

Rede São Paulo de

Formação Docente

Cursos de Especialização para o quadro do Magistério da SEESP
Ensino Fundamental II e Ensino Médio

Visão Macroscópica da Matéria:
Aspectos Gerais sobre a
História da Química Moderna

d02

Rede São Paulo de

Formação Docente

Cursos de Especialização para o quadro do Magistério da SEESP
Ensino Fundamental II e Ensino Médio

São Paulo
2011

Sumário

1. O caminho para o Modelo Atômico de Dalton – o átomo indivisível	1
1.1 – O caminho para a tabela periódica de Mendeleev	6
2. A Mudança do Modelo Atômico Indivisível para o de Átomo Divisível.....	13
2.1 - Desenvolvimento de técnicas envolvidas nos estudos de descargas elétricas em gases a baixas pressões	17
2.2 - A determinação da carga e massa das partículas subatômicas até então conhecidas	24
3. A descoberta da radioatividade e sua influência sobre o desenvolvimento dos modelos atômicos	26
4. A evolução do modelo do átomo divisível - O Modelo Nuclear de Rutherford.....	31
Glossário	37
Referências Consultadas	39
Ficha da Disciplina:	42

1. O caminho para o Modelo Atômico de Dalton – o átomo indivisível



Como já visto anteriormente, a idéia da existência de um limite para a divisão da matéria já havia surgido na época da Grécia Antiga, associada ao Atomismo dos filósofos Leucipo e Demócrito. Como todo o conhecimento pré-científico, suas idéias eram inteiramente baseadas em argumentos filosóficos, segundo os preceitos da lógica, não tendo qualquer sustentação experimental.

O Atomismo persistiu como conceito filosófico através da Antiguidade, Idade Média e Renascimento, tendo adeptos e adversários ao longo destes períodos. A partir da Idade Média foi um conceito combatido pela Igreja Católica, que apoiava as idéias de Aristóteles, e em consequência teve sua difusão e aceitação dificultadas. Entre os adeptos do Atomismo podemos citar os nomes de Giordano Bruno (1588), Pierre Gassendi (1649) e Robert Boyle (1661; Figura 1). Detalhes sobre o conceito de Atomismo nestes períodos podem ser encontrados em PARTINGTON(1989).

1



Figura 1- Robert Boyle (1661)

Em 1797 o químico e farmacêutico francês Joseph Proust (1754-1826; Figura 2) propôs a Lei das Proporções Definidas. A partir de seus dados de análise de carbonato de cobre, óxidos de estanho e sulfetos de ferro, Proust afirmou que: “Os elementos que reagem para formar um composto sempre se combinam em massas que guardam entre si uma relação de números inteiros e pequenos”. Esta lei, juntamente com a Lei da Conservação da Massa de Lavoisier, constitui duas das leis ponderais conhecidas na época.

O primeiro modelo científico do átomo foi proposto por John Dalton (químico inglês, 1786-1844; Figura 3) em 1808, em seu livro *New System of Chemical Philosophy*. Embora seja tentador afirmar que Dalton propôs seu modelo atômico com base nas duas leis ponderais conhecidas na época, aparentemente suas idéias estavam baseadas principalmente em seus trabalhos anteriores envolvendo observações sobre a atmosfera, misturas gasosas e solubilidade de gases em água. No mesmo livro Dalton publicou sua Lei das Proporções Múltiplas, uma terceira lei ponderal, discutida e explicada em termos de sua Teoria Atômica.



Figura 2 - Joseph Proust (1754-1826)



Figura 3 - John Dalton (1786-1844)

A Teoria Atômica de Dalton, envolvendo o conceito de átomo indivisível, é baseada em quatro idéias principais que se seguem, expressadas em linguagem moderna:

1. Os elementos são formados por pequenas partículas indivisíveis e indestrutíveis denominadas átomos.
2. Todos os átomos de um dado elemento são idênticos, tendo a mesma massa atômica.
3. Os átomos de elementos diferentes tem diferentes massas atômicas relativas.
4. Os átomos de um dado elemento podem se combinar com átomos de outros elementos para formar compostos. Ao formarem um composto, os átomos se combinam mantendo relações de números inteiros e pequenos, tais como 1:1, 1:2, 2:3, e assim por diante.

