



Universidade Estadual do Norte
Fluminense Darcy Ribeiro

Centro de Ciências e Tecnologias - CCT

Professora - Mariana Félix

A natureza da Luz - aos olhos da química

Palavras chaves: A natureza da luz, química, energia, fótons e átomo.

Introdução

Basicamente são três as áreas básicas que fazem parte das áreas de conhecimento de Ciências da Natureza e suas Tecnologias: a Física, a Química e a Biologia. O Exame Nacional do Ensino Médio (Enem) necessita que o aluno conheça sobre as novas formas do uso de energia, por isto, é importante contextualizar e saber correlacionar onde a LUZ pode ser abordada como um conteúdo dentro dos conceitos estudados nessas diferentes matérias.

O nosso foco aqui no curso será a Natureza da luz - aos olhos da química. A química estuda a natureza da matéria, suas interações e propriedades e como os seus conceitos podem ser aplicados no nosso dia- dia.

Para correlacionarmos a química com a luz precisaremos entender a estrutura que lhe dá forma, já que veremos que ela possui uma característica dualística de onda-partícula, e quando falamos em partículas nos referimos a algo que é menor do que um átomo, ou seja, estamos saindo das proporções macroscópicas, para adentrar um num novo universo, o das partículas subatômicas.

Vamos estar aproveitando das novas tecnologias do nosso século A Web 2.0, que nos trouxe diversas ferramentas para que possamos levar o nosso curso adiante.

Sumário

I - A luz e as suas propriedades

II- A luz e o átomo

III- Teoria Quântica de Max Planck

IV- Modelo de Bohr

V- Um breve conceito de Mecânica Quântica

I-A natureza da luz e as suas propriedades.

Para começar a estudar a natureza da luz muitos físicos antigos utilizavam métodos experimentais para decompor a luz. Um desses experimentos, realizado pelo Isaac Newton, baseou-se no uso de um prisma de vidro, que era colocado em frente a um feixe de luz branca. Essa luz era então decomposta nas sete cores que hoje conhecemos como as cores do arco-íris. Eram elas: violeta, anil, azul, verde, amarelo, laranja e o vermelho. De modo natural podemos observar a decomposição da luz através da formação dos arco-íris que aparecem devido as gotículas da chuva funcionarem como um prisma decompondo a luz solar.

A luz branca decomposta foi caracterizada como um **espectro contínuo**, uma vez que apesar de todas as cores estarem contidas nela, a passagem de uma cor para a outra é quase imperceptível.

Robert Bunsen, descobriu o espectro descontínuo da luz se atentando para o fato de que alguns sais quando aquecidos por uma chama emitiam radiação com cores específicas, quando eram submetidos a um prisma produziam um espectro diferente do da luz branca, as linhas de cada cor eram espaçadas, claras e finas, caracterizando o que ele chamou de **espectro descontínuo**.

Continuando a sua busca para descobrir a natureza da luz e conseguir explicar a diferença de uma cor para a outra surgiram outras teorias, como a de René Descartes, de que a luz seria formada de minúsculas partículas, o que explicaria suas propriedades de **refração e reflexão**.

Apesar disso, essa teoria não conseguia explicar como a luz poderia ser propagada num vácuo (vazio). Anos depois, Christian Huygens começou a debater a ideia de que a luz seria constituída por ondas de energia radiante. Uma onda é caracterizada por seu comprimento simbolizado por **lâmbda (λ)** e por sua **frequência (f)**.

O ponto mais alto de uma onda é a **crista**, e o mais baixo é a **depressão**. Portanto, o comprimento de onda é a distância entre uma crista e outra, ou entre uma depressão e outra. Já a frequência são as oscilações da onda, ou seja, o número de crista (ou depressões) que passam por um ponto no intervalo de um segundo. A unidade da frequência de onda é o hertz (Hz), sendo igual a um ciclo por segundo.

A **amplitude** de uma onda é metade da altura da crista até a depressão. Quanto maior o comprimento de onda, menor é a sua frequência, e também o inverso.

As cores diferentes diferenciam uma radiação da outra devido a frequência e o comprimento de onda serem diferentes.

James Clerk Maxwell propôs que a luz teria uma característica dualística de onda e partícula, sendo

formada por um **campo elétrico** e um **campo magnético**, que oscilariam entre si de forma perpendicular e na direção da propagação da radiação.

A luz não é a única radiação eletromagnética existente, há outros vários tipos de radiações, mas estas não são encontradas na região do visível, ou seja, não podem ser vistas a olho nu, entre elas estão os raios X, a radiação ultravioleta, o infravermelho, as micro-ondas e as ondas de rádio.

II- A luz e o átomo

Toda **matéria** é composta por átomos estes são constituídos de **prótons**, **elétrons** e **nêutros** que são pequenas partículas subatômicas. O núcleo contém os prótons e os nêutros, partículas que são carregadas positivamente e neutras respectivamente. Ao redor do núcleo temos o que chamamos de eletrosfera, na qual se encontram os elétrons, partículas carregadas negativamente. A distância da eletrosfera ao núcleo do átomo é dividida em camadas, que você já tenha ouvido falar, camada **K**, **L**, **M**...

As transições eletrônicas que acontecem entre as camadas provocam **emissão de luz** pelos átomos.

Os átomos quando recebem alguma energia passam para seu estado mais excitado, ou seja, seus elétrons ficam agitados e migram para uma camada superior (ou outra **órbita** segundo a teoria de Bohr), mais distante do centro. O elétron apesar do ganho de energia não

consegue ficar muito tempo assim, retornando a sua órbita de origem. A energia liberada pelo seu retorno a órbita antiga, é liberada na forma de **fótons**.

