

Instruções - Parte 2

Para a aula vocês irão avaliar os modelos atômicos clássicos. Além disso, vocês devem fazer um desenho que represente o modelo segundo as hipóteses do autor do modelo.

Neste material consta um breve relato sobre os modelos atômicos segundo o ponto de vista crítico observacional de cada autor, por meio do texto fornecido anote as devidas informações necessárias para responder as questões do guia.

Um breve relato sobre o modelo atômico de John Dalton

Similarmente a Demócrito, Dalton se apoiava na ideia de que todas as substâncias são constituídas de pequenas partículas indivisíveis chamadas átomos. Os átomos de diferentes elementos deveriam ter diferentes propriedades, mas os átomos do mesmo elemento deveriam ser iguais entre si. Nas ligações químicas entre diferentes tipos de material o átomo participa como um todo. Os átomos não deveriam se alterar ao formar compostos químicos mais complexos. E, por fim, os átomos não poderiam ser criados nem destruídos. Para Dalton era como se os átomos fossem uma bola de bilhar. Dalton coletou várias amostras de diferentes locais da Inglaterra. Assim ele analisou a atmosfera para argumentar sua teoria *“As partículas de um gás não repelem as de outro gás, mas apenas as de sua própria espécie”*. Levantando a sua hipótese de que um gás consiste em pequeníssimas partículas separadas umas das outras por grandes distâncias.

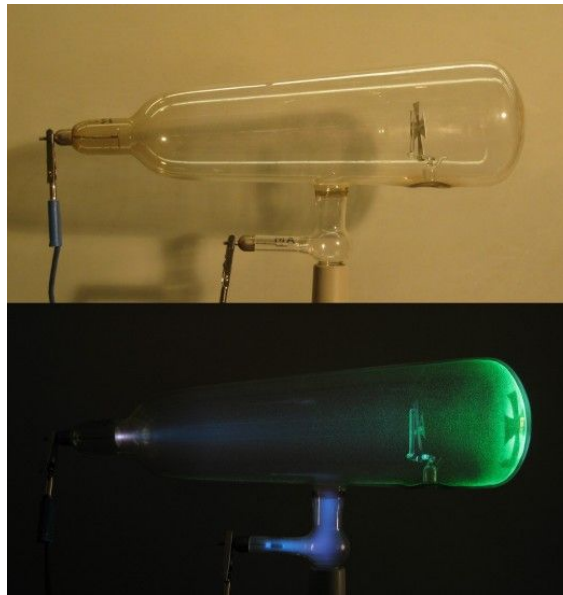
Dalton teve também grandes contribuições desenvolvendo métodos que permitissem quantificar a massa do átomo, que mais tarde ficou conhecido como peso atômico.

A teoria de Dalton tinha vários pontos falhos, começando por não explicar a condutividade elétrica de um material. Além disso, os experimentos posteriores de radiação com matéria mostraram que o átomo pode ser dividido em partículas ainda menores, mostrando a falha das hipóteses levantadas de Dalton. Para analisar outro ponto falho, se aplicarmos esta teoria de Dalton à molécula de água deveríamos ter “um átomo de hidrogênio combinado com um átomo de oxigênio”, afinal, segundo Dalton: “o átomo de um elemento deveria se combinar um a um com outro elemento”, desta forma encontraríamos um peso para o oxigênio de sete vezes a massa do hidrogênio. Sabemos hoje em dia que esta é uma informação equivocada, visto que a água é composta de dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio H_2O o que faz com que o oxigênio tenha uma massa 16 vezes maior do que o hidrogênio.

Um breve relato sobre o modelo atômico de Joseph John Thomson

Thomson foi o primeiro cientista a modelar a estrutura atômica indicando a possibilidade de divisão atômica. Segundo Thomson, o átomo era formado por elétrons fixados em uma esfera de carga elétrica positiva, o aspecto lembrava ao de um “pudim com passas”.

Ele adaptou a ampola de raios catódicos a fim de testar a natureza elétrica dos raios observados. Foi então que ele detectou que as partículas geradas no cátodo eram desviadas pelo eletrodo positivo. Ele observou que este fenômeno não dependia de fatores externos como o gás que preenchia a ampola; o material de metal que compunha o cátodo ou o ânodo; e o material que compunha os eletrodos.



<https://www.infoescola.com/fisica/ampola-de-crookes/>

Devido ao raio catódico ser desviado independentemente das condições, Thomson postulou que esta partícula negativa é inerente a todos os átomos e ficou conhecida como elétron.

Claro que este modelo apresentava algumas falhas, especialmente com o advento das fontes radioativas. Se o átomo fosse maciço, a radiação não deveria atravessá-lo, e infelizmente para este modelo uma grande parcela da radiação atravessa os átomos. Mas ainda sim não tira o mérito do Thomson de ter detectado os elétrons.