Pela aplicação dessas idéias Dalton pode explicar sua Lei das Proporções Múltiplas, procedimento que foi posteriormente estendido as outras leis ponderais conhecidas na época, a Lei da Conservação da Massa de Lavoisier e a Lei das Proporções Definidas de Proust.

A Lei da Conservação da Massa numa reação química pode ser racionalizada em termos das idéias 1 e 4, o mesmo ocorrendo com a Lei das Proporções Definidas.

No mesmo livro Dalton propôs um sistema de símbolos usados para representar a composição dos compostos que estudou, e uma tabela de massas atômicas de seis elementos – hidrogênio, oxigênio, nitrogênio, carbono, enxofre e fósforo, com o átomo de hidrogênio sendo suposto por convenção ter massa atômica igual a 1 (Figura 4).

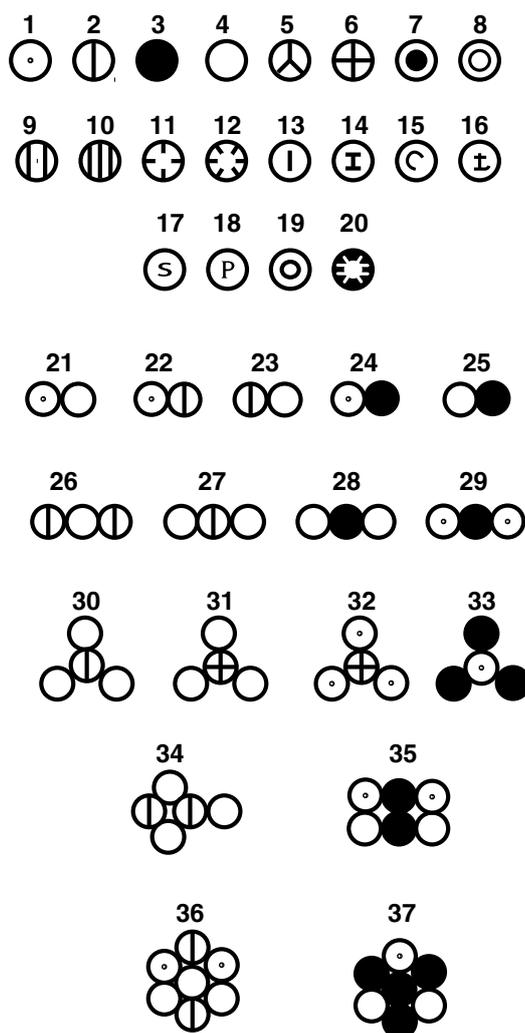


Figura 4 - Sistema de símbolos criado por Dalton para os elementos e seus compostos.

Aparentemente Dalton estabeleceu as massas relativas de uma série de elementos a partir dos dados das análises de água, amônia, dióxido de carbono e outros compostos, publicados por pesquisadores da época.

Para obter as massas atômicas relativas, Dalton precisava propor fórmulas moleculares para as substâncias cujos dados eram utilizados nos cálculos. Dalton propôs então uma regra adicional, a da “máxima simplicidade”, que criou controvérsias, desde que não pode ser confirmada independentemente. Essa regra, baseada unicamente na crença sobre a simplicidade da natureza, era necessária porque naquela época os cientistas não tinham como deduzir quantos átomos de cada elemento se combinavam para formar um composto. Como consequência desta regra de máxima simplicidade, Dalton propôs erroneamente que a fórmula da água,

expressa em linguagem moderna, seria OH, e a da amônia NH, bastante diferente do que conhecemos hoje sobre a composição dessas substâncias. Embora hoje saibamos que os valores das massas atômicas relativas obtidas por Dalton estavam errados, pois naquela época não se sabia que a forma natural de hidrogênio é o de uma molécula diatômica e não de um átomo isolado, a idéia foi de extrema importância para o desenvolvimento do conceito periódico, como veremos na continuidade.

