

LINHAS ESPECTRAIS - O MODELO ATÔMICO DE BOHR

MODELO ATÔMICO DE BOHR

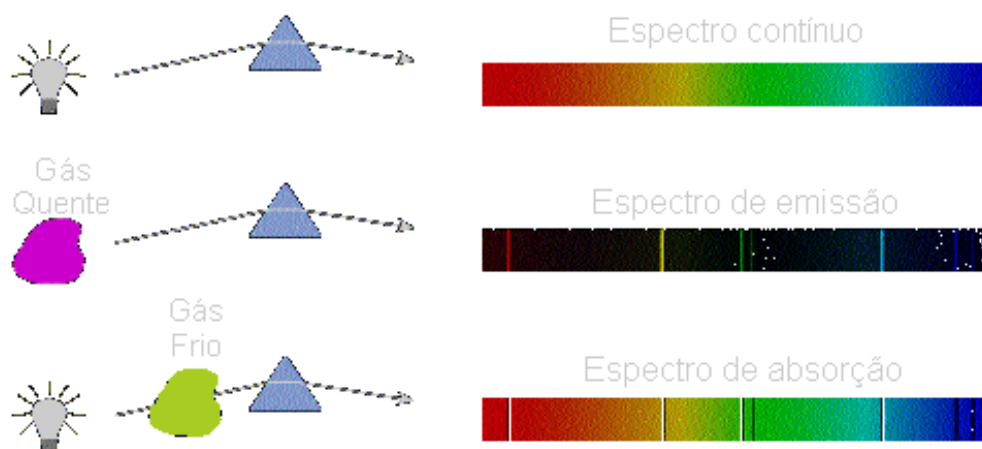
Retomando os Espectros de Emissão e Absorção

Imagine uma panela sobre o fogão apagado, contendo água: de que maneira você poderia descobrir se esta água acabou de ser colocada ali, ou se acabou de ser fervida e se encontra em uma alta temperatura? O jeito mais fácil de responder isso é colocando o dentro da panela – o que está longe de ser uma atitude inteligente, pois se a água tiver sido fervida, a sensação da descoberta não será muito agradável: o melhor mesmo é agir de maneira *indireta* e não interagir com a água na panela diretamente, mas procurar algum indício capaz de indicar o que você quer descobrir. No caso, se a água estiver a uma temperatura muito alta, provavelmente ainda estará evaporando; basta posicionar a mão sobre a panela e sentir a temperatura do ar.

O uso de métodos indiretos na busca de respostas, não só pode evitar que você se machuque, como também pode apontar qual a abordagem correta para se abordar um assunto, chegando mais facilmente à resposta correta. Para você, e para os cientistas também: como fazer para descobrir quais os elementos químicos contidos em uma substância?

Atualmente, você pode simplesmente perguntar para o seu professor de Química, mas no século XIX isso podia não dar muito certo: como saber se a resposta estaria correta? Esse é um exemplo de problema resolvido com uma abordagem indireta, cuja resposta teve início em 1856, quando o químico alemão Robert Wilhelm Bunsen (1811-1899) inventou um bico de gás de chama é incolor, até hoje muito utilizado nos laboratórios de química - e que é chamado de “bico de Bunsen”. Em seus trabalhos, Bunsen percebeu que quando um elemento químico era colocado sobre a chama do gás, emitia algumas cores. Como a chama do gás era (e é) incolor, as cores emitidas eram as da substância e não as da chama. Kirchoff, na época um seguidor das idéias de Bunsen, sugeriu que as cores seriam mais bem distinguidas se passassem por um prisma e, com isso, eles descobriram que cada elemento gerava uma série de linhas diferentes. “Linhas”, porque os gases quentes observados por Kirchoff e Bunsen não emitiam um espectro contínuo, mas linhas brilhantes coloridas: embora um átomo só emita um comprimento de onda, muitos átomos comprimidos juntos num material emitem radiação formando uma série de *linhas*; mostrando que seria possível identificar os elementos constituintes de um material através da análise dessas linhas, desde que se pudesse identificar as linhas coloridas com os elementos químicos que as emitiam.

De suas experiências, Kirchoff formulou as três leis empíricas da espectroscopia, para determinar a composição de uma mistura de elementos:



Fonte: <http://astro.if.ufrgs.br/rad/espec/espec.htm>

1. Um corpo opaco quente, sólido, líquido ou gasoso, emite um espectro contínuo.
2. Um gás transparente produz um espectro de linhas brilhantes (de emissão). O número e a posição destas linhas dependem dos elementos químicos presentes no gás.
3. Se um espectro contínuo passar por um gás à temperatura mais baixa, o gás frio causa a presença de linhas escuras (absorção). O número e a posição destas linhas dependem dos elementos químicos presentes no gás.

