

## Radiações Corpusculares

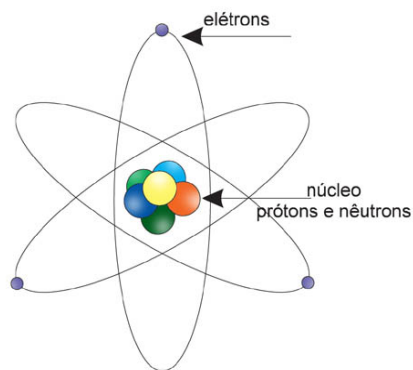
Certamente você já deve ter ouvido em algum momento da sua vida, termos como radioatividade, energia nuclear, bomba atômica, acidente nuclear, e outros termos que mais uma vez nos remetem as radiações e seus efeitos. Quase sempre esses termos são associados à destruição, dor e insegurança. Até hoje, quando mencionamos Guerra Fria, automaticamente pensamos em uma possível guerra nuclear que aconteceria entre as superpotências da década de 80, Estados Unidos e União Soviética, enquanto o restante do mundo ficava em desespero tentando imaginar o que poderia acontecer caso este fato se consumasse.

Em outros momentos da história já nos deparamos com as radiações e o seu emprego não tão benéfico. Podemos lembrar da Segunda Grande Guerra Mundial, onde o uso de bombas atômicas deixaram a humanidade em pânico com o enorme poder de destruição das bombas que foram jogadas pelos americanos sobre as cidades japonesas de Hiroshima e Nagasaki. Temos ainda, os acidentes que ocorreram em Goiânia (bomba de césio 137) e Chernobyl (explosão do reator nuclear), que trouxeram para os jornais e noticiários os perigos da chamada radiação.

Entretanto, o uso das radiações também trouxe melhorias e esperanças para muitas pessoas. Hoje o emprego das radiações é muito grande, como por exemplo, no tratamento do câncer, na geração de eletricidade, no diagnóstico de doenças, na datação de achados arqueológicos, na esterilização de materiais, na agricultura, entre muitas outras aplicações.

Desta forma, após termos conhecido as radiações eletromagnéticas, suas características e aplicações, estudaremos agora as radiações corpusculares, ou seja, aquelas que são formadas por partículas elementares ou núcleos atômicos. Assim, o estudo do átomo e em particular, o núcleo atômico, será uma ferramenta muito útil para o entendimento dessa nova forma de radiação.

### A Estrutura do Átomo



Modelo planetário do átomo

Desde os gregos até os modelos mais atuais, o átomo foi por muito tempo (e ainda é) um tema de pesquisa de muitos cientistas. Cada um deles, utilizando-se de teorias e/ou métodos experimentais, criou um modelo para representá-lo. Um modelo que geralmente pode ser usado para representar o átomo é aquele que se assemelha ao sistema solar em miniatura, também conhecido pelo nome de Modelo Planetário.

Neste modelo, o átomo possui uma região central denominada de núcleo (a semelhança do Sol) bastante pequeno, onde se encontram os prótons (com carga elétrica positiva) e os nêutrons (com carga elétrica neutra), e onde está a maior parte da massa do átomo. Ao redor desse núcleo existe uma região chamada de eletrosfera, onde está uma configuração de partículas com carga elétrica negativa, denominadas de elétrons.

O átomo é algo realmente muito pequeno e em sua maior parte, um grande vazio. Para entendermos melhor isso, imagine que você esteja segurando uma bola de basquete enquanto alguns grãos de areia girem em torno da bola, a 25 km de distância. Imagine ainda que todo o espaço entre a bola e os grãos de areia, um espaço suficientemente grande para conter uma cidade inteira, está totalmente vazio. Sob certos aspectos, o interior do átomo é assim, só que em uma escala menor. A bola de basquete seria o núcleo, enquanto que os grãos de areia seriam os elétrons. Um outro exemplo para elucidar essa tamanha desproporção seria o seguinte: Do centro da cidade de São Paulo até o aeroporto de Cumbica em Guarulhos, a distância é de aproximadamente 25 km. Assim, se “o núcleo do átomo, isto é, a bola de basquete estivesse colocada no centro da cidade de São Paulo, o elétron mais próximo estaria a 25 km dele, em outra cidade, em Guarulhos”! O que acha disso?

Experimentos revelaram que o diâmetro do átomo é da ordem de  $10^{-10}$  m<sup>1</sup>, enquanto que o de seu núcleo é cerca de  $10^{-15}$  m<sup>2</sup>, logo o diâmetro do átomo é cerca de 100.000 vezes maior que o diâmetro do seu núcleo, o que corresponderia em sua maior parte a um grande vazio. Entretanto sabemos hoje, que o elétron tem probabilidade de ocupar posições diferentes girando ao redor do núcleo, de modo que não caracteriza um vazio absoluto.

### A Estrutura do Núcleo

Ernest Rutherford (1871-1937) ao fazer a sua famosa experiência sobre o “Espalhamento das Partículas Alfa” em 1911, descobriu a estrutura do núcleo atômico estudando a interação entre as partículas alfa e átomos de ouro. A partir disso, ele pôde concluir que no núcleo do átomo existia uma partícula positiva e que seria então chamada de próton, pois em latim significava “primeiro”, uma vez que foi a primeira partícula do núcleo a ser descoberta.

O elétron já havia sido descoberto por Joseph John Thomson (1856-1940) em 1897 ao estudar os chamados raios catódicos e sua descoberta serviu como ponto de partida para estes estudos posteriores sobre o átomo, como a experiência de Rutherford, pois os resultados obtidos por Thomson apontaram que o átomo não tinha mais um caráter indivisível como até então se imaginava. Em 1932, James Chadwick (1891-1974) um contemporâneo de Rutherford, mostrou a existência de uma segunda partícula no interior do núcleo atômico. Esta partícula recebeu o nome de nêutron e apresentava carga elétrica neutra e massa muito próxima a do próton.

