

DO MODELO ATÔMICO DE BOHR À VISÃO: A EXPERIMENTAÇÃO COMO BASE PARA A INTERDISCIPLINARIDADE A PARTIR DO TEMA GERADOR “LUZ”

Rebeca Castro Bighetti¹
Paula Sabrina Martins de Souza²
Lurian Dionizio Mendonça²
Rodrigo Magalhães Arena¹
Maria Terezinha Siqueira Bombonato³
Silvia Regina Quijadas Aro Zuliani³
Alexandre de Oliveira Legendre³

Ao longo do século XIX, diversos cientistas iniciaram investigações relacionadas aos fenômenos da eletricidade e da emissão de luz pela matéria em determinadas condições, tamanho o fascínio que estes fenômenos elétricos e luminosos exerciam sobre eles. Nos anos de 1895 e 1900, várias descobertas relacionadas ao estudo desses fenômenos contribuíram para os avanços na compreensão da estrutura do átomo. Nessa época, a Química já havia desenvolvido conhecimentos sobre a estrutura molecular da matéria com base na hipótese atômica. O interesse pela luz e pela eletricidade levaria físicos da época à proposição de modelos explicativos para o átomo, o que, até então, era uma ideia sem consenso, mesmo no âmbito da Química (MORTIMER e MACHADO, 2014).

A descoberta dos raios X despertou grande interesse científico na época, chegando ao conhecimento do físico francês Henri Becquerel (1852 – 1908). O interesse pela luz e pelos fenômenos de fluorescência e fosforescência estava arraigado na família Becquerel. Ao ouvir falar da descoberta dos raios X, ele imaginou que todos esses fenômenos poderiam estar relacionados entre si. Em 1896, Becquerel descobriu que o elemento químico urânio emitia radiações semelhantes, em certos aspectos, aos raios X. Esse fenômeno passou a ser conhecido como radioatividade. Posteriormente, o casal Curie descobriu radioatividade ainda mais forte nos elementos químicos Polônio e Rádio. Em 1898, Ernest Rutherford verificou

1 Bolsistas PIBID, Edital 61/2013- CAPES DEB, Curso de Licenciatura em Química da Faculdade de Ciências, UNESP, Bauru.

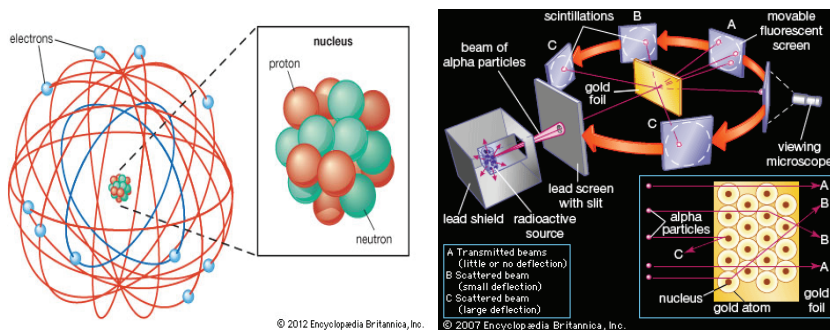
2 Bolsistas PIBID, Edital 61/2013- CAPES DEB, Curso de Licenciatura em Ciências Biológicas da Faculdade de Ciências, UNESP, Bauru.

3 Docentes dos Departamentos de Ciências Biológicas, Educação e Química da Faculdade de Ciências, UNESP, Bauru. E-mail: silviazuliani.unesp@gmail.com

que algumas emissões radioativas, quando submetidas a um campo elétrico, se subdividiam. Desconfiou-se, então, de que as radiações α seriam formadas por partículas positivas (pois são atraídas pelo polo negativo) e mais pesadas (pois sofrem menor desvio); as partículas β seriam partículas negativas e mais leves; e as radiações γ não teriam massa e nem carga (não sofrem desvio; o que só foi explicado mais tarde) (FELTRE, 2004).

Em 1911, Rutherford fez uma experiência muito importante, que veio alterar e melhorar profundamente a compreensão do modelo atômico. A Figura 1 mostra uma representação esquemática do modelo atômico proposto por Rutherford e de seu experimento.

Figura 1 – Modelo Atômico e Experiência de Rutherford. Fonte: Enciclopédia Britânica (disponível em: <http://global.britannica.com/science/Rutherford-atomic-model>).



