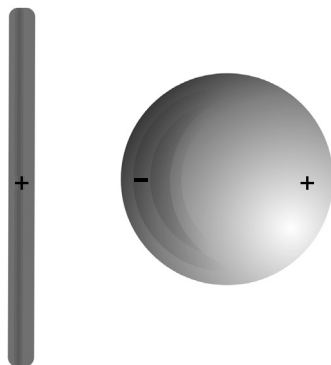


Figura 6.11: Exemplo do que acontece com uma única carga do bastão.

Lembre-se de que estas três cargas são todas iguais, só diferenciando em sinal. A interação entre a carga positiva do bastão e a carga negativa da bola de metal provocará uma atração entre os dois objetos. Vamos representar esta força de atração por um vetor, cuja ponta indica o sentido de deslocamento da bola. O tamanho do vetor indica a força com que a atração se dá.

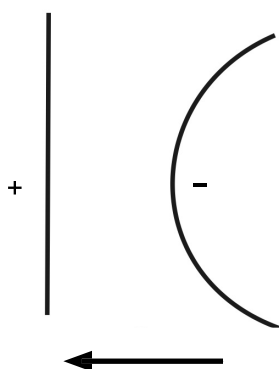


Figura 6.12: Representação do vetor que indica o sentido de deslocamento da bola.

Dessa forma, como consequência desta atração, esperaríamos ver um deslocamento da bola na direção do bastão. Entretanto, vai haver também uma repulsão entre as cargas positivas do bastão e da bola. Como as cargas são todas iguais, a não ser pelo sinal, não seria nada razoável supor que a força de atração entre duas cargas de sinais diferentes seja maior do que a de repulsão entre duas cargas de mesmo sinal. Assim, como resultado desta repulsão, teríamos uma força de mesmo valor, mas de sentido contrário.



Como consequência, a bola deveria permanecer parada, na sua posição original. *Mas não é isto que acontece!* Ela é atraída na *direção do bastão!*

Só há uma maneira de se entender o resultado desta experiência: supor que a força de atração ou de repulsão entre duas cargas depende da *distância* entre elas. Se isto for verdade, tudo se explica. Veja só. Pelo efeito de polarização, a carga positiva do bastão fica mais próxima das cargas negativas do que das cargas positivas da bola de metal. Veja a Figura 6.13:

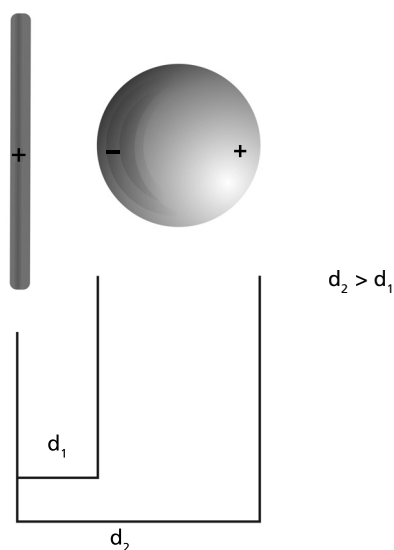


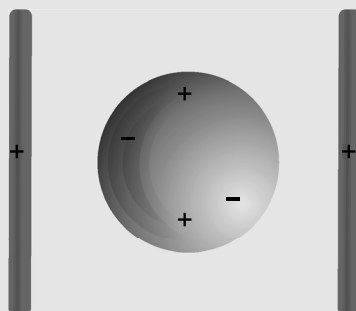
Figura: 6.13: Como a distância entre a carga positiva do bastão e a carga negativa da bola é menor que a distância entre a carga positiva do bastão e a carga positiva da bola, a força de atração é maior que a de repulsão.

ATIVIDADE



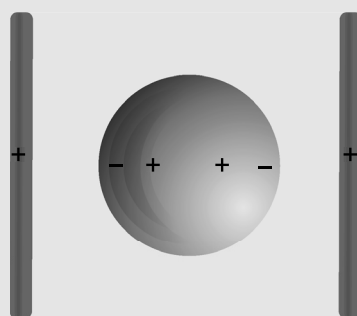
2. Polarização

Explique como acontece a polarização na figura mostrada a seguir.



RESPOSTA COMENTADA

A carga negativa na esfera tenderá a se acumular o mais perto possível dos bastões carregados positivamente, enquanto a carga positiva tenderá a ficar o mais distante possível. Logo, teremos cargas negativas na superfície dos dois lados e cargas positivas no centro da esfera, como mostrado a seguir:



LEI DE COULOMB

CHARLES AUGUSTIN DE COULOMB (1736–1806)

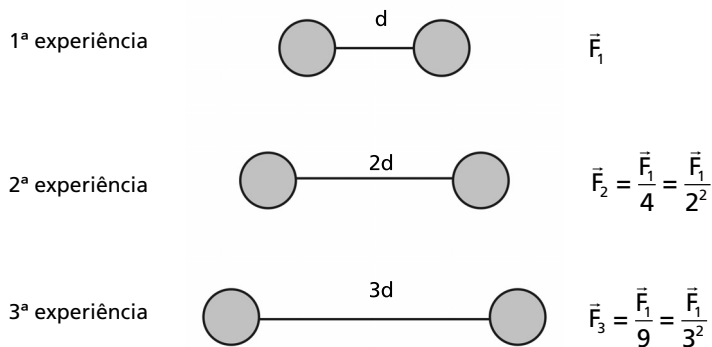
Em sua homenagem, deu-se seu nome à unidade de carga elétrica, o coulomb. Engenheiro de formação, ele foi principalmente físico. Publicou alguns tratados sobre eletricidade e magnetismo, e outros sobre os fenômenos de torção, atrito entre sólidos etc. Experimentador genial e rigoroso, realizou uma experiência histórica para determinar a força exercida entre duas cargas elétricas (lei de Coulomb).
Fonte: http://pt.wikipedia.org/wiki/Charles_de_Coulomb

Se fizermos a suposição de que quanto *menor a distância* entre as cargas *maior é a força* entre elas, a força de atração, na experiência anterior (Figura 6.13), será *maior* do que a de repulsão. Se somarmos agora os efeitos de atração e de repulsão de todas as cargas positivas do balão, o efeito final será o de atração da bola de metal pelo bastão, o que é realmente observado.

Esta dependência da força de atração ou de repulsão em relação à distância não é difícil de se perceber. Você pode repetir todas as experiências da seção anterior, variando a distância entre os objetos eletrizados. Você verá que eles se atraem ou repelem mais fortemente quanto mais próximos estiverem um do outro. Este efeito é bastante nítido nas experiências com um pedaço de papel. Verifique.

Em 1785, um cientista francês, **CHARLES COULOMB**, resolveu fazer uma série de experiências para tentar entender exatamente esta dependência, das forças de atração e de repulsão, com a distância entre as cargas. Ele pegou dois objetos condutores carregados, colocou-os a uma certa distância, d_1 , e mediu a força, \vec{F}_1 , entre eles (mais tarde vamos ver como medir esta força). Em seguida, colocou os mesmos dois objetos, com as mesmas cargas originais, a uma distância duas vezes maior do que

a original ($2d$). Resultado, a força medida, \vec{F}_2 , ficou quatro vezes *menor* do que a original! Depois, colocou os mesmos objetos, com as mesmas cargas, a uma distância três vezes maior do que a original ($3d_1$), e notou que a força entre eles era agora nove vezes *menor* do que a original!



Destas experiências, Coulomb concluiu que a força entre as cargas diminuía com o *inverso do quadrado da distância entre elas*.

Não satisfeito, Coulomb resolveu investigar como esta força (de repulsão ou atração) variava com a quantidade de carga de cada objeto. Mas, antes de falar sobre essas outras experiências de Coulomb, perguntamos: você poderia antecipar o resultado, repetindo algumas das experiências realizadas anteriormente? Com os balões, por exemplo? Pense um pouco. Se não conseguir, veja a **Figura 6.14**:

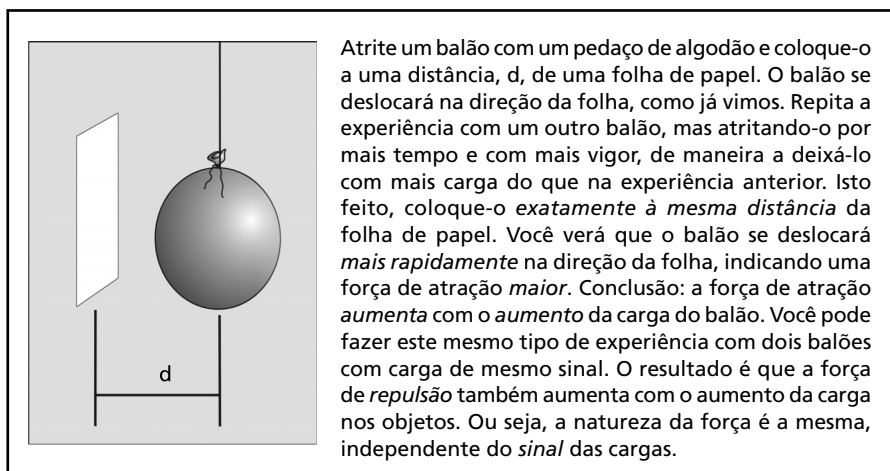
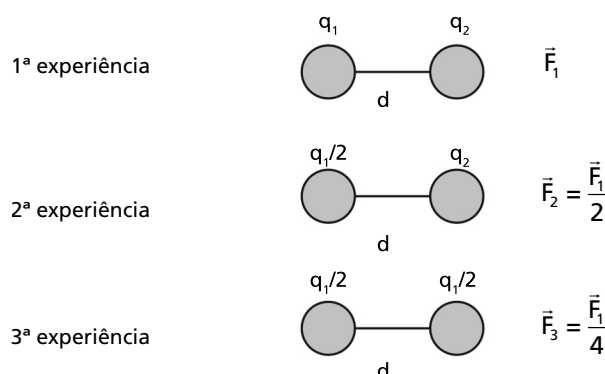


Figura 6.14: Experiência mostrando que a força de atração ou repulsão aumenta com o aumento das cargas.

Bem, voltemos à experiência de Coulomb. Partindo de dois objetos carregados, a uma distância d , Coulomb determinou a força entre eles (\vec{F}_1). Reduzindo a carga de *um dos objetos* à metade do valor inicial, e colocando os objetos à mesma distância, d , Coulomb notou que a força entre eles era metade do valor inicial. Reduzindo a carga *dos dois objetos* à metade do valor original e colocando-os novamente à mesma distância, d , Coulomb notou que a força entre eles ficava quatro vezes menor!



Se você olhar estas três experiências na ordem inversa, o resultado é que a força *aumenta* quando as cargas *aumentam*. Entretanto, destas três experiências nós podemos tirar uma *relação* entre as cargas e as forças. Já sabemos que a força varia com o inverso do quadrado da distância. Vamos agora supor também que ela varie com o produto das cargas dos objetos.

Na primeira experiência, teríamos o módulo da força dado por:

$$F_1 = \frac{q_1 q_2}{d^2}$$

Na segunda experiência, teríamos:

$$F_2 = \frac{\left(\cancel{q_1/2}\right) q_2}{d^2} = \frac{q_1 q_2}{2d^2} = \frac{F_1}{2}$$

E, na terceira, teríamos:

$$F_3 = \frac{\left(\cancel{q_1/2}\right) \left(\cancel{q_2/2}\right)}{d^2} = \frac{q_1 q_2}{4d^2} = \frac{F_1}{4}$$

Exatamente como observado por Coulomb!

Lei de Coulomb:

“A força (de atração ou repulsão) é diretamente proporcional ao produto das cargas (q_1 e q_2) e inversamente proporcional ao quadrado da distância entre elas (d^2).”

Antes de prosseguirmos, você conseguiria imaginar como reduzir à metade a carga de um objeto, como fez Coulomb? Pense um pouco e em seguida veja a **Figura 6.15**.

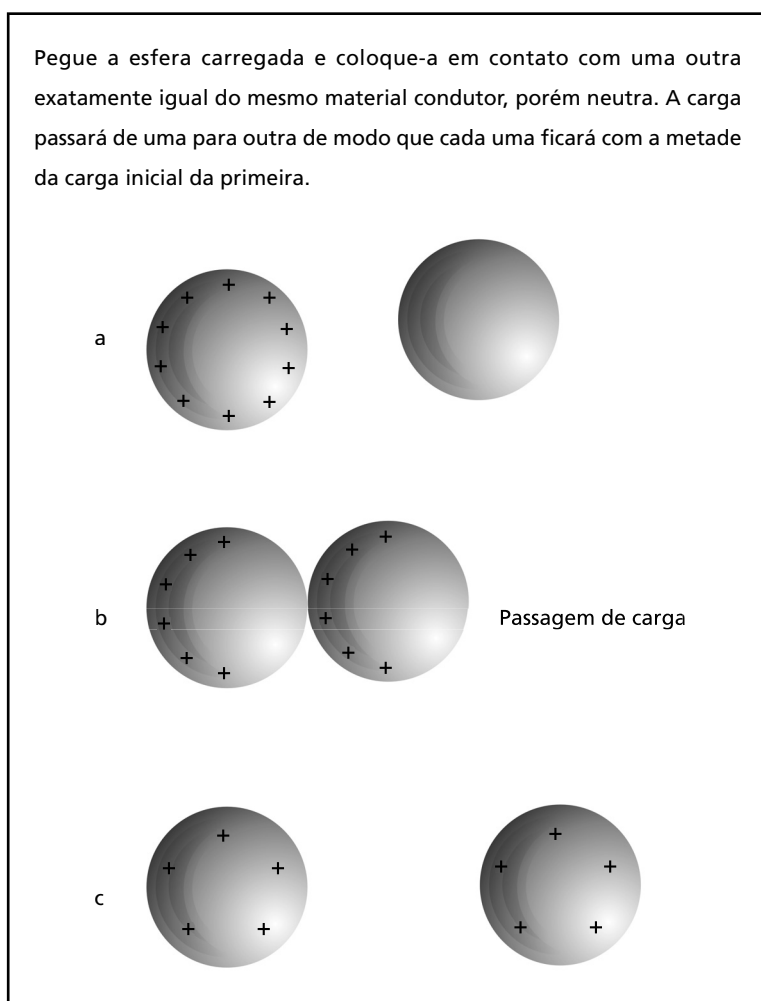


Figura 6.15: Experiência mostrando como reduzir a carga à metade.



ATIVIDADE

3. Lei de Coulomb

O que ocorrerá com a força entre dois objetos carregados se dobrarmos cada uma das cargas e dobrarmos a distância entre elas?

RESPOSTA COMENTADA

Digamos que no início tenhamos uma força cujo módulo é F . Pela definição da lei de Coulomb, F seria dado por:

$$F = \frac{q_1 q_2}{d^2}$$

Se dobrarmos as cargas e a distância teremos a força F_1 dada por:

$$F_1 = \frac{2q_1 2q_2}{(2d)^2} = \frac{4q_1 2q_2}{4d^2} = \frac{q_1 q_2}{d^2} = F$$

Ou seja, na verdade, a força não se altera.

Agora já podemos entender por que um objeto carregado pode atrair um outro neutro. A proximidade do objeto carregado (bastão) polariza o objeto neutro (bola de metal), fazendo com que suas cargas de sinal contrário às do objeto carregado fiquem mais próximas deste. Desta forma, a força de atração entre as cargas de sinal contrário será maior do que as de repulsão entre as cargas de mesmo sinal.

Só mais uma coisa. Quando começamos esta discussão, utilizamos um objeto carregado e outro neutro, mas feito de um *material condutor*. Como as cargas em um condutor podem se deslocar pelo material com certa facilidade, não é difícil entender o processo de polarização. Mas e se o objeto neutro for um *isolante*?

Num isolante, por alguma razão, as cargas não se movem livremente pelo material. Talvez porque as suas cargas positivas e negativas estejam distribuídas de tal forma a dificultar os deslocamentos. Veja como exemplo a **Figura 6.16**.

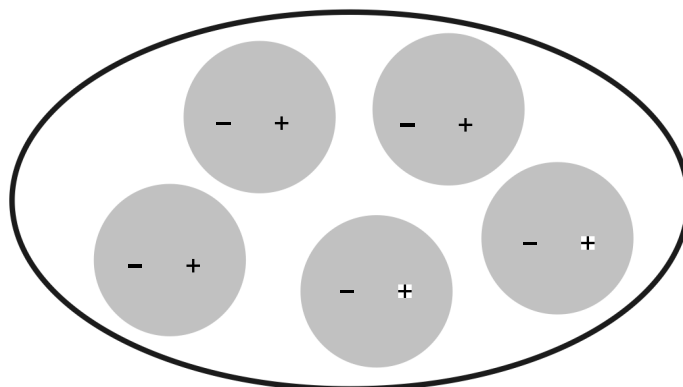


Figura 6.16: As cargas em um material isolante.

Entretanto, mesmo assim o isolante pode sofrer um processo de polarização, se dele aproximarmos um outro objeto carregado:

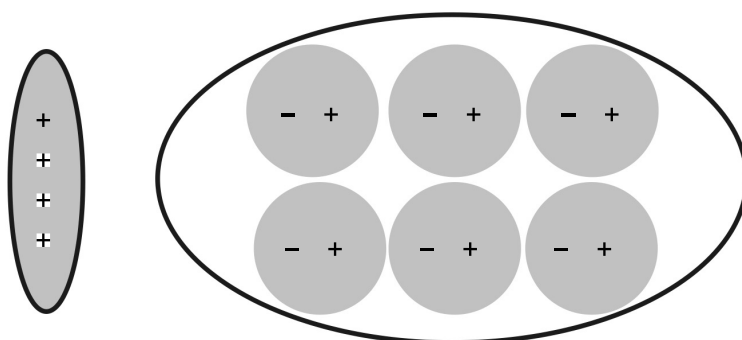


Figura 6.17: Mesmo no material isolante, pode ocorrer polarização.

Uma vez polarizado o isolante, haverá um *maior* número de cargas negativas *mais próximas* do objeto carregado. Em conseqüência, a bola de material isolante será também atraída pelo bastão carregado:

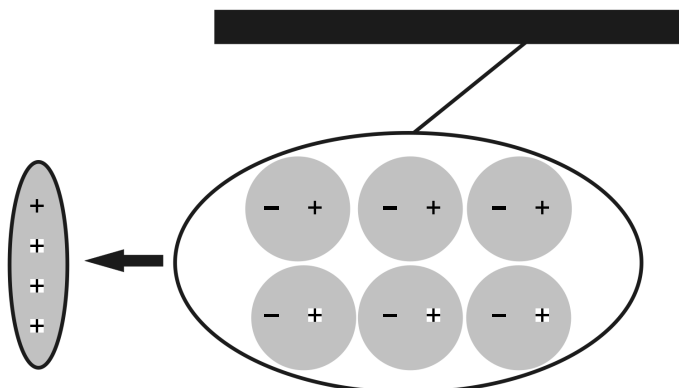


Figura 6.18: A bola de material isolante é atraída pelo bastão.

Pronto! Agora já temos uma explicação para todas as experiências que realizamos.

Para concluir, só mais uma observação. Quando fizemos a experiência do balão com o pedaço de algodão, ambos com carga, notamos que, após certo tempo de contato, eles deixam de se atrair e tornam-se neutros (veja a seção “Conservação de cargas” da Aula 5). Vimos que o processo de neutralização envolvia a passagem de cargas entre os objetos, de forma que, ao final, os excessos de cargas, positiva e negativa, eram compensados nos dois objetos, razão pela qual eles se tornavam neutros e cessava a atração entre eles.

Se realizarmos qualquer uma das experiências desta seção, envolvendo um objeto carregado e outro neutro, veremos que, após um período de tempo em contato, eles também vão se separar. Mas *não* porque se neutralizaram, mas porque parte da carga em excesso do objeto carregado é transferida para o objeto neutro. Como os dois objetos ficam com excesso de carga do mesmo sinal, eles se *repelem*. Experimente refazer a experiência do pente com o pedaço de papel, ou a do balão com a folha de papel. Depois de certo tempo de contato os objetos vão se separar. Veja o esquema na **Figura 6.19**:

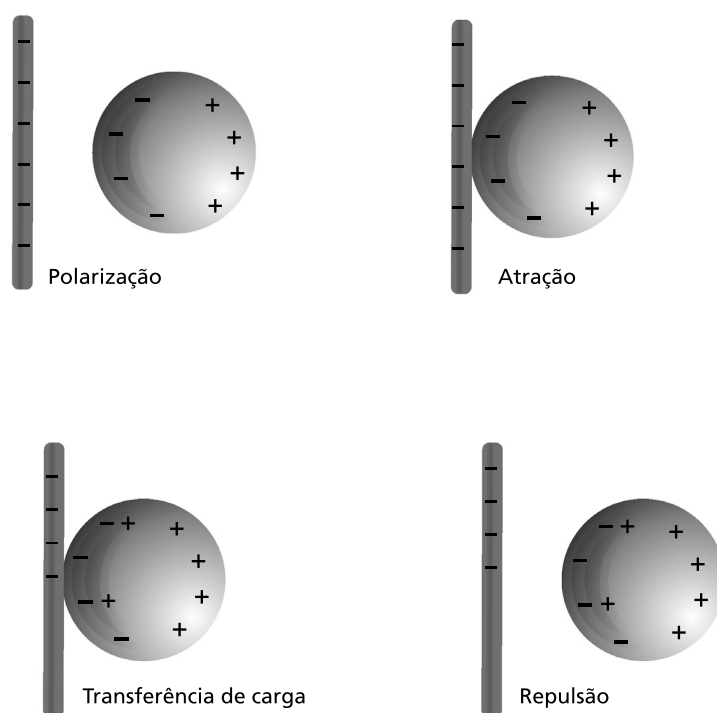


Figura 6.19: Representação da experiência que mostra atração e, em seguida, repulsão.

Como as quantidades de carga em excesso em todas essas experiências são pequenas, as forças de atração e de repulsão também são pequenas. Assim, fica difícil distinguir a situação em que os dois objetos se separam porque se tornaram neutros (a força de atração se torna nula) daquela em que eles se separaram (por repulsão) porque passaram a ter excesso de carga de mesmo sinal.

Bem, aqui terminamos nosso intervalo (*intermezzo*). Voltaremos a falar deste importante fenômeno, *eletricidade*, em várias outras ocasiões, pois ele está intimamente ligado aos fenômenos químicos, como você agora já pode perceber.

ATIVIDADE FINAL

Atração

Considere o seguinte caso: um amigo seu prepara uma experiência para mostrar a atração entre dois objetos. Mas você não sabe se ele usou dois objetos com carga ou um objeto neutro e outro com carga. Você só vê os dois objetos em contato e se separando depois de certo tempo. Ao final da experiência, como você poderia dizer se ele usou dois objetos carregados, ou um deles neutro e o outro carregado?

RESPOSTA COMENTADA

Ao final da experiência com dois objetos com cargas contrárias, ambos estarão neutros e, portanto, incapazes de atrair qualquer outro objeto. Ao contrário, no final da experiência envolvendo um objeto com carga e outro neutro, ambos estarão com carga (de mesmo sinal). Assim, ambos serão capazes de atrair outros objetos.

RESUMO

Materiais isolantes são aqueles capazes de manter a carga isolada na região que foi eletrizada, enquanto condutores são aqueles que não isolam a carga nesta região. Ao aproximarmos um objeto carregado de um neutro, as cargas no objeto neutro se redistribuirão de modo que a carga de sinal oposto ao do condutor fique mais próxima deste, enquanto a carga de mesmo sinal fique mais afastada. Este processo de redistribuição de cargas chamamos de polarização. A força de atração ou repulsão entre duas cargas é expressa pela lei de Coulomb, que diz que a força é diretamente proporcional ao produto das cargas (q_1 e q_2) e inversamente proporcional ao quadrado da distância entre elas (d^2).

Construindo modelos atômicos

Metas da aula

Introduzir o conceito de modelo e explicar uma estratégia para a construção de modelos atômicos com base nos resultados de experiências simples; introduzir o conceito de número atômico; apresentar a experiência de Geiger e Mardsen e o modelo atômico de Rutherford.

objetivos

Espera-se que, após estudar o conteúdo desta aula, você seja capaz de:

- relacionar as características de um modelo atômico com o processo de ligação entre átomos;
- prever estruturas moleculares simples com base em sua fórmula química e em um modelo de ligação;
- interpretar os resultados da experiência de Geiger e Mardsen;
- descrever as características dos modelos de Thomson e de Rutherford.

Pré-requisito

Para ter um melhor aproveitamento nesta aula, será necessário você lembrar as noções de geometria espacial, que você viu no Ensino Médio.

INTRODUÇÃO

Em aulas anteriores, vimos que a matéria é constituída de átomos. A fim de compreendermos mais profundamente as propriedades da matéria, temos de desenvolver um modelo pelo qual possamos descrever a estrutura dos átomos. A partir daí, podemos tentar entender por que e de que forma os átomos se ligam para formar moléculas.

CONSTRUINDO UM MODELO ATÔMICO

Voltemos à nossa tentativa de entender como são os átomos. Nosso objetivo agora será tentar construir um “modelo” de átomo. Se conseguirmos esta façanha, poderemos usar nosso modelo de átomo para construir um modelo de moléculas, já que estas são feitas de átomos.

Mas como saber de que jeito são os átomos, se não podemos vê-los? Lembre-se de que o fato de não podermos “ver” um átomo não nos impediu de descobrir que devem existir vários tipos diferentes de átomos; que os átomos diferem em massa e volume atômicos; que eles são feitos de cargas positivas e negativas. E também já sabemos que moléculas de diferentes substâncias são formadas de diferentes tipos e/ou número de átomos.

O fato de não podermos ver uma molécula ou um átomo não nos permite saber como eles *realmente* são. Entretanto, podemos “imaginar” como eles são, ou seja, podemos construir um *modelo* para átomos e moléculas. Um modelo é uma representação do que imaginamos ser um átomo. Tudo bem, mas como “imaginar” e construir este modelo? E, uma vez construído, como saber se ele é um bom modelo?

Estamos diante de uma situação com a qual nos defrontaremos muitas outras vezes ao longo do curso. Portanto, seria interessante estabelecermos uma estratégia geral para construir modelos.

A construção de um modelo deve levar em conta todas as informações disponíveis sobre o sistema que desejamos representar. No presente momento, nosso sistema a modelar é o átomo. Uma vez construído o modelo, poderíamos testá-lo tentando explicar outros fatos conhecidos, que envolvem o sistema modelado (o átomo, no presente caso), mas que não foram considerados na construção do modelo. Se conseguirmos isso, será ótimo.

Entretanto, a grande qualidade de um modelo não é a de ser capaz de nos permitir entender os fenômenos já conhecidos do sistema modelado, mas a de ser capaz de *prever* novas propriedades do sistema, que ainda não eram conhecidas antes da construção do modelo. Isto é o que se denomina *poder de previsão* de um modelo.

Em conclusão, um bom modelo de átomo deve ser capaz de nos permitir entender todos os fatos conhecidos envolvendo átomos, mas, além disso, ele deve ser capaz de prever, antecipar, a descoberta de novos fatos.

Parece complicado, mas não é tanto assim. Por exemplo, para construir um modelo de átomo, podemos usar as informações de que já dispomos: a) eles são formados de “partículas” com carga positiva (que chamaremos de prótons) e partículas com carga negativa (que chamaremos de elétrons) em igual número; b) átomos diferentes têm volumes e massas atômicas diferentes. Para testar nosso modelo, poderíamos ver se ele é capaz de explicar, por exemplo, por quê, com *dois* átomos do elemento carbono (C), *seis* átomos do elemento hidrogênio (H) e *um* do elemento oxigênio (O), só podemos construir *duas* e somente *duas* moléculas: a do álcool etílico e a do éter metílico, ambas com a fórmula química C_2H_6O . E, para testar seu poder de previsão, podemos tentar prever a existência de moléculas que não são encontradas na natureza, mas que poderiam ser construídas, de acordo com o nosso modelo atômico.



Usamos símbolos para representar os elementos químicos.
Carbono: C; hidrogênio: H; oxigênio: O.
Mais adiante, no nosso curso, veremos como esses símbolos foram escolhidos.

É evidente que, à medida que novas informações sobre o sistema sejam conhecidas, o modelo construído deva ser alterado, de forma a incluir essas novas informações. Assim, à medida que conhecemos mais sobre a natureza do sistema modelado, nosso *modelo do sistema* pode ser *aperfeiçoado*.

O modelo atômico que vamos desenvolver é o mais completo e atual de que dispomos. Em princípio, ele é capaz de fornecer explicação para a maioria dos fenômenos químicos. Entretanto, sua grande força está no seu poder de previsão. Embora ele tenha sido proposto em 1926, os cientistas continuam a observar, por meio de experiências cada vez mais sofisticadas, fenômenos previstos por este modelo.

Nosso desenvolvimento será feito por etapas e de maneira bastante não-convencional. Vamos tentar usar, tanto quanto possível, uma argumentação bastante simples e baseada nas experiências que realizamos nas seções anteriores. Em alguns pontos do nosso desenvolvimento, teremos de adiantar alguns resultados, que serão posteriormente justificados.

PRIMEIRO MODELO

Para construir nosso primeiro modelo de átomo, tudo o que sabemos sobre eles, no momento, é que são formados de cargas positivas e negativas, em igual número, e que átomos diferentes têm volume e massa atômica diferentes.

Muito bem, mas quanto de carga tem cada átomo? A princípio, não sabemos, mas deve existir uma *quantidade mínima* de carga. Vamos batizar de *elétron* a menor quantidade de carga possível e, *por convenção*, vamos admitir que esta carga seja *negativa*. Assim, o átomo mais simples que poderíamos imaginar teria de conter um elétron e uma carga igual, mas de sinal contrário:

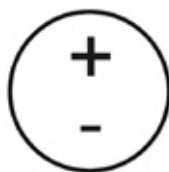


Figura 7.1: Modelo de átomo mais simples.

Por enquanto, não sabemos ainda se existe ou não esse átomo, mas se ele existir será o átomo *mais simples possível*.

Agora, se o elétron é, por definição, a menor quantidade de carga que existe, átomos diferentes têm de diferir de um *número inteiro* de elétrons! Desta forma, a partir do modelo daquele átomo mais simples, podemos construir outros átomos diferentes, adicionando sucessivamente um elétron e uma carga positiva, para manter a neutralidade de cargas:

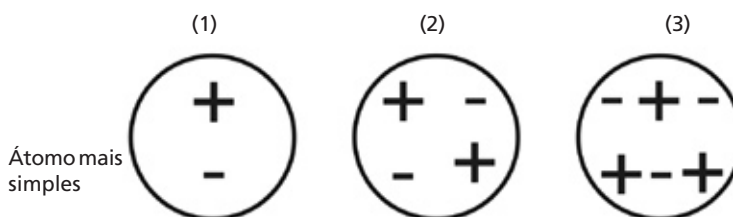


Figura 7.2: Construção de novos átomos a partir do átomo mais simples.

Até onde poderíamos ir nesta sequência? Bem, vamos com calma. Espere um pouco mais e você mesmo será capaz de achar uma resposta para esta pergunta.

Outra coisa que sabemos é que átomos diferentes têm volume e massas atômicas diferentes. Vamos inicialmente nos concentrar nas massas atômicas. Se associarmos uma determinada massa a cada uma das cargas presentes no átomo, poderemos entender por que as *massas atômicas* dos diferentes átomos *têm de ser diferentes*.

Em ciência costumamos usar o termo *partícula* para designar qualquer coisa que possua massa e tenha dimensões muito pequenas. Ora, se o átomo é muitíssimo pequeno, o elétron, que é somente uma parte dele, deve ser ainda menor. Assim, o termo partícula se aplica ao elétron. Vamos então considerar que o elétron seja uma *partícula com carga -1* (uma unidade de carga, ou seja, a menor quantidade de carga que existe) e *massa m_e* , e vamos chamar de *próton* a partícula com *carga +1 e massa m_p* . Como átomos diferentes têm *necessariamente* um número diferente dessas partículas, conseqüentemente eles terão *massas atômicas diferentes*!

Por exemplo, na **Figura 7.2**, a massa atômica do átomo (1), acima representado, será:

$$M_1 = m_e + m_p,$$

e a do átomo (2):

$$M_2 = 2m_e + 2m_p,$$

ou seja, $M_1 \neq M_2$ (leia-se M_1 diferente de M_2).

Embora a neutralidade dos átomos imponha que as cargas do próton e do elétron sejam iguais (mas de sinais contrários), não há nada que nos diga que as massas dessas partículas devam ser também iguais. Portanto, a menos que futuramente encontremos alguma evidência de que elas devam ser iguais, vamos considerar $m_e \neq m_p$.

Assim, no nosso primeiro modelo, o átomo é formado de partículas carregadas positiva (prótons) e negativamente (elétrons), com massas m_p e m_e , respectivamente. A massa atômica de um átomo contendo um número Z de cada uma dessas partículas seria:

$$M_{\text{at}} = Z (m_e + m_p) .$$

Logo, átomos diferentes, isto é, com valores diferentes de Z , têm necessariamente massas atômicas diferentes. Na falta de qualquer outra informação, temos de supor que essas partículas estejam distribuídas por todo o *volume* do átomo, que, *por pura conveniência* (facilidade de representação), vamos supor esférico:

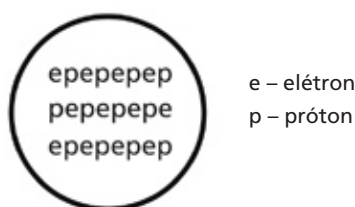


Figura 7.3: Por suposição, as partículas estão distribuídas por todo o volume do átomo.

Repare que no modelo que estamos desenvolvendo, o que distingue um átomo de outro é o número de prótons (ou de elétrons) de cada um deles. Portanto, poderíamos usar o valor de Z para caracterizar cada átomo diferente. Vamos chamar Z de *número atômico*. Cada átomo tem então o seu número atômico próprio.

E quanto à diferença de volume atômico? Bem, podemos imaginar que, à medida que o número de prótons e de elétrons aumenta, precisamos de um *volume maior* para acomodar todas as partículas.

Um modelo muito parecido com o que acabamos de construir foi proposto em 1897, por **JOSEPH JOHN THOMSON**, o descobridor do elétron, e incorpora todas as informações que temos, até agora, sobre os átomos.

JOSEPH JOHN THOMSON (1865-1940)

Formou-se em Cambridge em 1884, onde foi professor de Física Experimental e diretor do Laboratório Cavendish. Foi-lhe atribuído o Prêmio Nobel da Física em 1906 por investigações teóricas e experimentais sobre a passagem da eletricidade através dos gases. (Fonte: www.hostgold.com.br/hospedagem_sites/Joseph_John_Thomson)



O modelo de Thomson propõe que os elétrons estejam dispersos num meio de carga positiva, como passas num pudim. Nessa época, ainda não se sabia da existência do próton e imaginava-se que a carga positiva estivesse dispersa no átomo. A experiência de Geiger e Mardsen, que veremos mais à frente, mostrou que este modelo não estava correto.

Vamos testar o nosso modelo?

Por exemplo, você seria capaz de, usando este modelo de átomo, explicar por que somente duas moléculas diferentes, com a fórmula química C_2H_6O , existem na natureza? Ah, você ainda não sabe quantos prótons e elétrons tem cada um desses átomos, não é? Tudo bem, adiantamos esta informação para você:

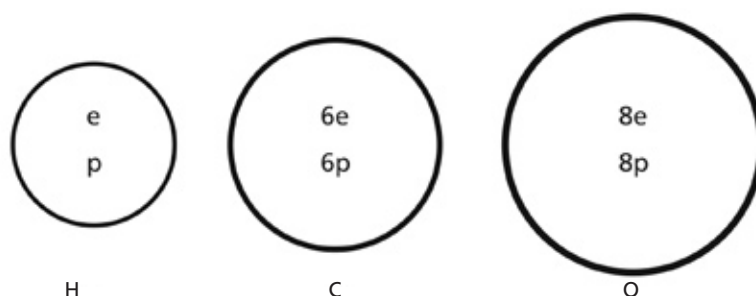


Figura 7.4: Os átomos de H, C e O e suas respectivas quantidades de elétrons e prótons.

Bem, talvez estejamos sendo um pouco precipitados. Antes de tudo, temos que ver se, com este modelo, conseguimos entender como e por que dois ou mais átomos se combinam para formar uma molécula. Vamos tentar, mas, para tornar nossa análise mais simples, examinemos primeiramente a possibilidade de formação de moléculas contendo só dois tipos de átomos: carbono e hidrogênio.

