

## Redação selecionada e publicada pela Olimpíada de Química SP-2016

**Autor: Matheus Takayasu**

Série: primeira (2015) do Ensino Médio

Profs.: Rubens Conilho Jr; Carlos R. Cerqueira; Igor E. Rizzo; Letícia M. Faustino

Colégio: Etapa

Cidade: São Paulo

### *Iluminando a noite com a química*

Era uma noite fria e chuvosa, João estava em seu quarto jogando videogame. Marcos, seu pai, passou pela porta, viu o garoto e, imediatamente, fez um pedido:

- Filho, por favor, desligue o videogame, pois está chovendo. Os raios vêm de repente e podem estragar seu brinquedinho. Ah! E aproveite e estude para a prova de amanhã. Quero ver um dez no seu boletim!

João, porém, desobedece a seu pai, já que estava nos últimos minutos da sua partida de futebol e não estava chovendo muito. Entretanto, minutos depois, João percebeu que tinha subestimado a chuva: subitamente, começaram os raios e o garoto foi logo desligar seu videogame, mas quando estava prestes a pressionar o botão de desligar, a energia elétrica acabou em sua casa. Olhando pela janela do quarto, percebia-se que o bairro inteiro estava em plena escuridão.

Felizmente, há alguns dias, João havia ido a uma festa na qual ganhou várias pulseiras de neon, lembrando esse fato, o menino apanhou as pulseiras que estavam na bancada próxima à janela e, rapidamente, torceu-as e elas começaram a brilhar. Porém, mesmo juntando várias pulseiras, o brilho era muito fraco e o garoto não conseguia ver o que estava ao seu redor. Ele até pensou em usar seu celular, mas como passou a tarde toda conversando com seus amigos, a bateria já tinha se esgotado.

De repente, um forte clarão invade seu quarto. Era seu pai entrando com uma vela na mão e vendo João todo colorido, cheio de pulseiras no braço, o pai, surpreso, pergunta:

- Mas o que é isso João?

O garoto explicou a situação para o pai, que ficou nervoso ao saber que seu filho não tinha obedecido ao seu pedido, não só por que o rapaz poderia ter danificado o videogame, mas principalmente porque no dia seguinte ele faria uma prova de química, uma das matérias que João apresentava mais dificuldade. No entanto, Marcos acalmou-se. Como era engenheiro químico, decidiu ajudar seu filho com os estudos, mas queria fazer isso de uma forma divertida, na qual João realmente se interessasse, aproveitando o resto da noite que restava na véspera da prova.

A primeira coisa que veio a cabeça do engenheiro foram as pulseiras que o menino usava. Então ele iniciou a explicação:

- Filho, está vendo essas pulseiras no seu braço? Muitas pessoas as chamam de pulseiras de neon, mas na verdade, não há neônio aí dentro.

- Sério pai? Achava que elas eram como miniaturas das lâmpadas de neon. Quer dizer que

eu fui enganado esse tempo todo?

- Sim, João. Mas isso é normal, muitas vezes damos nomes aos compostos nos baseando apenas em sua aparência, mas como você sabe, podemos chegar a conclusões totalmente erradas porque ...

- ... as aparências enganam.

- Isso mesmo. Apesar disso parecer simples, é algo muito sério. No passado, muitos mineradores confundiam um mineral chamado pirita com pepitas de ouro. A pirita era composta principalmente por dissulfeto de ferro ( $\text{FeS}_2$ ) e por causa dessa confusão, ela foi chamada de ouro dos tolos. Outro caso é o éter de petróleo, que não é um éter e sim uma mistura de alcanos, constituída principalmente por pentano e hexano, que são separados no refino do petróleo.

- Interessante. Vou guardar bem esses nomes pra não cair em pegadinhas. Vai que aparece na minha prova de amanhã... Mas pai, voltando as pulseiras, se não há neônio, o que realmente tem dentro delas?

- Essas pulseiras são compostas por um bastão plástico onde há um composto orgânico chamado luminol, dentro desse bastão, por sua vez, há um tubo de vidro com água oxigenada. Quando você torce o bastão, o tubo quebra e a água oxigenada entra em contato com o luminol, dando início a uma reação de quimioluminescência, em que o luminol vai sendo gradativamente oxidado até formar um peróxido instável que passa do estado excitado para o fundamental emitindo luz.

O pai também explicou que, devido ao fato do dia estar frio, as moléculas estavam menos agitadas, portanto ocorriam menos colisões efetivas entre as moléculas de luminol e peróxido de hidrogênio, fazendo com que a reação ficasse mais lenta e assim, menos luz era emitida, porém o brilho duraria por mais tempo.