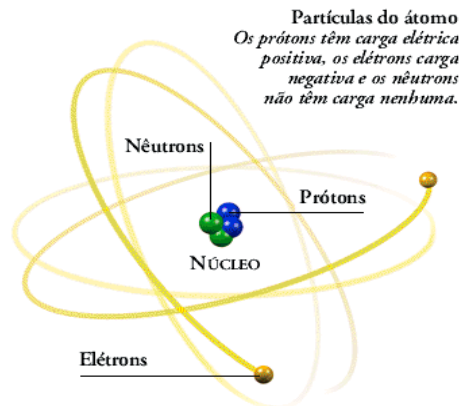
Você consegue imaginar a importância dessa descoberta e suas conseqüências? Para se ter idéia, quase toda a informação que temos hoje sobre as propriedades físicas das estrelas (como temperatura, densidade e composição) foi obtida direta ou indiretamente através do estudo de seus espectros. A observação dos espectros estelares tomou

impulso pouco depois das descobertas de Kirchoff e Bunsen, em 1860 com Giovanni Battista Donati (1826-1873) em Florença. Em 1862, o astrônomo sueco Anders Jonas Ångström (1814-1874), aumentou a precisão de medida do comprimento de onda, identificando as linhas de hidrogênio no Sol (a identificação do elemento Hidrogênio já havia sido feita em 1766 pelo físico e químico inglês Henry Cavendish (1731-1810)). Em 1868, o astrônomo inglês Sir Joseph Norman Lockyer (1836-1920) descobriu uma linha inexplicado no espectro do Sol, que identificou com um novo elemento químico, o Hélio (do grego *helios*, “Sol”), cuja existência na Terra somente foi descoberta 27 anos mais tarde, pelo químico inglês Sir William Ramsay (1852-1916). Hoje sabemos que o hélio é o segundo elemento mais abundante no Universo, sendo que o primeiro é o hidrogênio.

Tudo isso obtido a partir da criação de um bico de gás com chama incolor. Mas as implicações desta invenção ainda não acabaram – e causariam uma boa dor de cabeça para muita gente...

A Origem das Linhas Espectrais: Átomos e Luz

A base para a compreensão da formação dos espectros só foram estabelecidas no início do século XX, na medida em que os cientistas começaram a avançar mais em sua busca para aprender mais sobre a estrutura dos átomos e a natureza da luz. Em 1909, Ernest Rutherford (1871-1937), auxiliado por Hans Geiger (1882-1945) e Ernest Marsden (1889-1970), bombardeou íons de hélio (hoje conhecidos como “partículas alfa”): esse experimento demonstrou que os átomos são compostos de um pequeno núcleo, com carga elétrica positiva, rodeado por uma nuvem de elétrons, com carga elétrica negativa, mas os elétrons não poderiam estar parados, senão cairiam em direção ao núcleo devido à atração coulombiana, certo? Para solucionar essa questão, Rutherford propôs que os elétrons deveriam girar em órbitas circulares ao redor do núcleo.



Fonte: <http://www.algosobre.com.br/img2/Image195.gif>

Uma Nova Fronteira para a Física Atômica

O modelo proposto por Rutherford, apesar de baseado em observações experimentais e ser muito bem elaborado, não resolvia os problemas encontrados pela Teoria Eletromagnética Clássica. Vamos explicar: de acordo com a teoria clássica do eletromagnetismo, um elétron em órbita (portanto, em movimento) deveria emitir radiação, cuja frequência mudaria quando o elétron perdesse energia. Com isso, eventualmente, o elétron iria perdendo energia e percorrer um caminho em espiral até colidir com o núcleo do átomo e aí... bem, aí ninguém sabia explicar o que aconteceria.

Pois é o modelo atômico de Rutherford não se mostrou lá muito satisfatório. Na verdade, era até mesmo um pouco confuso, mas não por levantar uma questão para a qual ninguém sabia a resposta (a esta altura, você já deve ter percebido que os físicos adoram perguntas aparentemente sem respostas!), e sim por não ser capaz de explicar os fenômenos observados na natureza. Claro que naquele tempo não existiam instrumentos capazes de observar diretamente um átomo para descrever seu comportamento, então, como sabemos que o modelo de Rutherford não era capaz de descrevê-lo com perfeição?