Segundo o nosso modelo, os átomos de hidrogênio e de carbono teriam as seguintes representações:

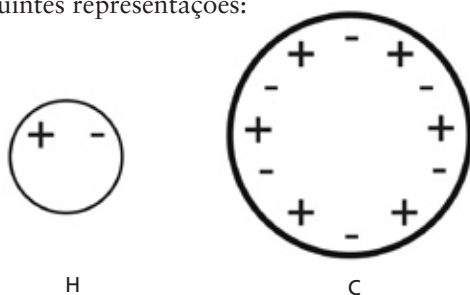


Figura 7.5: Representação do átomo de hidrogênio e do átomo de carbono.

Para testar nosso modelo, vamos perguntar quantas moléculas diferentes podemos formar com um átomo de carbono e átomos de hidrogênio. Vamos imaginar um átomo de hidrogênio se aproximando de um átomo de carbono. Os dois átomos são eletricamente neutros, mas podemos imaginar um processo de polarização, como mostrado na Figura 7.6:

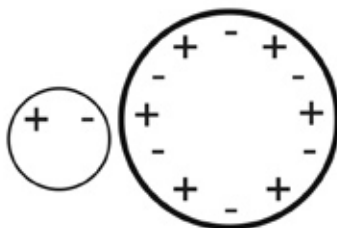


Figura 7.6: Processo de polarização entre um átomo de hidrogênio e um átomo de carbono.

Devido a essa polarização, teríamos uma força atrativa, do tipo coulombiana, mantendo os átomos próximos.



Reveja a Lei de Coulomb na Aula 6 – "Um pouco mais sobre eletricidade".

Desta maneira, estaríamos formando a molécula de CH. Repare que não poderia haver transferência de carga de um átomo para o outro, porque ambos estão *neutros*.

Continuando nesta linha de raciocínio, poderíamos formar outras moléculas, até chegarmos à de composição (fórmula química) CH_6 , mostrada a seguir. Note que o sentido de polarização que usamos é arbitrário, uma vez que não temos, no momento, como decidir o sentido preferencial [- + ou + -]. O importante é que os átomos estejam polarizados de forma que, na região onde ele se “ligam”, as cargas tenham sinais contrários.

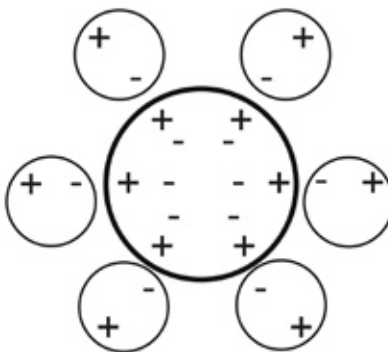


Figura 7.7: Representação da fórmula química CH_6 .

Portanto, segundo o nosso modelo, combinando um átomo do elemento carbono com átomos do elemento hidrogênio, poderíamos formar *seis* diferentes moléculas: CH , CH_2 , CH_3 , CH_4 , CH_5 e CH_6 . Infelizmente isto não está correto, pois sabemos que um átomo de carbono consegue se ligar, no máximo, a quatro átomos de hidrogênio.

Podemos tentar modificar o nosso modelo inicial de forma a levar em conta a inexistência das moléculas de CH_5 e CH_6 . Como? Uma possibilidade seria considerar que, no átomo de carbono, as cargas (elétrons e prótons) estariam assim distribuídas:

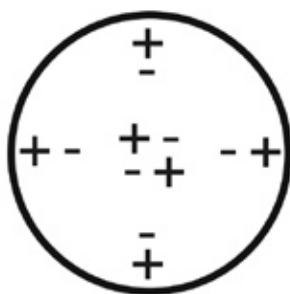


Figura 7.8: Esquema de distribuição de cargas em um átomo de carbono.

Ou seja, $4p + 4e$ estariam mais na “superfície” do átomo, enquanto os outros $2p + 2e$ ocupariam uma posição mais para o interior do átomo. Como a distância dessas cargas ($2p + 2e$) aos átomos de hidrogênio seria maior do que a das cargas na superfície do átomo de carbono, o processo de polarização seria dificultado para a formação das moléculas de CH_5 e CH_6 . Assim, poderíamos, no máximo, formar a molécula de CH_4 .

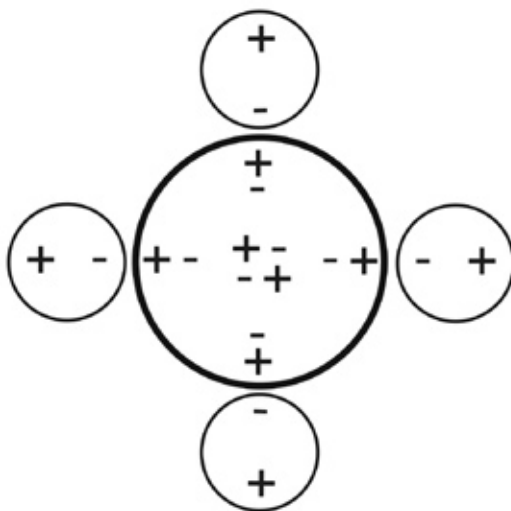


Figura 7.9: Esquema da molécula CH_4 .

Com esta modificação, nosso modelo de átomo passa a explicar por que somente as moléculas de CH , CH_2 , CH_3 e CH_4 podem existir. Mas, para isso, tivemos de admitir que a distribuição dos prótons e dos elétrons, pelo volume do átomo, *não é homogênea*. Claro que isso é muito estranho, mas é a única maneira, segundo este modelo, de explicar o fato de que um átomo de carbono só conseguir se “ligar”, no máximo, a quatro átomos de hidrogênio.



ATIVIDADE

1. Estrutura e comportamento do átomo

De acordo com o conhecimento atual, um átomo de hidrogênio só consegue se “ligar” a um único outro átomo, e um átomo de carbono se liga com até quatro outros átomos.

Supondo que o nosso modelo de átomo esteja correto e que a forma pela qual os átomos se juntam para formar uma molécula seja a descrita nesta atividade, que conclusão você pode tirar sobre a estrutura de um átomo e sobre sua capacidade de se combinar com outros átomos?

RESPOSTA COMENTADA

O processo de ligação depende dos átomos envolvidos. Cada átomo pode se ligar a um número limitado de outros átomos. Se o processo de ligação estiver correto e se um átomo de hidrogênio só pode se ligar a um único outro átomo, ele só poderá ter um elétron. O fato de o átomo de carbono poder se ligar a vários outros átomos sugere que o número de ligações depende do número de elétrons do átomo.

Neste ponto, gostaríamos de lhe adiantar mais uma informação, que talvez o deixe bastante surpreso. Em todas as moléculas conhecidas na natureza (e também naquelas fabricadas pelos químicos) que contêm o elemento carbono, cada átomo deste elemento, presente na molécula, está “ligado”, no máximo, a quatro outros átomos quaisquer, independentemente de serem ou não átomos de hidrogênio! Ou seja, *um átomo de carbono só consegue se ligar, no máximo, a quatro outros átomos, inclusive outros átomos também de carbono.*

Você há de convir que esta história toda está ficando muito curiosa. Parece que, com aquela estranha maneira de distribuir os prótons e os elétrons de um átomo de carbono, pelo volume do átomo, acabamos por construir um modelo bastante preciso deste átomo. Será?

**ATIVIDADE****2. Proposta de um modelo**

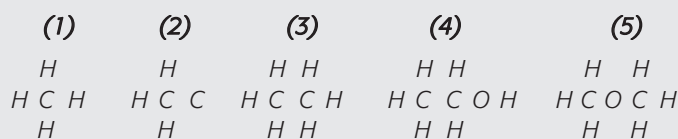
Considerando o resultado da Atividade 1 e o modelo de átomo de carbono que acabamos de construir, que modelo você proporia para um átomo de oxigênio, a fim de explicar por que só existem duas moléculas com a fórmula química C_2H_6O ?

Lembre-se de que:

- O átomo de carbono se liga, no máximo, a quatro outros átomos.
- O átomo de hidrogênio só se liga a um átomo.
- Você deve acomodar mais um átomo de carbono.

RESPOSTA COMENTADA

Partimos da estrutura do CH_4 (1) no esquema a seguir. Temos de acomodar um segundo átomo de carbono, mas tanto o primeiro carbono quanto os hidrogênios estão com o número máximo de ligações possíveis. Podemos então, alternativamente, ligar o segundo átomo de carbono (2). Agora podemos ligar os demais hidrogênios (3). No entanto, ainda não ligamos o átomo de oxigênio, e outra vez não podemos fazê-lo, pois todos os átomos já estão com o número máximo de possibilidades. O jeito é ligar o oxigênio antes do último hidrogênio (4). Pronto, conseguimos montar a molécula em que os carbonos se ligam a quatro outros átomos e os hidrogênios se ligam a um único. Para isso, tivemos de admitir que o oxigênio se ligasse a dois átomos. Agora, temos de encontrar mais uma, e somente mais uma, estrutura compatível com este esquema de ligação. Esta estrutura está mostrada em (5). Note que não pode haver outro esquema de ligação para moléculas com a fórmula química C_2H_6O , que tenha carbono, oxigênio e hidrogênio ligados respectivamente a 4, 2 e 1 átomos.



Voltemos a examinar o nosso modelo de átomo, começando com a representação do átomo de hidrogênio (voltando à **Figura 7.1**).

Essa representação é bastante simples, mas encerra um grave problema. Vejamos qual. A conclusão de que todos os objetos da natureza são formados de partículas carregadas (prótons e elétrons) veio dos resultados de todas aquelas experiências que realizamos, quando discutimos o fenômeno da eletricidade. Os objetos usados naquelas experiências eram de grandes dimensões (um pente, um balão, um pedaço de algodão ou de papel etc.) quando comparados com as dimensões de um átomo. Por exemplo, tomemos um balão de gás, de tamanho médio, completamente cheio. A forma que ele adquire não é exatamente a de uma esfera, mas vamos supor que seja. Se o balão tiver um raio (r), digamos, de 10cm, a área da superfície do balão será igual a:

$$S_{\text{balão}} = 4\pi r^2 \text{ cm}^2 = 400 \pi \text{ cm}^2 = 4 \times 10^2 \pi \text{ cm}^2.$$

Da mesma maneira, se considerarmos o átomo de hidrogênio como esférico, para comparação com o balão, o raio atômico seria da ordem de $78 \times 10^{-10} \text{ cm}$!, ou seja, 0,0000000078 cm. De onde tiramos esse número? Bem, você terá de aguardar um pouco mais para ter esta resposta. Novamente, pedimos a você um voto de confiança. Com esse valor de raio atômico, a área da superfície do átomo de hidrogênio seria:

$$S_{\text{átomo}} = 24,4 \times 10^{-17} \pi \text{ cm}^2,$$

Muitíssimo menor do que a do balão.

Aonde quero chegar com isso? Veja bem. Nas experiências com o balão, mesmo que só parte da sua superfície tenha sido atritada com o algodão, as cargas estariam espalhadas por uma grande área.

No caso do átomo de hidrogênio, a área da superfície do átomo é extremamente pequena. A *distância máxima* entre o próton e o elétron, d , seria igual a duas vezes o raio atômico, ou seja, $d = 156 \times 10^{-10} \text{ cm}$.

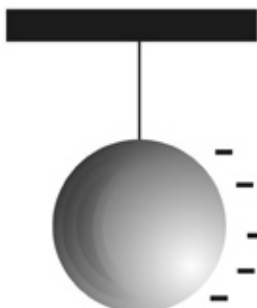


Figura 7.10: Carga negativa na superfície do balão.

Como, neste caso, as cargas têm sinais contrários, haveria uma força de atração entre elas, já que a força depende do quadrado do inverso da distância entre as cargas. Isto é, quanto menor a distância entre as cargas, maior a força entre elas. Como resultado desta força de atração, não teríamos como manter o próton e o elétron separados. As cargas se anulariam, e o átomo, segundo o modelo proposto, deixaria de existir. Temos de repensar o nosso modelo.

UM SEGUNDO MODELO

É uma pena que tenhamos de abandonar o nosso primeiro modelo de átomo, pois ele é bastante simples e parecia ser capaz até mesmo de explicar a formação de moléculas. Talvez possamos, com pequenas modificações, desenvolver um novo modelo que incorpore as qualidades do modelo anterior.

O nosso problema agora é tentar entender como as cargas positivas e negativas de um átomo podem coexistir, num volume tão pequeno, sem que elas se aniquilem. Vamos tentar refazer algumas das experiências que revelaram o fenômeno da eletricidade e que nos levaram a concluir que os objetos da natureza são formados de partículas carregadas.

Esse novo conjunto de experiências tem de ser realizado com extremo cuidado, para que você note alguma diferença em relação aos resultados das experiências anteriores. Das experiências anteriormente descritas, procure refazer aquela(s) que você realizou com maior facilidade. Para exemplificar como proceder neste novo conjunto de experiências, vamos repetir a do pente com um pequeno pedaço de papel.

Como anteriormente, esfregue bastante a extremidade do pente com uma flanela. Em seguida, aproxime lentamente o pente do papel e tente determinar, mais ou menos, a distância mínima de aproximação para que o papel seja atraído. Provavelmente você terá de repetir várias vezes a experiência para determinar esta distância mínima. Em cada experiência, tente esfregar o pente durante o mesmo período de tempo e com a mesma intensidade. Esta distância mínima terá obviamente um valor aproximado, porque mesmo que você esfregue o pente, antes de cada experiência, por igual período de tempo e com igual intensidade, não há como garantir que a quantidade de carga no pente será sempre a mesma.

Determinada esta distância mínima, tente realizar a experiência da seguinte maneira. Esfregue vigorosamente o pente com a flanela, de forma a conseguir uma boa eletrificação do pente. Em seguida, desloque-o sobre o papel, da direita para a esquerda e vice-versa, como indicado na figura a seguir, mantendo a distância entre o pente e o papel a mais próxima possível da distância mínima para haver atração.

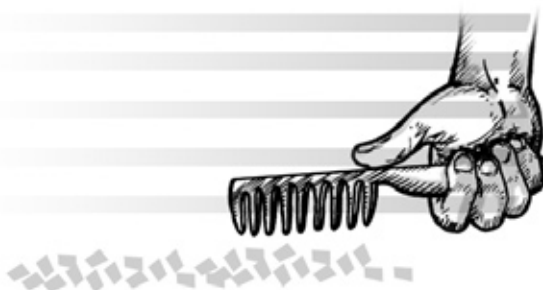


Figura 7.11: Deslocamento do pente sobre os pedacinhos de papel.

Repita a experiência deslocando o pente sobre o papel com diferentes velocidades. Se você realizar essa experiência cuidadosamente, observará que, se o pente estiver em *movimento*, o papel não grudará nele, mesmo que a distância entre eles seja igual àquela distância mínima determinada com o pente parado. Quando muito, o papel se moverá um pouco, no mesmo sentido de deslocamento do pente, ou seja, o pedaço de papel continuará sendo atraído pelo pente, mas não grudará nele.

Esta experiência não é simples de ser feita e requer paciência. Se você passar o pente sobre o papel com muita velocidade, o papel vai se mover, mas devido ao deslocamento do ar. Além disso, o pente, ao se deslocar, pode passar parte da sua carga para o ar, e ficar com menor poder de atração. Com isso, fica mais difícil observar os deslocamentos do pedaço de papel.

O que lhe sugere o resultado dessas experiências? Como ele poderia ser usado para modificar o nosso modelo de átomo? Pense um pouco antes de prosseguir.

A experiência nos mostra que, se o pente (carregado) estiver em movimento em relação ao pedaço de papel (neutro), este não grudará nele, mesmo quando o pente estiver a uma distância igual àquela mínima de aproximação. Não grudando no pente, não haverá transferência de carga para o papel, e o pente conservará a sua carga.

Mas espere um pouco. Esta experiência não reflete exatamente o tipo de situação encontrada no nosso modelo de átomo. Na experiência, o pente está carregado e o papel está neutro, enquanto no átomo temos duas cargas se atraindo.

Tudo bem. Refaça então a experiência do balão com o pedaço de algodão. Como você já sabe, neste caso, tanto o algodão quanto o balão estarão carregados e com cargas de sinais contrários, tal como no nosso modelo de átomo. Se você refizer esta experiência cuidadosamente, verá que o resultado será exatamente o mesmo obtido com o pente e o pedaço de papel.

Portanto, as cargas não se anularão se imaginarmos que, no átomo, o elétron e o próton estejam em constante movimento. Próton e elétron continuarão a se atrair, mas sem que as cargas sejam jamais aniquiladas.

Resolvemos um problema e criamos outro, quer ver? Que tipo de movimento eles executam e com que velocidades? Se você tiver paciência para repetir a experiência do pente, deslocando-o com diferentes velocidades, verá que existe uma velocidade mínima para evitar que o papel grude no pente. Acho que não é difícil para você entender que quanto maior a força de atração entre as cargas, mais rapidamente elas precisam estar se movimentando para evitar que sejam aniquiladas.

Antes de tentarmos responder as duas últimas perguntas do parágrafo anterior, deixe-nos falar sobre uma outra experiência, muito bonita, mas que você infelizmente não poderá realizar.

UMA EXPERIÊNCIA REVELADORA

Vamos recapitular. Estamos tentando desenvolver um modelo de átomo. Já sabemos que:

- a) os átomos são formados por igual número de elétrons e prótons, que têm cargas iguais, mas de sinais contrários;
- b) essas partículas ocupam um volume muitíssimo pequeno (o volume de um átomo é muito pequeno);
- c) para que as cargas, neste pequeno volume, possam coexistir, elas devem estar em constante movimento.

O próximo passo é tentar determinar como prótons e elétrons se movimentam num átomo. Esta tarefa não parece ser nada fácil.

Vamos supor que dispuséssemos de um canhão de prótons, ou seja, um dispositivo que pudesse atirar prótons contra objetos quaisquer. Imagine agora um próton sendo disparado na direção de um átomo de carbono. Para não confundir este próton com os do átomo de carbono, vamos chamá-lo de projétil.

Se o projétil passar por perto de um dos prótons do átomo de carbono, por terem cargas iguais, ele será repellido. Ao contrário, se o projétil passar por perto do elétron, ele será atraído. E, se o projétil não passar próximo a nenhuma das partículas, sua trajetória não será modificada. Como no átomo de carbono existem 6 prótons e 6 elétrons, distribuídos pelo volume do átomo, a chance de o projétil encontrar um próton ou um elétron será a mesma. Se pudéssemos acompanhar a trajetória do projétil, o resultado seria como mostrado na **Figura 7.12**:

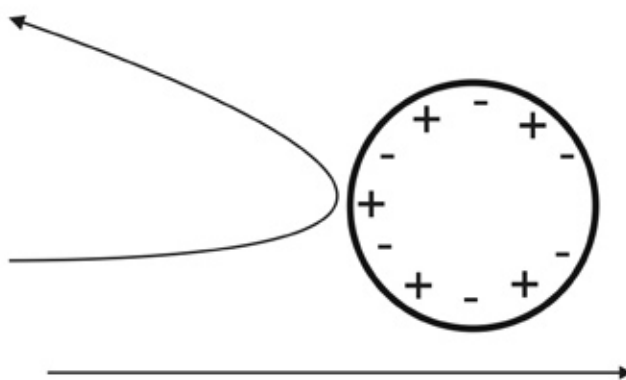


Figura 7.12: Trajetória do projétil.

A experiência que acabei de descrever foi realizada por Hans Geiger (1882-1945) e Ernest Mardsen (1889-1970), em 1909, mas não exatamente desta maneira. Como projétil, eles usaram outro tipo de partícula, chamada partícula alfa (α , primeira letra do alfabeto grego), que possui carga +2. Assim que concluirmos este nosso segundo modelo de átomo, você entenderá o que são essas partículas α e qual a sua origem.

Geiger e Mardsen bombardearam, com partículas α , folhas muito finas de metais como ouro, platina, alumínio e outros elementos. Quão finas eram essas folhas? Você certamente já viu aquelas folhas de alumínio (papel de alumínio) ou de plástico, que são usadas para embalar alimentos. São bem finas, não é? Pois bem, as lâminas usadas

nas experiências de Geiger e Mardsen eram mais finas ainda (0,0001cm.) A espessura de um fio de cabelo varia entre 0,008 e 0,05cm, para que se tenha uma idéia.

Vamos imaginar, por exemplo, um pedaço de folha bem fina de alumínio. O alumínio é um elemento que tem como símbolo Al e número atômico, Z, 13, ou seja, cada átomo tem 13 prótons e 13 elétrons. E, como o alumínio é um elemento, os átomos são todos iguais. Assim, poderíamos representar os átomos de alumínio contidos num pedaço de folha muito fina, da seguinte maneira:

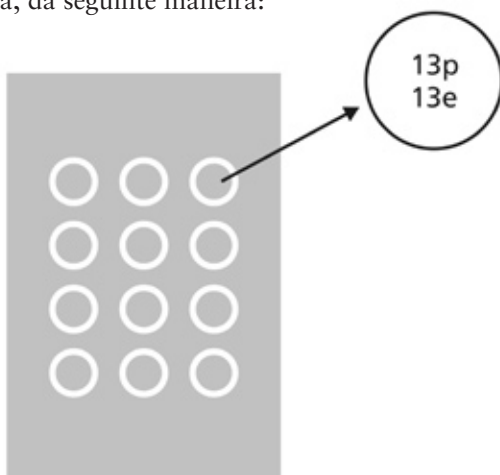


Figura 7.13: Representação do átomo de alumínio em uma folha bem fina do mesmo metal.

ATIVIDADE



3. Partículas α e folhas de alumínio

Imaginemos um feixe de partículas α , em alta velocidade, incidindo sobre a folha de alumínio. Se o nosso atual modelo de átomo estiver correto, o que você esperaria que acontecesse com as partículas α ao atravessarem a folha de alumínio?

RESPOSTA COMENTADA

A chance de a partícula α colidir ou passar por perto de um dos prótons seria igual àquela para os elétrons. Assim, deveríamos ter um igual número de partículas α atravessando a folha com pequenos desvios e com grandes desvios de trajetória.

Contrariamente ao esperado, Geiger e Mardsen observaram o seguinte:

- a) a maioria das partículas α atravessa a folha sem ser desviada;
- b) um certo número (pequeno) de partículas α atravessa a folha, mas é ligeiramente desviado da trajetória inicial;
- c) um número muitíssimo pequeno de partículas α é fortemente desviado da trajetória inicial. Algumas dessas partículas chegam a ser refletidas pela folha.

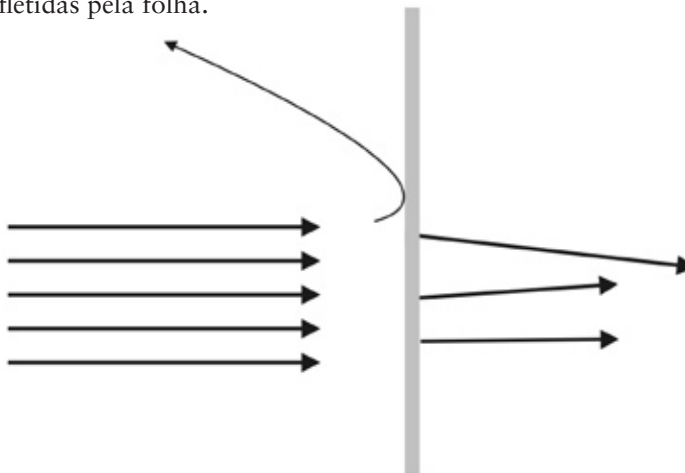


Figura 7.14: Feixe de partículas α incidindo sobre a folha de alumínio.

Só para você ter uma idéia desses números: para cada 10.000 partículas α incidindo sobre a folha, aproximadamente 1 era fortemente desviada.

ERNEST RUTHERFORD (1871-1937)

Químico britânico, recebeu o Prêmio Nobel de Física em 1908, por seu trabalho em Física Nuclear e por sua teoria da estrutura atômica, que descreve o átomo como um núcleo denso rodeado de elétrons.
(Fonte: www.cefetsp.br/edu/guerato/qui_bio_rutherford.htm)

Em 1911, **ERNEST RUTHERFORD**, chefe do laboratório onde Geiger e Mardsen fizeram as experiências, interpretou os resultados das experiências e formulou um novo modelo de átomo.

Segundo Rutherford:

- a) a maioria das partículas α atravessa a folha sem ser desviada porque não passa por perto nem dos prótons nem dos elétrons do átomo.

Conclusão: grande parte do volume do átomo não é ocupada nem pelos prótons, nem pelos elétrons.

- b) as partículas α que sofrem grandes desvios ou que são até mesmo refletidas colidem com os prótons do átomo. Como as partículas α e os prótons têm cargas de mesmo sinal, elas se repelem fortemente. Mas, como o número de colisões entre as partículas α e prótons é muitíssimo pequeno, a chance de colisão é também muito pequena. *Conclusão: os prótons ocupam uma região muito pequena do volume total do átomo.*

c) as partículas α que sofrem pequenos desvios passam por perto da região ocupada pelos prótons e são repelidas.

A pequena região do átomo ocupada pelos prótons foi denominada por Rutherford de *núcleo atômico*. Do resultado desta análise surge o *modelo atômico de Rutherford*. Segundo este modelo, o átomo é formado por um núcleo atômico, que ocupa um volume muito pequeno e concentra toda a carga positiva do átomo, e pelos elétrons, que se movimentam em torno do núcleo e que podem se deslocar por todo o volume restante do átomo.

Veja uma simulação da experiência de Geiger e Mardsen no site: <http://www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/cuantica/rutherford/rutherford.html>.

Uma típica representação do átomo de Rutherford é mostrada a seguir:

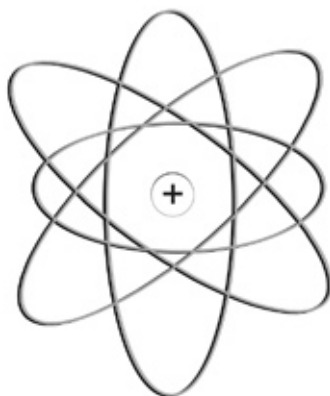


Figura 7.15: Átomo de Rutherford.

Provavelmente, você já deve ter visto algo assim. Porém, o que você talvez não saiba é o real significado dessas linhas, que parecem indicar a forma como os elétrons estão se movendo no átomo, em relação ao núcleo. Essas linhas *não* indicam as trajetórias dos elétrons em torno do núcleo, ou seja, o caminho percorrido por eles. Elas simplesmente indicam o fato de que os elétrons *têm* de estar em constante movimento para não serem capturados (atraídos) pelos prótons do núcleo. Não temos, pelo menos por ora, nenhuma evidência que nos indique que os elétrons se movem em “órbitas” circulares, elípticas ou de qualquer outra forma estranha que você possa imaginar. Guarde bem essa informação!

Voltemos a falar do núcleo atômico. Quão pequena seria essa região? Para fins de comparação, vamos considerar que tanto o átomo como o seu núcleo tenham forma esférica. A partir da contagem do número de partículas α desviadas em todas as possíveis direções, Rutherford chegou à conclusão de que o núcleo atômico teria um raio 10^{-5} vezes menor do que o do átomo!

Você consegue imaginar isso? Vamos ajudá-lo, mas espero que você conheça o Maracanã, estádio de futebol.

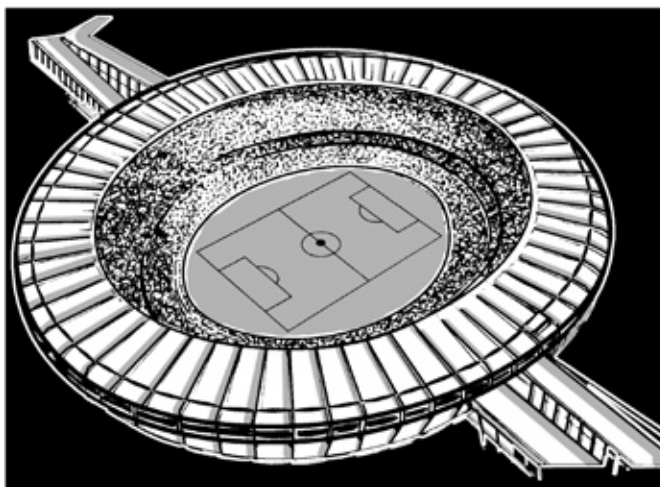


Figura 7.16: Maracanã.

Pois bem, se considerarmos o raio do núcleo do átomo igual ao daquela pequena marca no campo, dentro do círculo central, onde se coloca a bola para o início do jogo (ou após cada gol), o raio do átomo seria maior do que o do estádio do Maracanã! É muito pequeno mesmo esse tal de núcleo, não é?

Chegamos então a um novo modelo de átomo, levando em conta novas observações experimentais. Segundo a nossa estratégia, o passo seguinte seria testá-lo. Vamos fazer isso, mas na próxima aula.

Modelos atômicos

Descreva as principais características dos modelos atômicos de Thomson e de Rutherford, ressaltando suas diferenças.

RESPOSTA COMENTADA

No modelo de Thomson os elétrons estão embebidos num meio de carga positiva. Já no átomo de Rutherford as cargas positivas estão concentradas no núcleo do átomo, uma região cerca de 100 mil vezes menor que o átomo em si. Os elétrons se movimentam em torno do núcleo.

RESUMO

Uma vez que não podemos ver um átomo, temos de criar um modelo, a partir do qual as propriedades do átomo possam ser descritas. Qualquer modelo que se pretenda útil deve ser compatível com os dados experimentais conhecidos. Mais importante: o modelo deve ser capaz de prever propriedades do sistema ainda não estudadas. Sabe-se que o átomo é formado por partículas carregadas e de sinais opostos. O modelo de Thomson previa que os elétrons (de carga negativa) ficavam dispersos num meio de carga positiva. A experiência de Geiger e Mardsen mostrou que essa proposta de átomo não era válida. Um novo modelo atômico foi então proposto por Rutherford. Nesse modelo, a carga está concentrada numa diminuta região chamada núcleo atômico e os elétrons se movimentam em torno desse núcleo.

Por dentro do átomo

Metas das aula

Analisar o modelo do átomo de Rutherford quanto ao seu poder de previsão; introduzir o conceito de número de massa e redefinir número atômico e massa atômica; introduzir o fenômeno da radioatividade e o conceito de íons atômicos.

objetivos

Espera-se que, após estudar o conteúdo desta aula, você seja capaz de:

- explicar a necessidade da existência do nêutron;
- avaliar por que o modelo de átomo desenvolvido coloca um limite para o número de elementos químicos existentes na natureza;
- testar o poder de previsão de um modelo;
- calcular massa atômica e número de massa de um elemento químico.

INTRODUÇÃO

Nesta aula, veremos como o modelo de Rutherford nos leva a uma série de resultados importantes sobre a estrutura do átomo. Veremos que, além de sugerir a existência de outros componentes do átomo, o modelo também nos permite estabelecer um limite para o número de diferentes espécies atômicas presentes na natureza.

O ÁTOMO DE RUTHERFORD

Na aula passada, começamos a desenvolver um modelo atômico de acordo com uma estratégia bem definida. Inicialmente, construímos um primeiro modelo baseado nas informações que havíamos obtido das nossas experiências com o pente, os balões, os pedaços de algodão e de papel. Entretanto, esse modelo não nos permitia entender como as cargas positivas e negativas do átomo poderiam coexistir, num espaço tão pequeno, sem se aniquilarem.

Em seguida, baseados em novo conjunto de experiências, chegamos à conclusão de que, se os prótons e os elétrons dos átomos estiverem em constante movimento, a aniquilação das cargas pode ser evitada. Passamos então para um segundo modelo, em que prótons e elétrons ocupam todo o volume do átomo e estão em constante movimento. O problema passou a ser como descrever o movimento dos prótons e dos elétrons.

Antes de atacar este novo problema, examinamos a experiência de Geiger e Mardsen. Ela revelou algo surpreendente sobre como os prótons e os elétrons se distribuem pelo volume atômico. Com base nos resultados daquelas experiências, Rutherford propôs um novo modelo de átomo. Nesse modelo, as cargas positivas (prótons) ocupam uma região muitíssimo pequena do volume total do átomo, denominada *núcleo atômico*. Os elétrons, por sua vez, estão em constante movimento em torno do núcleo, e podem se deslocar por todo o volume restante do átomo.

Uma maneira muito comum de se representar o átomo de Rutherford é mostrada na **Figura 8.1**. Porém, como discutido anteriormente, as linhas *não* indicam as trajetórias dos elétrons em torno do núcleo, ou seja, o caminho percorrido por eles. Elas simplesmente indicam o fato de que os elétrons *têm* de estar em constante movimento para não serem capturados (atraídos) pelos prótons do núcleo.

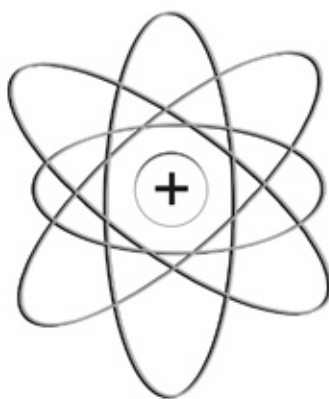


Figura 8.1: Átomo de Rutherford.

De acordo com a nossa estratégia, a etapa seguinte, no desenvolvimento do modelo, seria testá-lo.

A MASSA DO PRÓTON E A DO ELÉTRON

Como vimos na aula anterior, embora a neutralidade dos átomos imponha que as cargas do próton e a do elétron sejam iguais (mas de sinais contrários), não há nada que nos diga que as massas destas partículas devam ser também iguais. Do modelo de Rutherford, o que poderíamos prever sobre as massas relativas do próton e do elétron?

Vamos examinar o átomo mais simples possível, ou seja, aquele formado por um próton e um elétron. É o átomo do elemento hidrogênio. (Nós ainda estamos devendo a prova de que existe este tipo de átomo.)

Segundo o modelo de Rutherford, enquanto o elétron pode se movimentar por quase todo o volume do átomo, o próton fica restrito ao núcleo, uma pequeníssima região do volume total do átomo. Como entender esta situação? Se imaginarmos que a massa do próton é muito maior do que a do elétron, dá para entender.

Veja só. Imagine o próton e o elétron inicialmente nas posições indicadas na **Figura 8.2**. Ambos estão em movimento, e a força de atração puxa o elétron na direção do próton e o próton na direção do elétron, como indicado.

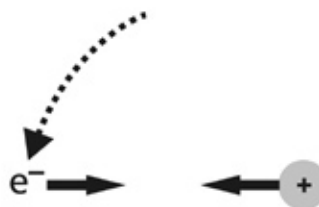


Figura 8.2: Elétron e próton.

Mas, se o elétron for muito mais leve, ele pode mudar de posição muito mais rapidamente do que o próton. Assim, num instante seguinte, teríamos a situação a seguir **Figura 8.3**:

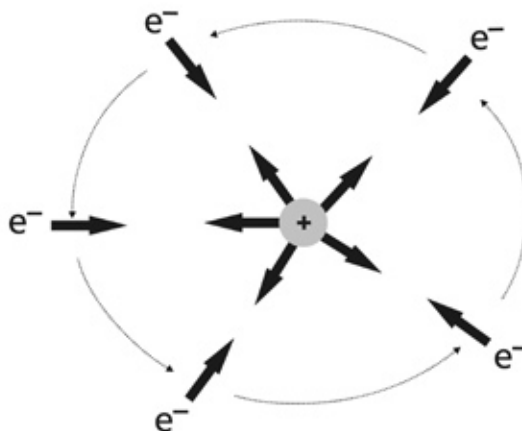


Figura 8.3: O elétron pode mudar de posição mais rapidamente do que o próton.

Ao final de certo tempo, o elétron teria percorrido quase todo o volume do átomo e o próton praticamente não teria mudado de posição *em relação ao elétron*.



Mas *atenção!* Isto não significa dizer que o próton está parado; significa que o próton se movimenta muito mais lentamente que o elétron. É importante que você entenda este ponto.

Podemos dizer então que uma *previsão* do modelo de Rutherford é a de que a massa do próton deve ser muito maior do que a do elétron:

$$m_p \gg m_e \text{ (}\gg\text{ leia-se muito maior).}$$

Isto implica também dizer que a massa do átomo está praticamente concentrada no núcleo atômico. Pois bem, esta previsão está absolutamente certa. Hoje sabemos que a massa do próton é aproximadamente 1.840 vezes maior do que a do elétron:

$$m_p \cong 1.840 \ m_e .$$

UMA NOVA PARTÍCULA ATÔMICA

Vejam os que mais podemos prever com o modelo de Rutherford. Na aula passada, vimos que átomos de diferentes elementos têm de diferir de um número inteiro de prótons e elétrons. Portanto, usando o modelo de Rutherford, o segundo átomo mais simples, com *número atômico* $Z = 2$, seria aquele contendo dois prótons e dois elétrons. Os dois prótons formam o núcleo atômico em torno do qual os dois elétrons se movem, como na Figura 8.4:

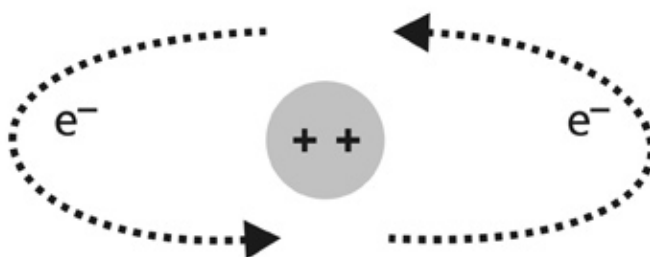


Figura 8.4: Átomo com número atômico $Z = 2$.