Acompanhando a Figura 1, vemos então que um pedaço do metal polônio emite um feixe de partículas α que atravessa uma lâmina finíssima de ouro. Rutherford observou que a maior parte das partículas α atravessava a lâmina de ouro como se esta fosse uma peneira: apenas algumas partículas se desviavam e uma quantidade ainda menor era refletida (FELTRE, 2004). *Como explicar esse fato?* Rutherford viu-se obrigado a admitir que a lâmina de ouro não era constituída de átomos maciços e justapostos, como pensaram Dalton e Thomson. Ao contrário, ela seria formada por núcleos pequenos, densos e positivos, dispersos em grandes espaços vazios. Os grandes espaços vazios explicam por que a maioria das partículas α não sofre desvios. Entretanto, lembrando que as partículas α são positivas, é fácil entender que: no caso de uma partícula α passar próximo de um núcleo (também positivo), ela será fortemente desviada; no caso extremo de uma partícula α chocar diretamente com um núcleo, ela será repelida para trás. Surge, porém, uma pergunta: *se o ouro apresenta núcleos positivos, como explicar o fato de a lâmina de ouro ser eletricamente neutra?* Para completar seu modelo, Rutherford imaginou que ao redor do núcleo estavam girando os elétrons. Sendo negativos, os elétrons iriam contrabalançar a carga positiva do núcleo e garantir a neutralidade elétrica do átomo. Por serem muito pequenos e estarem muito afastados entre si, eles não iriam interferir na trajetória das partículas α (FELTRE, 2004).

Quando se pensa em partículas carregadas – negativamente, como elétrons – girando em torno de um núcleo de carga positiva, surge um sério problema: *para manter seu movimento circular ao redor do núcleo, os elétrons deveriam estar constantemente acelerados*. De acordo com a teoria eletromagnética clássica, todos os corpos carregados e acelerados emitem energia na forma de radiação eletromagnética (a luz visível é um tipo de radiação eletromagnética) (MORTIMER e MACHADO, 2014). Ao emitir esse tipo de energia, o elétron perderia energia mecânica e se moveria em uma trajetória espiral até atingir o núcleo. Dessa maneira, apesar de todo o sucesso em interpretar fatos experimentais, o modelo atômico de Rutherford já havia nascido com um sério problema, pois não conseguia explicar a estabilidade do átomo.

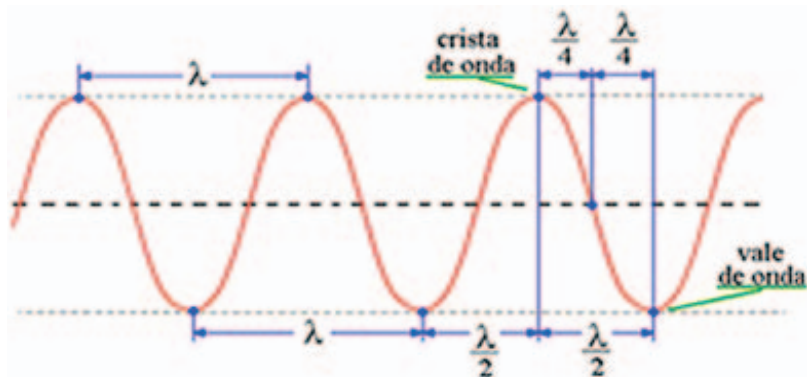
Em 1913, dois anos após a proposição do modelo atômico por Rutherford, o cientista Niels Bohr (1885 – 1962) forneceu uma solução bastante razoável para esse problema. Mas antes de conhecermos a solução proposta por Bohr, é preciso entender um pouco a luz (ou radiação eletromagnética). Durante nosso cotidiano, lidamos com várias formas de radiações eletromagnéticas, como a luz visível emitida pelo Sol ou por lâmpadas artificiais. Quando aquecemos um alimento no forno de micro-ondas, estamos usando outra forma de radiação eletromagnética – as micro-ondas. Quando você sintoniza seu rádio em uma estação, por exemplo, o número daquela estação expressa a frequência, em MHz (megahertz), que também é um tipo de radiação eletromagnética, nesse caso, ondas de radiofrequência. Se você for ao hospital tirar uma radiografia, estará interagindo com outra forma de radiação, os raios X. Ao comprar um protetor solar, pode-se ver que no rotulo há a inscrição: proteção contra “raios UVA e UVB”; esses também são outra forma de radiação eletromagnética, conhecida como ultravioleta, que também são emitidos pelo Sol. Embora todos esses exemplos constituam tipos de radiação eletromagnética, nossos olhos são capazes de detectar apenas a chamada luz visível (MORTIMER e MACHADO, 2014).

O que fez com que os físicos tratassem todos esses “raios”, aparentemente tão diferentes, como um único tipo de radiação, chamada de radiação eletromagnética? Até o começo do século XIX, a teoria mais aceita sobre a natureza da luz era aquela que a considerava como um fluxo de pequenas partículas. Essa teoria foi denominada “teoria corpuscular da luz” e havia sido elaborada por Newton, publicada em seu livro *Óptica*, em 1704 (MORTIMER e MACHADO, 2014). No começo do século XIX, Thomas Young (1773 – 1829) propôs outra teoria para explicar a natureza da luz, partindo de uma analogia com as ondas do mar. Considerando a luz como uma onda, Young usou sua teoria para explicar, de maneira convincente, alguns fenômenos luminosos, como a polarização e a interferência, que não eram explicados pela teoria corpuscular. Ainda no século XIX, Maxwell (1831 – 1879) havia construído um modelo matemático bastante elaborado para explicar fenômenos elétricos e magnéticos, criando uma teoria unificada que ficaria conhecida como eletromagnetismo. Maxwell mostrou que a luz podia ser representada por uma onda eletromagnética e, do mesmo modo, que as ondas eletromagnéticas deveriam apresentar os mesmos fenômenos descritos para as ondas de luz, como refração, reflexão, difração, etc. (MORTIMER e

MACHADO, 2014). A teoria de Maxwell era tão abrangente que permitia a previsão da existência de outras radiações eletromagnéticas, com frequências diferentes da luz visível. Desde essa época, todas as formas de radiação – luz, ondas de rádio, ultravioleta, infravermelho, raios X, raios beta, micro-ondas etc. – começaram a ser tratadas, unificadamente, como radiações eletromagnéticas (MORTIMER e MACHADO, 2014).