O fóton, partícula liberada que dá origem a luz, possui características de onda e partícula e está sempre em movimento, seu peso é insignificante, e quando para ele acaba deixando de existir. Sua velocidade é a maior registrada até hoje, 299.792.458 m/s.

Quem comprovou a natureza da luz foi o renomado cientista Albert Einstein, explicando sua dualidade e dando o nome ao fóton. Einstein entendeu que sendo partícula o fóton também possuía energia. Contribuindo para as descobertas realizadas anteriormente pelo Max Plack, ele correlacionou a constante de Planck (h).

$$E = h \cdot f$$

De acordo com a **teoria da relatividade** proposta por Einstein, a energia varia em função da massa, segundo a equação $E = mc^2$. Substituindo a energia, ou seja, igualando as equações podemos determinar a massa do fóton emitido.

O fóton não tem uma massa de repouso, ele não pode estar em repouso, pois surge com velocidade, lembramos que no instante que ele nasce é lhe constituído como tendo a velocidade da luz, a massa que determinar após igualarmos as equações é uma massa em movimento, e um movimento bem rápido.

Assim, quanto maior for a frequência, maior será a energia, maior é o impulso do fóton e mais evidentes são as propriedades corpusculares da luz. Assim os cientistas puderam comprovar que as fontes de luz emitidas de diferentes cores, possuem fótons, porções de energias correspondentes com as características daquela frequência.

III- Teoria Quântica de Max Planck

Como as leis da Física não explicavam o comportamento do átomo, o físico alemão Max Karl Ernest L. Planck (1858 -1947) introduziu em 1900 uma teoria nova: dos **quanta**.

Segundo Planck os corpos aquecidos não emitiam radiação sob a forma de ondas, mas sob a forma de pequenos "pacotes" de energia que denominou de quantum (no plural, quanta), ou seja, a energia é descontínua. Cada uma das ondas de um espectro eletromagnético, visíveis ou não, representa uma energia que se propaga com certa frequência, à qual corresponde um determinado valor de quantum.

IV- Modelo de Bohr

Em 1913, o físico dinamarquês Niels Bohr (1885- 1962), em seus estudos sobre o espectro de emissão do hidrogênio, isto é, a luz que esse elemento emite quando um feixe de luz incide sobre ele, relacionou a energia do elétron ao

quantum e elaborou um modelo atômico baseado nos seguintes postulados:

- ✓ O elétron move-se em órbitas circulares em torno de um núcleo atômico central.
- ✓ A energia de cada elétron é a soma de suas energias cinética (movimento) e potencial (posição, com o núcleo como nível de referência). Essa energia não pode ter um valor qualquer, mas apenas valores que sejam múltiplos de um quantum.
- ✓ O elétron percorre órbitas eletrônicas permitidas e, nesse caso, não emite energia.
- ✓ Ao passar de uma órbita para a outra, o elétron emite ou absorve um quantum de energia.

O modelo de Bohr explicava satisfatoriamente o átomo de hidrogênio, que possui apenas um próton no núcleo e um elétron ao redor, **mas não explicava átomos com um número maior dessas partículas.**

V- Um breve conceito da Mecânica Quântica

✓ Princípio da Incerteza de Heisenberg

O físico alemão Werner Heisenberg (1901-1976), lançou as bases da **mecânica quântica** por meio de um raciocínio simples. Ele observou que todos os dados referentes ao átomo estavam relacionados a emissão e absorção de energia.

Não havia nenhuma experiência de como os átomos se moviam no sistema atômico. No entanto a teoria de Bohr previa a órbita (trajetória), a energia do elétron e até sua velocidade.

Heisenberg afirmou que, se essas coisas não são observáveis, não há sentido para se falar nelas, uma vez que cientificamente só podemos utilizar, na explicação de um fenômeno, outros fenômenos suscetíveis de serem explicados na prática.

Assim, é possível afirmar que um átomo possui vários estados energéticos diferentes e que, ao passar de um para o outro, emite ou absorve energia, pois esse fato é observado na prática através de espectros atômicos. Mas esses estados energéticos não devem ser relacionados a diferentes órbitas eletrônicas (trajetórias), pois isso não pode ser verificado.

Ele também observou que se tentarmos medir, a velocidade, a energia ou a posição do elétron provocamos uma perturbação no sistema. Essa perturbação torna impossível fazer uma previsão exata sobre o comportamento desse elétron no futuro. Para ver o elétron, é necessário iluminar a eletrosfera e focalizá-lo diretamente.

Só que a luz é uma forma de energia e, ao receber energia, o elétron salta para outro nível mais energético (mais afastado do núcleo).

Toda vez que se tentar focalizar o elétron, ele irá saltar para outro nível e não será possível vê-lo. Em outras palavras, nunca se saberá ao certo onde um elétron se localiza em um dado instante. Seguindo o Princípio de Heisenberg que afirma:

“ Não é possível determinar ao mesmo tempo a posição e a velocidade do elétron”

Logo, não é possível saber a trajetória (órbita) do elétron como previa Bohr, nem onde ele se encontra em um dado instante.

É possível apenas deduzir matematicamente quais as regiões onde a probabilidade (chance) de encontrar o elétron é máxima. Essas regiões são denominadas orbitais.

Referências Bibliográficas

<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/natura-reza-luz.htm> 22/06/2017.

<http://alunosonline.uol.com.br/quimica/espectros-dos-elementos.html> 15/06/2017.

Fonseca, Martha Reis Marques da Interatividade química: participação e transformação: volume único - São Paulo : FTD, Coleção Delta, 2003 páginas 120, 130 e 131.