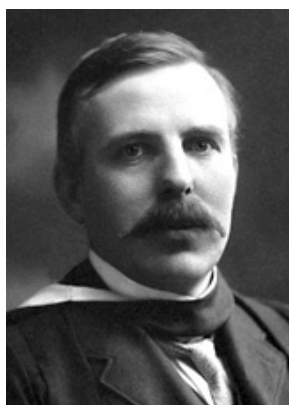
---

<sup>1</sup>  $10^{-10}$  m = 1 Angstrom (1 Å). Unidade muito usada para medidas da ordem do diâmetro do átomo.

<sup>2</sup>  $10^{-15}$  m = 1 Fermi (1 fm). Unidade muito usada para medidas da ordem do núcleo do átomo.



Joseph John Thomson



Ernest Rutherford



James Chadwick

A massa do próton é 1836 vezes maior que a massa do elétron e a massa do nêutron é 1839 vezes maior que a massa do elétron, assim prótons e nêutrons são responsáveis por quase toda a massa do átomo. Isso justifica a afirmação que praticamente toda a massa do átomo está concentrada em seu núcleo. Isto também justifica os espaços vazios no interior do átomo, uma vez que na eletrosfera onde encontramos os elétrons, temos partículas com pouquíssima massa, muito afastadas do núcleo e movimentando-se ao redor dele nas órbitas.

Na tabela a seguir, encontramos os valores das respectivas massas e cargas elétricas das partículas que constituem o átomo.

Partículas	Massa (kg)	Massa <sup>3</sup> (u)	Carga Elétrica <sup>4</sup> (C)
<i>Próton</i>	$1,672622 \cdot 10^{-27}$	1,007276	$+ 1,602177 \cdot 10^{-19}$
<i>Nêutron</i>	$1,674927 \cdot 10^{-27}$	1,008665	0
<i>Elétron</i>	$9,109382 \cdot 10^{-31}$	$5,485799 \cdot 10^{-4}$	$- 1,602177 \cdot 10^{-19}$

### Caracterizando um Átomo

A característica mais importante de um átomo é o número de prótons do seu núcleo, que é chamado de **número atômico** e é representado pela letra **Z**. É este número que define o elemento a que pertence o átomo. Assim, por exemplo, todos os átomos de ouro (número atômico 79) possuem 79 prótons. Na verdade, para os cientistas, o nome “ouro” é simplesmente uma forma compacta de dizer “átomo com 79 prótons”. Todo elemento possui um número atômico: os átomos de hidrogênio têm 1 próton, os átomos de carbono têm 6 prótons e assim por diante.

Todos os átomos de um elemento possuem o mesmo número de prótons, mas o número de nêutrons pode variar. Em outras palavras, dois átomos com o mesmo número de prótons podem ter números diferentes de nêutrons. Nesse caso, dizemos que os dois átomos,

<sup>3</sup> A unidade de massa atômica é representada pela letra **u** e é medida em relação ao átomo de carbono-12.

<sup>4</sup> A carga elétrica é medida em Coulomb e é representada pela letra **C**. Esta carga corresponde a carga elementar do elétron que foi medida por Milikan em 1907.

que possuem massas diferentes, são **isótopos** do elemento. A soma do número de prótons com o número de nêutrons é chamada de **número de massa**, sendo representada pela letra **A**.

Portanto, para todo átomo podemos usar a seguinte representação  ${}^A_Z X$ , onde **A** é o número de massa, **Z** representa o número atômico, enquanto **X** representa o símbolo do elemento. Logo, quando escrevemos  ${}^{56}_{26} Fe$ , estamos querendo dizer na verdade que o elemento representado pelo símbolo Fe, refere-se ao átomo de ferro, que possui 26 prótons e 30 nêutrons, pois subtraindo-se o seu número de massa 56 ( $A = 56$ ) do número atômico 26 ( $Z = 26$ ), obtemos o número de nêutrons ( $N = A - Z$ ) do elemento.

Todos os elementos possuem vários isótopos. No caso do carbono, por exemplo, o isótopo mais abundante é que possui 6 prótons e 6 nêutrons. Este isótopo, cujo número de massa é 12, é representado como  ${}^{12}C$  ou carbono-12 e denominado “carbono doze”. Outros isótopos do carbono, como carbono-13, com sete nêutrons, e o carbono-14, com oito nêutrons, possuem uma massa maior que o carbono-12.

### Questões

1-) Imagine que uma bola de basquete fosse o núcleo de um átomo e que ela tivesse uma massa de 3 kg. Se neste átomo existissem apenas 1 próton, 1 nêutron e 1 elétron, quanto valeria a massa do próton, do nêutron e do elétron, aproximadamente?

2-) Represente através do modelo planetário os isótopos do átomo de hidrogênio:

- a) *Prótio* (conhecido como hidrogênio leve, possui apenas um próton e um elétron).
- b) *Deutério* (conhecido como hidrogênio pesado, possui um próton, um elétron e um nêutron).
- c) *Trítio* (conhecido como hidrogênio mais pesado, possui um próton, um elétron e dois nêutrons).

3-) Determine para os elementos  ${}^{40}_{20} Ca$ ,  ${}^{23}_{11} Na$ ,  ${}^{19}_9 F$  e  ${}^{20}_{10} Ne$ , o seu número de prótons, elétrons e nêutrons. Entre eles, existem isótopos? Quais?

4-) Qual o significado da expressão: carbono-13 e carbono-14? O que estes elementos são entre si?