Mas agora voltamos a ter um problema sério. Como entender que duas partículas com carga positiva possam coexistir numa região extremamente pequena, como a do núcleo atômico? Mas este átomo, com $Z = 2$, existe. É o átomo do elemento chamado hélio (He).

Bem, o único jeito é imaginar que existe alguma coisa que “isola” um próton do outro, dentro do núcleo atômico. Mas esta “coisa” não pode ter carga alguma, você concorda? Esta coisa teria de ser eletricamente *neutra*. E ela teria massa?

Segundo o modelo de Rutherford, a massa do átomo de hidrogênio seria praticamente igual à massa do próton, já que $m_p \cong 1.840 \, m_e$:

$$M_H = Z (m_p + m_e) \cong 1 \, m_p$$

Da mesma forma, para o átomo de hélio, teríamos:

$$M_{He} = 2 (m_p + m_e) \cong 2 \, m_p = 2 \, M_H$$

Ou seja, a massa atômica do hélio deveria ser duas vezes maior do que a do hidrogênio. Entretanto, experimentalmente sabe-se que a massa atômica do hélio é praticamente quatro vezes maior do que a do hidrogênio!

Com exceção do átomo mais simples, se para cada próton do núcleo acrescentarmos também uma outra partícula, neutra e de massa igual ou quase igual à do próton, resolveremos os dois problemas de uma só vez. Vamos chamar esta nova partícula de *nêutron*. No núcleo do átomo de hélio teríamos, portanto, 2 prótons e 2 nêutrons.

A presença desses dois nêutrons, “isolando” os prótons, *estabilizaria o núcleo* e conferiria ao átomo de hélio uma massa atômica 4 vezes maior do que a do átomo de hidrogênio:

$$M_{\text{He}} = 2 (m_p + m_e + m_n) \cong 2 (m_p + m_n) = 4 M_{\text{H}}$$

Podemos então considerar a *existência do nêutron* como uma outra *previsão* do modelo de Rutherford.

A existência do nêutron foi proposta por Rutherford em 1920, mas seguindo uma linha de raciocínio diferente da que usamos antes. Quando estudarmos radioquímica, você verá o que levou Rutherford a propor a existência do nêutron. Entretanto, como na sua análise, Rutherford usou o seu modelo atômico, é válido dizer que a existência do nêutron foi também uma previsão do modelo atômico de Rutherford. O nêutron foi descoberto em 1932, por James Chadwick, um ex-aluno de Rutherford, confirmando assim a previsão do modelo.



ATIVIDADE

1. Para que serve o nêutron?

Explique qual é a função dos nêutrons no núcleo atômico.

RESPOSTA COMENTADA

As cargas positivas do átomo ficam restritas a um espaço muito pequeno, portanto há uma grande força de repulsão entre elas. Os nêutrons têm carga neutra, por isso acabam “isolando” os prótons (carga positiva) e estabilizando o núcleo.

EXISTE UM VALOR MÁXIMO PARA Z?

Usando o modelo de Rutherford, poderíamos, a partir do átomo de hidrogênio, construir diferentes tipos de átomos simplesmente adicionando um próton e um elétron de cada vez. Ah! Mas agora temos também de adicionar um número de nêutrons, pelo menos igual ao de prótons, para estabilizar o núcleo atômico. Para cada próton adicionado, o número atômico, Z , aumenta uma unidade.

Muito bem, mas até onde poderíamos ir? Ou seja, existe um valor máximo para Z ?

De acordo com o modelo, toda a carga positiva do átomo estaria concentrada no núcleo atômico. À medida que aumentamos a carga nuclear, aumenta também a força de atração do núcleo pelos elétrons. Pela lei de Coulomb, o módulo da força com que um núcleo contendo Z prótons atrai um elétron qualquer do átomo é:

$$F = \frac{Zq^+q^-}{d^2}$$

onde q^+ é a carga do próton e q^- a do elétron (claro que $q^+ = -q^-$), e d é a distância do elétron ao núcleo.

Para escapar de serem “sugados” pelo núcleo, os elétrons terão de se movimentar rapidamente. E, cada vez que aumentamos Z , a velocidade dos elétrons tem de aumentar, já que a força de atração aumenta. Portanto, uma outra maneira de se colocar a pergunta que abre esta seção é: existe um limite para a velocidade dos elétrons num átomo?

A resposta é *sim*! Na natureza nenhum corpo pode se mover com velocidade maior do que a velocidade da luz. E isto vale também para qualquer elétron de um átomo.

Sabendo desta limitação, podemos relacionar a força de atração do núcleo com a velocidade do elétron. Desta relação, podemos estabelecer um valor máximo para Z . Mais à frente vou mostrar como fazer isto. Por ora vou adiantar que o valor máximo de Z é aproximadamente 137.

Assim, usando o modelo atômico de Rutherford e o fato de que os elétrons não podem se movimentar com velocidade maior do que a da luz, podemos prever que não pode existir na natureza átomo algum com número atômico maior do que 137. Deve existir, portanto, um número limitado de elementos (diferentes tipos de átomo) na natureza.

Esta previsão está correta? Corretíssima. Dos *elementos naturais*, ou seja, aqueles que são encontrados na natureza, desde a criação do mundo, o elemento de maior número atômico é o urânio (U), com $Z = 92$.

Entretanto, a partir de 1940, físicos e químicos aprenderam a “fabricar” outros elementos, com $Z > 92$. Para distingui-los dos existentes na natureza, eles são chamados de *elementos artificiais*. E, por terem número atômico maior do que o do urânio, eles são também chamados de elementos *transurânicos* (trans, além do urânio). Vamos aprender sobre eles mais tarde.



ATIVIDADE

2. Número de átomos

Explique, resumidamente, por que há um limite de átomos existentes na natureza.

RESPOSTA COMENTADA

Como toda a carga positiva do átomo está concentrada no núcleo, um aumento dessa carga significa um aumento da força de atração do núcleo pelos elétrons. Por causa disso, os elétrons terão de se movimentar cada vez mais rapidamente. Uma questão importante em relação a isso é que há um limite para a velocidade: nenhum corpo pode se mover numa velocidade maior que a luz. Portanto, haverá um valor máximo para Z , que é de aproximadamente 137. Dessa forma, pode-se definir também que há um número limitado de elementos existentes na natureza.

O CANHÃO DE PARTÍCULAS α E O FENÔMENO DA RADIOATIVIDADE

Na aula passada, quando descrevemos a experiência de Geiger e Mardsen, dissemos que eles tinham usado um “canhão” de partículas α , partículas essas que têm carga equivalente à de dois prótons ($2+$). Mas como eles construíram esse canhão, e mais, o que são partículas α ?

O mais curioso de tudo é que eles não precisaram construir canhão algum. Esse “canhão” é produzido pela própria natureza! É isto mesmo. O canhão é natural. Só tem um problema. Por ser um canhão natural, não temos controle algum sobre ele. Não temos como controlar quando e para onde ele vai atirar. Parece coisa de maluco, mas não é. Vejamos se conseguimos entender este canhão e de onde saem as balas, ou seja, as partículas α .

Vamos novamente imaginar o processo de “construção” dos átomos dos elementos naturais, a partir do átomo de hidrogênio, com $Z = 1$. Cada vez que Z aumenta uma unidade, estamos acrescentando um próton e pelo menos um nêutron ao núcleo atômico, além de um elétron, na parte exterior ao núcleo, para manter a neutralidade do átomo.

Como você já sabe, o núcleo atômico é uma região muito pequena do átomo. Assim, chega uma hora em que, de tanto colocar prótons e nêutrons para dentro do núcleo, a situação no interior do núcleo começa a ficar bastante desconfortável. Prótons e nêutrons ficam que nem sardinhas em lata, ou como os passageiros do trem da Central, tão espremidos que, quando se abre uma porta, acaba alguém sendo “cuspidor” para fora do trem.

Quando Z atinge o valor de 84, que corresponde ao átomo do elemento conhecido como polônio (Po), o tempo fecha e o núcleo começa a pôr gente para fora. Gente, quem? Prótons, é claro, pois a repulsão entre eles é a causa maior da instabilidade do núcleo. Curiosamente, nunca sai um próton sozinho. Saem dois de cada vez. Mas, como dois prótons nunca ficam juntos um do outro, eles arrastam o par de nêutrons que os “isolava” no interior do núcleo. Este conjunto, dois prótons e dois nêutrons, tem carga $2+$ e massa igual a quatro vezes a massa do átomo de hidrogênio. Esse conjunto é chamado de *partícula α* .

O “canhão” de partículas α usado por Geiger e Mardsen nada mais era do que um pedaço de polônio, colocado numa caixa de chumbo, com um pequeno orifício, de forma a deixar passar somente as partículas emitidas numa poucas direções.

PARTÍCULAS β

Partículas β são elétrons livres, ou seja, não estão ligados a um núcleo atômico. Geralmente, deslocam-se em alta velocidade.

RAIOS γ

São radiações eletromagnéticas de alta frequência.

ANTOINE-HENRI BECQUEREL (1852-1908)

Era da terceira geração de uma ilustre família de cientistas. Em 1896, Henri Becquerel descobriu, por acaso, que uma amostra de sal de urânio sensibilizava uma chapa fotográfica. Este resultado foi o início da caminhada para a descoberta da radioatividade, cujos princípios fundamentais foram estabelecidos por Marie Curie, com a colaboração do seu marido, Pierre Curie. Por esses trabalhos, os três ganharam o Prêmio Nobel de 1903.

(Fonte: www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/verbetes/becquerel.html)

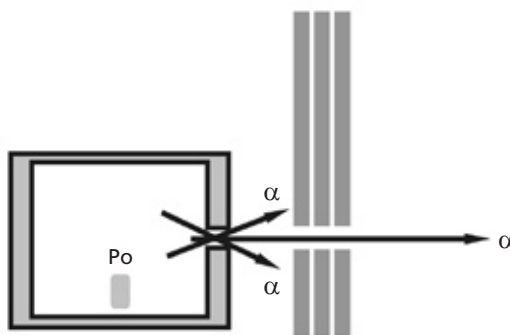


Figura 8.5: Canhão de partículas α .

Núcleos atômicos com $Z > 83$ podem, além de partículas α , expulsar outros tipos de “partículas”, conhecidas como **PARTÍCULAS β** e **RAIOS γ** (segunda e terceira letras do alfabeto grego). Esse fenômeno pelo qual os núcleos dos elementos químicos com $Z > 83$ espontaneamente emitem partículas α , β , ou raios γ é chamado de radioatividade e foi descoberto por **ANTOINE-HENRI BECQUEREL**, em 1896. Voltaremos a falar sobre este importante fenômeno, com mais detalhes.

Não seria razoável considerar o fenômeno da radioatividade como uma previsão de o modelo atômico de Rutherford, uma vez que o fenômeno foi descoberto bem antes de o modelo de átomo ter sido proposto. Por outro lado, o modelo de Rutherford sem dúvida nos ajuda a entender o porquê deste curioso fenômeno.

Antes de encerrar esta seção, precisamos falar brevemente sobre as forças entre as partículas dentro do núcleo: *as forças nucleares*. Na nossa discussão, a existência do nêutron foi proposta com a finalidade de “isolar” os prótons dentro do núcleo, uma vez que eles têm cargas iguais. Da mesma forma, nossa explicação para o fenômeno da emissão de partículas α , por núcleos com $Z > 83$, baseou-se na instabilidade causada por um acúmulo de prótons numa região tão pequena do átomo. Isto não deixa de ser verdade, mas a análise apresentada foi bastante simplificada. Quer ver? Embora em nenhum instante tenhamos dito que as forças entre as partículas nucleares fossem do tipo coulombiana, você muito provavelmente imaginou que sim. Entretanto, as forças que determinam a estabilidade de um núcleo são bem mais complexas e diferentes de tudo que conhecemos no nosso mundo macroscópico. Elas diferem da força de Coulomb em pelo menos dois aspectos: a) são muito mais fortes e b) são de curto alcance, ou seja, diminuem muito mais rapidamente com a distância entre as partículas do que a força de Coulomb.

O estudo dessas forças é um tópico muito especializado e que não faz parte do programa do nosso curso. Só estamos mencionando a existência dessas forças para que você não seja surpreendido, caso resolva estudar a estrutura do núcleo atômico mais a fundo.

MASSA ATÔMICA E NÚMERO DE MASSA

Antes de sabermos da existência do nêutron, a massa atômica de um elemento tinha sido definida como sendo a soma das massas de todos os elétrons e todos os prótons do átomo. Para um átomo de número atômico Z , sua massa atômica, M_Z , seria:

$$M_Z = Z (m_p + m_e) .$$

Entretanto, nesta aula, já aprendemos que um núcleo com mais de um próton, ou seja, com $Z > 1$, tem de ter, no mínimo, Z nêutrons. Aprendemos também que os nêutrons têm massa praticamente igual à dos prótons, e que esta massa é muito maior do que a massa de um elétron:

$$m_p \cong m_n = 1.840 m_e .$$

Diante dessas novas informações, podemos redefinir a massa atômica da seguinte forma:

$$M_Z = Z (m_p + m_n) \cong 2 Z m_p$$

A idéia da existência do nêutron surgiu da necessidade de estabilizarmos o núcleo atômico contendo mais de um próton. Assim, a partir de $Z = 2$, para cada próton teríamos também um nêutron no núcleo atômico. Mas como foi feita esta contagem?

Durante a formação do Universo, elétrons, prótons e nêutrons começaram a se juntar para formar os primeiros átomos. Como eles não sabem contar, muito provavelmente foram se juntando de todas as formas possíveis. Não é difícil para você entender que os núcleos com mais prótons do que nêutrons, se formados, não conseguiram resistir por muito tempo. Mas o que dizer dos núcleos que foram formados com mais nêutrons do que prótons?

Em princípio, haver mais nêutrons do que prótons deve ser uma vantagem, já que o excesso de nêutrons poderia ajudar a melhor “isolar” os prótons. Por outro lado, nêutrons demais podem acabar congestionando o núcleo e causando instabilidade por excesso de ocupantes.

Quando estudarmos de que maneira as massas atômicas são determinadas, você vai descobrir que muito poucos núcleos atômicos têm o mesmo número de prótons e de nêutrons. Por exemplo, o átomo de He, que usamos como exemplo anteriormente para chegar à conclusão de que as massas do nêutron e do próton deveriam ser praticamente iguais, é um dos poucos átomos contendo um número igual de prótons e nêutrons no seu núcleo.

A partir desta informação, temos de mudar a nossa maneira de calcular a massa atômica. Para calculá-la, não basta saber o número de prótons, Z , no núcleo, mas também o número de nêutrons.

Vamos definir *número de massa* como sendo a soma do número de prótons e de nêutrons contidos no núcleo atômico. Este número será representado pela letra **A**. Mas, como o número de prótons de um núcleo é igual ao seu número atômico, Z , podemos escrever:

$$A = Z + \text{número de nêutrons.}$$



O número de massa de um elemento, A , é igual à soma do número de prótons e de nêutrons no núcleo atômico.

Portanto, o número de nêutrons de um núcleo com número de massa A e número atômico Z vale:

$$\text{Número de nêutrons} = A - Z .$$

Finalmente, chegamos então à fórmula correta (desprezando a massa dos elétrons) para calcular a massa atômica de um átomo contendo Z prótons e $(A-Z)$ nêutrons:

$$M = Z m_p + (A - Z) m_n$$

**ATIVIDADE****3. Transferência de carga**

Você se lembra de como chegamos à conclusão de que todos os objetos da natureza contêm cargas, positivas e negativas? Caso não se lembre, recomendo a releitura da Aula 4. Naquela aula, discutimos o processo de eletrificação e comentamos que não tínhamos, àquela altura, como decidir se, por exemplo, na experiência do algodão com o balão, teria havido passagem de carga positiva ou negativa durante o processo de neutralização (veja a seção “Conservação de carga”, da Aula 4).

E agora? Com base no modelo atômico de que dispomos, o que você acha mais provável de acontecer? Por quê?

RESPOSTA COMENTADA

Num átomo, os elétrons estão sendo mantidos ligados aos núcleos por forças de atração do tipo coulombiana. Por outro lado, as forças que mantêm as cargas positivas no interior do núcleo são muito mais fortes. Portanto, em todos os processos de eletrificação e de neutralização que descrevemos, só há passagem de um tipo de carga, a negativa.

ÁTOMOS, ÍONS E NÚMERO ATÔMICO

As forças que mantêm os elétrons ligados ao núcleo do átomo são muito mais fracas do que as que mantêm os prótons e nêutrons no interior do núcleo. Assim, os átomos perdem ou ganham elétrons muito mais facilmente do que perdem ou ganham prótons. Portanto, em todos os processos de eletrificação que estudamos, o objeto que ficou negativo *recebeu* elétrons, e o que ficou positivo *perdeu* elétrons.

Na aula passada, você viu que poderíamos caracterizar cada átomo pelo seu número de prótons ou de elétrons, que chamamos de número atômico. Assim, o elemento hélio (He), com número atômico $Z = 2$, têm dois prótons e dois elétrons.

Mas acabamos de ver que, num processo de eletrificação, os elétrons são transferidos, mas os prótons não. Agora, pense no seguinte: se retirarmos um elétron de um átomo de hélio, o sistema resultante continuaria a representar um átomo de elemento He?

Se nós decidirmos redefinir *número atômico* como sendo igual ao *número de prótons* do átomo, poderíamos dizer que o sistema resultante é um átomo de *hélio positivo* e representá-lo assim: He^+ . Da mesma maneira, se um átomo de carbono ganhasse um elétron, poderíamos dizer que o sistema resultante é um átomo de *carbono negativo*: C^- . Portanto, é mais conveniente definirmos o número atômico de um elemento como sendo igual ao número de prótons contidos no núcleo atômico.



O número atômico de um elemento, Z , é igual ao número de prótons no núcleo atômico.

Com a nova definição de número atômico, ao retirarmos ou adicionarmos elétrons a um átomo neutro, criamos os *íons* desse elemento. Os íons positivos são também chamados de *cátions*, e os negativos, de *ânions*.

Em princípio, podemos retirar ou adicionar mais de um elétron a um átomo, embora haja um limite para cada elemento, como veremos mais tarde. O íon resultante do processo de retirada de n elétrons de um átomo é representado na forma X^{n+} , onde X é o símbolo químico do elemento. De forma análoga, se ao átomo forem adicionados m elétrons, o íon resultante seria X^{m-} .

ATIVIDADE



4. Tratando de números

Considere as seguintes espécies de carbono: C , C^- , C^+ , C^{2+} , e indique:

- quantos prótons tem cada espécie;
- qual o número de elétrons em cada uma;
- qual o número *mínimo* de nêutrons que elas possuem;
- considerando o número de nêutrons do item anterior, calcule o número de massa.

RESPOSTA COMENTADA

- a. Como já sabemos, o número atômico do carbono é 6. Portanto, há 6 prótons.
- b. Na espécie neutra, C, há 6 elétrons. Conseqüentemente em C há 7, em C⁺ 5 e em C²⁺ 4.
- c. 6.
- d. $A = Z + \text{número de nêutrons} = 6 + 6 = 12$, em todos os casos.

DE VOLTA AO MODELO DE RUTHERFORD

Analisando o modelo inicial de Rutherford, proposto a partir dos resultados das experiências de Geiger e Madsen, acabamos por construir um modelo mais elaborado de átomo e fomos capazes de fazer algumas previsões. Vamos recapitular.

O átomo é formado por elétrons e prótons, em igual número, e por um certo número de nêutrons, no mínimo igual ao número de prótons. Prótons e nêutrons ocupam uma região bastante pequena do volume total do átomo, denominada núcleo atômico, e têm seus movimentos restritos a esta região. Por outro lado, os elétrons podem se deslocar por todo o volume restante do átomo.

A massa do próton (quase igual à do nêutron) é aproximadamente 1.840 vezes maior do que a do elétron. Portanto, a massa do átomo está praticamente concentrada no núcleo atômico.

Os elétrons precisam estar em constante movimento para escapar da atração do núcleo. Quanto maior a carga nuclear (maior Z), maior será a velocidade com a qual os elétrons terão de se movimentar. Como a velocidade de um elétron qualquer do átomo não poder ser maior do que a velocidade da luz, a carga nuclear não pode aumentar indefinidamente, isto é, deve existir um valor máximo para Z, o que significa dizer que deve existir um número máximo de elementos na natureza.

ATIVIDADE FINAL

Número atômico do radônio

O núcleo de um átomo de radônio, Rn, cujo número atômico é $Z = 86$, emite uma partícula α . Qual será o novo valor de Z ? Qual o significado deste resultado?

RESPOSTA COMENTADA

Uma vez que a partícula α é composta por dois prótons e dois nêutrons, e o número atômico é igual ao número de prótons, este será diminuído de dois. Chegaremos, então, a um núcleo com $Z = 84$. No entanto, sabemos que o número atômico define o átomo. Portanto, ao emitir uma partícula α , um átomo se transforma em outro. Nesse caso, como $Z = 84$, teremos o átomo de polônio.

RESUMO

Os elétrons no átomo de Rutherford têm de se mover rapidamente para contrabalançar a atração promovida pelo núcleo. Isto só é possível porque o elétron tem massa muito inferior à massa do próton. Quanto maior a carga nuclear, mais rapidamente os elétrons devem se mover para compensar a atração.

Uma vez que os prótons estão confinados no núcleo (região muito pequena), é preciso que eles sejam “isolados” uns dos outros, a fim de diminuir a repulsão entre eles. Este papel de “isolar” os prótons é feito pelo nêutron, que é uma partícula sem carga e de massa aproximadamente igual à do próton. O número atômico, Z , é definido como sendo igual ao número de prótons do átomo. O número de massa é igual ao número atômico mais o número de nêutrons. Quando Z é muito grande, o núcleo se torna instável, passando a emitir partículas α e β e raios γ .

INFORMAÇÃO SOBRE A PRÓXIMA AULA

Agora só nos faltaria tentar entender como os elétrons se movem no interior do átomo. Vamos ver se isto é possível na próxima aula.

O modelo atômico de Bohr

Metas da aula

Introduzir e analisar o modelo atômico de Bohr. Introduzir o conceito de onda e de radiação eletromagnética. Introduzir o conceito de espectro atômico. Relacionar o espectro atômico com a estrutura do átomo. Discutir a necessidade de construir um novo modelo atômico.

objetivos

Espera-se que, após estudar o conteúdo desta aula, você seja capaz de:

- desenvolver uma expressão para energia total num átomo;
- calcular grandezas associadas a ondas;
- discutir a origem do espectro atômico e como ele pode se relacionar com a estrutura do átomo;
- mostrar que por meio de experiências simples podemos obter informações importantes sobre a estrutura dos átomos;
- conceituar espectro atômico e a diferença entre um espectro discreto e um contínuo.

INTRODUÇÃO

Na aula passada, desenvolvemos um modelo de átomo baseado nos resultados de várias experiências realizadas por Geiger e Madsen. Ao final da aula, recapitulamos os principais resultados obtidos na nossa análise e deixamos no ar a pergunta: *como os elétrons se movem num átomo?*

O MODELO DE BOHR

**NIELS HENRICK
DAVID BOHR
(1885-1962)**

Foi um físico dinamarquês cujos trabalhos contribuíram decisivamente para a compreensão da estrutura atômica e da teoria quântica.
(Fonte: http://pt.wikipedia.org/wiki/Niels_Bohr)

A primeira tentativa de descrever como os elétrons se movem num átomo foi feita por **NIELS BOHR**, em 1913.

Partindo do modelo atômico de Rutherford, Bohr imaginou que os elétrons se moveriam em trajetórias circulares em torno do núcleo. A **Figura 9.1** é uma representação do modelo de Bohr para o átomo mais simples, o do elemento hidrogênio.

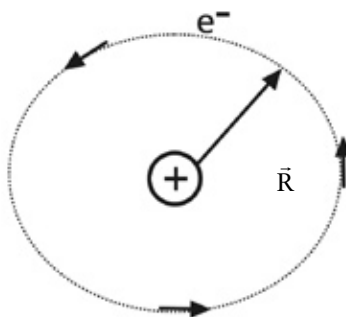


Figura 9.1: Representação do átomo mais simples de acordo com o modelo de Bohr.

A escolha de uma trajetória circular implica que o elétron gire em torno do núcleo a uma distância fixa \vec{R} . Mas *qual seria o valor dessa distância?*

Para determinar o valor de \vec{R} , podemos proceder da seguinte maneira: se o elétron percorre uma trajetória circular, sua *velocidade* tem que estar *mudando constantemente de direção*. Por quê? Muito simples! Pela própria definição de velocidade, $\langle \vec{v} \rangle = \vec{d}/t$, essa grandeza tem a mesma direção e sentido do deslocamento, \vec{d} . Mas, num *movimento circular*, a direção do deslocamento tem de mudar constantemente; em caso contrário, o movimento seria *retilíneo*, isto é, sempre numa mesma direção.

Muito bem; então, a velocidade do elétron está mudando à medida que ele percorre uma trajetória circular em torno do núcleo. Mas o seu valor está aumentando ou diminuindo? Nem uma coisa nem outra.

Vejamos por quê.

Velocidade é uma grandeza *vetorial*. Isso significa que precisamos especificar seu *módulo* (valor numérico e unidade de medida), *direção* e *sentido*, para definir completamente a grandeza. Para alterar a velocidade, basta mudar, por exemplo, sua direção, sem necessariamente aumentar ou diminuir seu *valor* numérico (magnitude).

Acho que concordamos que a velocidade do elétron, na sua trajetória circular, esteja constantemente mudando. Mas, se a sua velocidade está mudando, o elétron está sendo *acelerado*! Não há como mudar a velocidade de qualquer objeto ou partícula sem acelerá-los. Por outro lado, para acelerar qualquer objeto é preciso que haja uma força atuando sobre ele. De acordo com a Segunda Lei de Newton, sabemos que a relação entre a força que atua sobre um corpo de massa m e a aceleração por ela causada vale:

$$\vec{F} = m\vec{a} \quad (1)$$



Para rever os tópicos grandeza vetorial, velocidade, aceleração e Segunda Lei de Newton, volte à Aula 2 – Grandezas, medidas e unidades.

Que força poderia estar atuando sobre o elétron para acelerá-lo de forma a mantê-lo numa trajetória circular em torno do núcleo?

Na Aula 6, falamos sobre a lei de Coulomb e a força de atração ou repulsão entre partículas carregadas. Como elétron e próton têm cargas iguais, mas contrárias, haverá sempre uma força de atração entre essas partículas. Essa força, sempre dirigida na direção do núcleo (força centrípeta), é a responsável pela aceleração do elétron. Seu módulo é dado por

$$F = k \frac{q_e q_p}{R^2} \quad (2)$$

onde q_e e q_p são as cargas do elétron e do próton, respectivamente, e k é uma constante introduzida para que as forças calculadas pelas equações (1) e (2) sejam expressas nas mesmas unidades.

Força centrípeta

No caso do movimento circular, a aceleração está sempre dirigida para o centro da trajetória. No presente caso, átomo de hidrogênio, a aceleração está sempre dirigida para o núcleo do átomo. Como, pela equação (1), a força tem a mesma direção da aceleração, ela também estará dirigida para o centro da trajetória (núcleo do átomo). Uma força com essa característica (quando aplicada a um corpo muda a direção da sua velocidade de tal forma que o corpo é acelerado na direção do centro da trajetória) é denominada *força centrípeta* (na direção do centro).

Nas disciplinas de Física, você estudará em detalhes o movimento de um corpo em trajetória circular, mas vou adiantar um resultado. A aceleração de um objeto de massa m , percorrendo uma trajetória circular de raio R , com um *valor* de velocidade constante, v , é dada, em módulo, por:

$$a = \frac{v^2}{R} \quad (3)$$

Se agora substituirmos a equação (3) na equação (1), tomada em módulo, e igualarmos a equação resultante à equação (2), obteremos:

$$R = \frac{kq^2}{mv^2} \quad (4)$$

em que $q=|q_e|=|q_p|$. Da equação (4) podemos também determinar a velocidade do elétron, caso a sua distância ao núcleo seja conhecida:

$$v^2 = \frac{kq^2}{mR} \quad (5)$$

Em princípio, a equação (4) permitiria a Bohr determinar a distância do elétron ao núcleo do átomo de hidrogênio, caso sua velocidade pudesse ser medida e sua massa e carga fossem conhecidas.

Repare que, nesta última equação, a única grandeza que pode variar é a velocidade do elétron, já que a sua carga e massa são fixas, e k é uma constante. Portanto, no modelo de Bohr, para mudar o valor do raio da trajetória, ou seja, da distância do elétron ao núcleo, temos que mudar o *valor* da sua velocidade. Mas mudar o valor da velocidade do elétron significa mudar o valor da sua *energia*. Como relacionar a distância do elétron ao núcleo com a energia do átomo?

A ENERGIA DO ÁTOMO DE BOHR

No próximo semestre, na disciplina de Química II e também nas disciplinas de Física, você vai aprender que existem várias formas de energia. Para podermos continuar a nossa discussão, vou adiantar mais alguns resultados.

A energia total do elétron no átomo de hidrogênio é composta de duas parcelas: *energia cinética e energia potencial*. Na disciplina de Química II, vamos estudar, em detalhes, as várias formas de energia.

A energia cinética depende exclusivamente da *massa* e da *velocidade* do elétron, sendo definida pela expressão:

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

A energia potencial é a parcela da energia que depende da *posição* do elétron em relação ao núcleo. Qual seria a sua expressão?

Existem várias formas de energia potencial, e a expressão da energia potencial depende do tipo de força que está agindo sobre o elétron. Já vimos que a força que mantém o elétron na sua trajetória circular em torno do núcleo é uma força de origem elétrica, a força de Coulomb. Assim, a *energia potencial* associada a este tipo de força é chamada de *potencial de Coulomb*, definida pela expressão:

$$E_p = k \frac{q_c q_q}{R} = -k \frac{q^2}{R} \quad (7)$$

A última igualdade na equação (7) decorre do fato de que $q_p = -q_c$. A constante k é a mesma que aparece na equação (2).

A energia total do elétron no átomo de hidrogênio seria igual à soma das equações (6) e (7):

$$E_t = E_c + E_p = -k \frac{q^2}{2R} \quad (8)$$

**ATIVIDADE****1. Vamos exercitar**

Substitua a expressão da velocidade (equação 5) na expressão da energia cinética (equação 6). Some a equação resultante com a da energia potencial (equação 7) e mostre que a energia total é dada pela equação (8)

RESPOSTA COMENTADA

Primeiro calculamos a energia cinética,

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}m \frac{kq^2}{m^2 R} = \frac{1}{2} \frac{kq^2}{R}$$

Em seguida a somamos à energia potencial,

$$E_t = E_c + E_p = \frac{kq^2}{2R} - \frac{kq^2}{R} = -\frac{kq^2}{2R}$$

A equação (7) nos permitiria determinar o raio da trajetória do elétron caso sua energia pudesse ser medida. Muito bem, conseguimos relacionar a energia com o raio da trajetória, em resposta à questão colocada no final da última seção. Mas *como medir a energia de um átomo?*

UM POUCO DE LUZ E DE CORES

Antes de responder a esta última pergunta, vamos fazer algumas experiências muito simples. Você deve ter um prego em casa, ou mesmo um pedaço de fio de cobre. Ligue o bico de gás do seu fogão. Se ele estiver bem regulado a chama será azulada. Segure uma das extremidades do fio de cobre ou do prego (que é basicamente feito de ferro) com um alicate, ou mesmo com um prendedor de roupa, e coloque a outra extremidade do fio, ou do prego, no fogo.

Após um certo tempo, você notará que a parte do fio ou do prego em contato com fogo vai se tornando vermelho-amarelada. Se você retirar o prego ou o fio do fogo, a cor vermelho-amarelada logo desaparece. Entretanto, se repetirmos a experiência, ela volta a aparecer.

Portanto, esta coloração tem a ver com a temperatura do prego ou do fio de cobre.

A temperatura máxima da chama de um bico de gás dos fogões caseiros é da ordem de 1.900°C . Entretanto, se pudéssemos aquecer o prego (ou o fio) numa temperatura ainda maior, veríamos que a sua cor se tornaria mais azulada. O que acontece com o prego (ou o fio) quando o aquecemos? Por que a cor muda de acordo com a variação da temperatura?

Quando aquecemos o prego ou o fio, estamos fornecendo energia para os átomos de cobre do fio, ou para os átomos de ferro do prego. Essa forma de energia é chamada de *energia térmica*. Quanto maior a temperatura da chama, maior é a quantidade de energia que estamos transferindo para os metais, cobre e ferro. Tanto o cobre quanto o ferro são substâncias elementares ou, mais simplesmente, elementos. Portanto, o prego é formado de uma quantidade imensa de átomos de ferro, assim como o pedaço de fio de cobre contém um número gigantesco de átomos de cobre. Portanto, a energia térmica fornecida ao prego de ferro e ao fio de cobre está sendo absorvida pelos átomos desses elementos.

Mas o que os átomos fazem com essa energia toda? Bem, durante um certo tempo eles conseguem acumular a energia, o que faz com que a temperatura do fio e a do prego aumentem. Mas, depois de um tempo muito curto, os átomos começam *espontaneamente* a se livrar da energia que eles absorveram. Na verdade, mesmo durante a experiência, os átomos estão constantemente absorvendo energia e se livrando dela. Mas como eles se livram dela?

Faça o seguinte. Repita a experiência, mas antes que a cor do prego ou do fio comece a mudar, retire a peça para longe do fogo e coloque a sua mão em volta dela, *mas sem tocá-la para não se queimar*. Você vai sentir um calorzinho na mão. Como você está longe do fogo, este calorzinho só pode estar vindo da peça aquecida (fio ou prego). Assim, a peça se livra da energia que absorveu por um processo chamado de *radiação*. A radiação emitida por um corpo qualquer devido a sua temperatura é chamada de *radiação térmica*. Talvez você não acredite, mas esse processo está também acontecendo durante todo o tempo que estamos aquecendo a peça.

Voltemos a nossa experiência. Se continuarmos aquecendo a peça já sabemos que, atingida uma certa temperatura, ela começará a ficar vermelho-alaranjada. E, se pudermos aquecer a uma temperatura ainda maior, a cor se tornará azulada. Mas o que tem a ver essas cores com a temperatura da peça?

Quando, à noite, você quer enxergar alguma coisa, “acende uma luz”, não é? Não sei se você já teve a curiosidade de examinar uma lâmpada comum. Se nunca teve, pegue uma lâmpada transparente e olhe bem para o seu interior. Você verá um fio, bem fininho, que chamamos de filamento, feito normalmente de um elemento chamado tungstênio.

Tungstênio é um elemento que, à temperatura ambiente, encontra-se no estado sólido, tal como o ferro e o cobre. De cor branca acinzentada, brilhante, muito duro e denso, tem o ponto de fusão mais alto de todos os elementos. É utilizado em filamentos de lâmpadas incandescentes, em resistências elétricas, em ligas de aço e na fabricação de ferramentas.

Fonte: <http://pt.wikipedia.org/wiki/Tungst%C3%AAnio>



Figura 9.2: Lâmpada incandescente.

Fonte: www.sxc.hu/photo/681348

O que acontece quando você “acende a luz”? Ao ligar o interruptor, você faz passar uma corrente elétrica pelo filamento de tungstênio. Ele se aquece e *emite luz*. Ora, mas na nossa experiência, com o fio e com o prego, a única diferença é que estamos aquecendo as peças com a chama de um bico de gás. Logo, a coloração observada quando aquecemos o fio e o prego deve ser *da luz que eles emitem quando aquecidos*. Mas por que as peças emitem luz? Os átomos de cobre do fio, ou os de ferro do prego, *emitem luz para se livrarem da energia que absorveram*, da mesma forma que os átomos do fio de tungstênio da lâmpada. Em todas essas experiências os átomos estão se livrando da energia que absorveram por emissão de radiação, *radiação térmica*.