Se a luz visível for tratada generalizadamente como uma radiação eletromagnética, cada cor corresponderá a uma onda de frequência específica. Essa cor é característica para cada substância, que está relacionada a uma propriedade dos átomos que a constituem. A figura 2 representa uma onda.

Figura 2 – Representação de uma onda. Fonte: Mundo Educação – Disponível em: <<http://www.mundoeducacao.com/fisica/velocidade-comprimento-onda.htm>> Acesso em: 15/11/2015.



A distância entre duas cristas ou dois vales é chamada de comprimento de onda. Outra grandeza característica de uma onda é a sua frequência, que é o número de vezes, por segundo, que uma crista (ou um vale) se repete (MORTIMER e MACHADO, 2014). Quanto maior a distância entre duas cristas adjacentes, maior será o comprimento de onda e, portanto, menor será a frequência (inversamente proporcionais). É importante não confundir esses dois conceitos anteriores com a amplitude da onda, que é a sua “altura”.

Em 1900, Max Planck propôs uma relação simples entre energia e frequência da radiação emitida pela matéria que funcionava para todas as frequências. Planck propôs que átomos vibrando em um metal aquecido poderiam absorver e emitir energia eletromagnética apenas em certas quantidades discretas. Como as leis da física clássica conhecida até então não proporcionavam explicações adequadas para tais observações, Planck, em 1900, tentando explicar essas emissões, formulou uma hipótese ousada para a época, admitindo que a transmissão de energia entre os corpos ocorre através da troca de pacotes ou quanta (plural de quantum) de energia entre eles e que as radiações se constituíam de quanta de energia. Ou seja, a energia

é transferida de maneira descontínua (quantizada). A hipótese quântica de Planck estabelece que a energia pode ser absorvida ou emitida apenas como a quantidade representada por $h\nu$ (chamada de quantum) ou múltiplos inteiros desse valor (MORTIMER e MACHADO, 2014). De acordo com Planck, a energia E de um quantum é dada pelo produto de uma constante h , conhecida como constante de Planck, cujo valor é $6,63 \times 10^{-34} \text{J}\cdot\text{s}^{-1}$, pela frequência da radiação, ν (OLIVEIRA e FERNANDES, 2006).

$$E = h\nu$$

Como a energia é quantizada, só são permitidos valores de energia que sejam múltiplos inteiros de $h\nu$, por exemplo $1h\nu$, $2h\nu$, $3h\nu$, $4h\nu$ etc, mas não valor intermediários como $2,5h\nu$ ou $4,02h\nu$...

$$E = nh\nu \quad n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

De acordo com as teorias da Física clássica, não existiriam limites para a quantidade de energia que um sistema poderia absorver ou emitir – a energia varia continuamente. Na teoria quântica, ao contrário, faz-se previsão de que as mudanças de energia ocorrem apenas em quantidades discretas, o que significa dizer que as variações de energia são descontínuas (MORTIMER e MACHADO, 2014).

Planck e outros cientistas de sua época tiveram dificuldades em aceitar a teoria quântica, que mudava completamente a maneira de ver os fenômenos em escala atômica. Essa teoria, no entanto, abriria um novo caminho para entender o átomo, com a proposta de Niels Bohr de um novo modelo para o átomo. De acordo com a fórmula de Planck, a energia de radiação eletromagnética é diretamente proporcional à frequência e inversamente proporcional ao comprimento de onda. Desse modo, radiações com alta frequência e, portanto, pequeno comprimento de onda – por exemplo, os raios X – teriam muita energia, enquanto radiações com baixa frequência (grande comprimento de onda) – por exemplo, ondas de rádio – terão pouca energia (MORTIMER e MACHADO, 2014). Estas discussões trouxeram consequências também na interpretação de diversos fenômenos biológicos, entre eles a biofísica da visão, como ver-se-á a seguir.