Bem, cá estamos nós, novamente de volta ao bom e velho uso das medidas indiretas para desvendar um mistério: se por um lado não era possível identificar o comportamento de um único átomo isolado, lembre-se que a matéria é constituída de átomos, portanto, para saber, por exemplo, se a radiação emitida pelo elétron mudaria de frequência com o tempo, bastou prestar atenção em materiais que brilhassem no escuro e perceber que eles não mudavam de cor. Os materiais também não explodem simplesmente a torto e a direito, tampouco desaparecem. Além disso, o estudo dos espectros de emissão (está lembrado?) mostrou que os átomos emitem radiação somente em certos comprimentos de onda específicos de cada elemento - e não em todos os comprimentos de onda. Na verdade, o que percebemos é que a Física Clássica não era capaz de explicar o comportamento de um átomo.

O Mistério das Linhas Espectrais e o Modelo Atômico de Bohr

Na tentativa de descrever a estrutura atômica utilizando a física clássica, os pesquisadores se depararam com uma fronteira, além da qual as leis que descrevessem o movimento deveriam ser diferentes daquelas propostas por Newton. É exatamente isso o que você entendeu: o que os cientistas descobriram é que a Física que todos conheciam e

a qual estavam acostumados, não era o suficiente para descrever totalmente a natureza. Existia um limite, além do qual seria necessário desenvolver uma nova física, mais adequada ao desenvolvimento de modelos capazes de descrever o comportamento da natureza. Mas estamos no início do Século XX e Sir Isaac Newton já estava morto há muito, muito tempo: quem seria capaz de formular essas novas leis, capazes de descrever o movimento e o comportamento dos átomos e elétrons? Este não seria o trabalho de apenas um homem: mais uma vez, foi necessário “subir em ombros de gigantes” para se poder formular as leis do movimento.

Trabalhando após Rutherford, um brilhante físico teórico dinamarquês, o jovem Niels Bohr, resgatou o modelo atômico ao propor que um elétron em órbita, apesar de ser uma carga acelerada, necessariamente não emitiria energia. Mas em que “ombros” ele subiu para enxergar essa idéia?

No final do século XIX, a cadeira de Física Teórica da Universidade de Berlim era ocupada por Max Planck (1858-1957), que em 1900 apresentou um trabalho que permitia compreender melhor os fenômenos de absorção e radiação em um *corpo negro*, e que deu a Niels Bohr seu ponto de partida. Para Planck, a matéria, ao emitir ou absorver radiação, não o fazia de modo contínuo (como até então se pensava), mas ao contrário, em discretos *feixes* ou *pacotes* de energia, aos quais atribuiu o nome de **quantum**, considerando que a energia (na absorção ou emissão) deveria ser diretamente proporcional à frequência da radiação multiplicada por uma constante, de valor igual a $6,63 \times 10^{-34}$ J/s. Essa constante recebeu o nome de “constante de Planck” e é representada pela letra **h**, de forma que no processo de absorção/emissão de radiação pela matéria,

$$E=h.f$$

Baseando-se nas idéias de Planck, Bohr foi capaz de propor um novo modelo atômico, capaz de responder as perguntas que não eram solucionadas pelo modelo de Rutherford. Ele sabia que os elétrons que circulam próximo ao núcleo de um átomo (percorrendo, portanto, pequenas órbitas) possuem menos energia que os elétrons que percorrem órbitas maiores, já que um elétron que esteja próximo ao núcleo é mais fortemente atraído por ele do que um outro que esteja mais distante. Assim, é necessário o emprego de uma certa quantidade de energia para mover um elétron de uma órbita menor, para outra maior.

Bohr raciocinou que a diferença de energia entre as órbitas menores e maiores deveria estar relacionada, de algum modo, com os discretos *feixes* (ou **quanta**) de energia propostos por Planck, o que o levou a concluir que um elétron poderia ocupar apenas certas órbitas precisas (ou níveis de energia) ao redor do núcleo de um átomo; ou seja, os elétrons não poderiam percorrer suas órbitas a qualquer distância do núcleo, mas apenas naquelas distâncias que correspondessem a determinados níveis de energia.

Para o átomo de hidrogênio (o mais simples de todos os átomos conhecidos), Bohr previu que os raios (distância em relação ao núcleo) das órbitas permitidas para o elétron eram dadas por uma equação que a relacionava diretamente com o número da órbita. Assim, com o raio dependendo do quadrado do número da órbita, a distância para as órbitas sucessivas cresceria rapidamente. Como, teoricamente, não haveria um limite para o número de órbitas possíveis, Bohr desenvolveu uma outra equação para prever a velocidade que o elétron possuiria em cada órbita, e também descobriu um meio de calcular a **energia** do elétron em cada orbital: uma função entre a velocidade do elétron e a atração entre ele e o núcleo (que, de acordo com a lei de Coulomb, depende do quadrado da distância entre os dois). Desta forma, Bohr foi capaz de prever os níveis de energia para cada órbita permitida ao elétron de um átomo de hidrogênio.