Mas quer dizer que *luz é energia*? Bem, se você ficar debaixo de um sol forte, na praia, durante muito tempo, você não se queima? Pois é, *luz é uma forma de energia*. Muito bem, mas por que a *cor* da luz emitida pelos átomos depende da temperatura da peça? Outra coisa.

Quando fizemos a experiência, retirando a peça do fogo antes que ela atingisse uma temperatura muito alta, a radiação térmica emitida não tinha cor. Por quê?

A luz que nos chega do Sol, a luz branco-amarelada emitida pela lâmpada e também a emitida pelo prego ou fio aquecidos, na verdade, é uma combinação de várias cores. Você já deve ter visto um arco-íris, não é? Pois bem, o arco-íris nada mais é do que a decomposição da luz emitida pelo Sol por pequenas gotas de água presentes na atmosfera, geralmente após uma chuva.



Veja uma simulação do processo de formação do arco-íris no site: <http://br.geocities.com/saladefisica3/laboratorio/arcoiris/arcoiris.htm>

Para se convencer de que a luz emitida pelos corpos aquecidos (fio, prego ou filamento da lâmpada) também é uma combinação de diferentes cores, você pode fazer uma experiência muito simples, ilustrada a seguir. Se você não tiver um balão para colocar água, pode usar um copo cheio d'água. Se não tiver uma tela, use uma folha de papel branco. E, como fonte de luz você pode usar até mesmo uma lanterna. Mas, para observar a decomposição da luz, você precisará fazer esta experiência num ambiente muito pouco iluminado.

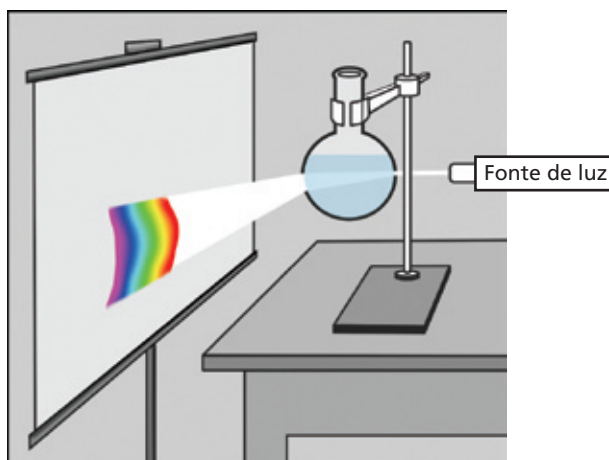


Figura 9.3: Decomposição da luz pela água.

Mas, se a luz emitida pelos corpos aquecidos é uma combinação de cores, por que só vemos uma das cores? Porque os corpos não emitem todas as cores com a mesma *intensidade*. Por conta disso, acabamos vendo somente a cor mais intensa que ele emite. Porém, já vimos que a luz emitida pelos corpos aquecidos muda de “cor” com a temperatura. *Isso significa que, para cada temperatura, o corpo aquecido emite mais intensamente radiação de uma determinada cor.*

Se tivéssemos um detector capaz de medir a *intensidade* de radiação emitida em função da sua cor, obteríamos uma curva como a mostrada na **Figura 9.4**. Mas não se esqueça de que o máximo desta curva, ou seja, a cor emitida com maior intensidade, vai depender da temperatura do corpo.

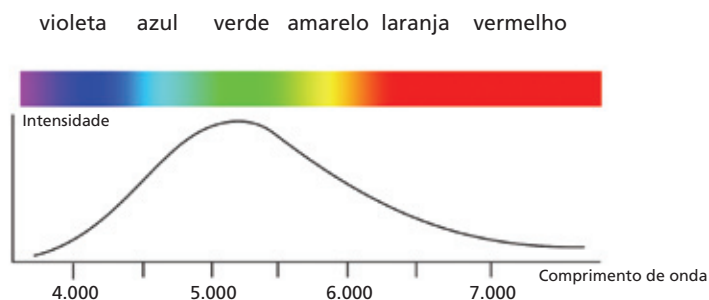


Figura 9.4: Intensidade da luz em função da cor.

Outra maneira, ainda mais simples, de se observar a decomposição da luz é com um CD qualquer, desses que usamos em computador. Aponte o CD na direção da fonte de luz (lâmpada, chama do fogão etc.) inclinando-o de várias maneiras, até você observar o aparecimento de várias cores. Esse conjunto de cores é chamado de *espectro* da fonte que está iluminando o CD. Neste caso, o CD está funcionando como uma *rede de difração*, que é um dos dispositivos capazes de *separar* a radiação emitida por um corpo nas suas diversas componentes.

O *prisma* é um outro dispositivo que pode ser usado para separar a radiação emitida, por uma fonte qualquer, nas suas componentes. Por exemplo, para a *luz solar* obteríamos o espectro mostrado na **Figura 9.5**.

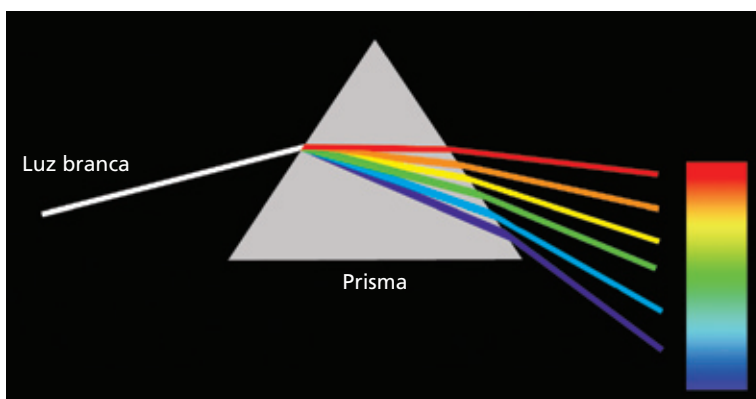


Figura 9.5: Decomposição da luz por um prisma.

Na verdade, a figura anterior mostra somente parte do espectro da luz solar, denominada de *espectro visível*, ou seja, aquela parte do espectro que *conseguimos ver*. Quer dizer que a luz emitida pelo sol contém outras cores? Não, ela *não contém* outras cores, mas contém muitas outras *componentes*. O olho humano só consegue perceber certas componentes, aquelas que formam o espectro visível. Para distingui-las, inventamos nomes como vermelho, amarelo, verde, ou seja, inventamos as cores. Não teria sentido dizer que as demais *componentes* também têm cor se não podemos vê-las.

Os objetos, quando aquecidos, também podem emitir radiação invisíveis ao olho humano. Quando fizemos a experiência retirando a peça do fogo antes que ela atingisse uma temperatura muito alta, a radiação térmica emitida não tinha cor. A radiação térmica emitida neste caso está numa região do espectro chamada de *infravermelho*.

São tantas as tonalidades de cada cor que seria praticamente impossível classificar as componentes do espectro visível da luz solar por cor e tonalidade. Além disso, o espectro visível é só uma pequena parte do espectro completo e não teríamos como classificar as demais componentes por cor, já que elas não são visíveis ao olho humano. Qual a alternativa?

UM POUCO DE ONDAS

Nas disciplinas de Física, você irá estudar em detalhes a natureza da luz e suas propriedades. Nesta seção nos limitaremos a introduzir alguns conceitos que são importantes para a nossa discussão sobre a estrutura dos átomos.

Vamos começar com algumas experiências muito simples, que você poderá fazer com um amigo ou até mesmo sozinho. Pegue um pedaço de corda, com cerca de um metro ou mais. Se você tiver uma mola desse mesmo tamanho, melhor ainda. Peça a seu amigo para segurar firme uma das extremidades da corda (ou da mola), ou, se você estiver sozinho, amarre firme uma das extremidades da corda em algum lugar da casa. Segure a outra extremidade da corda e afaste-se do seu amigo, ou do local onde você fixou a outra extremidade da corda ou da mola, até que ela fique bem esticada. Em seguida, movimente a sua mão, para cima e para baixo, *mas sem levantar ou abaixar o braço*, e observe o que acontece com a mola. Se você tiver feito a experiência corretamente, você observará o que está mostrado na **Figura 9.6**:

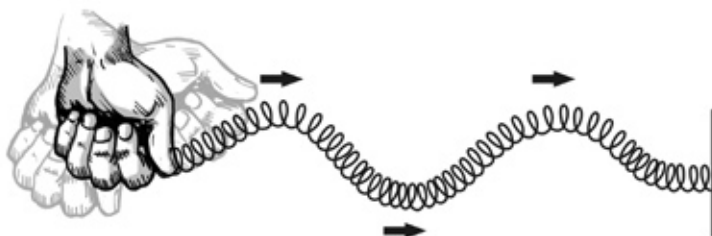


Figura 9.6: Propagação do movimento numa mola esticada.

O resultado dessa experiência mostra que o movimento que você faz numa das extremidades se propaga por toda a mola. É claro que, ao movimentar a extremidade da mola, para cima e para baixo, você transmitiu uma certa quantidade de energia àquele ponto da mola. Essa energia vai sendo transmitida, em seqüência, de ponto para ponto da mola, de tal maneira que cada ponto dela também executa um movimento, para cima e para baixo, tal qual o movimento da sua mão. Essa “*perturbação*” que se propaga de ponto para ponto da mola é o que chamamos de *onda*.

Você conseguiria imaginar outras maneiras de criar ondas?

Se você estiver diante de um lago de águas paradas, jogue uma pedra no lago. O resultado será o surgimento de ondas que se propagam a partir do ponto em que a pedra tocou as águas. Outra possibilidade é tocar as cordas de um violão, ou ainda soprar uma flauta ou qualquer outro instrumento de sopro. As ondas, nesse último caso, são ondas sonoras que se propagam a partir do instrumento e podem atingir nossos ouvidos.

Repita agora a experiência da seguinte maneira. Marque um certo tempo, digamos, 15 segundos, durante o qual você vai movimentar sua mão, *para cima e para baixo, mas sem levantar o braço*. Em seguida, execute o movimento lentamente, durante os 15 segundos, e observe a onda que se forma. Terminado esse tempo, deixe a mola voltar à posição inicial, bem esticada. Repita agora a experiência, durante os mesmos 15 segundos, mas executando o movimento de forma mais rápida. Observe a onda e tente identificar diferenças com aquela criada na experiência anterior. Anote essas diferenças. Em seguida, repita a experiência, enquanto você agüentar *e* ou tiver paciência, *mas sempre aumentando a velocidade do seu movimento*, e anotando as diferenças entre as várias experiências.

Se você realizou todas as experiências com o devido cuidado, as ondas criadas devem ter comparativamente as seguintes formas:



Figura 9.7: Movimento lento.



Figura 9.8: Movimento rápido.



Figura 9.9: Movimento muito rápido.

Elas são bem diferentes, não é? Sem dúvida o desenho delas é bem diferente. Mas será que não haveria outra maneira de diferenciá-las que não fosse pelo desenho das suas formas? Afinal, ninguém é obrigado a ser bom desenhista. Podemos caracterizar as diferentes ondas por meio das suas *freqüências* (ν) ou seus *comprimentos de onda* (λ). Essas duas propriedades são tradicionalmente representadas pelas letras gregas ν e λ , respectivamente, que são equivalentes às letras n e l do nosso alfabeto.

O *comprimento de onda* é definido como sendo a distância entre dois “picos” sucessivos da onda, como indicado na **Figura 9.10**. Podemos definir o *período* (T) como o tempo necessário para a onda percorrer uma distância igual ao seu *comprimento de onda*. Portanto, se a *velocidade de propagação* da onda for igual a v , podemos escrever que a distância percorrida pela onda do tempo T, ou seja, a distância λ , é igual a velocidade de propagação vezes o tempo T:

$$\lambda = vT \quad (9)$$

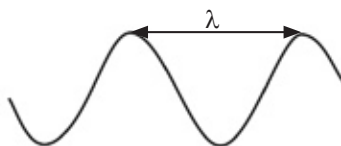


Figura 9.10: Comprimento de onda.

Agora podemos ficar olhando para um determinado ponto da mola ou da corda, onde ocorre um “pico” e anotar quantas vezes, em um segundo, um pico passa por aquele ponto. Esse número é, por definição, a *freqüência* (ν) da onda. Não é difícil perceber que a freqüência será igual ao inverso do período. Assim, podemos reescrever a equação (9) da seguinte maneira:

$$\lambda = \frac{v}{\nu} \quad \text{ou} \quad v = \lambda \nu \quad (10)$$



ATIVIDADE

2. Frequência de onda

Mostre que a frequência de uma onda é igual ao inverso do período.

RESPOSTA COMENTADA

O período é o tempo que a onda leva para percorrer dois picos. A frequência é o número de picos que a onda percorre por segundo. Logo, quanto maior for o período, menor será a frequência e vice-versa. Deste modo, frequência e período são inversamente proporcionais.

Voltemos agora aos desenhos das ondas que você criou nas suas várias experiências. Observe que, para o movimento *mais lento*, a onda resultante tem o *maior comprimento* de onda e a *menor frequência*. Contrariamente, para o movimento *mais rápido*, a onda resultante apresenta a *maior frequência* de todas as geradas e o *menor comprimento* de onda. Na verdade, a frequência da onda deveria ser igual ao número de vezes que, em um segundo, você move sua mão para cima e para baixo. Só que, como você não é uma máquina, seria impossível manter sempre a mesma “frequência do seu movimento”.

Agora uma observação *muito importante*. Para criar a onda com maior frequência (movimento mais rápido), você teve que fazer um esforço muito maior do que para criar a de frequência menor. Ou seja, você teve que gastar mais energia, não é mesmo? E para onde foi essa energia? Foi usada para criar a onda e propagá-la pela corda. Portanto, quanto *maior a frequência* de uma onda, *maior é a energia* a ela associada. Contrariamente, quanto *maior o comprimento de onda*, *menor a energia* a ela associada.

Esse tipo de onda que você criou é chamado de onda mecânica porque ela precisa de um meio (a corda ou a mola) para se propagar. A luz também pode ser vista como uma onda, mas de outro tipo, pois ela *não* precisa de meio algum para se propagar. Estranho, mas é verdade. Veja o seguinte. A luz do Sol, para chegar até nós, na Terra, atravessa, um imenso espaço *sem nada*, totalmente vazio. Portanto, ela não precisa de

um meio para se propagar. Essa é apenas uma das muitas propriedades estranhas da luz. A luz é um tipo de onda chamado de *eletromagnética*. A razão para esse nome você aprenderá mais tarde.

A frequência e o comprimento de onda da luz estão relacionados pela equação:

$$v = \frac{c}{\lambda} \quad (11)$$

onde c é a velocidade da luz ($c \approx 3 \times 10^{10} \text{ cm/s}$). Das experiências anteriores, concluímos que quanto maior a frequência, maior a energia da onda. Para uma onda eletromagnética, *qual seria a relação entre essas duas grandezas, frequência e energia?*

Em 1900, um cientista alemão, chamado Max Plank, tentava achar uma expressão matemática que lhe permitisse calcular a intensidade de radiação de um dado comprimento de onda (ou frequência), emitida por um objeto quando aquecido a uma certa temperatura (veja **Figura 9.4**). No processo de dedução da sua equação, Planck *propôs* que a energia do objeto sendo aquecido estaria distribuída em “pacotes” de energia, cujo valor se relacionava com a frequência, v , da radiação, através da expressão:

$$E = hv = \frac{hc}{\lambda} \quad (12)$$

onde h é uma constante, hoje conhecida como constante de Planck ($h = 6,62 \times 10^{-27} \text{ erg.s}$).



Erg é a unidade de energia no Sistema CGS. Esse tópico foi tratado na Aula 2.

Assim, ao emitir radiação para se livrar do excesso de energia, o objeto aquecido também emitiria “pacotes” de energia $E = hv$.

Essa idéia era muito estranha e ele mesmo não conseguia dar uma justificativa muito clara para ela. No entanto, ao introduzir esta hipótese Plank foi capaz de chegar a uma expressão que reproduzia *exatamente* os resultados experimentais (veja **Figura 9.4**).

**ATIVIDADE****3. Espectro solar**

Calcule a energia das componentes do espectro solar com $\lambda = 4.000 \text{ \AA}$ (violeta) e $\lambda = 7.000 \text{ \AA}$ (vermelho). $1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ cm}$.

RESPOSTA

$$\lambda = 4.000 \text{ \AA} = 4.000 \times 10^{-8} \text{ cm} = 4 \times 10^3 \times 10^{-8} \text{ cm} = 4 \times 10^{-5} \text{ cm}.$$

Pela equação 12, temos

$$E = \frac{6,62 \times 10^{-27} \text{ erg} \cdot \text{s} \times 3 \times 10^{10} \text{ cm/s}}{4 \times 10^{-5} \text{ cm}} = 4,96 \times 10^{-12} \text{ erg}$$

$$\lambda = 7.000 \text{ \AA} = 7.000 \times 10^{-8} \text{ cm} = 7 \times 10^3 \times 10^{-8} \text{ cm} = 7 \times 10^{-5} \text{ cm}$$

$$E = \frac{6,62 \times 10^{-27} \text{ erg} \cdot \text{s} \times 3 \times 10^{10} \text{ cm/s}}{7 \times 10^{-5} \text{ cm}} = 2,84 \times 10^{-12} \text{ erg}$$

Mais tarde, em 1905, Albert Einstein, na tentativa de explicar outro estranho fenômeno envolvendo luz, chamado de efeito fotoelétrico, chegou à conclusão de que a energia da própria radiação eletromagnética (luz) poderia estar distribuída em “pacotes” de energia igual a $h\nu$. Curiosamente, Einstein não fez uso da hipótese de Plank, mas chegou à mesma equação. Esses “pacotes” de radiação eletromagnética, de energia $E = h\nu$, foram mais tarde (1926) batizados de *fótons*, por Gilbert Lewis, de quem voltaremos a falar em breve.

Por essas e várias outras razões, acreditamos que a equação (12) expresse corretamente a relação entre a energia de uma onda eletromagnética e a sua frequência.

Como os comprimentos de onda são, em geral, muito pequenos, é comum expressá-los numa unidade, denominada Angstrom, cujo símbolo é \AA . Outra possibilidade seria expressar os comprimentos de onda no sistema internacional (SI), usando a unidade submúltipla (veja Aula 2) nanômetro: $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ metro}$.



O Angstrom não pertence a nenhum sistema de unidades e equivale a 10^{-8} cm (0,00000001 cm).

**ATIVIDADE****4. Unidades para onda e frequência**

Em que unidades deveremos expressar o comprimento de onda e a frequência se a velocidade da luz for dada em cm/s?

RESPOSTA COMENTADA

O comprimento de onda, como já diz o nome, deve ser expresso em unidades de comprimento. Como a velocidade da luz está expressa em cm/s, é natural expressarmos o comprimento de onda em cm. Para chegarmos à unidade de frequência, tomamos a equação 11, ou seja, a unidade de frequência é igual à unidade de velocidade da luz (cm/s) dividida pela unidade de comprimento de onda (cm), o que leva a 1/s ou s^{-1} (que se diz inverso do segundo ou segundo a menos um).

Neste ponto, gostaria de chamar a sua atenção para um aspecto *extremamente importante* do espectro mostrado na **Figura 9.4**. O espectro visível da luz solar é formado por uma *sucessão contínua* de cores que passa por todas as tonalidades de vermelho até todas as tonalidades do violeta. Você poderá verificar esse fato fazendo a experiência com o CD, com o prisma ou com o balão cheio de água.

JUNTANDO AS PEÇAS

A esta altura você deve estar se perguntando o que tudo isso tem a ver com medir a energia do átomo. No final da segunda seção (“A energia do átomo de Bohr”), chegamos à conclusão de que, se pudéssemos medir a energia do átomo de hidrogênio, a equação (8) nos permitiria determinar o *raio da trajetória* do elétron. E deixamos no ar a pergunta: *como determinar a energia do átomo?*

Através das experiências descritas na seção anterior, vimos que se aquecermos um fio de cobre ou se passarmos corrente elétrica pelo filamento de uma lâmpada, tanto o fio quanto o filamento vão emitir luz. Se separarmos todas as componentes da luz emitida, obtemos o *espectro de emissão* do cobre (fio) ou do tungstênio (filamento).

Chegamos também à conclusão de que, ao aquecermos o fio de cobre, ou ao passarmos corrente elétrica no filamento, estávamos fornecendo energia aos átomos de cobre (fio) ou de tungstênio (filamento). E, como a luz é uma forma de energia, ao *emitir* luz, tanto os átomos do fio quanto os do filamento estavam espontaneamente devolvendo a energia recebida.

Mas agora dispomos de uma informação importantíssima, que é a *relação entre a frequência (ou o comprimento de onda) da luz emitida por aqueles objetos e a energia que está sendo emitida*. Na suposição de que tanto o fio (de cobre ou de ferro) quanto o filamento de tungstênio estejam emitindo a mesma quantidade de energia que absorveram, se soubermos como medir ν ou λ , saberemos *quanto de energia foi absorvida e emitida pelos átomos daqueles materiais!*

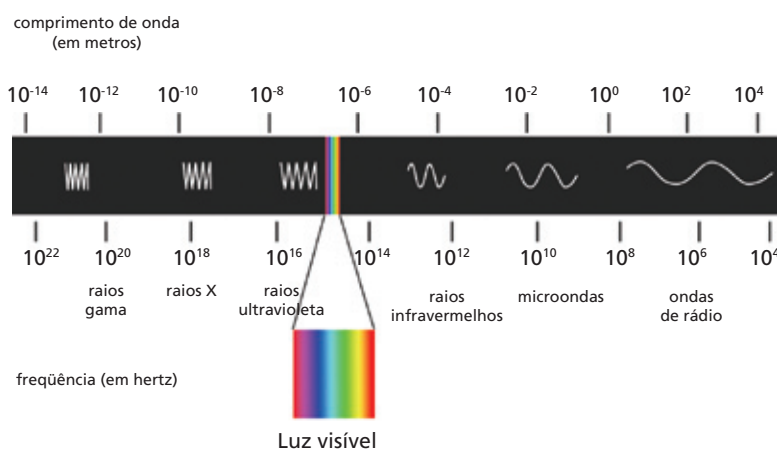


Figura 9.11: Espectro eletromagnético.

O que aconteceria se fizéssemos uma experiência semelhante com o hidrogênio? Bem, o hidrogênio, na temperatura e pressão ambientes, é um gás, e a experiência já não é tão simples de se realizar. Mas vamos imaginar a experiência. Num tubo de vidro selado, contendo gás *hidrogênio*, vamos passar uma corrente elétrica (descarga elétrica). Da mesma forma que nas experiências anteriores, vamos observar emissão de luz, neste caso um violeta intenso.



Como já comentamos, isso não significa dizer que os átomos só estejam emitindo luz dessa cor, mas somente que essa cor é a mais intensamente emitida.

A luz emitida pelos átomos pode ser separada nas suas componentes, por um prisma ou uma rede de difração. Se você tivesse condições de realizar esta experiência, o resultado seria o mostrado a seguir.

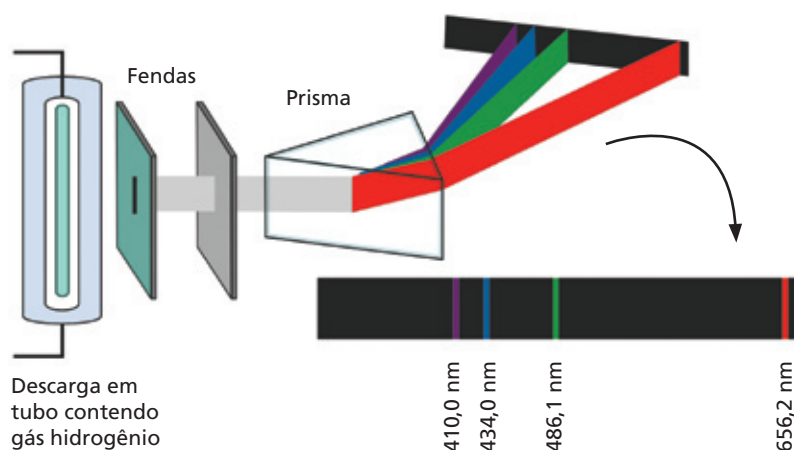


Figura 9.12: Espectro do átomo de hidrogênio.

Contrariamente ao espectro visível da luz solar (**Figura 9.5**), o espectro visível do átomo de hidrogênio só contém *quatro componentes*, que correspondem a certas tonalidades de vermelho, verde, azul e violeta. Em outras palavras, o *espectro visível* do átomo de hidrogênio é *discreto*, contrariamente ao da luz solar, que é *contínuo*. O comprimento de onda de cada uma das quatro componentes está dado em nanômetros, na escala da **Figura 9.12**. O prisma é capaz de separar as várias componentes da luz emitida pelos átomos porque o desvio da trajetória da luz, ao atravessá-lo, depende do comprimento de onda da luz. Ou seja, cada componente sofrerá um desvio diferente. Mais à frente, nas disciplinas de Física, você verá como calcular λ em função desse ângulo de desvio, que pode ser medido na experiência.

E, se fizéssemos essa mesma experiência com átomos de outros elementos, qual seria o resultado? Bem, se nas condições ambientes, de temperatura e pressão, o elemento não estiver no estado gasoso, como o hidrogênio, o hélio etc., a experiência é mais complicada, mas pode ser realizada. Teremos primeiro de *vaporizar* o elemento para então fazer a experiência.

Feitas essas experiências, os resultados seriam similares ao da experiência com o hidrogênio: os espectros são *todos discretos*. E mais: *não há dois elementos quaisquer como o mesmo espectro!* Podem até ser parecidos, mas nunca iguais! Isso significa dizer que o elemento pode ser identificado através do seu espectro atômico. Ou, em outras palavras, que o espectro atômico funciona como uma *impressão digital* do elemento químico. Fascinante, não é?



Entre no site <http://jersey.uoregon.edu/vlab/elements/Elements.html>, clique em *Emission* e depois no símbolo de qualquer elemento da tabela periódica para ver o seu espectro atômico.

A esta altura creio que você deve estar um pouco confuso, não é? Primeiro, fizemos uma experiência com um fio de cobre, que contém um número imenso de átomos de cobre e obtivemos um *espectro contínuo* (Figura 9.4). Entretanto, eu acabei de lhe dizer que, se formos capazes de derreter o fio e depois vaporizá-lo para fazer a experiência análoga ao do hidrogênio, obteremos um *espectro discreto*! Sabe qual é o problema? No fio, os átomos de cobre estão “ligados” uns com os outros, enquanto que, no vapor de cobre, os átomos estão separados uns dos outros. A razão pela qual o espectro do elemento depende de os átomos estarem ligados ou não ficará clara mais adiante no curso. Voltemos à experiência com o hidrogênio.

O resultado dessa experiência tem um *profundo significado*. Se os átomos de hidrogênio estão *emitindo* somente certas quantidades de energia, é porque eles só são capazes de *absorver* essas quantidades de energia. Mas isso significa dizer que o átomo de hidrogênio *só pode ter certos valores de energia!* Ou ainda, de acordo com a equação (8), esse resultado também significa dizer que o elétron só poderia girar em certas órbitas, com valores bem definidos do raio, r , como mostrado na figura a seguir. Isso tudo é muito estranho, muito diferente de tudo que observamos no nosso mundo macroscópico.

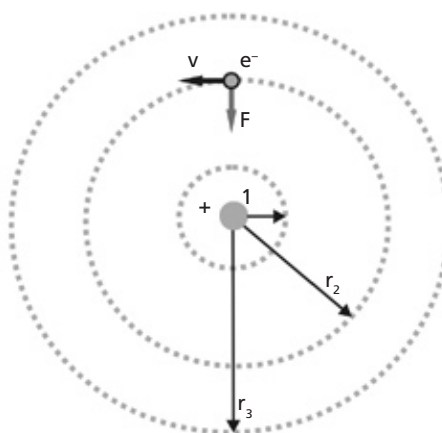


Figura 9.13: Modelo de Bohr.

Seguindo nesta linha de raciocínio, Bohr propôs o seguinte processo para explicar a origem do espectro do átomo de hidrogênio. Inicialmente, isto é, antes da passagem da descarga elétrica, os átomos estariam todos no seu estado de menor energia possível, E_1 , chamado de *estado fundamental*, com o elétron girando em torno do núcleo, a uma distância fixa r_1 . Após a passagem da descarga elétrica, alguns dos átomos absorveriam certas quantidades bem definidas de energia e passariam a ocupar estados de maior energia do átomo, E_2 , E_3 etc., que chamamos de *estados excitados*. Mas, se o átomo passa para um estado de maior energia, o elétron passa a girar numa outra órbita, com raio maior, r_2 , r_3 etc. (Figura 9.13). Em seguida, os átomos se livrariam do excesso de energia emitindo luz (radiação eletromagnética), voltariam ao estado fundamental, e o elétron retornaria à órbita de raio r_1 . Muito bem, vamos ver o que conseguimos com isso.

Antes da passagem da descarga elétrica, todos os átomos estavam com energia E_1 . Após a passagem da corrente, alguns foram parar no estado com energia E_2 , outros no estado com energia E_3 etc. Quanto de energia eles absorveram para mudar de estado? Os que foram parar no estado de energia E_2 absorveram uma quantidade de energia $\Delta E_{12} = E_2 - E_1$. Os que foram parar no estado E_3 absorveram a energia $\Delta E_{13} = E_3 - E_1$, você concorda? Assim, após o processo de absorção, os átomos passam a ter *excessos* de energia iguais a ΔE_{12} , ΔE_{13} , ΔE_{14} etc. Mas, se eles se livram desse excesso de energia emitindo luz, é claro que a luz emitida terá componentes com energias iguais a ΔE_{12} , ΔE_{13} , ΔE_{14} etc. Mas a energia da luz emitida está relacionada com o seu comprimento de onda e com a sua frequência (equação 12):

$$\begin{array}{lll} \Delta E_{12} = h\nu_{12} & \nu_{12} = \Delta E_{12} / h & \lambda_{12} = h c / \Delta E_{12} \\ \Delta E_{13} = h\nu_{13} & \nu_{13} = \Delta E_{13} / h & \lambda_{13} = h c / \Delta E_{13} \\ \Delta E_{14} = h\nu_{14} & \nu_{14} = \Delta E_{14} / h & \lambda_{14} = h c / \Delta E_{14} \quad \text{etc.} \end{array}$$

Portanto, ao determinarmos, a partir da experiência anterior, os comprimentos de onda (ou as frequências) das componentes da luz emitida pelos átomos de hidrogênio, estaremos determinando as diferenças de energia entre o *estado fundamental* (o de mais baixa energia) e os *estados excitados* do átomo de hidrogênio! Incrível, não é?

Veja que, se formos capazes de medir (ou calcular) o valor da energia de um único estado, *digamos* E_1 , poderemos imediatamente saber a energia dos outros estados que deram origem ao espectro atômico:

$$E_2 = \Delta E_{12} + E_1; \quad E_3 = \Delta E_{13} + E_1; \quad E_4 = \Delta E_{14} + E_1 \quad \text{etc.}$$

A energia do estado fundamental do átomo de hidrogênio não é difícil de se medir. Ela é igual à energia necessária para criar o íon H^+ (veja a Aula 8), ou seja, para separar completamente o elétron do núcleo do átomo. Essa energia é chamada de energia de ionização ou de *potencial de ionização*. Mais adiante vamos mostrar como essa experiência pode ser feita, mas não é difícil entender que, através dela, podemos obter a energia do estado atômico.



ATIVIDADE

5. Valor fundamental e valor do potencial de ionização

Explique por que podemos dizer que o valor da energia do estado fundamental do átomo de hidrogênio é igual ao valor do potencial de ionização.

RESPOSTA COMENTADA

Você já sabe que o elétron no átomo de hidrogênio está ligado ao núcleo pela força de atração coulombiana. Se agora fornecermos ao elétron energia suficiente para cancelar a interação coulombiana (potencial de ionização), ele vai se desprender do núcleo. Portanto, a energia necessária para fazer o elétron se desligar do núcleo é exatamente igual à energia do estado onde o elétron se encontra.

Na verdade, Bohr achou uma expressão matemática que lhe possibilitava calcular o valor do *raio* de todas as órbitas permitidas e de todos os *níveis de energia* ao átomo de hidrogênio e, conseqüentemente, todos os valores possíveis de ΔE . Segundo os cálculos de Bohr, no estado de mais baixa energia (o estado fundamental), o elétron estaria girando numa órbita circular, de raio igual a $0,529 \text{ \AA}$, em torno do núcleo. A partir da sua expressão, Bohr pôde *calcular* o comprimento de onda (e a frequência) de todas as componentes do espectro deste átomo. E quer saber? O espectro por ele calculado é exatamente igual ao observado nas experiências. Não só a parte do espectro visível, mostrado na **Figura 9.12**, mas o *espectro completo* do átomo de hidrogênio.



Veja o site <http://www.unb.br/iq/kleber/CursosVirtuais/QQ/aula-6/aula-6.htm> para ver o espectro completo do átomo de hidrogênio.

Pronto. Finalmente chegamos ao nosso modelo de átomo. Vamos testá-lo?

TESTANDO O MODELO DE BOHR

Talvez você ache que o que acabamos de fazer já foi um excelente teste para o modelo de átomo de Bohr. Mas isso não é bem verdade. O que fizemos foi testar a idéia de Bohr de que o espectro atômico tem sua origem na mudança de estado de energia dos átomos. Isso parece estar correto.

Uma possibilidade seria tentar usar o modelo de Bohr para calcular o espectro do átomo de hélio, que tem dois elétrons. Mas, antes de complicar o problema, precisamos testar a idéia de que os elétrons se movem ao redor do núcleo, em órbitas circulares, de raios bem definidos. Para isso, teríamos que medir a sua posição, em intervalos de tempo bem pequenos, para ver se ele realmente está efetuando um movimento circular. Essa proposta pode lhe parecer muito louca. Afinal, se não podemos “ver” um átomo, como verificar se o elétron está girando numa órbita circular ou não? Mas lembre-se de que, mesmo sem vê-lo, acabamos de determinar os níveis de energia do átomo de hidrogênio.

Antes de prosseguirmos, gostaria de lhe fazer uma pergunta: por que conseguimos ver os objetos do nosso mundo macroscópico?

Já pensou nisso? Pois pense um pouco. Por que eles são grandes? Bem, isso ajuda, mas não é tudo. Você consegue ver um objeto grande no escuro? Mas, no escuro mesmo, sem luz alguma? Claro que não. Na verdade, quando queremos ver algo no escuro, independente do seu tamanho, *acendemos a luz*. Ah, esse é o ponto principal. Sem luz não conseguimos ver as coisas. A resposta à pergunta anterior é: somos capazes de ver os objetos do nosso mundo macroscópico porque eles refletem a luz que incide sobre eles. Só conseguimos ver a lua porque ela reflete a luz do sol que incide sobre ela. Essa luz refletida atinge nossos olhos e é transformada numa imagem, através de um processo bastante complexo, que ainda não entendemos totalmente. Mas a etapa inicial desse processo de transformação você já sabe: é uma reação fotoquímica (veja Aula 1).

Que tal tentarmos iluminar um elétron? Certamente não iremos vê-lo, mas poderemos tentar detectar a luz que ele refletiria. Afinal, qualquer objeto que tenha massa, por menor que seja, deve ser capaz de refletir a luz que incide sobre ele. Sabendo de onde veio a luz, saberíamos onde o elétron se encontrava no instante em que foi iluminado. Podemos tentar, mas antes temos que escolher a luz apropriada para essa delicada experiência.

Se lhe pedissem para determinar a posição do objeto A, na figura a seguir, em relação ao ponto O, como você procederia?

O A

Figura 9.14: Posição do objeto A em relação ao ponto O.

Isso é fácil. Basta colocar o ponto O coincidente com a marca zero de uma régua e medir a distância dele até o objeto A. Ótimo. Eu lhe forneço a régua a seguir (**Figura 9.15**). Que tal? Você vai conseguir me dizer onde está o objeto A em relação ao ponto O?

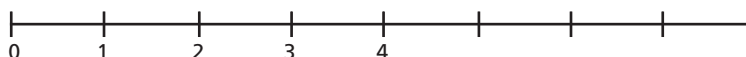


Figura 9.15: Régua comum.

Não, esta régua não serve porque a escala não é suficientemente precisa. Que tal esta outra régua?



Figura 9.16: Régua com maior precisão.