- Então quer dizer que colocar as pulseiras na geladeira não aumenta o brilho delas? - Perguntou João.

- Sim, você estaria apenas diminuindo a velocidade da reação, fazendo com que a pulseira dure mais.

Depois de toda a explicação, o garoto ficou maravilhado em saber que a química estava presente em algo tão próximo dele. Mas ficou mais surpreso ainda em descobrir que, mesmo naquela noite escura, era possível observar a química nas coisas simples, como naquela vela que seu pai trouxe. Mais uma vez, o pai explicou o que ocorria: tratava-se da combustão da parafina presente na vela.

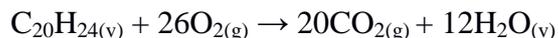
- A parafina é uma mistura de alcanos obtida através da destilação do petróleo – disse o pai.

- Que nem o éter de petróleo?

- Exatamente. Porém, a parafina é constituída de alcanos mais pesados, com pelo menos 20 carbonos. Esses alcanos por serem pesados e volumosos, ocorrem Forças de London relativamente intensas entre eles, fazendo com que o ponto de ebulição da parafina seja elevado e por isso, ela é recolhida nos compartimentos mais inferiores da coluna de fracionamento.

O pai alertou ao filho que o pavio da vela propriamente não sofre combustão, pois ele

apenas absorve a parafina, que quando vaporiza, “rouba” calor do pavio, mantendo-o refrigerado. Quando o pavio da vela é aceso, a parafina vaporiza, e então inicia-se a sua combustão que pode ser representada pela reação abaixo:



- Neste caso, trata-se de uma combustão completa, no entanto, pode haver a liberação de monóxido de carbono ou até mesmo de carbono sólido (a fuligem), quando falta oxigênio. Nestes casos a combustão é incompleta. Combustões são reações altamente exotérmicas, ou seja, liberam uma grande quantidade de energia na forma de calor e também de luz, que nesse caso é a chama da vela.

Marcos lembrou que a chama não serve apenas para iluminar os ambientes, ela também pode ser utilizada como um identificador de elementos no chamado teste da chama:

- Quando colocamos uma pequena quantidade de uma amostra na chama, ela pode alterar sua coloração. Geralmente isso ocorre com os cátions metálicos. Cada elemento gera uma cor específica. Vou te mostrar!

O pai levou o rapaz até o porão onde guardava sua coleção de sais. Havia uma estante cheia de placas de Petri, repletas de amostras das mais variadas cores. No entanto, Marcos selecionou apenas três delas para participar do teste e então foram para cozinha, onde o pai acendeu uma boca do fogão que, ao contrário da vela, seria capaz de fornecer energia suficiente para a realização do teste. Com uma pinça, ele pegou o primeiro sal. Era o cloreto de estrôncio, um simples sal branco, porém quando ele foi colocado na chama do fogão, ele produziu um forte vermelho pelo qual o garoto ficou admirado. Depois foi a vez do sulfato de cobre (II), um clássico sal azul, que, surpreendentemente, deixou a chama verde. Por último, o pai pegou algo um pouco diferente, não era um sal, a amostra era mais brilhante e maleável do que as outras.

Era, na verdade, uma fita metálica de magnésio que quando foi colocada na chama liberou um intenso brilho branco que deixou a cozinha tão clara quanto um dia ensolarado na praia. Apesar de quase ter ficado cego, João ficou impressionado e viu outras várias aplicações desse teste, como o uso em fogos de artifício, flashes de câmeras ou até mesmo em granadas de luz. O garoto quis entender porque aquilo acontecia e então, perguntou para seu pai que respondeu:

- Quando a amostra é aquecida na chama, ocorre a transição eletrônica: os elétrons dos metais recebem energia e são promovidos para uma camada superior e mais energética, resultando no estado excitado. Quando os elétrons retornam para sua camada original, que chamamos de estado fundamental, eles liberam energia na forma de luz.

- Mas por quê cada metal tem sua cor característica?

- Isso se deve ao fato de que os elétrons de cada metal absorvem uma quantidade de energia específica para saltar de um nível para o outro. Quando os elétrons voltam, eles liberam essa energia na forma de um fóton de um certo comprimento de onda correspondente a uma determinada faixa do espectro visível.

- Mas pai, não é possível que metais diferentes emitam fótons de mesmo comprimento de onda, ou seja, metais distintos que liberam a mesma cor no teste?