Em 1808 o químico sueco Jons Jakob Berzelius (1779-1850; Figura 5) publicou a obra *Lar-bok i Kemien*, na qual propôs também uma escala de massas atômicas relativas, atribuindo por convenção a massa 100 para o oxigênio. Na mesma obra propôs as bases de símbolos e notação química, que é utilizada até hoje.



Figura 5 - Jons Jakob Berzelius
(1779-1850)



Figura 6 - Joseph Louis Gay-Lussac
(1778-1850)

No mesmo ano de 1808 o químico e físico Frances Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850; Figura 6) publicou a Lei dos Volumes de Combinação, obtida a partir dos dados obtidos em estudos de reações em que reagentes e produtos estão no estado gasoso. A lei diz que, “quando gases reagem para formar outros gases, e todos os volumes são medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, a relação entre os volumes dos gases reagentes e produtos pode ser expressa através de números inteiros e pequenos”.

Com base na Lei dos Volumes de Combinação de Gay-Lussac, Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro, físico e advogado italiano (1776-1850; Figura 7), propôs em 1811 que “volumes iguais de gases diferentes medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão contém igual número de moléculas”. Avogadro foi um dos primeiros cientistas a fazer a distinção clara entre o que hoje conhecemos como átomo e molécula. No entanto, suas idéias sobre molécula não foram aceitas por quase cinqüenta anos. Várias razões contribuíram para isto. Uma delas é que

Avogadro não era um membro ativo da comunidade química, na época concentrada quase exclusivamente nos centros de Química da Alemanha, França, Inglaterra e Suécia. A outra razão parece estar ligada à oposição de suas idéias às de Berzelius, na época um dos maiores nomes da Química.



Figura 7 - Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1850)



Figura 8 – Johan Wolfgang Dobereiner (1780-1849)

Segundo Berzelius, compostos seriam mantidos pela atração entre cargas positivas e negativas, o que tornaria inconcebível a existência de uma molécula composta por dois átomos idênticos, como O_2 e H_2 , que são eletricamente semelhantes.

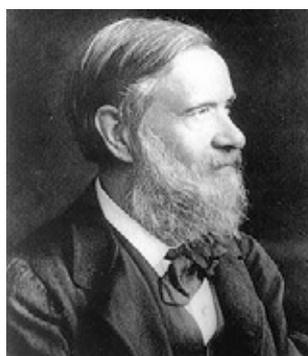
1.1 – O caminho para a tabela periódica de Mendeleev

Mesmo com os problemas existentes quanto aos valores aceitos para as massas atômicas relativas, em 1829 Johan Wolfgang Dobereiner, químico alemão (1780-1849; Figura 8), publicou suas observações, relatando que havia regularidades entre certas propriedades de grupos de elementos selecionados. Por exemplo, observou que na série dos metais alcalinos lítio, sódio e potássio, a massa atômica do sódio, o elemento do meio, era igual à média das massas atômicas de lítio e potássio.

O mesmo ocorria nos elementos cálcio/estrôncio/bário, enxofre/selênio/telúrio e cloro/bromo/iodo. Por exemplo, no caso do bromo, onde as massas atômicas relativas de cloro e iodo são 35,470 e 126,470, respectivamente, sua massa atômica calculada pela média é 80,470, enquanto que a massa determinada na época por Berzelius é igual a 78,33. Relações semelhantes existem para as densidades de compostos de composição análoga formadas pelos elementos de cada um destes grupos. Essa foi a primeira lei de periodicidade de propriedades em função

da massa atômica descrita, que por envolver grupos de três elementos, é conhecida como a Lei das Tríades de Dobereiner. No entanto, por sua limitada aplicabilidade, tanto aos elementos já conhecidos na época, como àqueles que foram descobertos a seguir, despertou pouco interesse junto à comunidade química.

Os problemas existentes com as escalas de massa atômicas relativas, decorrentes do não reconhecimento das diferenças entre átomos e moléculas, só foram esclarecidos definitivamente em 1860, pelo químico italiano Stanislao Cannizzaro (1826-1910; figura 9).