Melhorou, não é? A conclusão é que você precisaria de uma *régua com um intervalo de escala das mesmas dimensões do tamanho do objeto*. Agora vamos imaginar o processo de iluminar um elétron com luz de diferentes comprimentos de onda:

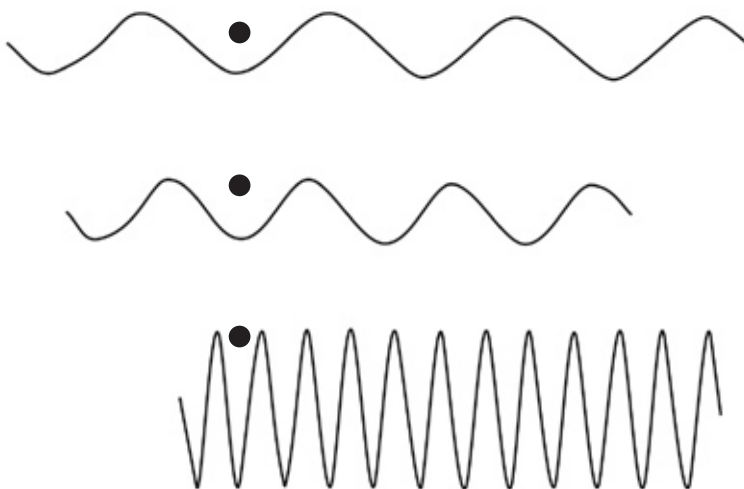


Figura 9.17: O elétron iluminado com radiação de diferentes comprimentos de ondas.

Qual delas seria a mais apropriada para determinar a posição do elétron?

Agora a nossa “escala” seria dada pela posição dos picos da onda. A melhor escala seria a da onda com um comprimento de onda das mesmas dimensões de um elétron! Ou seja, aquela com o *menor comprimento de onda possível*! Mas *menor comprimento de onda possível* significa maior frequência possível e também maior energia possível! Mas quanta energia?

Não sabemos o tamanho de um elétron. Porém, para ter uma idéia do tamanho da escala que teríamos de usar, ou melhor, do comprimento de onda da luz que teríamos que usar para “iluminar” o elétron, vamos imaginar que ele seja da dimensão de um átomo de hidrogênio. Bem, mas também não sabemos o tamanho de um átomo de hidrogênio, mas podemos tomar como base o raio da órbita de Bohr para o estado fundamental, ou seja, $0,529 \text{ \AA}$. Este seria então o comprimento de onda da luz a se utilizar. Dê uma olhada na figura do espectro eletromagnético (Figura 9.11) e veja em que região do espectro esta luz estaria.

Esse comprimento de onda está na região dos raios X. Sim, mas e daí? Veja o seguinte. A luz que incide sobre os objetos não é completamente refletida. Parte dela é também absorvida. Quando vamos à praia, vemos e somos vistos pelas pessoas em nossa volta porque nossos corpos refletem a luz do sol. Entretanto, após certo tempo no sol, nosso corpo começa a esquentar e, se não usarmos um protetor solar, a energia absorvida poderá provocar queimaduras na nossa pele.

Além disso, dependendo da sua energia, a luz pode inclusive *atravessar nosso corpo!* Você já tirou alguma radiografia? Você se lembra como foi e para que serve? Bem, o uso mais comum é para ver se quebramos algum osso e o processo é muito simples. O radiologista coloca uma fonte de raios X (radiação de alta frequência e, portanto, de alta energia) próxima à parte do nosso corpo que precisa ser radiografado, e uma chapa fotográfica embaixo desta mesma parte do nosso corpo. Como a energia do raio X é muito grande, ele atravessa a nossa pele e os nossos músculos, mas não consegue atravessar os nossos ossos. Assim, só chega na chapa fotográfica o raio X que atravessa nosso corpo. Na parte da chapa que não é atingida fica a imagem dos ossos.



Veja uma simulação do processo no site: <http://br.geocities.com/saladefisica3/laboratorio/radiografia/radiografia.htm>.

**ATIVIDADE****6. Uma experiência**

Pegue uma lanterna, coloque-a a uma distância de cerca de um metro de uma parede, de preferência branca, num ambiente pouco iluminado, e aponte o feixe de luz para a parede. Em seguida, coloque a sua mão, espalmada, entre o feixe de luz da lanterna e a parede. Que imagem você vê projetada na parede? Que conclusões você pode tirar dessa experiência?

RESPOSTA COMENTADA

Naturalmente, a imagem que se vê é a da mão, formada pela sombra. Por que a mão inteira? Porque a luz da lanterna tem baixa energia e, contrariamente ao caso do raio X, não consegue atravessar a nossa mão.

Muito bem. Agora imagine só um feixe de raios X, com toda essa energia, incidindo sobre um minúsculo elétron. O que você espera que aconteça? Mal comparando, seria a mesma coisa que uma patada de elefante numa formiguinha. Ou seja, depois da patada, seria difícil saber onde a formiga foi parar. Da mesma forma, depois do impacto da luz sobre o elétron não teríamos como saber onde ele foi parar. Embora parte da luz incidente pudesse ser refletida e detectada, indicando assim a posição do elétron no *exato instante* em que ele foi “iluminado”, o processo de medida *interfere de tal forma na sua trajetória* que não há como saber onde ele estaria do instante seguinte ao da incidência da luz.

A conclusão dessa história é a seguinte: *não há como testar se o elétron está girando numa órbita circular em torno do núcleo do átomo.* Na verdade, a conclusão é bem *mais drástica: não há como verificar se o elétron gira em torno do núcleo numa órbita circular, elíptica ou qualquer outra forma de trajetória que você possa imaginar!*

Portanto, uma das hipóteses do modelo de Bohr não pode ser testada, ou seja, a de que os elétrons giram em órbitas circulares, de raios bem definidos, ao redor do núcleo atômico. Mas nem Bohr nem vários outros ilustres cientistas parecem ter se preocupado com essa impossibilidade e continuaram tentando descrever a trajetória dos

elétrons em outros átomos como o de hélio (com dois elétrons), lítio (com três elétrons) etc. Entre 1913 e 1925, vários grandes nomes da ciência do século passado trabalharam arduamente na tentativa de desenvolver um modelo atômico capaz de explicar as propriedades dos elementos, até então conhecidas, imaginando diferentes formas de trajetórias. Esse é um dos mais belos capítulos da história da ciência, mas vamos ter que ficar por aqui. *O resumo da história é o seguinte: nenhum dos modelos propostos era capaz de descrever as propriedades de átomos com mais de um elétron.*

Qual seria a razão para tamanho insucesso? Afinal, os cientistas envolvidos naquela tarefa estavam entre os mais renomados da época. Talvez o erro tenha sido insistir em desenvolver modelos baseados em hipóteses que não podem ser testadas, como, por exemplo, a de que os elétrons se movimentam em trajetórias bem definidas (circulares, elípticas etc.) em torno do núcleo. Que tal tentarmos desenvolver um modelo que não faça nenhuma hipótese sobre a trajetória dos elétrons num átomo? Este será o assunto da próxima aula.

Gostaria de encerrar esta aula com um comentário final. Embora na nossa discussão não tenhamos explicitado, tecnicamente usamos o termo “luz” para designar *somente* a região do espectro eletromagnético (veja a **Figura 9.4**) compreendida entre 4.000 \AA e 7.500 \AA , que corresponde à região *visível* do espectro. Portanto, de agora em diante sempre que usarmos o termo “luz” estaremos nos referindo *especificamente* à região *visível* do espectro eletromagnético.

ATIVIDADE FINAL

Espectro atômico

Com base no modelo atômico de Bohr, explique por que o espectro do átomo é discreto.

RESPOSTA COMENTADA

No modelo de Bohr, os valores de energia do átomo estão associados aos valores dos raios das órbitas do elétron em torno do núcleo, como mostra a equação 8. Segundo Bohr, somente órbitas com determinados valores de raio seriam admitidas para o elétron. Como consequência, somente certos valores de energia seriam possíveis para o átomo. Quando o elétron decai de um nível de maior energia (maior raio) para outro de menor energia (menor raio), ele emite uma certa quantidade de energia, que corresponde à diferença entre os dois níveis. Logo, essa quantidade de energia emitida também só poderá assumir certos valores. Dizemos, assim, que o espectro é discreto.

RESUMO

Segundo o modelo de Bohr, o elétron gira em torno do núcleo em órbitas circulares de raios bem definidos. O estado fundamental é o estado de menor energia e o que possui a órbita de menor raio. Quando o átomo está num estado excitado, o elétron passa para uma órbita de raio maior. O modelo de Bohr é capaz de explicar o espectro experimental do átomo de hidrogênio (átomo de um elétron). No entanto, sua hipótese de órbita circular não pode ser testada porque no processo de medida da posição do elétron, a interação com a radiação eletromagnética interfere na sua trajetória.

O modelo atômico de Schroedinger

AULA

10

Metas da aula

Introduzir e analisar o modelo atômico de Schroedinger.

objetivos

Espera-se que, após estudar o conteúdo desta aula, você seja capaz de:

- conceituar probabilidade e função;
- fazer a representação gráfica de uma função;
- discutir o conceito de orbital atômico;
- identificar as diferenças entre o tratamento clássico e o tratamento quântico do átomo de hidrogênio.

INTRODUÇÃO

Na aula passada, desenvolvemos e analisamos o modelo atômico de Bohr. No processo de desenvolvimento deste modelo deparamos com algumas coisas muito estranhas ao nosso mundo macroscópico; por exemplo, o fato de não termos como seguir a trajetória de um elétron qualquer no átomo é bastante curioso. Afinal, no nosso mundo macroscópico, a não ser por uma impossibilidade prática, nada nos impede de seguir o movimento de qualquer objeto ao longo do tempo. Outra coisa mais estranha ainda é o fato de a energia de um átomo qualquer só poder ter certos valores *discretos*. E, como as moléculas são formadas de átomos, é bem *provável* que isto também seja verdade para a energia das moléculas. Esta *discretização* da energia também nada tem a ver com o nosso mundo macroscópico.

Nesta aula, vamos apresentar o melhor modelo de átomo que já foi concebido. Com ele, poderemos construir toda uma base de entendimento da estrutura e das propriedades dos átomos e, a partir deste conhecimento, poderemos entender também as propriedades das moléculas, suas semelhanças e diferenças. Poderemos finalmente explicar por que água e óleo não se misturam, por que só existem duas moléculas com a fórmula química C_2H_6O e responder a todas as outras perguntas que foram formuladas em aulas anteriores, cada uma no seu devido tempo.

Na apresentação desse novo modelo atômico, os detalhes matemáticos não serão discutidos. Mais tarde, após você já ter estudado algumas disciplinas de Matemática e de Física, voltaremos a discutir esse assunto, de forma mais rigorosa.

Mas, antes de começarmos a falar do átomo de Schroedinger, gostaria de introduzir alguns conceitos importantes, que serão fundamentais para o nosso entendimento desse modelo atômico.

O CONCEITO DE PROBABILIDADE

Probabilidade é uma das muitas palavras que usamos no nosso dia-a-dia, nas mais diferentes situações. Mas o que ela realmente significa? O conceito de probabilidade é muito importante em ciência, e os matemáticos e estatísticos dedicam a ele especial atenção. Entretanto, não é minha intenção discorrer sobre Teoria de Probabilidades, mas somente introduzir alguns conceitos que nos serão úteis na Química.

No primeiro parágrafo da Introdução, usei propositamente o termo *provável* na frase: “E, como as moléculas são formadas de átomos, é bem *provável* que isto também seja verdade para a energia

das moléculas.” O que eu quis dizer com isso? Quis dizer que há uma possibilidade de que a energia das moléculas também varie de forma discreta. Da mesma forma, eu poderia dizer que é *pouco provável* que o Friburguense ganhe o campeonato carioca de futebol, para indicar que há uma possibilidade muito pequena de isto vir a acontecer. Portanto, o conceito de probabilidade está ligado à possibilidade de uma determinada coisa acontecer.

Mas veja o seguinte. Quando dizemos que é pouco provável que o Friburguense ganhe o campeonato, *não estamos eliminando* inteiramente a possibilidade de ele ganhar. Só estamos dizendo que a chance dele é muito pequena. Portanto, o conceito de probabilidade expressa também o *grau de incerteza* que temos sobre determinado acontecimento.

Esse conceito seria pouco útil em ciência se não pudéssemos, de alguma forma, atribuir à probabilidade um valor numérico, ou seja, quantificá-la. Você certamente já ouviu no noticiário do rádio ou da televisão que determinado time tem 30% de probabilidade de ser rebaixado para a segunda divisão do Campeonato Brasileiro de Futebol, ou alguém dizer que a probabilidade de ganhar a Mega-Sena é de 1 em não sei quantos milhões.

Existem várias diferentes maneiras de quantificar a probabilidade de certo evento acontecer, e algumas podem ser bastante complexas. A maneira mais simples possível seria definir a probabilidade de um evento ocorrer como a *razão entre o número de casos favoráveis pelo total de casos possíveis*.

Espere aí... Eventos, casos, o que é isso afinal? Os matemáticos adoram definições desse tipo. Vamos examinar alguns exemplos para você ver que não é nada tão complicado assim.

Exemplo 1: Cara ou coroa?

Jogue uma moeda para cima e deixe-a cair sobre uma mesa. Ao cair sobre a mesa, duas coisas podem acontecer: ou ela cai expondo o lado que tem a figura (cara), ou o lado que tem o número (coroa). Os possíveis eventos são a moeda cair exibindo a cara ou a coroa. Só há *uma* maneira possível de dar cara ou de dar coroa, e são *dois* (cara e coroa) os casos possíveis. Portanto, a partir dessa definição:

probabilidade de o evento “cara” ocorrer = $1 / 2 = 0,5$ e
 probabilidade de o evento “coroa” ocorrer = $1 / 2 = 0,5$.

Isto significa dizer que os eventos “cara” e “coroa” são igualmente *prováveis*. Assim sendo, se jogássemos 100 vezes a mesma moeda, como os eventos são igualmente prováveis, teríamos a probabilidade de obter 50 resultados “cara” e 50 outros “coroa”. 50 vezes em 100, ou seja, 50%. Portanto, outra forma de expressar essas probabilidades seria:

probabilidade de o evento “cara” ocorrer = 50% e
 probabilidade de o evento “coroa” ocorrer = 50%.

Agora, muita atenção. Isto *não quer dizer* que iremos obter 50 vezes “cara” e 50 vezes “coroa” se realmente repetirmos cem vezes a experiência com a mesma moeda.

Exemplo 2: Acertando na Mega-Sena

Para ganhar a Mega-Sena, você tem de acertar os seis números sorteados (evento) dentre os números de 1 a 60. Se você só marcar seis números na sua cartela, só haverá *uma* maneira possível de acertar na Mega-Sena, ou seja, os seis números sorteados têm de ser exatamente aqueles seis que você escolheu. E quantos grupos de seis números *diferentes* (diferentes eventos) eu posso formar com os números de 1 a 60? Bem, esse número é bastante grande e vale 50.063.860 (cinquenta milhões, sessenta e três mil, oitocentos e sessenta). Portanto, partindo dessa definição, a probabilidade de acertar a Mega-Sena, marcando somente seis números na cartela, será:

$$P = 1/50.063.860 = 1,99 \times 10^{-8} = 0,0000000199$$

Muito pequena, não é? Apesar disso, há gente que ganha jogando somente seis números!

Que conclusões podemos tirar desses dois exemplos? A primeira conclusão é que a probabilidade é expressa por um *número positivo, entre 0 e 1, inclusive*. Um evento impossível de acontecer terá probabilidade “0”, enquanto um evento que certamente ocorrerá terá probabilidade

igual a “1”. A segunda é que um *evento*, mesmo com probabilidade muito pequena, pode também ocorrer.

Por exemplo, não precisamos fazer cálculo algum para dizer que a probabilidade de serem sorteados os números 1, 4, 39, 43, 54 e 62 na Mega-Sena é zero. Claro! Esse é um *evento impossível*, porque o número 62 não faz parte do jogo. De forma análoga, se você apostar em todos os cavalos numa determinada corrida, também não precisamos fazer cálculo algum para dizer que a probabilidade de você acertar o vencedor é *um*, pois *sempre haverá um vencedor*, desde que a corrida não seja cancelada.

Agora, preste bastante atenção. O fato de calcularmos a probabilidade de certo evento ser igual a zero não significa necessariamente que ele não possa ocorrer. Quer ver? No caso da moeda, qual a probabilidade de ela cair de pé? Como excluímos a possibilidade desse evento, a probabilidade é zero. Mas ela pode, sim, cair de pé. O problema é que podemos passar a vida inteira jogando moedas sem que nenhuma caia de pé. Assim, a coisa mais simples a fazer é considerar como zero a probabilidade de esse evento (moeda cair de pé) acontecer.

Antes de encerrar esta seção, quero lhe mostrar, por meio de um caso bem simples, que calcular probabilidade nem sempre é tão fácil quanto pode parecer. Nos dois exemplos anteriores, todos os possíveis eventos são *igualmente prováveis*: os resultados “cara” ou “coroa”, ou qualquer um dos 50.063.860 grupos de seis números da Mega-Sena. Imagine agora o Campeonato Carioca de Futebol sendo disputado por dez times. Qual seria a probabilidade de o Friburguense ganhar o campeonato?

Se seguirmos os exemplos anteriores, a resposta será que a probabilidade vale 1 dividido por 10, isto é, $1/10 = 0,1$, ou 10%. Mas não creio que você concorde com esse resultado, pois ele implica que todos os dez times têm a *mesma probabilidade* de vencer o campeonato, e você sabe que isto não é verdade. O Fluminense, o Flamengo, o Vasco e o Botafogo terão seguramente maior probabilidade de vencer o campeonato, já que a qualidade técnica de seus times é, em geral, superior à dos demais. O problema passa a ser o de como *quantificar* a maior qualidade técnica desses times, de forma a incorporá-la no cálculo das probabilidades. E isto não é simples. Alguma sugestão?

O CONCEITO DE FUNÇÃO

Outro importante conceito, do qual faremos uso freqüente, é o de função. Esta é outra palavra que usamos no nosso dia-a-dia com diferentes significados. Mas, como você já sabe, em ciência ela terá de ser usada com um único significado.

Você já deve ter entrado em alguma loja para tirar cópia xerox, não é? O preço varia, de lugar para lugar, mas em geral uma cópia comum (em preto-e-branco) custa cerca de R\$ 0,18 (dezoito centavos). Dependendo do número de cópias tiradas (por exemplo, 27) e do conhecimento de aritmética do funcionário que faz as cópias, pode ficar complicado, e demorado, calcular o preço a pagar. Não sei se você já observou, mas em muitas das lojas que fazem cópias, coladas numa parede próxima à máquina, existe uma tabela com duas colunas, uma contendo o número de cópias tiradas e outra com o preço correspondente àquele número de cópias. Assim, o funcionário procura, na coluna “número de cópias”, o número correspondente às cópias tiradas e na mesma linha da coluna “total a pagar” ele fica sabendo quanto o cliente terá de pagar. Pode parecer prático, mas a tabela terá de ser refeita a cada mudança de preço da cópia. Além disso, pode aparecer alguém querendo tirar um número de cópias muito maior do que o previsto na tabela.

Bem, o dono daquele bar do seu amigo (veja a Aula 2) achou que seria uma boa idéia adotar um sistema parecido. Ele havia lançado, com grande sucesso, a seguinte promoção: consumindo chope e salgadinho, o cliente teria um desconto de 10% no preço total. Para facilitar a vida do funcionário da caixa, que levava certo tempo para conseguir calcular a despesa dos clientes, pediu ao filho que preparasse uma tabela daquelas, igual à das lojas de cópias xerox. E foi feita a tal tabela, com duas colunas: “Chope + Salgadinho” e “Total”. Na primeira coluna, a tabela continha os números 1, 2, 3 etc. , que significavam 1 chope + 1 salgadinho, 2 chopes + 2 salgadinhos etc. , e na coluna “Total” aparecia o preço a pagar, já com o desconto. Ótimo.

O problema é que na primeira sexta-feira da promoção, com o bar pondo gente pelo ladrão, armou-se uma grande confusão porque várias das mesas haviam consumido mais salgadinhos do que chope, e outras, mais chopes do que salgadinhos. O pobre do funcionário da caixa não sabia como calcular a despesa porque diferentes combinações

de números de salgadinhos e de chopes não faziam parte da tabela! Foi um verdadeiro pandemônio. A solução encontrada pelo dono do bar foi pedir ao filho que preparasse outra tabela, contendo *todas as combinações possíveis de números de chopes e de salgadinhos*! Você consegue imaginar o tamanho dessa tabela?

Bem, tem de haver uma solução mais prática. Se o dono do bar, ou o seu filho, tivesse noção do que é uma “função”, nada disso teria acontecido. Vejamos por quê. A informação contida nas tabelas (da xerox ou do bar) expressa simplesmente uma relação entre conjuntos de números. Por exemplo, a tabela da xerox expressa a seguinte regra entre os valores das duas colunas:

$$\text{“Total a pagar”} = (\text{número de cópias}) \times (\text{preço de uma cópia}) \quad (1)$$

De forma análoga, a tabela do bar expressa a seguinte relação entre o total da despesa e o número de chopes e salgadinhos:

$$\begin{aligned} \text{“Total a pagar”} &= (\text{número de chopes}) \times (\text{preço de um chope}) + \\ &+ (\text{número de salgadinhos}) \times (\text{preço de um salgadinho}) - (\text{desconto}) \quad (2) \end{aligned}$$

Pois bem, uma *função* nada mais é do que uma regra que nos permite relacionar dois ou mais conjuntos de números. Simples, não é? Por exemplo, no caso das cópias xerox, temos dois conjuntos de números: o total a pagar e o número de cópias. Se substituirmos, na expressão (1), o “preço de uma cópia” pelo seu valor correspondente (0,18), a regra para obter o “total a pagar” a partir do “número de cópias” pode ser assim escrita:

$$\text{“Total a pagar”} = 0,18 \times (\text{número de cópias}) \quad (3).$$

Assim, a expressão (3) define a *função* (regra) por meio da qual podemos obter o total a pagar sabendo-se o número de cópias tiradas. Dizemos então que o “total a pagar” é uma *função* do “número de cópias”, função esta definida pela expressão (3).

No caso da despesa do bar, se um chope custar R\$ 4,00 e um salgado R\$ 1,50, a *função*, ou seja, a regra que nos permite relacionar o total a pagar com o número de chopes e de salgados consumidos, pode ser escrita como:

$$\text{“Total a pagar”} = 4,00 \times (\text{número de chopes}) + 1,50 \times (\text{número de salgadinhos}) - (\text{desconto}) \quad (4).$$

Não sei se você percebeu, mas a expressão (3), ou a *função* (3), resume, em *uma só linha*, as informações de toda a tabela da loja de cópias. De forma análoga, a *função* (4) resume, *em duas linhas*, todas as informações da imensa tabela do bar. Muito legal essa tal de função, não é? E com a vantagem adicional de que qualquer preço pode ser facilmente alterado.

As expressões (3) e (4) podem ficar mais simples ainda, quer ver? Em vez de ficar escrevendo “total a pagar”, “número disso”, “número daquilo” etc., podemos usar um *símbolo* para representar cada uma dessas quantidades. Que símbolo? Sei lá. Qualquer um. Eu, por exemplo, gosto de usar as letras do nosso alfabeto, mas outras pessoas preferem usar letras do alfabeto grego. Que diferença isso faz? Nenhuma. É só um símbolo. Mas você precisa ter dois cuidados: a) *definir claramente o que cada símbolo significa*; b) *não usar um mesmo símbolo para representar coisas diferentes*.

Vamos lá, então. Na expressão (3), eu vou representar “total a pagar” pela letra “y”, e “número de cópias” pela letra “x”. Usando esses dois símbolos, a *função* (3) fica assim:

$$y = 0,18 \times x$$

Como a letra “x” é muito popular em Matemática, para não confundi-la com o sinal de multiplicação, \times , por convenção não escrevemos este último na expressão da função. Ou seja, em vez de $0,18 \times x$, escrevemos simplesmente $0,18x$:

$$y = 0,18x \quad (5).$$

Mas não se esqueça de que $0,18x$ significa 0,18 vezes o valor de x . Esse procedimento, para o sinal de multiplicação, é adotado na expressão de qualquer função.

Agora voltemos à expressão (4). Para representar o “total a pagar”, vou também usar a letra “y”, mas poderia ter escolhido outra qualquer. E para “número de chopes”, “número de salgadinhos” e “desconto”, vou usar os símbolos “x”, “u” e “t”, respectivamente. Assim, a expressão da *função* (4) ficaria:

$$y = 4x + 1,5u - t \quad (6).$$

Lembre-se de que $4x$ significa 4 vezes o valor de x e de que $1,5u$ significa 1,5 vezes o valor de u .

Você consegue notar alguma diferença entre as funções (5) e (6)? Bem, na função (5), o total a pagar só depende do número de cópias. Em outras palavras, o valor de y só depende do valor de x , e o valor de y só pode variar se o valor de x variar. Podemos resumir todas essas informações de uma forma bem compacta, escrevendo:

$$y = f(x) = 0,18x \quad (\text{lê-se: } y \text{ igual a } f \text{ de } x) \quad (7).$$

Essa expressão indica que y é uma *função* de *uma só variável* x , $f(x)$, e que dado o valor da variável x (número de cópias), o valor de y (custo das cópias) é determinado multiplicando-se o valor de x por 0,18. Simples e bonito, não é?

Olhando agora para a função (6), eu lhe pergunto? De quantas variáveis depende o valor da despesa no bar? Creio que você ficaria tentado a dizer que o valor da despesa, y , é uma função de três variáveis: x , u e t . Certo? Não, errado! Veja só. Eu posso tomar tantos chopes (variável x) e comer tantos salgadinhos (variável u) quanto eu quiser, ou agüentar. Mas o valor do desconto (t) vai depender de quantos chopes e salgadinhos foram consumidos. Portanto, o valor do desconto, t , vai depender dos valores de x e de u .

O desconto foi estabelecido pelo dono do bar em 10%, ou seja, para cada R\$ 100,00 de consumo o freguês ganha R\$ 10,00 de desconto. Se um freguês consumir x chopes e u salgadinhos, ele terá de pagar, *sem o desconto*, a quantia de $(4x + 1,5u)$ reais, você concorda? Portanto, o desconto será igual a 10% deste valor e a função (6) pode ser reescrita como:

$$y = 0,9 (4x + 1,5u) \quad (8).$$

Dessa forma, fica claro que o total a pagar, no caso do bar, é uma *função de somente duas variáveis*, x e u :

$$y = f(x, u) = 0,9 (4x + 1,5u) \quad (9).$$



ATIVIDADES

1. Aumento de desconto

Mostre que a função (9) expressa corretamente o total da despesa a pagar, já com o desconto de 10%. Como ficaria a expressão da função caso o desconto fosse de 15%?

RESPOSTA COMENTADA

Digamos que tenham sido consumidos 5 chopes e 5 salgadinhos. O total a pagar, sem desconto, seria: $y = 4 \times 5 + 1,5 \times 5 = 27,5$. Mas 10% deste valor correspondem a R\$ 2,75. Então o valor a ser pago será: $R\$ 27,5 - R\$ 2,75 = R\$ 24,75$. Se, por outro lado, usássemos a função (9), teríamos $y = 0,9 \times (4 \times 5 + 1,5 \times 5) = 24,75$ reais. Se o desconto for de 15%, o valor a ser pago será $100\% - 15\% = 85\%$. Deste modo, podemos escrever a função como $y = f(x, u) = 0,85(4x + 1,5u)$.

2. Trocando as letras

Reescreva as funções (5) e (9) usando outros símbolos para representar as variáveis. Identifique cada símbolo usado.

RESPOSTA COMENTADA

Na expressão (5), poderíamos chamar o total a pagar de t e a quantidade de cópias de c . A nova expressão ficaria $t = 0,18c$. Já na função (9) poderíamos chamar o total a pagar de t , o número de chopes de c e o número de salgadinhos de s . A expressão ficaria $t = 0,9(4c + 1,5s)$.

Na função (7), eu posso escolher o valor que eu quiser para a variável x (número de cópias), mas o valor da variável y (preço das cópias) só será conhecido depois de escolhido o valor de x . Em outras palavras, o valor de y depende do valor atribuído a x . Para destacar esta situação de dependência, define-se x como a variável independente e y

como a variável dependente. De maneira análoga, na função (9), x e u são as variáveis independentes e y a variável dependente.

Mais uma coisa, antes de encerrar esta seção: no parágrafo anterior, eu disse que poderia escolher qualquer valor para a variável x (número de cópias). Você concorda? Espero que não. Veja só. Eu não posso, escolher meia cópia, 4,37 cópias ou -3 cópias, não é? Não faz sentido algum. Eu posso, escolher qualquer valor para x desde que seja um número inteiro e positivo, ou seja, o número de cópias (x) não pode variar continuamente, mas só discretamente. Em outras palavras, x é uma variável discreta na função (7).

O conjunto de valores de x , a variável independente, para os quais a função $y = f(x)$ pode ser definida, é chamado de domínio da função. E o conjunto correspondente de valores da função é chamado de contradomínio. No caso das cópias, o domínio é o conjunto dos números inteiros e positivos.



ATIVIDADE

3. Discreto ou contínuo?

Para o caso da despesa total no bar, as variáveis independentes da função (9) são discretas ou contínuas? De que maneira poderíamos transformar pelo menos uma delas em variável contínua?

RESPOSTA COMENTADA

O número de salgadinhos é claramente uma variável discreta. O número de chopes também, uma vez que ele é normalmente vendido em quantidades fixas, por exemplo 300 mL (mililitros). Então, o número de chopes será o número de unidades de 300 mL que bebermos. No entanto, o dono do bar poderia mudar a forma de cobrar a quantidade de chope. Por exemplo, se em vez de cobrar um certo valor por 300 mL de chope, ele poderia estabelecer que o preço seria cobrado por mililitros, digamos um centavo por mililitro. Você poderia beber, por exemplo, 550,5 mL e para saber o quanto cobrar o dono do bar multiplicaria este valor por um centavo. Assim, a quantidade de chopes consumidos deixa de ser uma variável discreta – número de copos de chope – e passa a ser uma variável contínua – volume de chope consumido.

Nas disciplinas de Cálculo, você vai aprender que existem diferentes tipos de funções e diferentes maneiras de classificá-las, de acordo com as suas propriedades. Entretanto, há uma diferença que deve, desde já, ser salientada. Nas disciplinas de Química e de Física, os símbolos que aparecem nas funções estão *sempre* representando alguma coisa bem definida (concentração de reagentes, campo magnético etc). Por outro lado, nos cursos de Cálculo, o objetivo é apresentar e discutir o conceito de função (e suas propriedades) de uma maneira bem geral, sem se preocupar com o que ela possa estar representando. Isso faz sentido porque uma mesma função pode representar várias coisas diferentes. Por exemplo, se um supermercado oferecer uma promoção *café com açúcar*, de modo que, para cada quilo de café (R\$ 4,00) e de açúcar (R\$ 1,50) comprados, o freguês tenha 10% de desconto, a função que fornece o preço da compra, já com o desconto, é a mesma que usamos para calcular a despesa no bar.

Assim, nos cursos de Cálculo, se você se sentir desconfortável quando aparecer algo como “Seja a função $z = f(x, y) = 3x + 7y + 2xy$, definida no intervalo....”, tente imaginar uma situação em que ela possa ser usada. Aliás, isso seria um excelente exercício (ou seria uma atividade?) para você treinar como representar os resultados de uma experiência, ou o comportamento de um sistema químico, por meio de uma função.



ATIVIDADE

4. Agora a função é sua

Invente uma função de três variáveis e descreva uma situação qualquer em que ela possa ser usada. Identifique cada um dos símbolos utilizados.

COMENTÁRIO

Não há uma única resposta para esta questão. Uma possível seria a seguinte: calcular o gasto total com a saúde de uma certa população. Digamos que se tenha chegado

à conclusão de que numa cidade o gasto na área de saúde relativo a uma criança seja de R\$ 500,00 por mês. No caso de um adulto, o gasto seria de R\$ 200,00 e de um idoso, R\$ 800,00. Para saber o gasto total, teríamos a seguinte função $t = 500c + 200a + 800i$, em que t é o gasto total num mês, c representa o número de crianças, a e i representam o número de adultos e idosos respectivamente.

REPRESENTAÇÃO GRÁFICA DE UMA FUNÇÃO

Dependendo da situação, a representação de uma função por meio da sua expressão matemática nem sempre é a mais conveniente. Muitas vezes, não é o valor exato da função que nos interessa, mas sim seu comportamento à medida que a variável independente assume os mais diversos valores. Por exemplo, dependendo da forma da função, isto é, da sua expressão matemática, seu valor pode aumentar ou diminuir quando aumentamos o valor da variável independente, x . Pode também oscilar, isto é, aumentar até certo valor de x e depois diminuir se continuarmos aumentando x .

É possível representar a relação entre as variáveis dependente e independente, de uma forma que tem forte apelo visual e que nos permite facilmente estabelecer o padrão de comportamento da função, à medida que a variável independente muda de valor.

O primeiro passo para a representação gráfica de uma função de uma única variável, $y = f(x)$, envolve a construção de um sistema de eixos *coordenados*, que nada mais é do que dois segmentos de reta, perpendiculares entre si, que se cortam num ponto, que denominamos de origem do sistema. Sobre esses dois *eixos*, construímos escalas, tal qual numa régua, de forma que o *zero* das duas escalas coincida com a *origem* do sistema. O sentido de crescimento dos valores nas escalas é indicado por uma seta colocada num dos extremos dos segmentos de reta.

Para construir a representação gráfica, procede-se da seguinte maneira: na escala do eixo horizontal, chamado de eixo das *abscissas*, marcamos um determinado valor (x_1) da variável independente (x) e na escala do eixo vertical, chamado de eixo das *ordenadas*, lançamos o valor correspondente da função, $f(x_1)$, ou seja, da variável dependente (y). A partir do ponto x_1 , traçamos uma linha paralela ao eixo das ordenadas

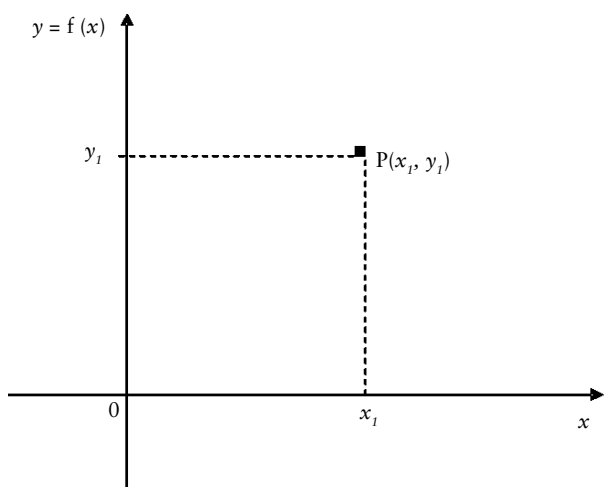


Figura 10.1: Ponto representativo do valor da função $y = f(x)$ quando a variável independente é igual a x_1 .

e, a partir do ponto y_1 , outra linha paralela ao eixo das abscissas. A interseção dessas linhas determina o ponto P_1 , que, no gráfico, representa o valor da função quando a variável independente for igual a x_1 (**Figura 10.1**).

Procedendo de maneira análoga para outros valores de x (x_2, x_3, x_4, x_5 etc.), determinamos a posição dos pontos P_2, P_3, P_4, P_5 etc., que representam o valor da função para aqueles valores da variável independente. Se repetirmos esta operação para um número bastante grande de diferentes valores de x , acabaremos com um número igualmente grande de pontos P , bem próximos uns dos outros.

Se finalmente ligarmos todos esses pontos por uma linha, obteremos o *gráfico* da função $f(x)$ ou a *representação gráfica* da função $f(x)$.

A cada ponto P da representação gráfica da função está associado um par de valores (x, y) . Dessa forma, a posição de qualquer ponto do gráfico fica perfeitamente determinada pelos valores de x e de y a ele associados. Por exemplo, a posição do ponto P_8 é definida pelo par de valores (x_8, y_8) . Os valores (x_i, y_i) que determinam a posição do ponto P_i no gráfico são chamados de *coordenadas do ponto* P_i .

Na **Figura 10.2**, mostramos a representação gráfica das funções que descrevem como as concentrações $[A]$, $[B]$ e $[C]$ dos reagentes A, B e C variam com o tempo, ao longo da reação consecutiva $A \rightarrow B \rightarrow C$.