- Infelizmente sim, como já falamos, a aparência pode nos enganar. Tanto o cálcio quanto cádmio liberam um vermelho tijolo. Além disso, bário, boro e cobre II apresentam uma tonalidade

de verde muito próxima, dificultando a identificação.

- E não há outro método de identificação mais preciso e seguro do que o teste da chama?

- Claro que sim, filho. O mais utilizado é a espectroscopia, ela não só é mais precisa, como é mais abrangente. Podemos identificar uma enorme gama de compostos, diferentemente do teste da chama, que é, no geral, limitado aos metais.

O pai viu o interesse surgir nos olhos do seu filho, e dessa vez, nem esperou que ele perguntasse o funcionamento. Inicialmente, o pai mostrou que a espectroscopia também tem desvantagens. É um método custoso, tanto pelo preço quanto pela quantidade de detalhes exigida na preparação da amostra, como na escolha de solventes e modificadores químicos e também na calibração dos equipamentos para a realização apropriada do processo.

Marcos explicou que a espectroscopia consiste essencialmente em analisar o efeito causado nas moléculas devido à incidência de radiação. Vários tipos de radiação podem ser utilizados, inclusive a faixa visível do espectro, que é utilizada junto com a faixa do ultravioleta, na chamada espectroscopia UV-Vis. Quando a luz é incidida sob a amostra, parte dela se choca nos elétrons e os faz oscilar e podem promovê-los a um nível mais energético, ou seja, os elétrons ganham energia advinda dessa luz incidente, a qual, conseqüentemente, perde energia. Esse processo é chamado de absorção, mas apenas as frequências que correspondem a diferença de energia entre os níveis são absorvidas.

- As partes da molécula que absorvem a luz são chamadas de cromatóforos. Com um equipamento chamado espectrofotômetro, podemos descobrir o quanto de luz um cromatóforo absorve e em qual comprimento de onda. Com estas informações, o espectrofotômetro produz um gráfico de absorção por comprimento de onda.

- E como interpretamos esse gráfico? - Perguntou João.

Marcos abriu um armário e pegou um espectro de absorção para mostrar ao rapaz.

- Filho, como você pode ver no gráfico, há algumas regiões de pico. Esses são os sinais dos cromatóforos, cada cromatóforo apresenta um sinal específico, permitindo distingui-los. Aqui você pode ver um pico de absorção entre 400 e 500 nm, isso se deve a presença de ligações duplas intercaladas na molécula. Essa é a faixa correspondente as cores verde e azul no espectro, então a molécula absorve-as e nós conseguimos enxergar apenas as cores vermelho e amarelo que são refletidas resultando no laranja. Isso já era esperado dessa molécula, o betacaroteno, um pigmento muito presente na cenoura. Por falar nisso, quando foi a última vez que você comeu cenoura?

- Sinceramente, não me lembro. - Respondeu bocejando.

- A cenoura é muito importante, pois ela possui vitamina A, que é um grupo de moléculas orgânicas insaturadas, que inclui o retinol e até o próprio betacaroteno. Elas melhoram sua visão noturna, assim você pode enxergar melhor no escuro.

Porém, mesmo sem comer cenoura há muito tempo, João foi capaz de enxergar a química naquela noite fria e chuvosa graças ao seu pai, que esclareceu essa matéria deslumbrante. O garoto estava com sono e Marcos o levou de volta para o quarto. Aquela noite acabava, mas a vontade de aprender ainda mais sobre química permanecia acesa no coração de João.

## **Referências Bibliográficas:**

- [https://pt.wikipedia.org/wiki/%C3%89ter\\_de\\_petr%C3%B3leo](https://pt.wikipedia.org/wiki/%C3%89ter_de_petr%C3%B3leo)
- <https://en.wikipedia.org/wiki/Luminol>
- <https://pt.wikipedia.org/wiki/Parafina>
- <http://casa.hsw.uol.com.br/questao267.htm>
- [https://en.wikipedia.org/wiki/Flame\\_test](https://en.wikipedia.org/wiki/Flame_test)
- ATKINS, Peter; JONES, Loretta. Átomos: O Mundo Quântico, in Princípios de Química. 5ª Ed. Bookman, 2012
- ATKINS, Peter; JONES, Loretta. Técnica Principal 2: Espectrometria de Ultravioleta e Visível, in Princípios de Química. 5ª Ed. Bookman, 2012
- [http://www.chm.bris.ac.uk/motm/carotene/beta-carotene\\_colourings.html](http://www.chm.bris.ac.uk/motm/carotene/beta-carotene_colourings.html)
- [https://en.wikipedia.org/wiki/Vitamin\\_A](https://en.wikipedia.org/wiki/Vitamin_A)