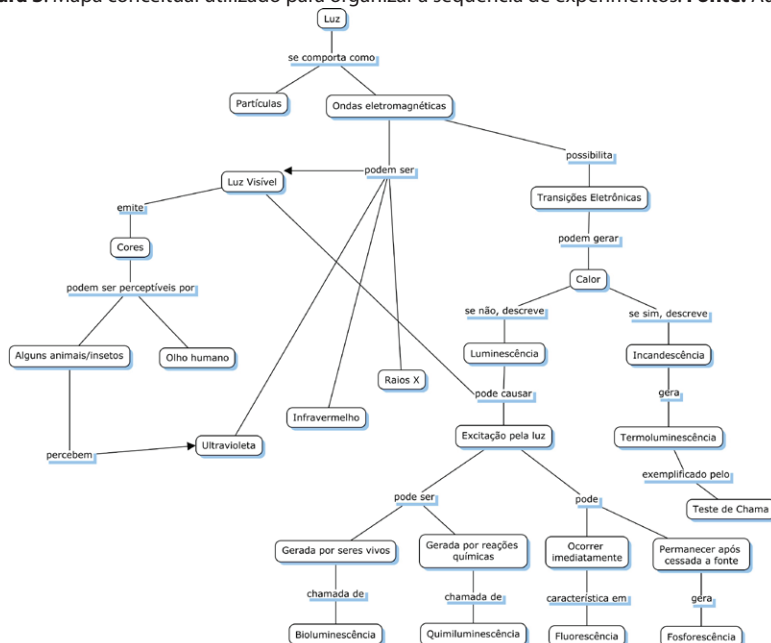
Em comemoração ao Ano Internacional da Luz, os alunos de dois subprojetos PIBID (Programa Institucional de Bolsa de Iniciação à Docência) da Faculdade de Ciências – UNESP, Campus de Bauru, selecionaram diversos experimentos para apresentarem na 12ª Semana Nacional de Ciência e Tecnologia (12ª SNCT), cujo tema - Luz, Ciência e Vida – foi o escolhido para o trabalho. Os bolsistas dos cursos de Licenciatura em Química e Ciências Biológicas trabalharam de forma interdisciplinar, interligando os conceitos relacionados ao tema e sugerindo os experimentos, uma vez que sua utilização “depende do estabelecimento de vínculos conceituais entre as diferentes ciências” (BRASIL, 1997, p.33). Trabalhar interdisciplinarmente pressupõe antes de tudo conhecer profundamente as especificidades de cada disciplina. Concorda-se com Fazenda, pois,

[...] entendemos o seguinte: cada disciplina precisa ser analisada não apenas no lugar que ocupa ou ocuparia na grade, mas nos saberes que contemplam, nos conceitos enunciados e no movimento que esses saberes engendram, próprios de seus lócus de cientificidade. Essa cientificidade, então originada das disciplinas, ganha status de interdisciplinar no momento em que obriga o professor a rever suas práticas e a redescobrir seus talentos, no momento em que ao movimento da disciplina, seu próprio movimento for incorporado (FAZENDA, 2008, p. 18).

Dessa forma, buscou-se primeiramente criar uma questão-problema e, a partir dessa questão geradora, construiu-se, para cada área, um mapa conceitual, cada qual utilizado posteriormente na construção conjunta de um mapa interdisciplinar com base em conceitos provenientes dessas duas disciplinas (Química e Biologia). A questão central utilizada foi: “O que é a Luz?”.

Mapa conceitual “é uma estrutura esquemática para representar um conjunto de conceitos imersos numa rede de proposições. Ele pode ser entendido como uma representação visual utilizada para partilhar significados”, de modo a transformar o abstrato em concreto (TAVARES, 2007, p. 84). Na Figura 3, apresenta-se o mapa conceitual elaborado para orientar o planejamento das atividades desenvolvidas.

Figura 3. Mapa conceitual utilizado para organizar a sequência de experimentos. **Fonte:** Autores



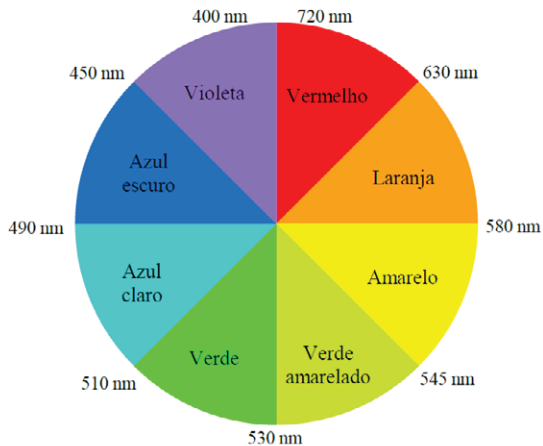
Sob esta perspectiva, a utilização do mapa conceitual remete à interligação entres conceitos das duas áreas, transformando tópicos isolados em uma rede de significados coerentemente estruturados. A seguir, discute-se a estruturação das atividades realizadas, evidenciando os conceitos trabalhados a partir delas.

O espectro visível e o teste de chama

A luz visível (que é uma fração do espectro eletromagnético) representa a forma mais comum de onda que conhecemos. Newton realizou um experimento no qual um feixe de luz branca (ou policromática, composta por vários comprimentos de onda) atravessa um prisma, decompondo-se nas cores que o constituem. Este nome é dado devido ao fato das cores variarem entre o vermelho e o violeta, que são os dois extremos que podem ser percebidos pelo olho humano, como pode ser visto na Figura 4 (RETONDO e FARIA, 2009).

As cores estão diretamente relacionadas com o comprimento de onda e – consequentemente – com a frequência. Diferentes comprimentos de onda correspondem a cores distintas e, quando detectados pelos fotorreceptores dos olhos, serão percebidos como cores específicas, suas variações e tons. (BRILL, 1980)

Figura 4 – Círculo cromático. Fonte: Adaptado de BRILL, 1980.