*Figura 9: Stanislao Cannizzaro
(1826-1910)*

Durante o primeiro congresso internacional de Química, realizado nesse ano em Karlsruhe, Alemanha, Cannizzaro reativou as idéias de Avogadro referente às moléculas diatômicas formadas pelos elementos hidrogênio, oxigênio e nitrogênio, pondo fim a décadas de conflitos relacionados com massas atômicas e fórmulas moleculares. Com a aceitação do conceito de molécula pela comunidade química, quase 50 anos depois de formulado por Avogadro, foi possível criar uma escala confiável de massas atômicas relativas dos elementos conhecidos, o que levou às descobertas das leis periódicas, culminando com a proposição da Tabela Periódica de Mendeleev em 1869.

Em 1862 o geólogo e mineralogista francês Alexandre-Emile Béguyer de Chancourtois (1820- 1886) publicou a *hélice telúrica*, uma versão pioneira da Tabela Periódica dos Elementos. De Chancourtois representou as massas atômicas dos elementos sobre a superfície de um cilindro com circunferência igual a 16 unidades, a massa atômica aproximada do elemento oxigênio. A curva helicoidal resultante (Figura 10), denominada hélice telúrica por De Chancourtois, colocou os elementos semelhantes em pontos correspondentes situados na mesma

vertical, acima ou abaixo um do outro, separados por intervalos regulares de massas atômicas. De Chancourtois sugeriu que “*as propriedades dos elementos são as propriedades dos números a eles associados*”. Assim, sem dúvida ele foi o primeiro cientista a ver a periodicidade das propriedades dos elementos quando arranjados em ordem crescente de suas massas atômicas. No entanto, por ter publicado inicialmente seus resultados sem a figura da hélice telúrica (*Comptes rendu*, 1862, 54, 757-761) o trabalho se tornou de difícil compreensão. Posteriormente o trabalho com a figura foi publicado numa revista de Geologia, de modo que não teve praticamente nenhum impacto entre os químicos da época.



Figura 10: Hélice telúrica - De Chancourtois

Em 1864 o químico inglês John Alexander Reina Newlands (1837-1895) publicou a *Lei das Oitavas*, baseadas na observação de que quando os elementos conhecidos na época eram colocados em ordem crescente de suas massas atômicas, o oitavo elemento da seqüência tinha propriedades semelhantes às do primeiro elemento. Isto pode ser visto na Tabela 1 do trabalho publicado por Newlands em 1864, onde os elementos localizados na horizontal têm propriedades aproximadamente semelhantes. Por sua analogia com a escala musical, que a cada oito notas repete a seqüência, a comunicação foi recebida até com certa ironia por parte de alguns membros da comunidade científica.

No. H 1	No. F 8	No. Cl 15	No. Co e Ni 22	No. Br 29	No. Pd 36	No. I 42	No. Pt & Ir 50
Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Os 51
G 3	Mg 10	Ca 17	Zn 24	Sr 31	Cd 38	Ba e V 45	Hg 52
Bo 4	Al 11	Cr 19	Y 25	Ce e La 33	U 40	Ta 46	Tl 53
C 5	Si 12	Ti 18	In 26	Zr 32	Sn 39	W 47	Pb 54
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di e Mo 34	Sb 41	Nb 48	Bi 55
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Ro e Ru 35	Te 43	Au 49	Th 56

Tabela 1: Elementos agrupados em oitavas.

Em 1864 o químico alemão Julius Lothar Meyer (1830-1895), com base principalmente em propriedades físicas, publicou uma tabela contendo 28 elementos arranjados em função de suas massas atômicas relativas, distribuídos em 6 famílias com características físicas e química semelhantes, em seu livro *“Die Modernen Theorien der Chemie”*. Nesta tabela Meyer deixou espaço em branco para um elemento ainda não descoberto, que posteriormente foi descoberto e se encaixou na seqüência. Um avanço conceitual significativo de Meyer em relação aos seus predecessores foi a incorporação do conceito de valência - o número que representa o poder de combinação de um elemento particular - como um elo que une os elementos localizados em cada uma das famílias da tabela. Em 1870 Meyer publicou seu trabalho clássico (*“Die Natur der chemischen Elemente als Function ihrer Atomgewichte,” Justus Liebigs Annalen der Chemie, supp. 7 [1870]*), 354–364), no qual, além de descrever a evolução de seus trabalhos desde 1864, apresenta o famoso gráfico (Figura 11) mostrando a periodicidade dos volumes atômicos representados em função das massas atômicas dos elementos.