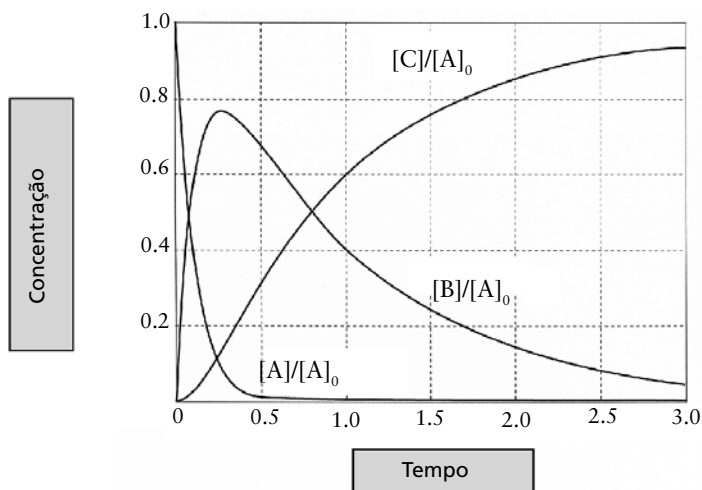


Figura 10.2: Representação gráfica das funções que descrevem a variação das concentrações das substâncias A, B e C com o tempo.

Funções de duas variáveis

Até agora, a nossa discussão foi feita para funções de uma única variável independente: $y = f(x)$. Para a representação gráfica deste tipo de função, precisamos de somente dois eixos coordenados: um para especificar o valor da variável independente e outro para especificar o valor correspondente da função. Dessa forma, a representação gráfica dessas funções são sempre linhas (curvas ou retas) no plano definido pelos dois eixos coordenados.

Muito bem. Mas como representar graficamente uma função de mais de uma variável, por exemplo, $z = f(x, y) = x^4 - y^4$? Neste caso, precisaremos de três eixos coordenados, dois para as variáveis independentes x e y , e um terceiro para o valor da função, z . A representação agora é mais difícil de ser feita e também de se visualizar. Isto porque, em vez de linhas num plano, a representação gráfica dará origem a superfícies no espaço tridimensional definido pelos três eixos coordenados. Mas, com a ajuda de computadores, podemos construir essas representações.

O processo de construção é muito parecido com o caso da função de uma variável. Os três eixos coordenados, todos perpendiculares entre si, estão mostrados na **Figura 10.3**. Se você tiver dificuldade de perceber que os eixos são todos perpendiculares, olhe para qualquer canto da sua casa onde duas paredes perpendiculares se encontram.

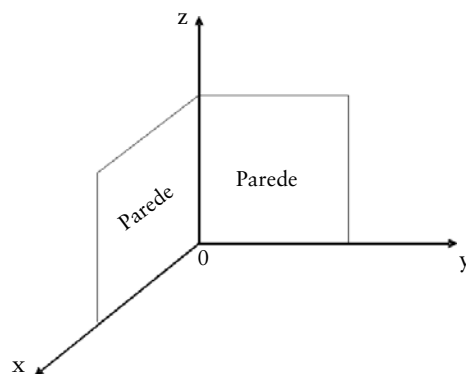
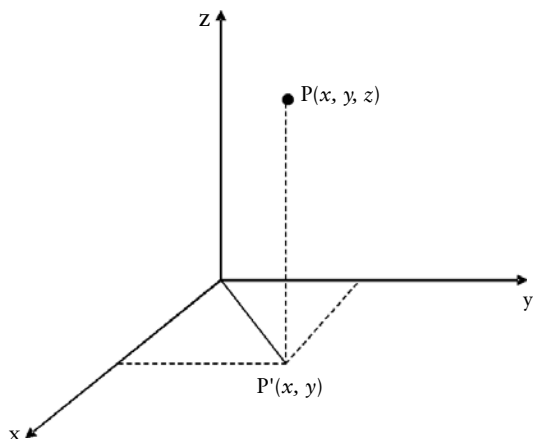


Figura 10.3: Representação de três eixos coordenados perpendiculares entre si.

Escolhemos um par de valores (x, y) e, como se estivéssemos tratando de uma função de uma variável, marcamos o ponto P' no plano definido pelos eixos X e Y (**Figura 10.4**). Em seguida, calculamos o valor da função no ponto P' , isto é, para o par de valores (x, y) . Finalmente, a partir do ponto P' , traçamos uma reta, perpendicular ao plano XY

(ou seja, paralela ao eixo Z) e de tamanho igual ao valor calculado da função z . O ponto P, de coordenadas (x, y, z) , na extremidade desta reta, representa o valor da função z para o par de valores (x, y) .

Figura 10.4: Ponto representativo do valor da função $z = f(x, y)$ para o de valores (x, y) das variáveis independentes.



Repetindo essa operação para diferentes valores das variáveis independentes, vamos obter um conjunto de pontos no espaço, representando diferentes valores da função. Unindo-se esses pontos, obtemos a representação gráfica da função (Figura 10.5).

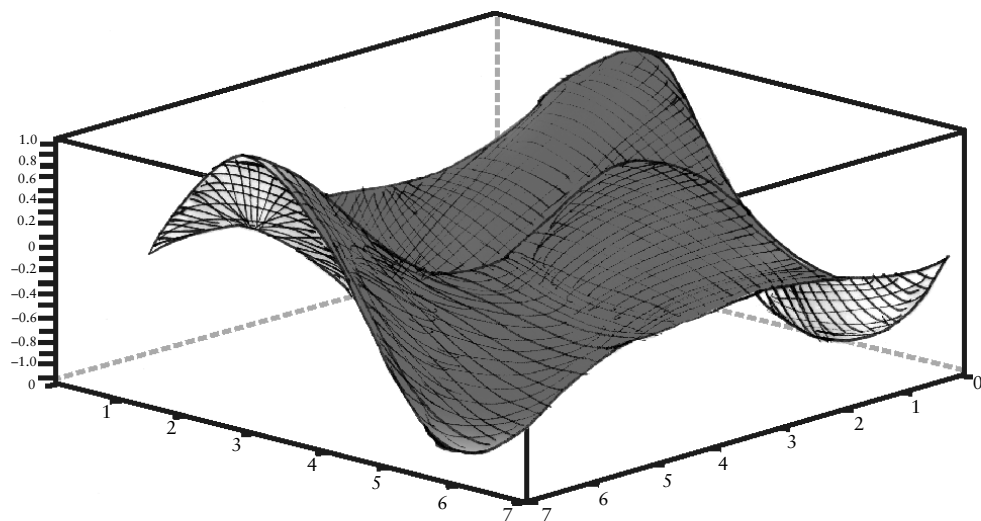


Figura 10.5: Representação gráfica da função $z = f(x, y) = x^4 - y^4$.

Agora, a cada ponto P da superfície que representa a função estão associadas três coordenadas: x , y e z .

Sistemas de coordenadas

Dado o gráfico de uma função, podemos determinar as coordenadas de qualquer ponto do gráfico por meio do processo inverso ao da sua construção. Ou seja, escolhido um ponto P qualquer do gráfico, traçamos, a partir dele, retas paralelas aos eixos coordenados. As interseções dessas retas com os eixos determinam as coordenadas (x, y) do ponto. Na verdade, este processo inverso nos permite, do conhecimento do gráfico da função, determinar seu valor (y) para qualquer valor de x .

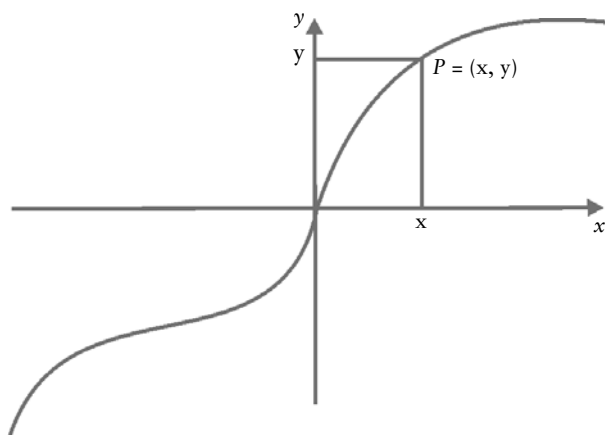


Figura 10.6: Obtenção do valor da função (y), no ponto x , a partir do gráfico da função.

Entretanto, existe outra maneira de especificar a posição de um ponto P qualquer do gráfico de uma função, conforme mostrado na figura a seguir. A posição do ponto P fica perfeitamente determinada pelo valor da sua distância à origem do sistema de coordenadas, r , e pelo ângulo ϕ . A distância r nada mais é do que o módulo do vetor cuja origem coincide com a do sistema de coordenadas e cuja extremidade coincide com o ponto P . Por sua vez, ϕ é o ângulo formado pelo vetor r e o eixo das abscissas.

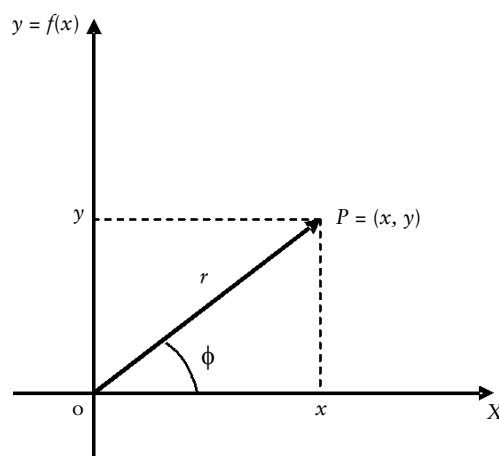


Figura 10.7: Representação do ponto $P(x, y)$ em coordenadas polares.

Dessa forma, a posição do ponto P pode ser especificada tanto pelo valor das coordenadas (x, y) quanto das coordenadas (r, ϕ) . Porém, como elas definem o *mesmo ponto* no gráfico da função, deve existir uma relação entre elas. Qual? Não é difícil estabelecer essa relação, mas você vai precisar se lembrar de um pouco de trigonometria.

Na **Figura 10.7** podemos facilmente identificar um triângulo retângulo de lados r (hipotenusa) e catetos iguais a x e y . Por definição, o seno e o co-seno do ângulo ϕ valem:

$$\text{sen } (\phi) = \text{cateto oposto ao ângulo} / \text{hipotenusa}$$

$$\text{cos } (\phi) = \text{cateto adjacente ao ângulo} / \text{hipotenusa}$$

Colocando os valores nas expressões anteriores, obtemos:

$$\text{sen } \phi = y / r \quad \text{e} \quad \text{cos } \phi = x / r$$

$$\text{ou} \quad \boxed{y = r \text{ sen } \phi \quad \text{e} \quad x = r \text{ cos } \phi} \quad (10).$$

Evidentemente, as relações expressas na equação (10) valem entre as coordenadas de *qualquer ponto P*.



ATIVIDADE

5. Relações inversas

Estabeleça as relações inversas: $r = \sqrt{x^2 + y^2}$ e $\text{tg} \phi = y/x$

RESPOSTA COMENTADA

No primeiro caso, podemos escrever:

$$x^2 + y^2 = r^2 (\text{cos } \phi)^2 + r^2 (\text{sen } \phi)^2 = r^2 [(\text{cos } \phi)^2 + (\text{sen } \phi)^2]$$

$$x^2 + y^2 = r^2 \quad \text{ou} \quad r = \sqrt{x^2 + y^2}$$

No segundo caso: $\text{tg } \phi = [\text{sen } \phi / \text{cos } \phi] = (y/r) / (x/r) = y/x$

As coordenadas (x, y) são chamadas de *cartesianas*, enquanto as coordenadas (r, ϕ) são chamadas de *polares*. Portanto, podemos usar dois *sistemas de coordenadas*, *cartesianas ou polares*, para especificar a posição de um ponto qualquer no gráfico da função. Qual deles usar? O que for mais conveniente para representar a função na qual estamos interessados. Nos exemplos que daremos mais adiante, você vai perceber como fazer essa escolha.

Vamos fazer uma breve recapitulação. Para construir uma representação gráfica da função $y = f(x)$, atribuímos diferentes valores a x , calculamos os valores correspondentes de y e determinamos a posição dos pontos P , da representação gráfica da função. Assim procedendo, construímos uma representação gráfica da função no *sistema de coordenadas cartesianas*.

Agora veja o seguinte. Se existe uma relação entre as coordenadas cartesianas (x, y) e as polares (r, ϕ) – equação (10) –, podemos construir uma representação gráfica da função também *em coordenadas polares*. Como? Muito simples. Podemos reescrever a expressão da função em coordenadas polares, substituindo a variável x por $(r \cos \phi)$ e a variável y por $(r \sin \phi)$, em todos os lugares em que elas aparecerem na expressão da função. Com a nova expressão da função, agora *em coordenadas polares*, podemos repetir o procedimento adotado na construção da representação gráfica da função usando coordenadas cartesianas. Obtemos, assim, a *representação gráfica da função em coordenadas polares*.

E no caso de uma função de duas variáveis? Será que poderíamos também especificar a posição de cada ponto da superfície por meio de coordenadas polares? Sim, podemos. Vejamos como fazer.

Na **Figura 10.8**, representamos um ponto P qualquer da superfície e indicamos as suas coordenadas cartesianas (x, y, z) . Na mesma figura estão indicadas as coordenadas polares (r, θ, ϕ) . A coordenada r (o módulo de \vec{r}) é a distância do ponto P à origem do sistema de coordenadas, θ é o ângulo entre \vec{r} e o eixo Z , e ϕ é o ângulo entre o eixo X e a reta r' que marca a distância do ponto $P'(x, y)$ à origem do sistema de eixos coordenados.

Figura 10.8: Representação de um ponto P qualquer em termos das suas coordenadas cartesianas (x, y, z) e polares (r, θ, ϕ) .

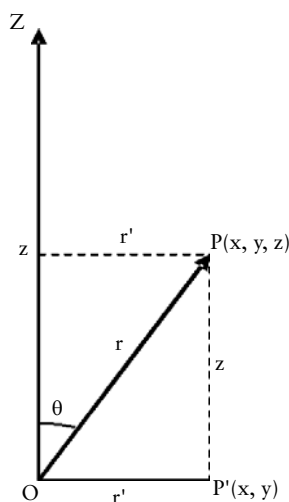
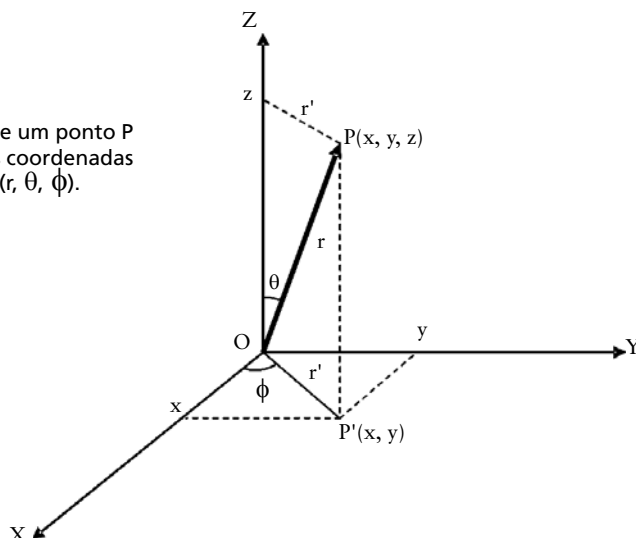


Figura 10.9: Representação no ponto P no plano da página.

Na verdade, essa distância é a mesma do ponto P ao eixo Z. Vamos novamente usar um pouco de trigonometria. Não é difícil reconhecer que r , r' e z são os lados de um triângulo retângulo, cuja hipotenusa é igual a r , ou seja, o módulo de \vec{r} . Para facilitar a visualização, fiz coincidir o plano que contém todos aqueles elementos com o plano da página (Figura 10.9).

Ficou mais fácil de ver, não é? Usando agora um pouco de trigonometria, podemos escrever:

$$z = r \cos \theta$$

$$r' = r \sin \theta$$

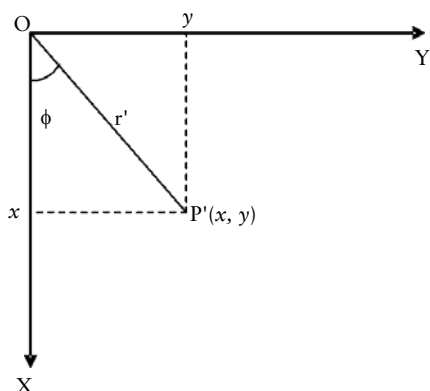


Figura 10.10: Representação do ponto P' no plano da página.

Já sabemos então como expressar a coordenada cartesiana z em termos das coordenadas polares. E quanto às coordenadas x e y ? Bem, elas são as coordenadas do ponto P' (x, y) , que está no plano XY (Figura 10.8). Colocando este plano coincidente com o plano da página (Figura 10.10) para facilitar a visualização, não é difícil perceber que:

$$x = r' \cos \phi$$

$$y = r' \sin \phi$$

Mas, como $r' = r \sin \theta$, obtemos finalmente as relações entre as coordenadas cartesianas de qualquer ponto P e as respectivas coordenadas polares:

$$\begin{aligned}x &= r \sin \theta \cos \phi \\y &= r \sin \theta \sin \phi \\z &= r \cos \theta\end{aligned}\quad (11).$$

Agora, se quisermos construir uma representação gráfica da função em coordenadas polares, basta substituir as variáveis x , y e z , na expressão da função, pelas relações (11). Obteremos assim a expressão da função em coordenadas polares, a partir da qual poderemos construir a representação gráfica desejada.



ATIVIDADE

6. Mais relações inversas

Estabeleça as relações inversas:

$$r = \sqrt{x^2 + y^2 + z^2} \quad \operatorname{tg} \phi = y/x \quad \cos \theta = z/\sqrt{x^2 + y^2 + z^2}$$

RESPOSTA COMENTADA

No primeiro caso, podemos escrever:

$$x^2 + y^2 + z^2 = r^2 \sin^2 \theta \cos^2 \phi + r^2 \sin^2 \theta \sin^2 \phi + r^2 \cos^2 \theta$$

$$x^2 + y^2 + z^2 = r^2 \sin^2 \theta \cos^2 \phi + r^2 \sin^2 \theta \sin^2 \phi + r^2 \cos^2 \theta$$

$$x^2 + y^2 + z^2 = r^2 (\sin^2 \theta \cos^2 \phi + \sin^2 \theta \sin^2 \phi + \cos^2 \theta)$$

$$x^2 + y^2 + z^2 = r^2 \sin^2 \theta \left(\underbrace{\cos^2 \phi + \sin^2 \phi}_1 \right) + r^2 \cos^2 \theta$$

$$x^2 + y^2 + z^2 = r^2 \sin^2 \theta + r^2 \cos^2 \theta = r^2 \left(\underbrace{\sin^2 \theta + \cos^2 \theta}_1 \right) = r^2$$

$$\text{ou } r^2 = \sqrt{x^2 + y^2 + z^2}$$

O segundo é semelhante ao que ocorre na Atividade 5.

No terceiro caso, temos:

$$\cos \theta = z / \sqrt{x^2 + y^2 + z^2} \Rightarrow z = \sqrt{x^2 + y^2 + z^2} \cos \theta = r \cos \theta$$

O ÁTOMO DE SCHROEDINGER

Finalmente, vamos iniciar a nossa discussão sobre o modelo atômico de Schroedinger. A apresentação que se segue é bastante não-convencional. Os aspectos matemáticos do desenvolvimento do modelo não serão considerados, e vamos nos concentrar em explorar, ao máximo, os aspectos conceituais do modelo. Mais adiante, quando você já tiver concluído algumas disciplinas de Física e de Matemática, voltaremos a examinar o modelo de Schroedinger, de forma rigorosa.

É importante alertá-lo, desde já, de que se trata de um modelo bastante abstrato, uma vez que ele se propõe a descrever o comportamento de átomos e moléculas, entidades que habitam um mundo ao qual não temos acesso direto. A compreensão e o uso desse modelo exigirão, da sua parte, um certo esforço, principalmente no sentido de evitar a tentação de buscar comparações entre o comportamento dos sistemas macroscópicos e o de átomos e moléculas. Por exemplo, de nada adiantará tentar imaginar como os elétrons estão se movimentando em relação ao núcleo, porque o modelo que vamos apresentar não incorpora a idéia de trajetória.

Se, ao longo desse processo, você se sentir desconfortável e começar a se questionar quão longe ou próximo da realidade esse modelo nos leva, lembre-se de que construímos modelos para tentar entender como a natureza funciona e não necessariamente para retratá-la. Ou seja, o *objetivo da ciência é tentar entender como a natureza funciona, mas não por que ela funciona da forma que a percebemos.*

De volta ao átomo de hidrogênio

Como vimos na aula passada, em seu modelo Bohr imaginou que o elétron num átomo de hidrogênio se movia em órbitas circulares, em torno do núcleo. Considerando que o movimento do elétron pudesse ser descrito pelas leis clássicas (as leis de Newton do mundo macroscópico),

ele chegou a uma expressão que relacionava a energia do átomo com o raio da órbita (equação (8) da Aula 9). Para cada valor diferente de raio, o átomo teria um valor diferente de energia.

Bohr também sugeriu que os espectros atômicos seriam resultantes do processo de absorção ou de emissão de energia pelo átomo quando um elétron muda de órbita. A natureza discreta dos espectros atômicos levou Bohr à conclusão de que os níveis de energia dos átomos também deveriam ser discretos. Isso implicava que só certas órbitas seriam permitidas (equação (8) da Aula 9). Mas não só os níveis de energia e os raios das órbitas. Classicamente, qualquer objeto, de massa m e velocidade, em movimento circular possui *momento angular* \vec{L} (veja Aula 2), cujo módulo vale mvr , onde r é o raio da órbita. Como só certos valores de r são permitidos, o momento angular também variaria de forma discreta. Assim, o estado de um elétron do átomo podia ser caracterizado pelo seu valor de energia e de momento angular.

Em suma, Bohr desenvolveu seu modelo fazendo *uso das equações clássicas de movimento, mas impondo a discretização da energia* (e as demais dela decorrentes: raio da órbita, momento angular), algo estranho ao mundo clássico, mas de forma que o modelo pudesse dar conta das observações experimentais. Entretanto, como também já vimos, essa estratégia só funcionou para o átomo de hidrogênio. O fracasso de vários grandes nomes da ciência, na tentativa de melhorar o modelo de Bohr, deixava clara a necessidade de novas estratégias para o entendimento do mundo microscópico.

Erwin Schrodinger, físico austríaco, ao contrário da estratégia seguida por Bohr, resolveu desenvolver uma nova equação que fosse capaz de descrever o comportamento dos elétrons num átomo. Ou seja, uma equação que fosse capaz de descrever o mundo microscópico. Em 1926, Schrodinger publicou vários trabalhos pioneiros, nos quais apresentava a nova equação, que hoje leva o seu nome, e diversas aplicações, entre elas, o tratamento do átomo de hidrogênio.

Sem entrar nos detalhes matemáticos, vamos discutir os resultados da aplicação da equação de Schrodinger ao átomo de hidrogênio. A equação inventada por Schrodinger é de um tipo muito especial, denominada pelos matemáticos de equação de autovalor. A solução deste tipo de equação fornece um conjunto de *funções* (chamadas de *autofunções*) que descrevem o comportamento do sistema que está sendo representado pela equação, e também um conjunto de números,

chamados de *autovalores*. As autofunções e os autovalores estão relacionados entre si de tal forma que a *cada autofunção corresponde um determinado autovalor*. O significado das autofunções e dos autovalores depende do sistema cujo comportamento estamos tentando representar pela equação de autovalor.

No caso da equação de Schroedinger (ES), os autovalores correspondem aos possíveis valores de *energia* do átomo. As autofunções, que Schroedinger resolveu representar pela letra grega Ψ (lembre-se de que você pode escolher qualquer outra letra), são funções da *posição dos elétrons no átomo*, $\Psi(x, y, z)$. Mas qual seria o significado dessas funções? Vamos examinar os autovalores e, em seguida, voltaremos ao problema do significado de Ψ .

Os autovalores da ES para o átomo de hidrogênio

Os autovalores da equação de Schroedinger para um átomo são os possíveis *valores de energia* do átomo. A primeira coisa notável é que tanto a discretização da energia quanto a do momento angular *surgem espontaneamente* da solução da equação de Schroedinger. Ao contrário do modelo de Bohr, em que essas condições são impostas, a equação de Schroedinger *só tem solução possível para certos valores de energia do átomo e de momento angular do elétron*.

Os possíveis valores de energia para o átomo de hidrogênio, obtidos da resolução da equação de Schroedinger, são dados pela seguinte expressão:

$$E_n = - \frac{Rhc}{n^2} \quad (12),$$

em que R é uma constante, denominada constante de Rydberg, h é a constante de Planck (ver Aula 9, equação 12), c a velocidade da luz e n um número inteiro, cujo menor valor possível é igual a 1 ($n = 1, 2, 3, 4$ etc.). A *unidade de medida* da energia vai depender do *sistema de unidades* escolhido para expressar os valores de R , h e c . Como o numerador da expressão (12) é uma constante, a energia só pode variar se variarmos o valor de n . Mas, como n é uma variável discreta, a energia do átomo também variará discretamente, como observado experimentalmente. O número n é chamado de *número quântico principal*, porque ele *quantifica*, isto é, define o valor (*quantum* = valor em latim) da energia do átomo. Portanto, a energia do átomo é *quantizada* (quantificada) pelo valor de n .

Os possíveis valores de momento angular para o elétron no átomo de hidrogênio, obtidos da equação de Schroedinger, são:

$$L = \frac{h}{2\pi} \sqrt{l(l+1)} \quad (13),$$

onde l é também um número inteiro, cujo menor valor é igual a zero ($l = 0, 1, 2, 3, 4, 5$ etc.). A *unidade de medida* do momento angular vai depender do *sistema de unidades* escolhido para expressar o valor de h . O número l é chamado de *número quântico de momento angular ou número quântico orbital*, uma vez que ele *quantiza* (quantifica) o valor do momento angular.

Existe ainda um terceiro número quântico que, a exemplo dos números n e l , surge também naturalmente da resolução da ES. Ele é o número quântico m , chamado de número quântico *magnético*. Os possíveis valores de m são:

$$m = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3 \text{ etc.}$$

A razão para este nome tem a ver com o fato de que, quando o átomo é colocado na presença de um *campo magnético externo*, seus níveis de energia se modificam pela sua interação com o campo e passam a depender também do número m . Voltaremos a este ponto em breve.

Há outra coisa muito interessante que surge naturalmente da resolução da equação de Schroedinger. Os valores de n , l e m não são independentes uns dos outros. Dado um valor de n , os possíveis valores de l são:

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n-1) \quad (14).$$

E, para um dado um valor de l , os possíveis valores de m são:

$$m = 0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l.$$

Por exemplo, para $n = 2$, teremos:

$$\begin{array}{ll} l = 0 & m = 0 \\ \text{e} & l = 1 \quad m = -1, 0, +1. \end{array}$$

As autofunções da ES para o átomo de hidrogênio

O estado de um átomo de hidrogênio pode ser definido pelo valor da energia do átomo (n) e do momento angular do elétron (l). Na presença de um campo magnético externo e constante, precisamos também do número quântico magnético (m) para definir o estado do átomo. A cada estado possível do átomo, está associada uma autofunção correspondente. Assim, para identificar que autofunção está associada a um determinado estado do átomo, usamos a seguinte notação: $\Psi_{n,l,m}(x, y, z)$. Mas qual a expressão dessas autofunções? Bem, elas são obtidas da resolução da ES. Por exemplo:

$$\Psi_{1,0,0}(x, y, z) = N_{1s} \exp(-\sqrt{x^2 + y^2 + z^2}/a_0)$$

$$\Psi_{2,0,0}(x, y, z) = N_{2s} (2 - \sqrt{x^2 + y^2 + z^2}/a_0) \exp(-\sqrt{x^2 + y^2 + z^2}/a_0)$$

$$\Psi_{2,1,0}(x, y, z) = N_{2p} (r/a_0) \exp(-\sqrt{x^2 + y^2 + z^2}/a_0)$$

onde N_{1s} , N_{2s} , N_{2p} e a_0 são constantes, cujos significados veremos logo adiante.

De posse da expressão das funções, poderíamos pensar em construir suas representações gráficas, para termos uma idéia de como elas se parecem. Lembre-se de que nas expressões das autofunções acima, (x, y, z) representam as coordenadas que definem a posição do elétron em relação ao núcleo. Para construir esta representação gráfica, podemos construir um sistema de eixos tal que a sua origem coincida com a posição do núcleo atômico. Assim, as coordenadas (x, y, z) indicariam a posição do elétron em relação ao núcleo.

Mas espere! Para fazer tal representação, precisaríamos de quatro eixos coordenados, todos perpendiculares entre si. Três para as variáveis (x, y, z) e um quarto eixo para o valor da função $\Psi_{n,l,m}(x, y, z)$. Você consegue imaginar como colocar isso no papel? Eu também não. E creio que ninguém conseguiria fazer isso. Que tal tentarmos reescrever as funções em coordenadas polares (r, θ, ϕ) ?

Usando as relações que obtivemos anteriormente, as três funções podem ser reescritas da seguinte forma:

$$\Psi_{1,0,0}(r, \theta, \phi) = N_{1s} \exp(-r/a_0)$$

$$\Psi_{2,0,0}(r, \theta, \phi) = N_{2s} (2 - r/a_0) \exp(-r/a_0)$$

$$\Psi_{2,1,0}(r, \theta, \phi) = N_{2pz} (r/a_0) \exp(-r/a_0) \cos \theta$$

Muito mais simples, não é? Está vendo como a escolha apropriada do sistema de coordenadas pode simplificar a nossa vida? Este é só um exemplo. Veja que as duas primeiras funções, na verdade, só dependem da coordenada r , ou seja, da distância do elétron ao núcleo. Já a terceira função depende também do ângulo θ . Agora, sim, podemos fazer representações gráficas das funções, mas em coordenadas polares.

Antes de prosseguir com a construção do gráfico dessas funções, eu gostaria de introduzir outra notação, que é a preferencialmente usada para designar as autofunções. No lugar do valor de l , como mostrado antes, usa-se uma letra para representar esse número quântico. Essa notação já era usada pelos espectroscopistas, muito antes de Schroedinger inventar a sua equação. E, como o sindicato dos espectroscopistas foi sempre muito forte, a *notação espectroscópica* prevaleceu. A relação entre o valor de l e a sua letra equivalente é a seguinte:

l	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9 ...
letra	s	p	d	f	g	h	i	k	l	m ... (notação espectroscópica)

A partir de $l = 5$ seguimos as letras do alfabeto, pulando a letra j , pois esta letra já era usada para outra finalidade, como mostraremos adiante.

As autofunções para qualquer espécie atômica *com um único elétron* (por exemplo: He^+ , Li^{2+} etc.) são muito similares às do átomo de hidrogênio. Essas espécies atômicas, com um único elétron, são também chamadas de *átomos hidrogenóides*, embora sejam todas espécies iônicas. A única coisa que diferencia os átomos hidrogenóides é a carga nuclear, ou seja, o número atômico Z . Para o átomo de hidrogênio temos $Z = 1$, para o He^+ , $Z = 2$ etc. O valor de Z é também a única diferença que existe entre as funções de onda dos átomos hidrogenóides. Portanto, nas expressões a seguir, se colocarmos $Z = 1$, estaremos descrevendo as funções de onda do átomo de hidrogênio. Se fizermos $Z = 3$, teremos

as autofunções do átomo hidrogenóide Li^{2+} . Vejamos agora mais algumas autofunções para um átomo de hidrogenóide, já em coordenadas polares e na notação espectroscópica:

$$\Psi_{1s} = N_{1s} \exp(-Zr/a_0)$$

$$\Psi_{2s} = N_{2s} (2 - Zr/a_0) \exp(-Zr/a_0)$$

$$\Psi_{2p0} = N_{2pz} (Zr/a_0) \exp(-Zr/a_0) \cos \theta$$

$$\Psi_{2p1} = N_{2p1} (Zr/a_0) \exp(-Zr/a_0) \sin \theta \exp(i\varphi)$$

$$\Psi_{2p,-1} = N_{2p-1} (Zr/a_0) \exp(-Zr/a_0) \sin \theta \exp(-i\varphi)$$

$$\Psi_{3s} = N_{3s} [27 - 18(Zr/a_0) + 2(Z/a_0)^2] \exp(-Zr/3a_0)$$

$$\Psi_{3p0} = N_{3pz} [(6 - Zr/a_0) - (Zr/a_0)^2] \exp(-Zr/3a_0) \cos \theta$$

$$\Psi_{3p1} = N_{3p1} [(6 - Zr/a_0) - (Zr/a_0)^2] \exp(-Zr/3a_0) \sin \theta \exp(i\varphi)$$

$$\Psi_{3p,-1} = N_{3p-1} [(6 - Zr/a_0) - (Zr/a_0)^2] \exp(-Zr/3a_0) \sin \theta \exp(-i\varphi)$$

$$\Psi_{3d0} = N_{3dz^2} (Zr/a_0)^2 \exp(-Zr/3a_0) (3 \cos^2 \theta - 1)$$

$$\Psi_{3d1} = N_{3d1} (Zr/a_0)^2 \exp(-Zr/3a_0) \sin \theta \cos \theta \exp(i\varphi)$$

$$\Psi_{3d,-1} = N_{3d-1} (Zr/a_0)^2 \exp(-Zr/3a_0) \sin \theta \cos \theta \exp(-i\varphi)$$

$$\Psi_{3d2} = N_{3d2} (Zr/a_0)^2 \exp(-Zr/3a_0) \sin^2 \theta \exp(2i\varphi)$$

$$\Psi_{3d,-2} = N_{3d-2} (Zr/a_0)^2 \exp(-Zr/3a_0) \sin^2 \theta \exp(-2i\varphi)$$

Examine essas expressões com atenção e você verá que todas elas podem ser escritas como um produto de dois fatores: um que só depende da coordenada r , e outro que depende das coordenadas (θ, ϕ) ,

$$\Psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi) \quad Y_{0,0} = \frac{1}{\sqrt{4\pi}}$$

O fato de a função ψ poder ser separada numa parte *radial* (que só depende de r) e numa parte *angular* simplifica ainda mais nossa tarefa de representação gráfica.

Há outra coisa a notar nas expressões das autofunções. Elas só dependem do ângulo ϕ quando o número quântico magnético, m , é diferente de zero. E a dependência é sempre do tipo $e^{-im\phi}$. Isto significa que para $m \neq 0$, as autofunções são todas *complexas*. Antes que você se desespere, deixe-me dizer que não há nada de complexo com relação a este tipo de função. Elas são muito úteis e aparecem com frequência em problemas de Física e de Química. O problema é que, para fazer o gráfico de uma função complexa, precisaríamos de um eixo para representar sua parte real, e outro para representar a sua parte imaginária, e isso pode dificultar a representação gráfica da parte angular das autofunções.

Na disciplina Pré-cálculo você aprenderá que os números complexos podem ser representados sob a forma polar, e que $e^{-im\phi}$ pode ser escrito da seguinte maneira:

$$e^{-im\phi} = \cos(m\phi) - i \sin(m\phi), \quad (15a)$$

$$\text{e também que : } e^{im\phi} = \cos(m\phi) + i \sin(m\phi) \quad (15b)$$

Usando essas duas últimas relações, podemos, a partir das autofunções complexas, construir outras, equivalentes, mas reais. É muito simples. Se somarmos as expressões (15a) e (15b), obteremos:

$$e^{im\phi} + e^{-im\phi} = 2 \cos(m\phi) \quad (16)$$

Agora, se subtrairmos essas expressões e dividirmos o resultado por i , vamos obter:

$$[e^{im\phi} - e^{-im\phi}] / i = 2 \sin(m\phi) \quad (17)$$

Pronto, resolvido o problema. Por exemplo, podemos combinar as autofunções ψ_{2p1} e ψ_{2p-1} para obter duas outras, mas reais:

$$\begin{aligned} \psi_{2p+} &= N_{2p+} (Zr/a_0) \exp(-Zr/a_0) \sin \theta \cos \phi \\ \psi_{2p-} &= N_{2p-} (Zr/a_0) \exp(-Zr/a_0) \sin \theta \sin \phi \end{aligned} \quad (18).$$

Só resta saber se essas duas novas funções e as anteriores representam o mesmo estado do sistema. Bem, na ausência de qualquer campo magnético externo, a resposta é sim. Isto porque combinamos duas autofunções representando estados de mesma energia (mesmo valor de n) e momento angular (mesmo valor de l). Entretanto, essas novas funções não servirão para representar o átomo de hidrogênio na presença de um campo magnético externo. Isso porque, na presença do campo, a energia do átomo passa a depender também do valor de m , e na construção das novas autofunções (18), nós combinamos autofunções de diferentes valores de m ($m = +1$ e $m = -1$).



ATIVIDADES

7. As funções ψ_{2p}

Por que razão as funções ψ_{2p+} e ψ_{2p-} são também denominadas ψ_{2px} e ψ_{2py} , respectivamente? E por que a função ψ_{2p0} é também denominada ψ_{2pz} ?