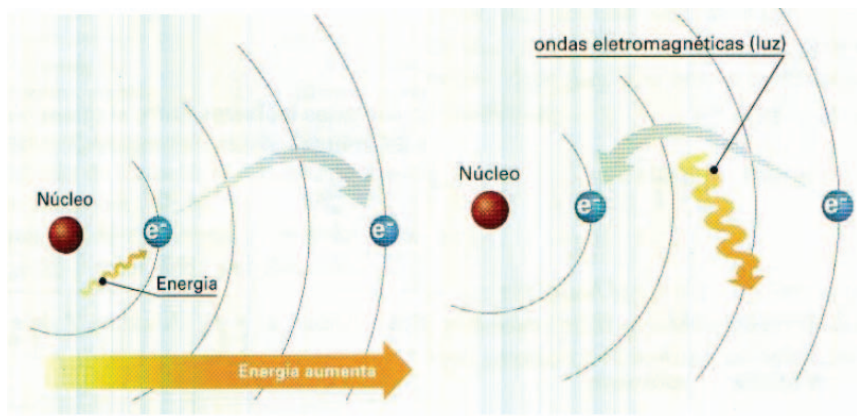


Quando esse espectro de luz visível é absorvido por algum composto químico – átomos ou moléculas – seus elétrons são excitados, passando do estado fundamental, de menor energia, para um estado excitado, de maior energia. Diversos compostos orgânicos e inorgânicos podem emitir ondas eletromagnéticas após absorver algum tipo de energia (térmica, elétrica, luminosa etc). Em se tratando de íons metálicos, essa absorção de energia pode promover transições eletrônicas, excitando elétrons de um subnível de energia para outro

(RETONDO e FARIA, 2009). A figura 5 representa um esquema destas transições de acordo com o modelo atômico de Bohr.

Figura 5 – Transição eletrônica sendo liberada luz. Fonte: Cor como contextualização para o ensino de transição eletrônica segundo o modelo atômico de Bohr.

Disponível em: <educonse.com.br/2012/eixo_06/PDF/18.pdf> Acesso em: 17/11/2015.



Os fogos de artifício estão entre os exemplos mais comuns usados para explicar esse tipo de transição. Eles têm, em sua composição, uma mistura de pólvora e diferentes sais inorgânicos que são responsáveis pelas cores exibidas na explosão. Quando olhamos para uma queima de fogos de artifício no céu, vemos o resultado de diversas excitações eletrônicas – cada qual com sua energia característica – que são promovidas pela energia da explosão da pólvora e, ao retornarem ao estado fundamental, emitem as cores que enxergamos (ORNA, 1980).

Inspirando-se nos fogos de artifício e com base no modelo atômico de Bohr e no conceito de luz, é possível demonstrar com o “teste de chama” como identificar alguns cátions metálicos em solução. Para isso, basta expor sais destes metais a uma chama para produzir a mesma emissão de luz observada nos fogos de artifício. Isso pode ser feito dissolvendo-se esses sais em etanol e borrifando as soluções na chama. É um experimento simples e didático facilmente aplicável no Ensino Médio para ilustrar ou provocar a discussão sobre a estrutura atômica da matéria, servindo como ponto de partida em uma abordagem investigativa. A partir do experimento, questiona-se:

Como conseguimos diferenciar visualmente as cores?

Que estruturas em nossa organização biológica possibilitam que as enxerguemos?

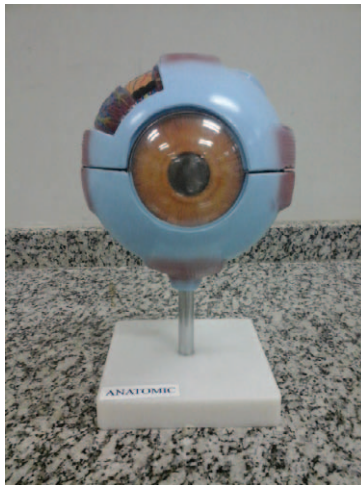
Esses questionamentos abrem a possibilidade de introduzir outro experimento utilizando um modelo anatômico do olho humano, que será descrito a seguir.

Como se percebe a luz: a fisiologia do olho humano

Utilizou-se um modelo anatômico de olho humano para explicar suas estruturas e o seu funcionamento. Os objetivos foram esclarecer como ocorre o processo da visão, uma vez que os olhos são órgãos dos sentidos que nos permitem captar as informações do mundo exterior através de sinais luminosos. Segundo Garcia (2002, p. 247), a visão é um sentido “muito elaborado, pois, mais do que ver, o homem é capaz de observar”. Buscou-se esclarecer, também, que existem outros órgãos receptores ópticos, análogos aos olhos, tais como os dos insetos e crustáceos, que possuem um tipo de olho especial, chamado de olho composto.