Ao calcular os possíveis níveis de energia do elétron de hidrogênio, Bohr foi capaz de explicar as frequências específicas de variação que podem ser detectadas quando o átomo de hidrogênio está sob constante bombardeio de elétrons em movimento, pois um elétron livre poder eventualmente colidir com um elétron em órbita, transferindo-lhe energia durante a colisão e talvez até mesmo arrancá-lo de sua órbita (como em uma batida de carros, em que um carro atravessando um cruzamento é atingido por outro em grande velocidade). A pergunta, então, é: o quanto de energia seria necessária para arrancar um elétron de sua órbita?

Pense um pouco em tudo o que leu até aqui e verá que não é uma resposta difícil: é necessária apenas a energia suficiente para superar a diferença entre essa órbita e a seguinte. Assim, se a energia do elétron que bombardeia o átomo for **menor** que 10,2 eV, não haverá *interação* entre o alvo e o elétron livre. Mas, um elétron com **exatamente** 10,2 eV pode dar toda a sua energia para um elétron em um orbital no estado estável e saltá-lo para o primeiro esta de instabilidade $n=2$: o elétron livre escapará do elétron com energia “zero”. Pode parecer um pouco complicado agora, mas tenha calma: ao final, tudo vai ficar bastante claro, mas antes você precisa entender que um elétron não está simplesmente limitado a um “pulo” para a órbita seguinte, como se estivesse subindo os degraus de uma escada; assim como você pode subir uma escada pulando dois ou três degraus de cada vez, o elétron também pode saltar uma ou mais órbitas, desde que o elétron livre que colide possua um mínimo de energia suficiente para igualar a diferença entre as

órbitas (você só consegue pular os degraus de uma escada se tomar um impulso primeiro, correto?). Em todo o caso, qualquer “sobra” de energia é mantida pelo elétron livre: se o elétron que bombardeia tem (e transfere) mais de 13,6 eV para um átomo de hidrogênio, o elétron em um orbital é liberado do núcleo, deixando o átomo em um estado que chamamos de **ionizado** (lembra dos gases ionizados no interior das lâmpadas? pois bem, trata-se do mesmo processo!).

As diferenças de energia entre as órbitas é a chave para explicar o espectro do hidrogênio, porque os elétrons retornam rapidamente para as órbitas mais próximas, liberando energia no processo. Bohr propôs que a energia liberada por um elétron ao voltar para uma órbita mais baixa seria liberada em forma de fóton (um **quantum** de energia), igualando exatamente a diferença de energia entre a órbita original e a final, que é a radiação detectada. Não foi difícil para ele, então, calcular a diferença de energia entre todas as órbitas permitidas e a frequência do fóton correspondente.

Bohr divulgou suas conclusões em 1913, e tudo o que você leu até agora, ele resumiu sob a forma de 4 postulados:

1º POSTULADO DE BOHR

Um elétron em um átomo se move numa órbita circular em torno do núcleo sob influência da atração de natureza elétrica, entre o elétron e o núcleo, obedecendo às leis da mecânica clássica.

2º POSTULADO DE BOHR

Um elétron só pode se mover em uma órbita na qual seu momento angular orbital L é um múltiplo inteiro de h . Ao invés das infinitas órbitas que seriam possíveis segundo a mecânica clássica, algumas órbitas são proibidas aos elétrons.

3º POSTULADO DE BOHR

Apesar de estar constantemente acelerado, o elétron que se move numa dessas órbitas possíveis não emite radiação eletromagnética. Portanto, sua energia total E permanece constante.

4º POSTULADO DE BOHR

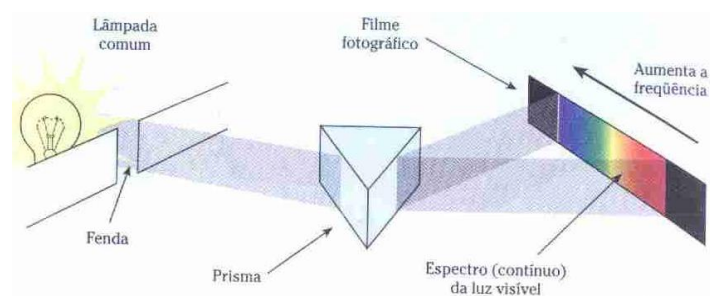
É emitida radiação eletromagnética se um elétron que se move inicialmente sobre uma órbita de energia total E_i , muda seu movimento descontinuamente de forma a se mover numa órbita de energia total E_f . A frequência da radiação emitida f é igual a: $E_i - E_f / h$.