RESPOSTA COMENTADA

Na função ψ_{2p+} , aparece o termo $r \sin \theta \cos \phi$, que na equação (11) foi identificado com a coordenada x . Daí a função também ser chamada de ψ_{2px} . O mesmo vale para os outros casos, ou seja, o termo $r \sin \theta \sin \phi$ em ψ_{2p-} está associado à coordenada y e o termo $r \cos \theta$ em ψ_{2p0} está associado à coordenada z (ver equação (11)).

8. Ache o par

Combine as autofunções ψ_{3d2} e ψ_{3d-2} , e ache o par equivalente de funções reais.

RESPOSTA

A combinação da parte que depende de ϕ leva a $e^{2i\phi} + e^{-2i\phi} = 2 \cos(2\phi)$ ou a $[e^{2i\phi} - e^{-2i\phi}] / i = 2 \sin(2\phi)$. As funções resultantes serão:

$$\psi_{3d+} = 2N_{3d+} (Zr/a_0)^2 \exp(-Zr/3a_0) \sin^2 \theta \cos(2\phi)$$

$$\psi_{3d-} = 2N_{3d-} (Zr/a_0)^2 \exp(-Zr/3a_0) \sin^2 \theta \sin(2\phi)$$

Representação gráfica dos orbitais do átomo de hidrogênio

Você certamente já ouviu falar de *orbitais*, mas eu até agora evitei usar esta palavra. Fiz isto propositadamente com a intenção de lhe dar um tempo para esquecer a idéia de órbita e não confundi-la com a idéia de orbital. Bem, o que são os orbitais do átomo de hidrogênio? São as autofunções da equação de Schroedinger, ou seja, as funções $\Psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi)$. Não tem nada a ver com órbitas, mas ainda precisamos descobrir qual o seu significado.

A representação gráfica dos orbitais fica bastante simplificada pelo fato de eles poderem ser escritos como um produto de uma parte radial e outra angular: $\Psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$. Para representar a parte radial, precisamos de um sistema de dois eixos coordenados, cuja origem coincida com a posição do núcleo atômico. Na **Figura 10.11**, mostramos a representação da *parte radial* de alguns orbitais.

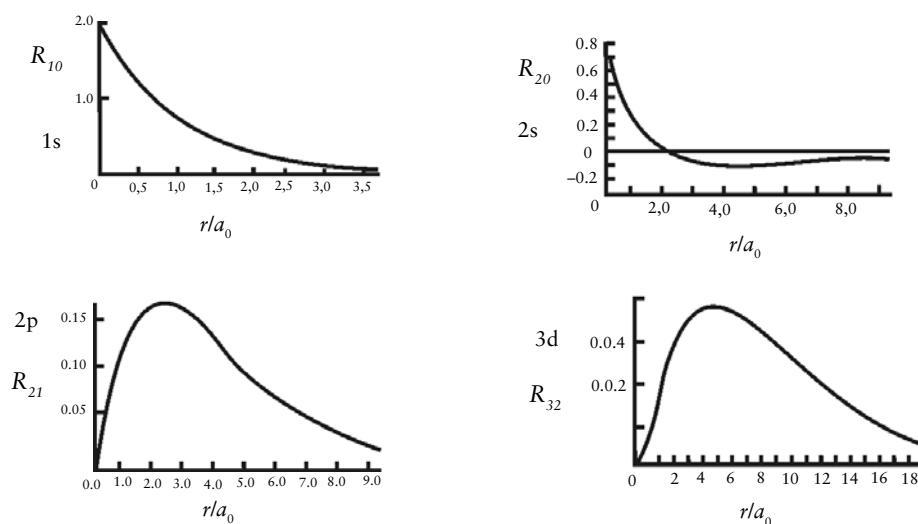


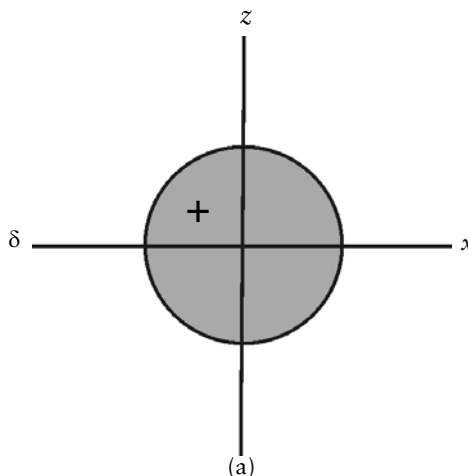
Figura 10.11: Representação gráfica da parte *radial* ($R_{n,l}$) dos orbitais ψ_{1s} , ψ_{2s} , ψ_{2p} e ψ_{3d} do átomo de hidrogênio.

No eixo horizontal, cada intervalo da escala vale $0,529 \text{ \AA}$. Você se lembra de já ter visto alguma dessas figuras? Eu sou capaz de apostar que não.

Bem, vamos agora tentar representar a *parte angular* dos orbitais atômicos. Nesse caso, precisaríamos de três eixos coordenados, e a representação daria origem a uma superfície no espaço tridimensional. Entretanto, podemos tornar nossa tarefa mais simples escolhendo um plano apropriado para construir a representação. Isto ficará claro nos exemplos. Antes de começarmos, lembre-se de que vamos fazer a representação gráfica da *parte angular em coordenadas polares*. Portanto, as variáveis são os ângulos θ , ϕ e o valor da parte angular do orbital. No gráfico polar, os valores de θ e ϕ definem uma direção no espaço ao longo da qual estará o ponto que representa o valor da parte angular $Y(\theta, \phi)$. A *distância* deste ponto à origem é igual ao *módulo* do *valor da função*, já que a distância tem de ser sempre positiva.

Os orbitais do tipo ψ_{ns} são muito fáceis de serem representados porque o valor da parte angular é constante ($Y_{0,0} = 1/\sqrt{4\pi}$). Logo, para qualquer valor de θ e de ϕ , a parte angular do orbital tem o mesmo valor. Em outras palavras, os pontos de coordenada $P(\theta, \phi)$ estão todos a uma mesma distância da origem. Ora, a representação gráfica de uma função que tem o mesmo valor em todas as direções só pode ser uma esfera. E, se cortarmos uma esfera por qualquer plano, obtemos um círculo. Na **Figura 10.12** está representada a *parte angular* do orbital ψ_{1s} . Esta figura você já viu, não é? Porém, ela não representa o orbital ψ_{1s} , mas somente a *parte angular* deste orbital. O sinal (+) indica que a parte angular da função ψ_{1s} é positiva.

Figura 10.12: Representação, em coordenadas polares, da *parte angular* do orbital ψ_{1s} .



Vejamos agora a representação da parte angular do orbital ψ_{2p0} , também denominado ψ_{2pz} . Para este orbital, a parte angular é dada por $\cos \theta$. Portanto, para construirmos a representação gráfica da parte angular deste orbital, atribuímos diferentes valores ao ângulo θ e calculamos os valores correspondentes da parte angular, isto é, de $\cos \theta$. A distância do ponto P à origem, é igual ao módulo de $\cos \theta$, ou seja, $|\cos \theta|$.

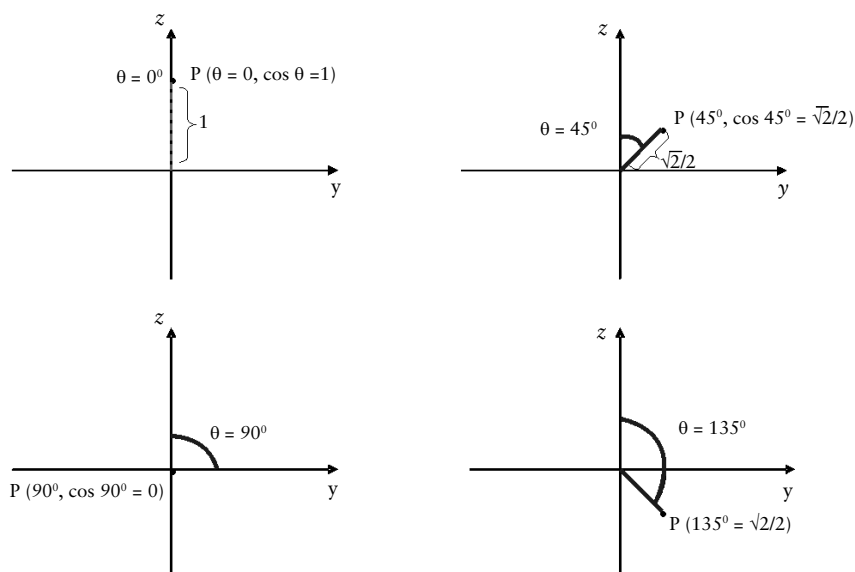


Figura 10.13: Ilustrando a construção da representação gráfica da parte angular de um orbital do tipo ψ_{pz} , em coordenadas polares.

Escolhendo um número bastante grande de valores de θ , acabaremos com vários pontos, P , bem próximos uns dos outros. Unindo esses pontos por uma linha contínua, obteremos finalmente a representação gráfica da *parte angular* do orbital ψ_{2p0} (ou ψ_{2pz}):

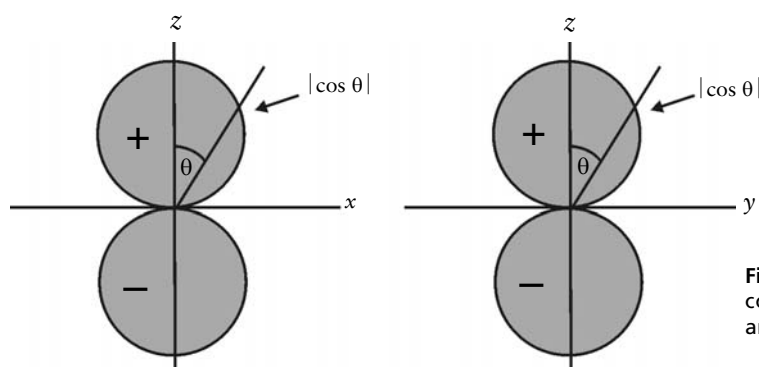


Figura 10.14: Representação, em coordenadas polares, da parte angular do orbital ψ_{2p0} .

Como a parte angular dessa função independe do ângulo ϕ , a representação desse orbital será a mesma para qualquer valor de ϕ . Por exemplo, se escolhermos $\phi = 0$, estaremos representando a função no plano XZ, enquanto se escolhermos $\phi = \pi/2$, estaremos representando a função no plano ZY (veja a **Figura 10.8**). Nesse caso, a função pode ser positiva ou negativa, como mostrado na **Figura 10.14**, já que $\cos \theta$ varia no intervalo $-1 \leq \cos \theta \leq +1$. Na verdade, essa é a representação da parte angular de *qualquer orbital do tipo p_0* , uma vez que a parte angular desses orbitais é sempre dada por $\cos \theta$.

A representação gráfica dos orbitais com $m \neq 0$ exige um pouco mais de cuidado, já que, nesses casos, a parte angular depende de θ e de ϕ . Podemos construir superfícies tridimensionais, $Y_{l,m}(\theta, \phi)$, como no caso da **Figura 10.5**, o que é muito trabalhoso. Outra possibilidade seria fixar um valor para θ e variar somente o valor de ϕ , ou vice-versa. Em princípio, podemos escolher qualquer valor fixo para θ ou para ϕ . Entretanto, esta escolha pode ser feita de forma a facilitar o nosso trabalho. Vejamos como isso é possível.

Na **Figura 10.15**, a seguir, mostramos a parte angular de mais alguns orbitais do átomo de hidrogênio. A dependência angular de *qualquer orbital p_x* é da forma $\sin \theta \cos \phi$. Se escolhermos $\phi = 0$, teremos $\cos \phi = 1$ e a parte angular passará a depender somente de θ . Agora é fácil. O processo de construção da representação gráfica fica idêntico ao descrito anteriormente para o orbital $2p_z$. Volte à **Figura 10.8** e veja que escolher $\theta = 0$ significa escolher o plano ZX para fazer a representação gráfica da parte angular do orbital $2p_x$. Já para o orbital $2p_y$, uma escolha conveniente seria $\phi = \pi/2$, já que $\sin(\pi/2) = 1$. Da **Figura 10.8**, esta escolha significa que estaremos usando o plano ZY para construir a representação gráfica da parte angular do orbital $2p_y$. Novamente, esta será a representação gráfica de qualquer orbital do tipo p_y .

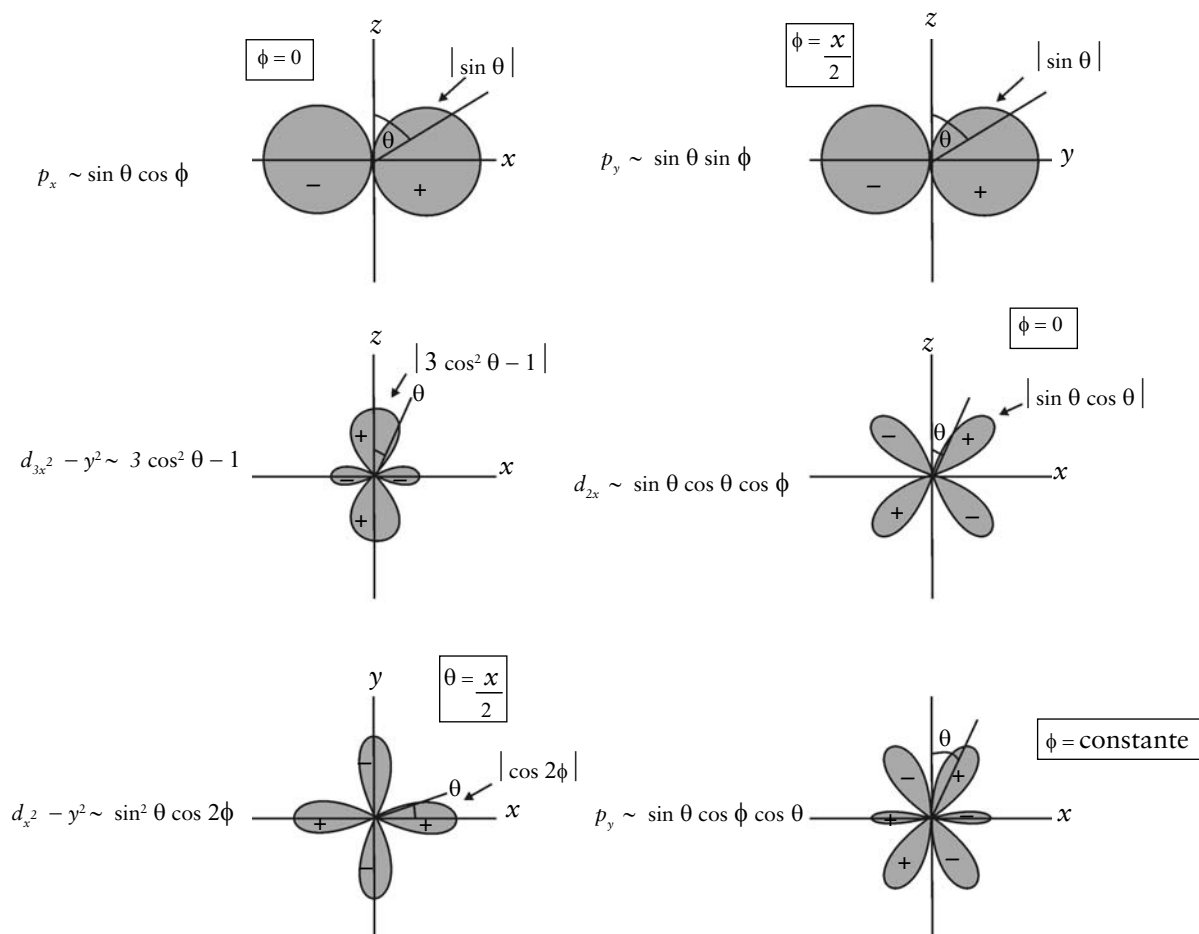


Figura 10.15: Parte angular dos orbitais ψ_{2x} , ψ_{2py} , ψ_{3dz^2} , ψ_{3dxz} , $\psi_{x^2-y^2}$ e $\psi_{4fx(5z^2-r^2)}$.

No caso de orbitais dos tipos d e f , é preciso um pouco de atenção, a começar pela notação usada para representá-los. Por exemplo, para os orbitais do tipo d e com $m = 0$, é muito comum usar uma notação simplificada: $3d_{z^2}$, $4d_{z^2}$ etc. Essa notação pode induzi-lo à conclusão de que a dependência angular desses orbitais é do tipo $\cos^2 \theta$, $\cos^3 \theta$ etc., já que $z = r \cos \theta$. Porém, a dependência angular do orbital $3d_{z^2}$, por exemplo, é dada por $(3z^2 - r^2) = (3z^2 - x^2 - y^2 - z^2) = (2z^2 - x^2 - y^2)$. Assim, a notação correta para este orbital seria: $3d_{2z^2 - x^2 - y^2}$. Como esta notação é muito pouco prática, usamos a notação simplificada $3d_{z^2}$.

A dependência angular correta para o orbital $3d_{z^2}$ pode ser obtida substituindo-se, na expressão $(2z^2 - x^2 - y^2)$, as coordenadas cartesianas pelas correspondentes polares (ver equação 11). Assim procedendo, obtemos, para a parte angular deste orbital: $(3 \cos^2 \theta - 1)$. O valor

máximo da parte angular ocorrerá para $\theta = 0$ ($\cos 0 = 1$) e para $\theta = \pi$ ($\cos \pi = -1$), uma vez que para esses valores de θ teremos $\cos^2 \theta = 1$. Nesses dois pontos, a parte angular será igual a 2. Por outro lado, o valor mínimo ocorrerá para $\theta = 90^\circ$ ($\pi/2$) e $\theta = 270^\circ$ ($3\pi/2$), já que, nesses dois pontos, $\cos \theta = 0$ e a parte angular será igual a -1.

Partindo de $\theta = 0$, à medida que aumentamos o ângulo a parte angular diminui de valor, até que, para um ângulo tal que $\cos^2 \theta = 1/3$, a parte angular se torna nula. Se continuarmos aumentando o valor de θ , a parte angular passa a ser negativa (região em que $3 \cos^2 \theta < 1$) e atinge seu menor valor para $\theta = 90^\circ$ ($\pi/2$). Partindo de $\theta = 0$, esse ciclo (valor máximo, zero, valor mínimo, zero, valor máximo etc.) se repete à medida que continuamos a aumentar o ângulo até $\theta = 360^\circ$ (2π). Verifique este comportamento na **Figura 10.15**, e veja se você consegue entender a forma e a alternância de sinais dos demais orbitais da figura.

Voltemos agora ao caso da parte angular dos orbitais ψ_{2p} (x, y e z). Certamente, você já deve ter visto essas figuras, mas muito provavelmente achando que se tratava dos orbitais e não da *parte angular* desses orbitais. Além disso, creio que a figura que você deve ter visto é um pouco diferente daquela da **Figura 10.14**. Algo mais ou menos assim, em que a parte mais escura corresponderia à região negativa:

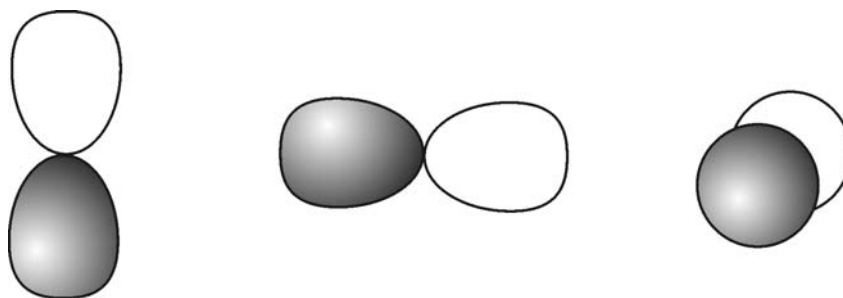


Figura 10.16: Representação *errada*, mas normalmente encontrada na literatura, para um orbital ψ_{2p} .

Bem, essas representações *não estão corretas*. Entretanto, a representação gráfica do *quadrado da parte angular* de um orbital ψ_{2p} tem exatamente essa forma. Porém, neste caso não faz mais sentido algum tentar diferenciar as regiões positiva e negativa do orbital. Isto porque qualquer número real negativo, quando elevado ao quadrado, resulta num número positivo. A seguir, comparamos as representações da parte angular (linha pontilhada) e do quadrado da parte angular (linha cheia) de dois orbitais atômicos.

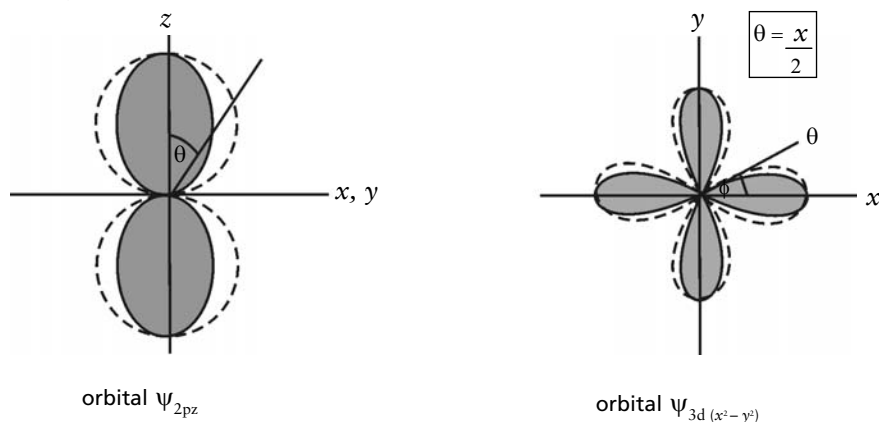


Figura 10.17: Representação da parte angular (linha pontilhada) e do quadrado da parte angular (linha cheia) de dois orbitais.

A procura de um significado para as autofunções

Nosso problema agora é tentar achar um significado para as autofunções da equação de Schroedinger. Veja que não se trata de uma tarefa nada óbvia, porquanto essas funções, como vimos, podem ter valores negativos, positivos e podem ser até mesmo complexas. Na verdade, o próprio Schroedinger não sabia, de início, que significado atribuir às autofunções da equação que ele mesmo inventara. Várias interpretações foram propostas, e a questão da interpretação dessas funções foi motivo de amplo debate na comunidade científica.

A interpretação hoje aceita foi proposta por **MAX BORN**, em 1926, ao aplicar a equação de Schroedinger no estudo do processo de colisão de um elétron com um átomo. Analisando o problema, chegou à conclusão de que a única forma possível de estabelecer alguma relação entre seus resultados, expressos em termos da função ψ , e as quantidades

MAX BORN

Físico alemão vencedor do Prêmio Nobel de Física em 1954. Em 1925, em colaboração com seus discípulos Werner Heisenberg e Pascual Jordan, contribuiu para importantes progressos no domínio da Mecânica Quântica. Foi também o responsável pela proposta da interpretação probabilística da função de ondas de Schrodinger.

medidas experimentalmente seria interpretar o quadrado desta função, $[\psi(r, \theta, \phi)]^2$, como a probabilidade de se encontrar o elétron a uma distância r do alvo e numa direção no espaço definida pelos ângulos (θ, ϕ) .

Entretanto, como $\psi(r, \theta, \phi)$ pode ser complexa e a probabilidade tem de ser um número real, podemos expressar a *interpretação probabilística de Born*, de forma mais geral, da seguinte maneira:

$$\psi(r, \theta, \phi) \psi^*(r, \theta, \phi) = |\psi(r, \theta, \phi)|^2 \quad (19),$$

onde $\psi^*(r, \theta, \phi)$ é o *complexo conjugado* de $\psi(r, \theta, \phi)$.

Portanto, somente ao quadrado do módulo da função ψ podemos atribuir algum significado. Por outro lado, precisamos conhecer essas funções para poder determinar as probabilidades. Na verdade, podemos calcular *todas as propriedades de um sistema quântico* a partir das autofunções da equação de Schroedinger, e não somente probabilidades e níveis de energia.

A equação de Schroedinger deu surgimento à Mecânica Quântica, que é a melhor teoria de que hoje dispomos para analisar o comportamento dos sistemas do mundo microscópico, ou seja, dos sistemas quânticos. Nessa teoria, a obtenção das autofunções (também são chamadas de *funções de onda*, por razões históricas) passa a ser o ponto central, uma vez que a partir delas podemos, em princípio, determinar todas as propriedades de um sistema quântico. Voltaremos a este ponto mais adiante no nosso curso.

A interpretação probabilística de Born não teve imediata aceitação da comunidade científica. Vários cientistas ilustres buscaram, sem sucesso, interpretações alternativas e outros, como Einstein e o próprio Schroedinger, jamais a aceitaram. Apesar disso, após longos e calorosos debates, a interpretação probabilística é aceita hoje quase universalmente. É importante perceber que, ao aceitá-la, estaremos também aceitando o fato de que no mundo microscópico (*ou quântico*) *jamais poderemos prever com exatidão o valor de qualquer propriedade do sistema em estudo, mas tão-somente a probabilidade de que esta propriedade tenha um determinado valor para o sistema.*

Deixe-me tornar a última afirmativa um pouco mais clara com um exemplo. Imagine, no nosso mundo macroscópico, um carro em

movimento. Se eu souber sua posição, sua massa e sua aceleração, num tempo t , eu poderei, *com absoluta exatidão*, prever quais os *resultados das medidas* da velocidade do carro e também da sua posição em relação ao ponto de partida, num tempo futuro (ou passado) qualquer. Por outro lado, no mundo quântico, os *resultados das medidas não podem ser previstos com exatidão, mas somente a probabilidade de se obter um determinado valor para uma dada propriedade do sistema em estudo*.

Interpretação probabilística e distribuição radial

A interpretação probabilística restabelece a possibilidade de obtermos informação de como os elétrons se distribuem em torno do núcleo. Por exemplo, supondo que o átomo de hidrogênio esteja no estado representado pela função $\psi_{n,l,m}$, qual seria a probabilidade de encontrar o elétron a uma distância r do núcleo, independente da direção no espaço, ou seja, para qualquer valor dos ângulos (θ, ϕ) ?

Como estamos interessados somente na distância em relação ao núcleo, a probabilidade seria dada pelo quadrado da parte radial da função, $R_{n,l}(r) R_{n,l}^*(r)$, para cada valor possível dos ângulos (θ, ϕ) . Se considerarmos todos os pontos possíveis, a uma mesma distância r do núcleo, eles definem a superfície de uma esfera, de raio r , é claro, e de área igual a $4\pi r^2$. A probabilidade de encontrar o elétron, em qualquer um desses pontos, vale $R_{n,l}(r) R_{n,l}^*(r)$. Portanto, a probabilidade total, ou seja, a probabilidade de se encontrar o elétron a uma distância r do núcleo, independente da direção no espaço, será:

$$P_{n,l}(r) = 4\pi r^2 R_{n,l}(r) R_{n,l}^*(r) \quad (20).$$

A função definida pela equação (20) é chamada de *função de distribuição radial*, ou simplesmente distribuição radial. Ela é extremamente importante e dela faremos uso nas próximas aulas. Vejamos a representação gráfica dessa função para alguns estados do átomo de hidrogênio, e que informações dela podemos tirar.

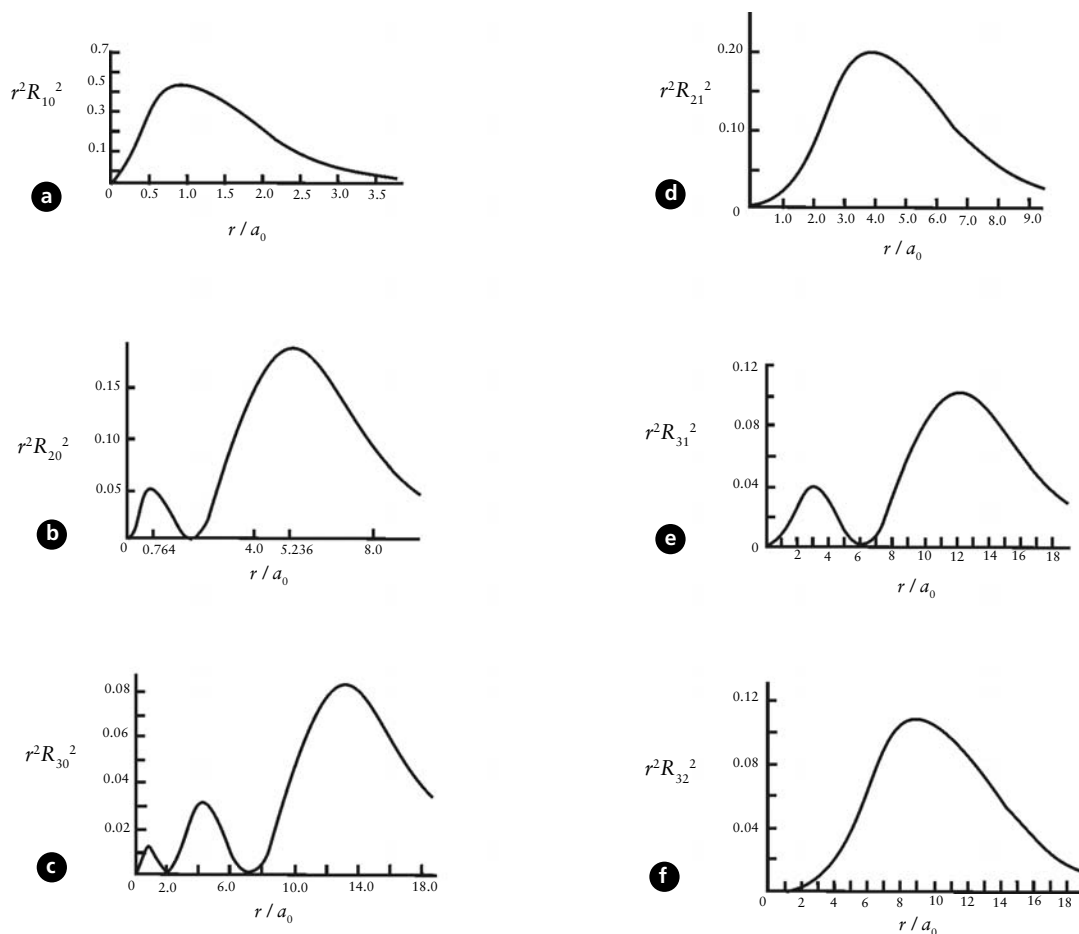


Figura 10.18: Distribuição radial para os estados (a) ψ_{1s} (b) ψ_{2s} (c) ψ_{3s} (d) ψ_{2p} (e) ψ_{3p} (f) ψ_{3d} do átomo de hidrogênio.

Em todos os gráficos da **Figura 10.18**, a distância do elétron ao núcleo está medida em unidades de a_0 , sendo que $1a_0$ é igual $0,529\text{\AA}$ (Angström), sendo $1\text{\AA} = 10^{-8}\text{ cm}$.

O primeiro ponto a se notar é que a função distribuição radial, para todos os estados mostrados, cresce à medida que r aumenta, passa por um valor máximo, e depois tende a zero à medida que a distância do elétron ao núcleo continua aumentando. Dependendo dos valores de n e l , a função pode apresentar vários desses ciclos de aumento e diminuição de valor.

Para o estado ψ_{1s} , a distribuição radial atinge seu valor máximo em $r = 1a_0$. Agora, muita atenção. Isso *não significa* que o elétron está a esta distância do núcleo no estado ψ_{1s} . Significa que, se tentarmos medir a distância do elétron ao núcleo, este será o *resultado mais provável* de ser obtido, e nada mais. Curiosamente, este valor de distância mais

provável é exatamente igual ao valor do raio da primeira órbita de Bohr para o átomo de hidrogênio. Por essa razão, a_0 é chamado de raio de Bohr, e usado como unidade de comprimento do sistema de unidades atômicas, um sistema inventado especialmente para expressar o resultado de medidas de propriedades de átomos e moléculas.

Ainda falando sobre o estado ψ_{1s} , vemos que a probabilidade de encontrar o elétron para uma distância $r > 4 a_0$ é praticamente nula. Isso significa dizer que a distância máxima do elétron ao núcleo, no estado ψ_{1s} , é $\cong 4a_0$. Portanto, podemos considerar que o volume do átomo de hidrogênio neste estado seria, no máximo, igual ao de uma esfera de raio $4a_0$ e que, portanto, seu raio atômico seria, no máximo, igual a $4a_0$. Isso significa também dizer que, se procuramos o elétron *por todo o volume do átomo*, a probabilidade de encontrá-lo é exatamente igual a 1, uma vez que ele tem de estar dentro dessa região. Ou ainda que, se calcularmos a probabilidade de encontrar o elétron, para cada valor de r , no intervalo $0 \leq r \leq 4a_0$, e *somarmos essas probabilidades*, temos de obter uma probabilidade total igual a 1.

Na verdade, podemos, inclusive, estender o intervalo para valores de $r > 4a_0$, já que, para esses valores de r as probabilidades serão praticamente nulas e não contribuirão em nada para a soma. Até que valor de r devemos estender este intervalo? Até o valor que quisermos. Para não termos de especificar um certo valor, usamos o símbolo ∞ . Assim, podemos dizer que a probabilidade de encontrar o elétron no intervalo $0 \leq r < \infty$ tem de ser igual a 1.

Este último resultado, é claro, vale para qualquer outro estado do átomo. Para garantir que este resultado seja sempre obtido, ou seja, que as probabilidades somadas por todo o volume do átomo sejam iguais a 1, as autofunções têm de ser normalizadas. Para isso, cada uma delas é multiplicada por uma constante apropriada, chamada *constante de normalização*. Essas são as constantes $N_{n,l,m}$ que aparecem nas expressões das funções dadas anteriormente.

Se olharmos agora as distribuições radiais para os estados ψ_{2s} e ψ_{3s} , veremos que as distâncias para as quais a probabilidade de se encontrar o elétron é máxima aumentam com o valor de n . Isso parece fazer sentido porque, se aumentarmos o valor de n , a energia do elétron também aumentará e ele se sentirá menos atraído pelo núcleo, aumentando assim a probabilidade de se afastar mais do núcleo. Porém, veja que, se é verdade

que a distância para a qual a probabilidade é máxima aumenta com n , *aumenta também a probabilidade* de se encontrar o elétron em *regiões próximas ao núcleo*! Esse resultado é um exemplo, entre os muitos que ainda encontraremos, do comportamento surpreendente desses sistemas quânticos (átomos e moléculas), e serve para nos alertar do perigo de se utilizar um raciocínio simplista, tal qual o usado antes, calcado na nossa visão do mundo macroscópico, para tentar entender o mundo microscópico.

Após esta nossa discussão, examine cuidadosamente as distribuições radiais mostradas na **Figura 10.18** e veja se você concorda com as seguintes *conclusões gerais*:

a) para um dado valor do número quântico l , um aumento do valor de n causa um deslocamento do máximo da distribuição para maiores valores de r , e um aumento da probabilidade de o elétron ser encontrado em regiões mais próximas do núcleo (compare as curvas a , b e c e também as curvas d e e);

b) para um dado valor de n , um aumento do valor de l causa um deslocamento do máximo da distribuição para menores valores de r , e uma diminuição da probabilidade de o elétron ser encontrado em regiões mais próximas do núcleo (compare as curvas b e d e também as curvas e e f).



ATIVIDADE

9. Volumes do átomo

Estime os volumes do átomo de hidrogênio nos estados ψ_{2s} e ψ_{3d} .

RESPOSTA COMENTADA

Com base na **Figura 10.18**, podemos estimar o volume do átomo de hidrogênio no estado ψ_{2s} como sendo igual àquele de uma esfera de raio igual $11a_0$. Já no caso de o átomo se encontrar no estado ψ_{3d} , a mesma figura revela que o volume será o de uma esfera de raio aproximadamente igual a $20a_0$.

Não existe uma única maneira de se definir raio atômico e volume atômico. Vamos discutir este assunto mais adiante, no nosso curso. Porém, do exemplo anterior, deve estar claro para você que tanto o raio quanto o volume de um átomo dependem do estado em que ele se encontra. Normalmente, quando falamos de raio ou volume atômicos, estamos nos referindo *aos valores para o estado fundamental* do átomo.

O espectro do átomo de hidrogênio

Vamos examinar novamente o espectro do átomo de hidrogênio, imaginando que esteja correta a proposta de Bohr, segundo a qual a origem do espectro tem a ver com a mudança de estado do átomo.