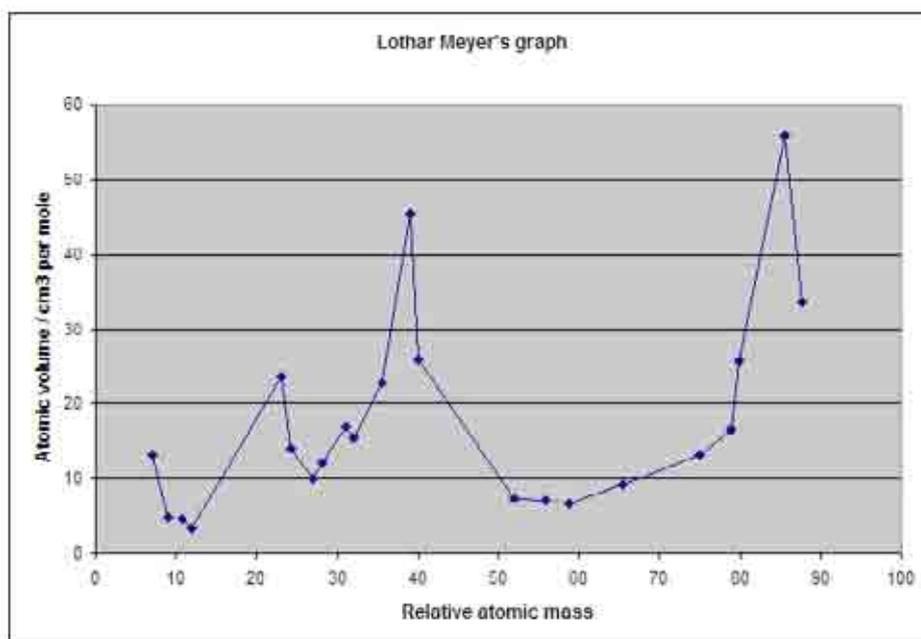


Figura 11: Gráfico mostrando a periodicidade dos volumes atômicos representados em função das massas atômicas dos elementos.

Em 1869 o químico russo Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907; Figura 12) publicou a primeira tabela periódica moderna, que englobava todos os 66 elementos químicos conhecidos na época. A Tabela Periódica proposta por Mendeleev era baseada exclusivamente em propriedades químicas dos elementos, reunidos em ordem crescente de suas massas atômicas relativas, sendo essencialmente idêntica a proposta por Lothar Meyer em 1870. A força da Tabela proposta por Mendeleev sobre a de Lothar Meyer está em que, além de acomodar de modo satisfatório todos os elementos conhecidos na época, reunindo-os em grupos de propriedades semelhantes, deixava espaços em branco para elementos ainda não existentes, com previsão de suas propriedades a partir das posições que deveriam ocupar na tabela. Estes são os casos dos elementos que Mendeleev denominou de eka-boro, eka-silício e eka-alumínio (eka =1, em sânscrito, significando o elemento seguinte na seqüência). Nos próximos 15 anos, ainda durante a vida de Mendeleev, foram descobertos elementos novos, cujas propriedades medidas tinham uma coincidência impressionante com os valores previstos por Mendeleev. Em 1875 o químico francês Paul Emile Lecoq de Boisbaudran descobriu o gálio, cujas propriedades eram idênticas às previstas por Mendeleev para o eka-alumínio (Tabela 2).