Durante a apresentação, foi utilizado o modelo anatômico constituído pelas seguintes partes móveis: córnea, íris, cristalino, humor vítreo e a região da retina, além de outras tantas estruturas representadas por cores distintas (figura 6). É na retina – uma membrana que reveste o olho – que se encontram as células fotorreceptoras (bastonetes e cones) responsáveis por detectar as frequências luminosas e convertê-las em impulsos nervosos, os quais são transformados em percepções visuais pelo cérebro. Os bastonetes são muito sensíveis à luz e, por isso, deles depende a visão em ambientes de baixa iluminação. Já os cones são responsáveis pela visão detalhada, precisa e colorida, detectando apenas três cores primárias: vermelho, verde e azul. A percepção que temos das demais cores é resultado da combinação destas. (MARI e SILVEIRA, 2010)

Figura 6 – Modelo anatômico de olho. **Fonte:** Autores



Para conseguirmos ver, precisamos que nossos olhos recebam os raios luminosos que são emitidos ou refletidos. Esses raios luminosos atravessam diversas estruturas até chegarem à retina, onde são detectados pelos cones e bastonetes. O

modelo anatômico do olho pode ser utilizado para se fazer uma introdução sobre a sequência de eventos físicos e químicos responsáveis pela percepção visual. Embora classifiquemos como luz visível o intervalo do espectro eletromagnético que nós, humanos, somos capazes de ver, a anatomia e a fisiologia ocular de outras espécies lhes permitem enxergar frequências diferentes. Essas diferenças podem ser associadas à composição do espectro eletromagnético. Como atividade desenvolvida na 12ª SNCT relacionada à Biologia, apresentou-se uma figura retratando o espectro eletromagnético, enfatizando a faixa da luz visível. Um aluno de Ensino Médio de uma escola pública da cidade de Bauru, ao ver a figura, perguntou “e o resto? – referindo-se às faixas inferiores a 400nm e superiores 750nm – ninguém vê?”. Respondendo ao questionamento, utilizaram-se conceitos da Química para explicar que alguns animais conseguem perceber algumas outras faixas do espectro. *Mas, como isso é possível?*

As células do olho humano e de alguns outros mamíferos possuem um corante especializado na absorção de cor conhecido por rodopsina. Nos humanos, esse corante encontra-se nas células fotorreceptoras (cones e bastonetes). Os cones, como já mencionado, são responsáveis pela diferenciação das cores, e são diferenciados segundo a sua sensibilidade máxima aos diferentes comprimentos de onda (OLIVEIRA, WÄCHTER, AZAMBUJA, 2002). Nos seres humanos existem três tipos de cones: aquelas sensíveis até 424nm, 530nm e 560nm, o que confere a chamada visão tricromática, presente também em outros mamíferos (MOYES e SCHULTE, 2010).

No caso dos insetos, aves, tartarugase alguns outros répteis, existem, para além desses três cones, outro cone específico que responde quando estimulado por feixes luminosos de até 370nm, conferindo-lhes a percepção luminosa do ultravioleta (UV) e, portanto, chamados de seres de visão tetracromática (MOYES e SCHULTE, 2010). Cabe lembrar também, que plantas e animais coevoluíram, de modo que esta capacidade evolutivamente selecionada de percepção da radiação luminosa na faixa do UV torna-se, por vezes, um caráter determinante para a aproximação do animal a dada flor, contribuindo assim para a polinização de muitas espécies vegetais e a dispersão de sementes por algumas espécies de aves (JACOBS, 1981).

Os olhos dos diversos grupos de animais (vertebrados e invertebrados) são, muitas vezes, estruturas análogas (LAMB, 2011), ou seja, que apareceram independentemente na história evolutiva destes grupos em um ou mais ramos filogenéticos. Por isso, suas composições, funcionamentos e sensibilidades podem variar tão amplamente dependendo do grupo observado.

A discussão sobre a visão de seres humanos, animais e especificamente dos insetos deu sequência ao tema luminescência, especificamente às diferenças entre fluorescência e fosforescência. A excitação de elétrons em átomos ou moléculas pode produzir emissão de luz por fluorescência ou por fosforescência, o que será discutido na sequência. Luminescência é o nome do fenômeno mais genérico que engloba a fluorescência e a fosforescência. A luminescência é definida como a emissão de luz na faixa visível (400-750nm) do espectro eletromagnético como resultado de uma transição eletrônica (NERY e FERNANDEZ, 2004). Diferentes causas de excitação do elétron podem diferenciar fenômenos como fotoluminescência, bioluminescência, quimiluminescência, eletroluminescência entre outros.

O modelo atômico, espectro eletromagnético, absorção e emissão

Os fenômenos de fluorescência e fosforescência são tipos de luminescência, classificadas como fotoluminescência, nas quais a energia de excitação provém da radiação absorvida, geralmente em forma de luz. Na fluorescência, a emissão da radiação é imediata: quando se fornece energia ao elétron, ele absorve essa energia e passa para o estado excitado; imediatamente, ele retorna ao estado fundamental, emitindo radiação eletromagnética (luz) de energia correspondente à transição eletrônica. Na fosforescência, a emissão cessa assim que a irradiação externa é interrompida. Já na fosforescência, o elétron primeiramente passa do estado excitado para um intermediário e, só depois, para o fundamental. Esse estado intermediário tem tempo de vida longo (de vários segundos a algumas horas) e, portanto, a emissão prossegue mesmo após a remoção da fonte externa de luz. Assim, a “[...] fluorescência é uma fotoluminescência que cessa no mesmo instante que a ação das radiações excitadoras; a fosforescência é uma fotoluminescência que se prolonga após esta ação ter cessado de se produzir” (NETTO, 1999).