Um breve relato sobre o modelo de Ernest Rutherford

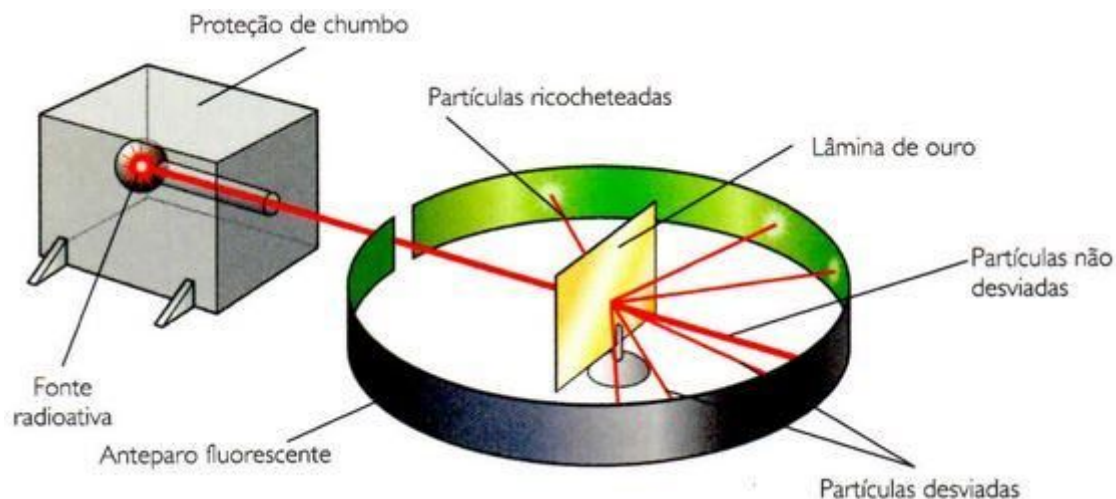
A experiência:

Ele pegou o polônio, um material radioativo, e usou como fonte de radiação alfa colocando o material em uma caixa de chumbo com uma pequena abertura.

Na saída, as partículas alfa atravessavam uma lâmina muito fina de ouro. Para verificar um possível espalhamento das partículas Rutherford adaptou um detector móvel com material fluorescente para registrar o caminho percorrido pelas partículas.

O físico observou que a maioria das partículas alfa atravessava a lâmina de ouro quase que em linha reta, mas ele observou que algumas partículas desviavam e até mesmo ricocheteavam de suas respectivas trajetórias.

Assim Rutherford concluiu que no átomo há um enorme vazio, apresentava um núcleo muito pequeno e positivo (+) constituído de prótons, já que partículas alfa desviavam algumas vezes, além disso, os elétrons deveriam estar girando ao redor do núcleo em órbitas helicoidais para equilibrar as cargas positivas e deveriam ser menores que o núcleo justificando o grande vazio observado.



<https://www.coladaweb.com/wp-content/uploads/2016/03/20160323-rutherford-experimento.jpg>

Porém, o modelo do átomo de Rutherford tem algumas falhas, visto que, se o núcleo atômico é positivo, porque as partículas no interior do núcleo não se repelem destruindo o núcleo? Partículas de cargas opostas deveriam se atrair, então como que os elétrons (-) não colapsam contra o núcleo(+)? Tecnicamente segundo este modelo os elétrons deveriam perder energia gradualmente percorrendo uma espiral em direção ao núcleo, e à medida que isso acontecesse deveriam emitir energia na forma de luz para que tenha conservação de energia. Entretanto o não se observa nenhum colapso deste tipo de forma natural.

Um breve relato sobre o modelo de Rutherford-Bohr

A ciência atômica sofreu uma série de reformulações em seus modelos explicativos. Rutherford enunciou um modelo o qual o átomo deveria ter um núcleo denso composto de prótons (carga $+$) e de nêutrons (cargas neutras), além disso o átomo deveria possuir uma eletrosfera onde orbitavam elétrons (carga $-$).

Rutherford explicava satisfatoriamente o espalhamento das partículas alfa, embora os conceitos de interação entre partícula e onda ainda não estivessem bem estabelecidos.

Mas o modelo deixava uma questão em aberto: como a eletrosfera manteria os elétrons em órbita? E por que estes elétrons não perdem energia devido a órbita e não colapsam no núcleo?

Eis que Niels Bohr se interessa pelo modelo de Rutherford e decide completá-lo. O que acontece, na verdade, é que o elétron emite energia. Quanto maior a sua energia, mais afastado ele fica do núcleo do átomo.

Bohr sugeriu se baseou no hidrogênio e enunciou um modelo de órbitas onde os elétrons orbitam em torno de um pequeno núcleo constituído de prótons (cargas $+$) e nêutrons (cargas neutras), onde a finalidade dos nêutrons era manter o átomo estável, visto que os prótons estão muito próximos um do outro e deveriam se repelir, mas o nêutron atua como se fosse uma “cola” mantendo o átomo estável.



<https://pt.wikipedia.org/wiki/Hidrog%C3%A9nio#/media/File:Hydrogenglow.jpg>

Além disso os elétrons não caem no núcleo porque apresentam seus níveis de energia orbitais quantizados, desta forma, ao receber energia o elétron pode saltar de uma órbita para outra emitindo luz

O modelo de Bohr apresenta limitações quando se tratava de elementos diferentes do hidrogênio com mais elétrons do que o átomo de hidrogênio; o átomo Bohr tinha que ser um disco plano bidimensional, sendo que de maneira geral as órbitas deveriam estar no plano tridimensional; ele não explica como ocorrem as ligações químicas; contradiz a eletrodinâmica clássica e a relatividade restrita.