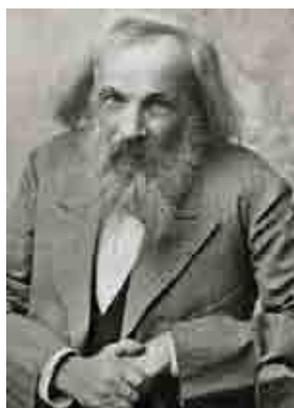


Figura 12: Dmitri Mendeleev (1834-1907)

Propriedades\ elementos	Eka-alumínio (Ea)	Gálio (Ga)
Massa atômica	Cerca de 68	69,72
Densidade do sólido	6,0 g/cm ³	5.9 g/cm ³
Ponto de fusão	baixo	29,78°C
Valência	3	3
Método de seu descobrimento	Provavelmente a partir de seu espectro	Espectroscopicamente
Óxido	Fórmula Ea ₂ O ₃ , densidade 5,5 g/cm ³ . Solúvel tanto em ácidos como em álcalis.	Fórmula Ga ₂ O ₃ , densidade 5,88 g/cm ³ . Solúvel tanto em ácidos como em álcalis.

Tabela 2: Previsão de Mendeleev para o elemento Gálio.

Com respeito a este fato conta-se que Mendeleev ficou maravilhado quando soube que os dados reportados para o gálio eram praticamente idênticos ao que havia previsto para o eka-alumínio. Ao saber que a densidade encontrada por de Boisbaudran era de 4,9 g/cm³, ao invés do valor 5,5 g/cm³ que havia previsto, aconselhou-o que refizesse as medidas. Ao fazer isto, de Boisbaudran, encontrou o valor de 5,88 g/cm³, muito mais próximo do previsto por Mendeleev que o anterior. Em 1879 o sueco Lars Nilson identificou o elemento escândio, cujas propriedades se mostraram idênticas às previstas por Mendeleev para o eka-boro. Em 1886 o químico alemão Clemens Winkler isolou o germânio, cujas propriedades se mostraram idênticas às previstas por Mendeleev para o eka-silício.

Além das previsões sobre a existência e propriedades de elementos ainda não descobertos, a partir de sua tabela Mendeleev foi capaz de prever que as massas atômicas aceitas na época para alguns elementos, poderiam estar erradas. Um exemplo ilustrativo é o caso dos elementos telúrio (Te) e iodo (I), cujas massas atômicas determinadas na época eram iguais a 128 e 127, respectivamente. Se colocados na ordem crescente dessas massas atômicas, Te seria colocado antes de I na Tabela Periódica, e deveria formar uma série de elementos com propriedades análogas com o F, Cl e Br, o que não é verdade! Com base na semelhança das propriedades, Mendeleev colocou I antes de Te em sua Tabela Periódica, e propôs que a massa atômica de Te deveria estar entre 123 e 126. Os valores aceitos atualmente para as massas atômicas de Te e I são iguais a 127,6 e 126,9, respectivamente. Embora Mendeleev estivesse errado em sua previsão sobre a massa atômica de Te, mostrou uma incrível coerência de raciocínio, ao prever as posições de Te e I a partir das semelhanças entre as propriedades de elementos análogos. Esta, e algumas outras pequenas incoerências existentes na Tabela de Mendeleev, só foram resolvidas com a mudança do conceito de periodicidade, como veremos adiante.

Quando se faz um balanço do problema da atribuição do mérito da proposição da Tabela Periódica à Mendeleev, verifica-se que a essência da idéia de periodicidade já havia sido proposta anteriormente por outros cientistas da época. Talvez o impacto das previsões corretas e das previsões feitas sobre novos elementos e suas propriedades tenham sido os fatores determinantes desta atribuição, e normalmente associamos a Tabela Periódica quase exclusivamente ao nome de Mendeleev.

Considerações a respeito do material sobre a evolução da Química até a Tabela Periódica de Mendeleev

A evolução da Química como ciência moderna, de Lavoisier até a proposição da Tabela Periódica por Mendeleev, constitui uma excelente oportunidade para o professor explorar como material para acompanhar a evolução histórica das idéias e modelos da Química. Numa época durante a qual não se tinha ainda clara a distinção entre elemento e molécula, foi possível a proposição das leis ponderais que regem as reações químicas, do primeiro modelo científico de átomo, a determinação das massas atômicas relativas dos elementos e da Tabela Periódica.