No modelo atômico de Bohr, no lugar do modelo de Rutherford (que também é conhecido como *modelo planetário* do átomo) com elétrons orbitando em volta do núcleo, os elétrons se encontram distribuídos em níveis de energia característicos para cada elemento (lembre-se que ao absorver energia, um elétron pode *pular* para outro nível e depois voltar a seu nível original, emitindo a mesma energia que recebeu no início).

Bem, tudo resolvido, o modelo atômico de Bohr é capaz de descrever os movimentos e o comportamento dos elétrons de um átomo: mas como ele explica os espectros de emissão?

Explicando os Espectros Atômicos com o Modelo Atômico de Bohr

Imagine a luz branca emitida por uma lâmpada incandescente, passando através de um prisma. Como já vimos, o prisma irá decompor a luz branca nos diferentes espectros de cores que formam a luz visível, certo? Porém, se essa experiência for realizada com a luz branca emitida por uma lâmpada de descarga elétrica, você não obterá o espectro completo da luz visível: algumas linhas estarão presentes, correspondendo às frequências das ondas de luz visível, o chamado **espectro de linhas** ou **espectro atômico**.

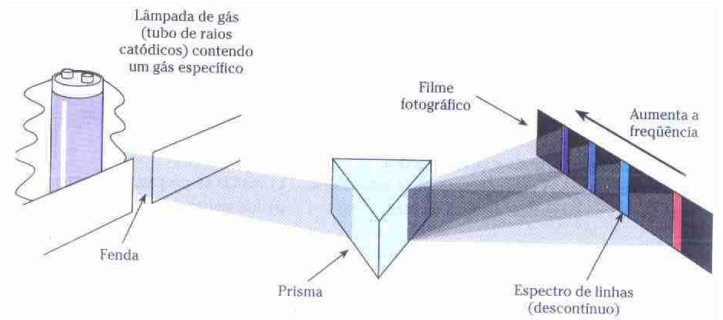


TITO, Cantor. Química Básica

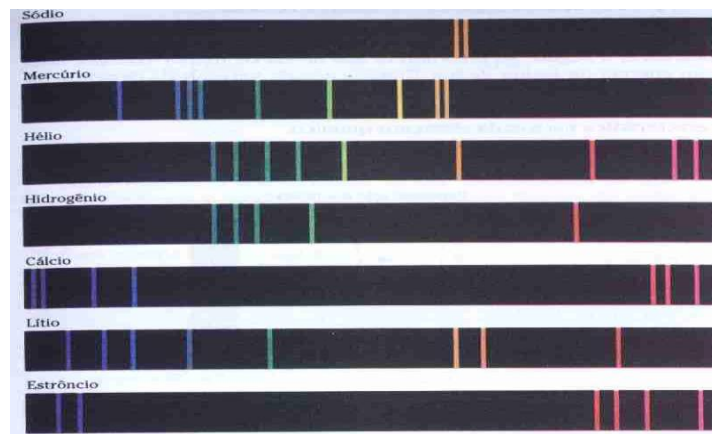
Você verá agora como tudo se encaixa, mas antes, dê uma olhada na figura:

Como estudado no texto sobre a luz e as cores, perceba que as linhas obtidas dependem do elemento utilizado e são descontínuas. Utilizando esse novo modelo atômico, somos capazes de explicar o mistério dos espectros atômicos: de acordo com os postulados de Bohr, os elétrons ao serem excitados por uma fonte externa de energia, saltam para um nível de maior energia e ao retornarem aos níveis de menor energia, liberam energia na forma de luz (fótons); como a *cor* da luz emitida depende da energia entre os níveis envolvidos na transição e como essa diferença varia de elemento para elemento, a luz apresentará cor característica para cada elemento químico.

Assim, temos o **espectro de emissão** (quando o elétron **perde** energia ao emitir um fóton) e o **espectro de absorção** (quando o elétron **ganha** energia ao absorver um fóton), que podemos registrar em laboratório com a simples utilização de uma chapa fotográfica (como os “filmes” das máquinas fotográficas).



TITO, Cantor. Química Básica



TITO, Cantor. Química Básica

Só mais um detalhe: você sabia que os “pulos” dados pelos elétrons ao “saltar” de uma órbita para outra recebem o nome de **saltos quânticos**.