Para trabalhar estes conceitos, uma das atividades escolhidas foi um experimento no qual se buscou discutir os fenômenos da fluorescência. Neste experimento, utilizaram-se materiais simples para explicar aos alunos como ocorre a emissão de luz visível de acordo com o modelo atômico de Bohr, bem como a absorção de luz por corantes orgânicos e percepção das cores. Esta atividade foi conduzida na sequência da apresentação sobre biofísica da visão pelos licenciandos de Biologia. Para tanto, lançou-se mão novamente dos conceitos discutidos no experimento de teste de chama.

Inicialmente, a atividade selecionada para estudar a fluorescência utiliza soluções “fluorescentes” preparadas a partir de corantes de carga de canetas “grifa-texto” de diversas cores dissolvidos em água. Após preparar as soluções, utilizam-se “*laser pointers*” de diversas cores, sendo que as utilizadas nesse experimento foram azul, verde e vermelha, escolhidas com o intuito de fornecerem diferentes comprimentos de onda. Para realizar essa atividade, basta incidir o *laser* nas soluções e observar o que ocorre. A Figura 7 ilustra o efeito produzido pela incidência de uma cor de *laser* através das soluções.

Figura 7 – Experimento “Fluorescência”. **Fonte:** Autores

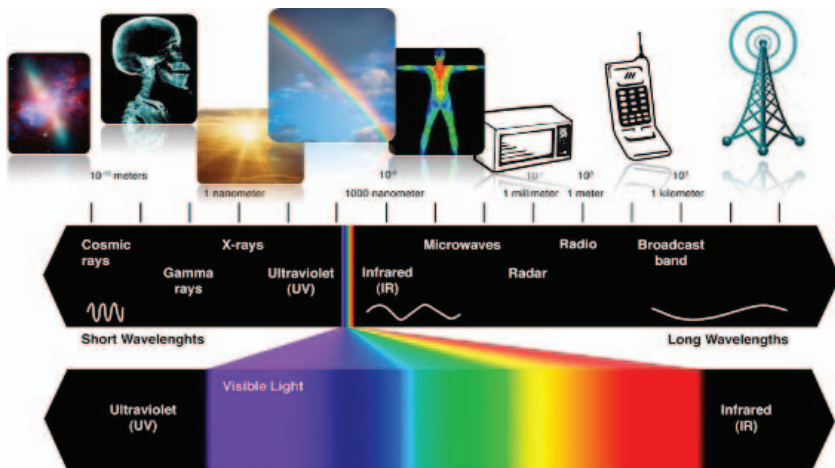


O princípio explicativo para o experimento tem por base a possibilidade de excitação do elétron, através do fornecimento de energia. Neste caso, a energia fornecida é em forma de luz (a luz do *laser* que incide na solução). Ao se incidir a luz, por exemplo, do *laser* azul, as soluções apresentarão absorção e emissão diferentes dependendo do corante. A partir disso, consegue-se mostrar aos alunos as diferenças entre ondas eletromagnéticas incidentes nas soluções e as diferentes colorações obtidas pelos feixes de luz.

No caso da radiação visível, cada cor observada no experimento corresponde a uma frequência característica da radiação eletromagnética ou a uma determinada combinação de frequências. É importante destacar que quando uma radiação policromática como a luz solar incide sobre um objeto, a cor percebida é o resultado das frequências refletidas pelo objeto, ou seja, aquelas que não foram absorvidas, como mostra o círculo cromático (Figura 4). As frequências que são observadas correspondem a apenas uma faixa de radiação que foi detectada, ou seja, todas as cores que conhecemos estão situadas nessa pequena faixa, conhecida como a região do visível no espectro eletromagnético. O conjunto de todas as radiações eletromagnéticas conhecidas é o que denominamos espectro eletromagnético (Figura 8).

Figura 8 – Espectro eletromagnético. Fonte: Delta Color

Disponível em: <<http://www.deltacolorbrasil.com/Iluminantes.html>> Acesso em: 15/11/2015.



Utilizando um prisma ou uma rede de difração, pode-se decompor radiação policromática e observar que, na verdade, cada substância pode emitir mais de uma frequência. Quando se trata de elementos químicos, esse conjunto de frequências que caracteriza cada um deles é denominado espectro de emissão (MORTIMER e MACHADO, 2014). O espectro de emissão pode ser observado quando se fornece energia aos átomos desses elementos, como ocorre no teste de chama. No início de 1913, o estudante Hans Marius Hansen (1886 – 1956) perguntou a Bohr o que seu modelo tinha a dizer sobre esse espectro. Bohr respondeu que nada sabia sobre o assunto e Hansen aconselhou-o a consultar a fórmula de Balmer (1825 – 1898) para o espectro de hidrogênio (MORTIMER e MACHADO, 2014). A fórmula de Balmer permitia associar o comprimento de onda – e, portanto, a frequência – de cada linha do espectro de hidrogênio a dois números inteiros positivos. Resumindo, poderíamos afirmar que o elétron no átomo de hidrogênio, segundo o modelo de Bohr, pode estar em níveis de energia bem determinados, que correspondem a números inteiros. Esses números inteiros são os mesmos que apareciam na fórmula de Balmer (MORTIMER e MACHADO, 2014).