É importante destacar que, apesar de hoje o fator de periodicidade da Tabela Periódica

não ser mais a massa atômica dos elementos, a tabela proposta por Mendeleev é praticamente idêntica à dos dias de hoje.

Outro ponto a se destacar, e se explorar nas aulas, é que a Tabela de Mendeleev foi proposta unicamente com base nas propriedades química dos elementos, numa época em que não se tinha ainda nenhuma noção sobre a existência de prótons, elétrons, núcleo atômico e números quânticos!

2. A Mudança do Modelo Atômico Indivisível para o de Átomo Divisível



Muito antes da época de Dalton já havia evidências que apontavam que a matéria deveria ser divisível. Uma das primeiras evidências para a existência de cargas elétricas na matéria é o fenômeno da eletricidade estática, gerada ao se atritar materiais isolantes. Este fenômeno é conhecido desde a época dos gregos, que observavam que o âmbar (*eléctron*, em grego), uma resina natural, que ao ser atritado com tecidos adquiria a propriedade de atrair corpos leves, como pedaços de palha. Obviamente nesta época o fenômeno observado não tinha nenhuma

13

explicação plausível, e só muito mais tarde o fenômeno foi associado à separação de cargas elétricas que estão presentes em toda matéria, em decorrência do atrito do âmbar com o tecido.

Para serem possíveis os estudos que levaram à compreensão da natureza da eletricidade, e sua relação com a constituição elétrica de toda matéria que constitui o universo, foram necessários os trabalhos de muitos cientistas, ao longo de muito tempo.

Embora fosse conhecido desde a Antiguidade como gerar eletricidade por atrito, não havia nenhum meio conhecido de produzi-la e armazená-la de modo contínuo. A partir de observações feitas por Otto Von Guericke ao redor de 1650, de que se podia gerar eletricidade estática por atrito em uma bola de enxofre em rotação, surgiram então projetos das chamadas “máquinas de atrito”. Com a utilização destas máquinas, algumas delas ainda utilizadas hoje em demonstrações em aulas de Ciências (Figura 13), era possível obter tensões elevadas, que resultavam em grandes descargas elétricas através do ar, semelhantes a um raio. No entanto, ainda não era possível armazenar a eletricidade produzida, para uso de maneira controlada.



Figura 13 - Máquina Eletrostática de Wilmhurst

O primeiro dispositivo prático para a armazenagem da eletricidade produzida por atrito surgiu ao redor de 1744-1746 e é conhecido como garrafa de Leiden, o que hoje se conhece como um capacitor elétrico. Este dispositivo foi proposto independentemente por Pieter van Musschenbroeck, cientista holandês, professor da Universidade de Leiden, e Ewald Georg Von Kleist, físico alemão.

Apesar de ser possível armazenar eletricidade em garrafas de Leiden, os estudos relacionados com a natureza elétrica da matéria só tiveram grande desenvolvimento a partir da invenção de um dispositivo capaz de produzir eletricidade de modo contínuo e controlável, a “pilha elétrica”. A primeira pilha elétrica foi montada pelo físico italiano Alessandro Giuseppe Antonio Anastasio Volta (1745-1827; figura 14), em 1800.



Figura 14: Alessandro Volta (1745-1827)



Figura 15: Luigi Galvani (1737-1798)

Sua construção foi decorrente da disputa científica entre Volta e outro cientista italiano, Luigi Galvani (1737-1798; figura 15), sobre a natureza de um fenômeno descrito por Galvani. Galvani observou que ao dissecar pernas de rãs, os músculos das pernas sofriam contrações quando tocadas por dois metais diferentes, como se a rã estivesse viva. Galvani atribuiu este fenômeno à existência de uma “eletricidade animal”, que teria origem biológica. Volta atribuiu a origem do fenômeno observado por Galvani ao par metálico em contato com a perna da rã, e concluiu que a perna da rã servia apenas como condutora e detectora da eletricidade produzida. A partir dessas idéias, substituiu a perna da rã por salmoura colocada em um copo, e ao mergulhar dois metais diferentes na salmoura, montou o primeiro dispositivo capaz de produzir corrente elétrica de maneira contínua e controlada. Volta concluiu que os metais que apresentavam os melhores resultados eram zinco e prata. Posteriormente, Volta substituiu a solução de salmoura na qual mergulhava as placas dos dois metais por discos dos dois metais dispostos alternadamente, separados por papel embebido em salmoura, com cada extremidade da pilha terminando com discos de metais diferentes. Tal dispositivo é conhecido como “pilha de Volta” e, posteriormente, por pilha elétrica.