Como já vimos, a resolução da equação de Schroedinger fornece um conjunto discreto de níveis de energia para o átomo sem que a quantização de energia seja imposta *a priori*. Os valores possíveis de energia são dados pela equação (12). De acordo com a proposta de Bohr, as frequências da radiação emitida ou absorvida pelo átomo seriam dadas por:

$$\nu_{fi} = (E_f - E_i) / h,$$

onde E_f e E_i são respectivamente as energias dos estados final e inicial do átomo. Fazendo uso da equação (12), obtemos:

$$\nu_{fi} = Rhc \left[-1/n_f^2 + 1/n_i^2 \right] \quad (21).$$

Se o átomo absorve energia, sua energia aumenta e conseqüentemente $n_f > n_i$. Ao contrário, se ele emite radiação, sua energia diminui e $n_f < n_i$.

Como, na ausência de qualquer campo externo, a energia do átomo de hidrogênio só depende do número quântico n , poderemos ter vários estados do átomo com o mesmo valor de energia. Quando isso acontece, dizemos que o estado é *degenerado* (no bom sentido). O número de estados possível com o mesmo valor de energia é chamado de *grau de degenerescência* do estado.

Partindo da expressão (12), podemos representar os níveis de energia do átomo de hidrogênio da maneira mostrada na **Figura 10.19**. Esta figura ilustra o que chamamos de *diagrama de níveis de energia*.

Esse tipo de diagrama é construído ordenando-se verticalmente os estados do sistema quântico, em ordem crescente de energia. Na **Figura 10.19**, para simplificar a notação, no lugar de $\psi_{n,l}$ estamos indicando os estados do átomo pelos valores de n e l . Desta forma, o estado ψ_{1s} aparece como $1s$ no diagrama, o estado ψ_{3d} como $3d$, e assim sucessivamente. Repare que, à medida que o número quântico n , aumenta, diminui a diferença entre os níveis de energia do átomo.

Nesse diagrama podemos também incluir informação sobre o grau de degenerescência de cada estado do sistema. Por exemplo, para $n = 2$, temos quatro estados (um do tipo s e três do tipo p) com a mesma energia. Dizemos então que este estado é tetra-degenerado. Não é difícil perceber que para um dado valor de n o átomo tem n^2 estados degenerados.

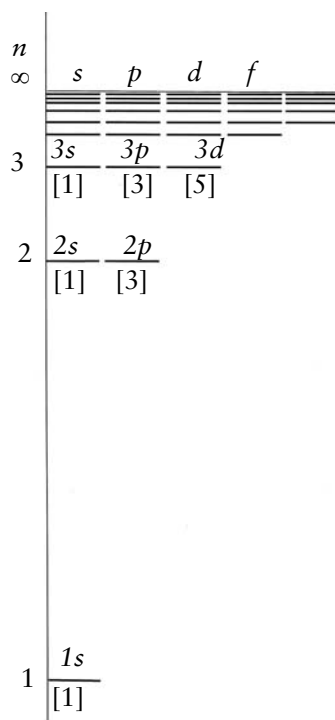


Figura 10.19: Diagrama de níveis de energia para o átomo de hidrogênio.

Agora, de acordo com a hipótese de Bohr, podemos, a partir desse diagrama de energia, determinar as frequências (ou os comprimentos de onda) que seriam observadas no espectro de emissão ($n_f < n_i$) ou no de absorção ($n_f > n_i$). Lembre-se de que os possíveis estados do átomo de hidrogênio são definidos pelos três números quânticos, n , l e m , mas que, na ausência de um campo magnético externo, a energia do átomo só depende do valor de n . Portanto, para haver emissão ou absorção de energia pelo átomo, o valor de n tem de mudar.

Por exemplo, poderíamos ter a transição entre o estado $\psi_{1,0,0}$ (ψ_{1s}) para o estado $\psi_{2,0,0}$ (ψ_{2s}), pela absorção de um fóton de energia $\Delta E = (E_{2s} - E_{1s})$, e frequência $\nu_{2s,1s} = \Delta E/h$, onde h é a constante de Planck. Mas, como os estados ψ_{2s} , ψ_{2px} , ψ_{2py} e ψ_{2pz} têm a mesma energia, a absorção do fóton com energia ΔE poderia, em princípio, provocar a transição do elétron do estado fundamental, ψ_{1s} , para qualquer um daqueles estados. É claro que, independente do estado final (ψ_{2s} , ψ_{2px} , ψ_{2py} ou ψ_{2pz}), a frequência da radiação emitida ou absorvida seria a mesma, e uma só linha seria observada nessa região do espectro ($\nu_{2s,1s} = \nu_{2px,1s} = \nu_{2py,1s} = \nu_{2pz,1s}$).

Outra possibilidade seria uma transição do estado fundamental para os estados ψ_{3s} , ψ_{3p} (3) e ψ_{3d} (5), todos com a mesma energia. Neste caso, deveríamos ver também uma única linha no espectro, na região correspondente à frequência $\nu_{3p,1s}$. Entretanto, esta linha deveria ser mais *intensa* do que aquela observada na região de frequência $\nu_{2s,1s}$, você concorda? Não? Mas veja o seguinte: no caso da primeira transição, temos *quatro possíveis estados finais* ($2s$, $2px$, $2py$ e $2pz$) com a mesma energia, enquanto para a segunda transição temos *nove estados finais com a mesma energia*. Portanto, a probabilidade de a transição ocorrer deveria ser menor para a primeira transição, ou seja, ela deveria ser menos intensa.

Bem, o que se observa experimentalmente é exatamente o contrário. A transição na frequência $\nu_{2p,1s}$ é mais intensa do que aquela observada na frequência $\nu_{3p,1s}$. Além disso, se contabilizarmos as transições entre todos os possíveis estados do átomo de hidrogênio, que diferem pelo valor do número quântico n , acabaremos com mais linhas do que as observadas no espectro do átomo.

Bohr percebeu claramente este problema durante o desenvolvimento do seu modelo e, para solucioná-lo, *inventou* certas *regras de seleção*. Ele não tinha nenhuma justificativa teórica para essas regras a não ser o fato de que, com elas, seu modelo previa o número correto de linhas observadas no espectro do átomo de hidrogênio. Essas regras impunham certas restrições a variações dos números quânticos.

Ao contrário, na Mecânica Quântica, essas regras *surgem naturalmente*, sem nenhuma imposição, a exemplo dos números quânticos. Segundo essas regras, uma transição entre os estados ψ_{n_i, l_i, m_i} e ψ_{n_f, l_f, m_f} , por absorção ou emissão de radiação eletromagnética, só pode ocorrer se:

$$\Delta n = n_f - n_i \quad \text{qualquer}$$

$$\Delta l = \pm 1$$

e

$$\Delta m = 0, \pm 1.$$

Segundo essas regras, a partir do estado fundamental ψ_{1s} ($l = 0$), por exemplo, só haveria possibilidade de excitar o átomo para estados do tipo ψ_{np} ($l = 1$), porquanto qualquer outra violaria a regra de seleção $\Delta l = \pm 1$.

ATIVIDADE



10. Radiação eletromagnética

A partir do estado $\psi_{3,1,-1}$ do átomo de hidrogênio, quais estados seriam acessíveis por emissão ou absorção de radiação eletromagnética?

RESPOSTA COMENTADA

Neste estado, temos $n = 3$, $l = 1$, $m = -1$. Como $\Delta l = \pm 1$, se l_i é igual a 1, l_f terá de ser 0 ou 2. Já o valor de m no estado inicial é -1. Segundo a regra de seleção, poderíamos ter o estado final com $m = -1$ ($\Delta m = 0$), ou $m = 0$ ($\Delta m = 1$), ou ainda $m = -2$ ($\Delta m = -1$). Não há restrição quanto ao valor de n . Podemos, então, representar os estados finais como $\psi_{n,0,0}$, $\psi_{n,2,-2}$, $\psi_{n,2,-1}$, $\psi_{n,2,0}$, para $n \neq 3$. Note que os estados $\psi_{n,0,-2}$, $\psi_{n,0,-1}$ não podem existir, pois o valor de l limita o valor de m , $m = 0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$. Quando $l = 0$, o único valor possível de m é 0.

Na **Figura 10.20**, mostramos um outro diagrama de níveis para o átomo de hidrogênio. Nesse diagrama, além dos níveis de energia do átomo, são mostradas algumas das *transições permitidas pelas regras de seleção*. As setas indicam os estados envolvidos na transição. O sentido das setas indica que as transições são todas de estados de maior energia para estados de menor energia ($n_f > n_i$). É claro que as *mesmas transições* são permitidas no sentido inverso ($n_i > n_f$).

Tanto as energias de transição quanto as energias dos estados do átomo estão expressas em cm^{-1} . Isso pode parecer estranho, mas lembre-se de que $\Delta E = h\nu = hc/\lambda$, onde λ é o comprimento de onda da radiação absorvida ou emitida na transição. Os espectroscopistas gostam muito de trabalhar com o *número de onda*, $\tilde{\nu}$, definido como o inverso do comprimento de onda. Assim, podemos também escrever $E = hc \tilde{\nu}$. Colocando $\tilde{\nu} = 1\text{cm}^{-1}$ na equação anterior e substituindo as constantes h e c pelos seus valores numéricos, obtemos $E = (6,626 \times 10^{-27} \text{ erg.seg.}) \times (2,9979 \times 10^{10} \text{ cm/seg}) \times (1\text{cm}^{-1})$ ou $E = 1,986 \times 10^{-16} \text{ erg}$.

Concluimos, então, que 1cm^{-1} é equivalente à uma energia igual a $1,986 \times 10^{-16} \text{ erg}$. Assim, podemos também expressar valores de energia em unidades de cm^{-1} .

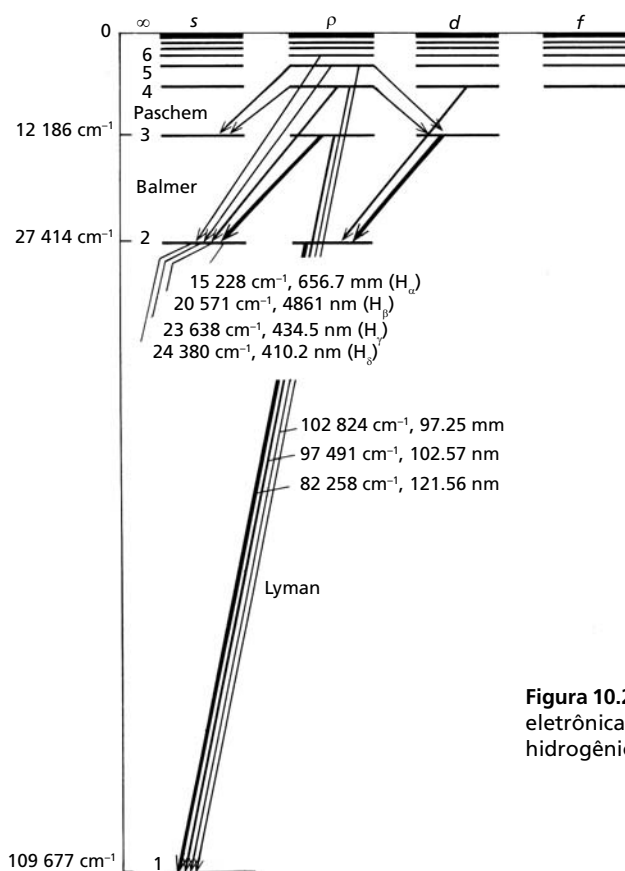


Figura 10.20: Algumas das transições eletrônicas permitidas no átomo de hidrogênio.

No diagrama estão indicados três conjuntos de transições, ou séries. Em um espectro de emissão ($n_f < n_i$), o que caracteriza uma série é o fato de o *número quântico do estado final* ser o mesmo, para todas elas. Já em um espectro de absorção ($n_f > n_i$), o número quântico do estado inicial é o mesmo para todas as transições da série. Por exemplo, a série de Balmer corresponde a um conjunto de transições de estados $np(n > 2)$ para o estado $2s$, e de estados $nd(n > 2)$ para o estado $2p$. Essas transições formam o *espectro visível* do átomo de hidrogênio (ver **Figura 4** da Aula 9), já que o comprimento de onda da radiação emitida nessas transições está na região visível do espectro eletromagnético. Os valores dos comprimentos de onda estão indicados no diagrama, em nanômetros (nm).

A série de Lyman é formada por transições dos estados np ($n > 1$) para o estado fundamental do átomo, o estado $1s$. Essas transições ocorrem com emissão ou absorção de radiação na região do *ultravioleta* do espectro eletromagnético.

A série de Paschen corresponde a transições dos estados np ($n > 3$) para os estados $3s$ e $3d$, com absorção ou emissão de energia na região do *infravermelho* do espectro eletromagnético.

Voltemos às regras de seleção. Talvez você esteja estranhando uma coisa. Há pouco dissemos que, para haver emissão ou absorção de energia pelo átomo, o valor de n teria de mudar. No entanto, a regra de seleção para o número quântico n não exclui a possibilidade de $\Delta n = 0$! Como entender uma transição com $\Delta n = 0$?

A resposta é simples. Para um átomo isolado, como já vimos, a energia só depende do valor de n . Entretanto, como mostraremos mais adiante, na presença de um campo magnético, constante e de intensidade \vec{B} (campo elétrico e campo magnético são grandezas vetoriais, como veremos mais adiante), os níveis de energia passam também a depender do número quântico m :

$$E_{n,l,m} = - \frac{Rhc}{n^2} + m\mu_B |\vec{B}| \quad (22),$$

onde μ_B é uma constante. Dessa forma, poderemos ter uma transição entre dois estados como o mesmo valor de n , mas diferentes valores de m .

A Figura 10.21 ilustra o efeito de um campo externo, \vec{B} , constante, em alguns dos níveis de energia do átomo de hidrogênio. É claro que só os estados para os quais $m \neq 0$ terão sua energia alterada pela presença do campo externo (compare com o diagrama da Figura 10.19).

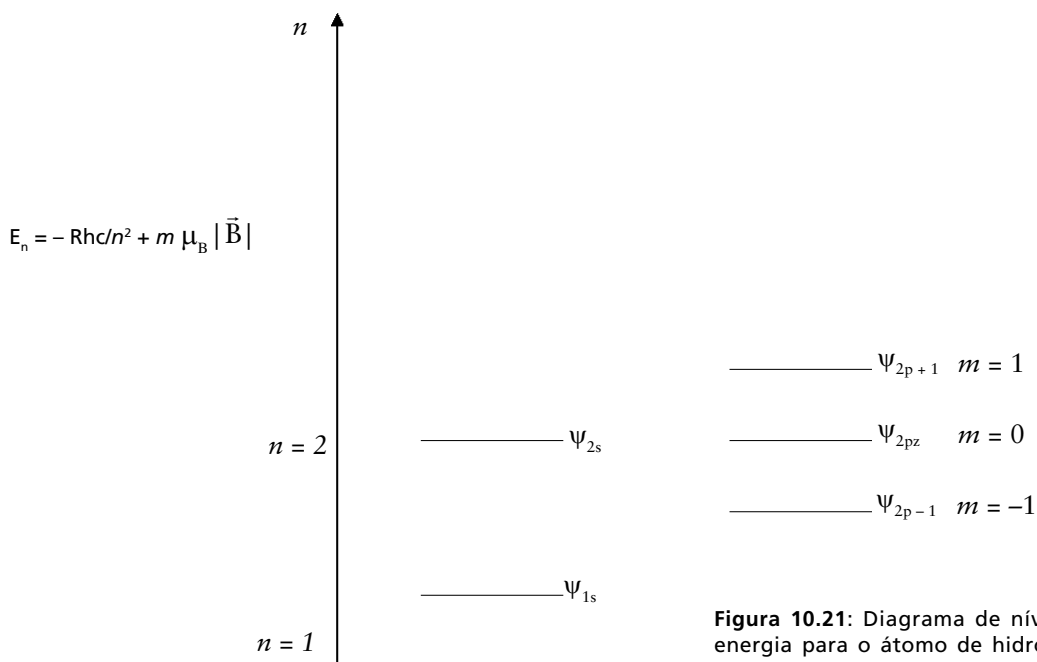


Figura 10.21: Diagrama de níveis de energia para o átomo de hidrogênio na presença de um campo magnético constante de intensidade \vec{B} .

Assim, na presença do campo, poderemos provocar uma transição entre os estados ψ_{2s} e ψ_{2p+1} ou ψ_{2p-1} , por exemplo.



ATIVIDADE

11. Frequências de transição

Qual a frequência da radiação emitida ou absorvida pelo átomo nas transições entre os estados ψ_{2s} e ψ_{2p+1} ou ψ_{2p-1} ?

RESPOSTA COMENTADA

Quando o sistema passa do estado ψ_{2s} para o estado ψ_{2p+1} , a energia aumenta de $\mu_B |\vec{B}|$, uma vez que a variação do número quântico m é igual a 1. Portanto, essa energia é absorvida pelo sistema. Para obter a frequência, basta dividir este valor por h . Por outro lado, quando o sistema passa do estado ψ_{2s} para o estado ψ_{2p-1} , a energia de transição é de $-\mu_B |\vec{B}|$, uma vez que a variação do número quântico m é igual a -1. O sinal menos indica que a energia diminui, ou seja, é emitida pelo sistema. Do mesmo modo que antes, para obter a frequência basta dividir este valor por h .

Para finalizar esta seção, vamos comparar o espectro de emissão do átomo de hidrogênio, na região correspondente à transição do estado ψ_{2p} para o estado fundamental, ψ_{1s} , na ausência e na presença do campo (Figura 10.22). Como já vimos, na ausência do campo os três estados ψ_{2p} (ψ_{2p-1} , ψ_{2p0} e ψ_{2p+1}) são *degenerados*, isto é, têm a mesma energia. Portanto, a transição de qualquer um deles para o estado fundamental ocorre com a emissão de uma mesma quantidade de energia, o que significa que só uma frequência é observada nessa região do espectro. Por outro lado, na presença do campo externo, os estados passam a ter energias diferentes, isto é, eles deixam de ser degenerados. E, de acordo com as regras de seleção, poderá haver transição entre cada um dos estados ψ_{2p} para o estado fundamental ψ_{1s} . Como os estados ψ_{1s} e ψ_{2p0} não mudam de energia na presença do campo (por quê?), uma das transições ocorrerá exatamente na mesma frequência observada na ausência do campo (ν_0). As setas pontilhadas indicam os estados envolvidos na transição.

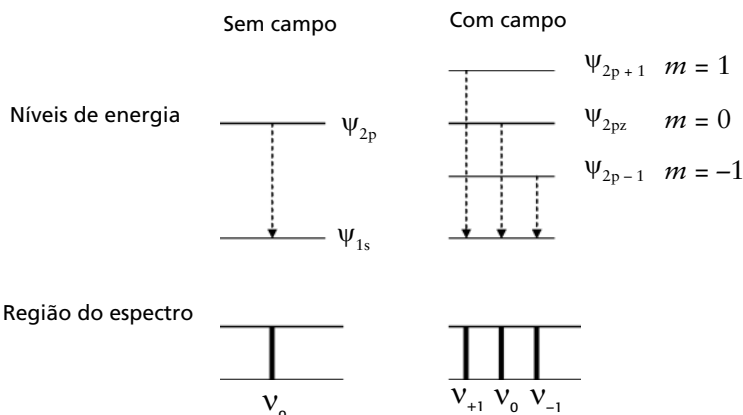


Figura 10.22: Espectro de átomo de hidrogênio, na região da transição entre os estados ψ_{2p} e ψ_{1s} , na presença e na ausência de campo magnético externo.

**ATIVIDADE****12. Frequências $n+1$ e $n-1$**

Qual o valor das frequências ν_{+1} e ν_{-1} ? Expresse seu resultado em função de ν_o .

RESPOSTA

$$\nu_{+1} = \nu_o + \mu_B |\vec{B}|$$

$$\nu_{-1} = \nu_o - \mu_B |\vec{B}|$$

Este efeito do campo externo sobre os espectros atômicos, conhecido como *efeito Zeeman*, foi descoberto por Zeeman muito antes (1896) do advento do modelo de Bohr e do desenvolvimento da Mecânica Quântica.

Testes e previsões

Embora tenhamos omitido os detalhes matemáticos, o modelo de Schroedinger foi capaz, até o momento, de fornecer uma descrição absolutamente correta das propriedades do átomo de hidrogênio. Portanto, até agora, ele passou por todos os testes a que foi submetido. E quanto ao seu poder de previsão?

Bem, com relação ao espectro do átomo de hidrogênio, não podemos dizer que o modelo de Schroedinger *previu* corretamente os resultados, pois eles já eram conhecidos muito antes da invenção da mecânica quântica. Por outro lado, contrariamente a Bohr, que desenvolveu seu modelo, introduzindo hipóteses e regras, de forma que ele reproduzisse os resultados experimentais corretos, Schroedinger buscou uma nova equação que descrevesse o comportamento dos sistemas microscópicos. E, ao aplicar sua equação ao átomo de hidrogênio, obteve, *sem nenhuma imposição*, o espectro correto do átomo, bem como todas as regras de seleção que Bohr havia introduzido. Portanto, podemos dizer que as *regras de seleção e os números quânticos* são, sem dúvida, previsões do modelo de Schroedinger.

Além disso, a resolução da equação de Schroedinger para um sistema quântico nos fornece, como *bônus* adicional, as autofunções, a partir das quais podemos calcular qualquer propriedade do sistema em estudo. Assim, várias propriedades do átomo de hidrogênio, puderam ser calculadas, e seus valores corretamente *previstos*, a partir das suas autofunções.

Tem mais uma *previsão*, extremamente importante, que pode ser feita a partir da equação de Schroedinger. Como já discutido, Bohr propôs que os espectros atômicos se originavam da mudança de estado do átomo, sob ação de uma perturbação externa (descarga elétrica, radiação eletromagnética etc.). Além disso, *para dar conta das observações experimentais*, Bohr propôs que essas transições só poderiam ocorrer quando o átomo absorvesse ou emitisse uma quantidade de energia igual à *diferença de energia* entre dois estados do átomo. Essa regra ficou conhecida como a regra de *frequência de Bohr*, $\nu_{fi} = (E_f - E_i)/h$, onde ν_{fi} é a frequência da radiação absorvida ou emitida pelo átomo, E_f e E_i as energias dos estados envolvidos na transição, e h a constante de Planck.

A proposta de Bohr se justificava porque, a partir dela, ele conseguia explicar corretamente as observações experimentais. Por outro lado, se a equação de Schroedinger descreve corretamente o comportamento do mundo microscópico, a partir dela deveria ser possível *prever* que, sob ação de uma perturbação externa, o átomo pode mudar de estado, por absorção ou emissão de energia. Pois bem, é isso mesmo que acontece.

Suponhamos um sistema quântico (átomo, molécula), inicialmente no estado de energia E_i , sob ação, por exemplo, de radiação eletromagnética de frequência ν , variável. Se resolvermos a equação de Schroedinger para este sistema descobriremos que, após certo tempo t , ele terá *uma probabilidade* de ser encontrado no estado de energia E_f . E mais: essa *probabilidade será máxima* quando a frequência da radiação for igual a $\nu_{fi} = (E_f - E_i)/h$! Incrível, não é? Portanto, a partir da equação de Schroedinger podemos *prever* que a perturbação externa provocará mudança de estado (transição) e em que condições esta transição ocorrerá *com a maior probabilidade*.

Quer mais? Vamos em frente. Quando excitamos um átomo, ele não fica muito tempo no estado excitado, como já discutimos em aulas passadas. Espontaneamente, ele se livra do excesso de energia, por

exemplo, emitindo radiação eletromagnética. O tempo em que o átomo permanece num determinado estado excitado é chamado de tempo de vida, e cada estado excitado tem seu tempo de vida próprio. Pois bem, se acompanharmos, através da equação de Schroedinger, a evolução temporal do sistema quântico sob ação da perturbação externa, veremos que, após um tempo *num determinado estado excitado, a probabilidade de o sistema permanecer naquele estado diminui drasticamente*, chegando praticamente a zero. Isso significa dizer que, decorrido aquele tempo, o sistema muda espontaneamente de estado. E o *tempo de vida* de cada estado excitado, algo nada trivial de ser medido, pode ser calculado, a partir das autofunções da equação de Schroedinger.

Por tudo que foi visto, creio que você irá concordar comigo que a mecânica quântica, desenvolvida a partir da equação de Schroedinger, constitui-se num instrumento extremamente poderoso de investigação do mundo microscópico. É a partir dela que poderemos achar as respostas para muitas das perguntas que formulamos anteriormente, e outras mais que iremos nos fazer ao longo do curso.

Mais uma surpresa

Vamos finalizar esta aula com mais uma, entre as várias surpresas, que o mundo microscópico nos reserva, reexaminado o espectro do átomo de hidrogênio, na região da transição entre os estados ψ_{1s} e ψ_{2p} . Como já vimos, na ausência de qualquer perturbação externa, os três estados ψ_{2p} ($m = -1, 0, +1$) são degenerados e, portanto, só deveríamos observar uma *única linha* nessa região do espectro, correspondente à frequência $\nu_{1s,2p} = \Delta E_{1s,2p} / h$. Isso é exatamente o que se observa se a experiência for realizada com um equipamento de *baixa resolução espectral*, ou seja, com baixa capacidade de separar, distinguir, duas frequências muito próximas.

Entretanto, para nossa grande surpresa, se esta mesma experiência for realizada com um aparelho de *alta resolução*, veremos **duas linhas**, muitíssimo próximas, como mostrado, de forma bem exagerada, na figura a seguir. No espectro em alta resolução as frequências estão deslocadas de $\pm \delta\nu$, em relação ao valor da frequência observada em baixa resolução. E agora? Como explicar essa observação?

Figura 10.23: Espectro do átomo de hidrogênio, na região de frequência correspondente a transição entre os estados ψ_{1s} e ψ_{2p} , em alta e baixa resolução.



Se a cada linha do espectro corresponde uma transição entre dois estados distintos do átomo, deveria existir um outro estado do átomo de hidrogênio com energia *muitíssimo próxima* do estado ψ_{2p} . Mas, de acordo com o modelo de Schroedinger, isso é impossível, uma vez que os estados excitados mais próximos do ψ_{2p} teriam energia muito maior (veja **Figura 10.19**).

Para explicar essa observação, Pauli sugeriu a existência de um quarto número quântico, que, para cada elétron, só poderia assumir dois valores, $\pm 1/2$, e sem nenhuma relação com os outros três números quânticos. Mas qual o significado deste quarto número quântico? Sabemos que o número n está associado à energia do estado, que l quantiza o momento angular e que m determina a variação dos níveis de energia do átomo na presença de um campo magnético externo, constante.

Pauli não tinha a menor idéia de como relacionar este quarto número quântico, m_s , com alguma propriedade do átomo ou do elétron. Mas, ao introduzi-lo, ele abria a possibilidade da existência de novos estados do átomo, que seriam agora caracterizados por quatro números quânticos (n, l, m e m_s). Dessa forma, poderíamos ter os estados $\psi_{n,l,m,1/2}$ e $\psi_{n,l,m,-1/2}$, possivelmente muito próximos em energia.

Numa tentativa de associar este quarto número quântico a uma propriedade do átomo, Uhlenbeck e Goudsmit propuseram que o elétron teria um movimento de rotação em torno de um eixo próprio, movimento esse que eles denominaram de *spin*. Assim, *na visão clássica*, além do momento angular devido à sua rotação em torno do núcleo (*momento angular orbital*), o elétron possuiria uma *fonte adicional de momento angular*, proveniente da rotação em torno de um eixo próprio, que Uhlenbeck e Goudsmit chamaram de momento angular de spin, que representaremos por s . Dessa forma, o momento angular total do elétron seria uma combinação desses dois momentos.

Na próxima aula, vamos aprender como combinar diferentes fontes de momento angular, para obter o momento total, j . Por hora, vou adiantar o resultado, usando como exemplo o cálculo do momento angular total do elétron no átomo de hidrogênio. Para um elétron num estado caracterizado pelo número quântico l , os possíveis valores do *número quântico j , associado ao momento angular total*, são:

$$j = l + s, (l + s) - 1, (l + s) - 2 \dots, |l - s| \quad (23),$$

onde s só pode ser igual a $\frac{1}{2}$. E os possíveis valores (equação 4) do momento angular total, J , são:

$$J = \frac{h}{2\pi} \sqrt{j(j+1)}$$

Não temos como obter este *número quântico* de spin da equação de Schroedinger. Entretanto, é de fundamental importância incluí-lo na nossa descrição do mundo microscópico, pois sem considerá-lo não temos como explicar nem mesmo o espectro do átomo mais simples, o de hidrogênio. Isso significa dizer que o modelo de Schroedinger está errado? Errado, não, mas incompleto. Porém, identificado o *spin* como uma fonte adicional de momento angular do elétron, podemos facilmente incorporá-lo ao modelo de Schroedinger e prosseguir com a nossa discussão do mundo microscópico, baseada neste modelo. Por exemplo, o espectro do átomo de hidrogênio pode ser entendido a partir dos estados obtidos da solução da equação Schroedinger, corrigindo o momento angular do elétron, para se levar em conta o momento de spin, como mostrado na **Figura 10.24**.

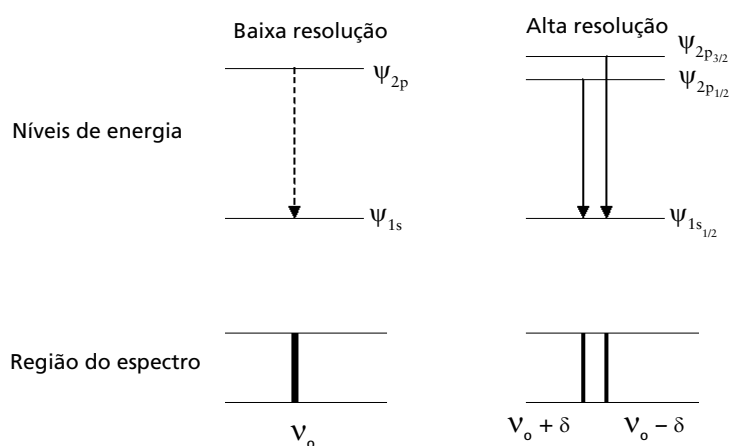


Figura 10.24: Modificações causadas pelo *spin* eletrônico, no espectro do átomo de hidrogênio, na região da transição entre os estados ψ_{2p} e ψ_{1s} .

Note que, ao incluir o *spin* na nossa descrição, teremos que alterar a notação usada para designar os estados do átomo, de forma a levar em conta este momento intrínseco do elétron. Isto pode ser feito, incorporando-se o valor do *número quântico* j ao símbolo representativo do estado do átomo.

Por exemplo, no estado ψ_{1s} , o elétron possui momento angular igual a zero (s significa $l = 0$) e o momento angular total só pode ser $j = l + s = 0 + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$. Assim, ao incluirmos o *spin*, esse estado passa a ser designado como $\psi_{1s\frac{1}{2}}$.

Já no caso do estado ψ_{2p} , temos $l = 1$ e de acordo com a equação (23), podemos ter: $j = 1 + \frac{1}{2} = \frac{3}{2}$ ou $j = (1 + \frac{1}{2}) - 1 = \frac{1}{2}$. Assim, ao incluirmos o *spin*, passamos a ter dois estados, muito próximos em energia, designados como $\psi_{2p\frac{3}{2}}$ e $\psi_{2p\frac{1}{2}}$, respectivamente.

O que é o *spin* eletrônico?

Vamos concluir esta aula falando um pouco sobre o *spin* eletrônico. Lamentavelmente este importantíssimo conceito é transmitido de forma *errada* em grande parte da literatura. Por essa razão, deixei para o final a discussão sobre o *spin*.

Como mencionei anteriormente, ao propor a existência de um *quarto número quântico*, Pauli não tinha idéia a que propriedade do sistema ele poderia ser associado. Tanto é que definiu o *spin* como sendo “uma propriedade sem descrição clássica possível e duplamente valorada ($\pm 1/2$) do elétron”. Por outro lado, Uhlenbeck e Goudsmit, ainda presos à visão clássica, imaginaram o movimento de rotação do elétron em torno de um eixo próprio, como a única alternativa possível para gerar uma fonte adicional de momento angular. Com isso, eles poderiam entender os detalhes dos espectros atômicos, quando observados em alta resolução.

Infelizmente, a idéia de que o *spin* tem alguma coisa a ver com o movimento de rotação do elétron em torno de um eixo próprio está *totalmente errada*. Se calcularmos o momento angular proveniente deste tipo de movimento, o resultado é *muito diferente* do obtido experimentalmente.

Então, qual a origem desse momento angular adicional? Não tenho a menor idéia. Nem eu, nem ninguém, se isso serve de consolo.

Só sabemos que essa fonte adicional existe e que o *spin* tem que ser levado em consideração para que possamos entender o comportamento de átomos e moléculas.

Esta história do *spin* é mais um exemplo dos problemas que podemos criar ao tentar fazer analogias entre o comportamento dos sistemas quânticos e dos sistemas clássicos. Quer mais um exemplo? Quanto vale o momento angular de um elétron no estado fundamental do átomo de hidrogênio, $\psi_{1s1/2}$? Vale zero (veja a equação 13). Na verdade, ele é igual a zero para qualquer estado do tipo s ($l = 0$). Mas, se insistirmos em olhar o átomo com nossa visão clássica, como entender que o elétron esteja circulando em torno do núcleo, mas com momento angular nulo? Não dá, não é?

Como você vê, temos realmente que fazer um esforço para nos abstrairmos dos nossos conceitos clássicos ao examinarmos o comportamento do mundo microscópico.

ATIVIDADE FINAL

Indique as principais diferenças entre o modelo de Bohr e o modelo de Schroedinger.

RESPOSTA COMENTADA

No modelo de Bohr, os elétrons se movem em órbitas bem definidas em torno do núcleo. A quantização (discretização) é imposta. No modelo de Schroedinger, não há sentido em se falar de órbitas; na verdade, toda a informação sobre a trajetória é perdida, podendo-se falar apenas em termos de probabilidades. A quantização surge naturalmente da resolução da equação de Schroedinger.

RESUMO

O modelo de Schroedinger é o melhor modelo que já se desenvolveu para o átomo. A partir desse modelo, as propriedades atômicas, e também as moleculares, podem ser explicadas. O modelo, no entanto, é bastante abstrato e a sua compreensão e uso exigem um certo esforço, principalmente no sentido de evitar comparações entre o comportamento dos sistemas quânticos, tal como previsto pelo modelo, e o comportamento dos sistemas macroscópicos. Contrariamente ao modelo de Bohr, a quantização da energia e de outras propriedades, surge naturalmente da resolução da equação de Schroedinger. O modelo nos permite também entender a origem dos espectros atômicos. Em princípio, a resolução da equação de Schroedinger fornece, além da energia dos possíveis estados do sistema, funções de onda que contêm todas as informações sobre o sistema quântico. Entretanto, essas funções de onda têm caráter probabilístico. Isto significa que não podemos prever, com exatidão, o resultado da medida de qualquer propriedade do sistema, mas somente a probabilidade de se obter um determinado valor desta propriedade.

Química I

Referências

Aula 1

RUSSELL, John B. *Química geral*. São Paulo: McGraw-Hill do Brasil, 1981. Cap. 1.

Aula 2

RESNICK, Robert; HALLIDAY, David; KRANE, Kenneth S. *Física*. 3. ed. Rio de Janeiro: LTC, 1994. v. 1: mecânica. Cap. 1 e 3.

Aula 3

RUSSELL, John B. *Química geral*. São Paulo: McGraw-Hill do Brasil, 1981. Cap. 2.

Aula 4

RUSSELL, John B. *Química geral*. São Paulo: McGraw-Hill do Brasil, 1981. Cap. 3.

Aula 5

RESNICK, Robert; HALLIDAY, David; WALKER, Jearl. *Fundamentos de física*. 4. ed. Rio de Janeiro: LTC, 1993. v. 3. Cap. 23.

Aula 6

RESNICK, Robert; HALLIDAY, David; WALKER, Jearl. *Fundamentos de física*. 4. ed. Rio de Janeiro: LTC, 1993. v. 3. Cap. 23.

Aula 7

RUSSELL, John B. *Química geral*. São Paulo: McGraw-Hill do Brasil, 1981.

Aula 8

RUSSELL, John B. *Química geral*. São Paulo: McGraw-Hill do Brasil, 1981.

Aula 9

RUSSELL, John B. *Química geral*. São Paulo: McGraw-Hill do Brasil, 1981.

KARPLUS, M.; PORTER, R. N. *Atoms and molecules*. New York: W. A. Benjamin, 1970.

PAULING, L.; WILSON, E. B. *Introduction to quantum mechanics*. New York: McGraw-Hill, 1935.

ISBN 978-85-7648-362-5



9 788576 483625



UENF
Universidade Estadual
do Norte Fluminense



Universidade Federal Fluminense



SECRETARIA DE
CIÊNCIA E TECNOLOGIA

Ministério
da Educação