Embora compostos orgânicos como os corantes apresentem estruturas comparativamente muito mais complexas do que as de átomos individuais, eles também apresentam seus elétrons distribuído em níveis de energia e, portanto, também estão sujeitos a sofrerem transições eletrônicas quando irradiados com ondas eletromagnéticas cujas energias correspondam ao *quantum* de energia necessário para excitá-los. Da mesma maneira, os elétrons dessas moléculas no estado excitado, quando retornam ao estado fundamental, emitem luz de cor característica.

Considerações finais

Com o desenvolvimento das atividades anteriormente descritas, conseguiu-se abordar conceitos interdisciplinares partindo do tema gerador LUZ através da conexão entre conceitos advindos da Biologia e Química de maneira colaborativa e interdisciplinar e mostrando efetivamente aos alunos de Ensino Médio que participaram da 12ª SNCT como esses conceitos estão interligados e presentes no cotidiano.

A proposta didática planejada e executada pelo grupo de licenciandos indica que é possível favorecer a aprendizagem de conceitos de forma interdisciplinar, motivando os estudantes à aprendizagem sem a necessidade de investimentos vultosos em materiais didáticos. Percebe-se que neste contexto cabe ao professor a escolha do caminho a seguir.

Para que ocorram as modificações na postura dos professores é necessária formação adequada. Postula-se que esta formação deva focalizar não apenas conhecimentos específicos das diferentes áreas de atuação e pedagógicos gerais e do conteúdo, mas que incluam também conhecimentos da experiência e principalmente do trabalho colaborativo, orientado por professores experientes e pesquisadores universitários. Assim, evidencia-se a importância de atividades como essas, vivenciadas no PIBID, para uma efetiva formação docente num contexto interdisciplinar.

Referências

- BRASIL. Secretaria de Educação Fundamental. **Parâmetros curriculares nacionais: ciências naturais**. Brasília: MEC/SEF, 1997.
- FAZENDA, I. **Interdisciplinaridade-transdisciplinaridade: visões culturais e epistemológicas**. In: FAZENDA, I. (Org.). O que é interdisciplinaridade? São Paulo: Cortez, 2008.
- FELTRE, R. **Química – Volume 1**. 6 ed. São Paulo: Moderna, 2004.
- GARCIA, E.A.C. **Biofísica**. São Paulo: Sarvier, 2002.
- JACOBS, G.H.; **Comparative color vision**. Nova York: Academic Press, 1981
- LAMB, T.D. **A fascinante evolução do olho**. Disponível em: <http://www2.uol.com.br/sciam/reportagens/a_fascinante_evolucao_do_olho.html> Acesso em: 09/11/2015.
- MORTIMER, E.F.; MACHADO, A.H. **Química – Ensino Médio 1**. 2 ed. São Paulo: Scipione, 2014.
- MOYES, C.D.; SCHULTE, P.M.; **Princípios de fisiologia animal**. 2ª edição. Porto Alegre: Artmed, 2010
- NETTO, L.F. **Fotoluminescência**. Disponível em: <<http://www.feiradeciencias.com.br/sala19/texto75.asp>> Acesso em: 16/11/2015.
- NERY, A.L.P.; FERNANDEZ, C. **Fluorescência e Estrutura Atômica: Experimentos Simples para Abordar o Tema**. Disponível em: <<http://qnesc.sbgq.org.br/online/qnesc19/19-a12.pdf>> Acesso em: 16/11/2015.

MARI, H.; SILVEIRA, J.C.C. Sobre a cognição visual. **Scripta**, Belo Horizonte, v. 14, n. 26, p. 3-26, 2010.

OLIVEIRA, Ó.A.; FERNANDES, J.D.G. **Arquitetura Atômica e Molecular: Quantização de energia e o modelo de Bohr**. Disponível em: <<https://docente.ifrn.edu.br/denilsonmaia/modelos-atomicos-o-modelo-de-bohr>> Acesso em: 15/11/2015.

OLIVEIRA, J.; WÄCHTER, P.H.; AZAMBUJA, A.A.; **Biofísica para ciências biomédicas**. Porto Alegre: EDIPUCRS, 2002.

ORNA, M.V. Chemistry and artists' colors: light and color. **Journal of Chemical Education**. Washington, v. 57, n. 4, p. 256-258, 1980.

RETONDO, C.G.; FARIA, P. **Química das Sensações**. 3 ed. Campinas: Átomo, 2009.

TAVARES, R. Construindo mapas conceituais. **Ciências & Cognição**, v. 12, p. 72-85, 2007.