Volta encaminhou os resultados de sua descoberta para o Presidente da Royal Society, Sir Joseph Banks, em carta datada de 20 de março de 1800, que seria complementada por uma

segunda carta, para posterior publicação. Neste intervalo Banks comentou os resultados com o cirurgião inglês Anthony Carlisle (1768 - 1842). Carlisle e o químico William Nicholson (1753 - 1815), montaram uma pilha, tentando reproduzir os resultados relatados por Volta em sua carta. Ao montarem o dispositivo, observaram que a passagem da corrente elétrica produzida pela pilha pela água, provocava o desprendimento de gases. O gás produzido em cada um dos terminais elétricos foi recolhido isoladamente, sendo que o volume de gás recolhido em um dos terminais elétricos era o dobro do recolhido no outro terminal. Posteriormente esses gases foram identificados como sendo hidrogênio e oxigênio moleculares, sendo que o volume de hidrogênio obtido no processo era sempre o dobro do de oxigênio. Com este experimento Carlisle e Nicholson descobriram o fenômeno da eletrólise, e ao mesmo tempo resolveram antiga disputa sobre a fórmula da água.



Figura 16 - Michael Faraday (1791-1867)

Posteriormente, ao estudar o fenômeno da eletrólise em 1832, o físico e químico inglês Michael Faraday (1791-1867; Figura 16) estabeleceu relações quantitativas entre a quantidade de cargas elétricas que circula por uma solução condutora de eletricidade e as massas depositadas, ou dissolvidas, nos eletrodos.

A esta altura, com a observação de que o funcionamento da pilha elétrica estava associado ao desgaste dos discos de zinco, provocado por reações químicas responsáveis pela geração de corrente elétrica, e que durante o processo de eletrólise, reações químicas eram promovidas pela passagem de corrente elétrica pelas soluções, era indiscutível a necessidade de se rever o

conceito de a matéria ser formada por átomos indivisíveis. O caminho que levou à revisão do modelo atômico sem dúvida nenhuma se iniciou com a capacidade dos cientistas disporem de uma fonte contínua e controlável de corrente elétrica, o que foi fornecido pela pilha de Volta.

No entanto, os experimentos que levaram à descoberta das partículas elementares componentes do átomo divisível, envolveram principalmente estudos de descargas elétricas de alta voltagem através de gases em diferentes pressões. O desenvolvimento das pesquisas nesta área dependeu fortemente do desenvolvimento das técnicas de produção de ampolas de vidro contendo gases em pressões baixas, dotadas de eletrodos metálicos que permitiam a conexão com dispositivos capazes de fornecerem correntes elétricas de tensão elevadas, a partir de corrente elétrica obtida através de associações de pilhas de Volta. No desenvolvimento destes dispositivos estão envolvidos os nomes de pesquisadores e técnicos, tais como Geissler, Plucker, Rumkorff e Crookes, dentre outros, cujas contribuições serão comentadas brevemente a seguir.

2.1 - Desenvolvimento de técnicas envolvidas nos estudos de descargas elétricas em gases a baixas pressões

Em 1851, Heinrich Daniel Ruhmkorff (fabricante alemão de instrumentos científicos, 1803-1877; Figura 17), patenteou seu projeto de *bobina de indução*, aprimorando dispositivo inventado por Nicholas Callan em 1831. Seu projeto de bobina foi bem sucedido, fornecendo tensões tão elevadas que permitiam a obtenção de descargas elétricas de até 30 centímetros de comprimento no ar. Por essa razão, a denominação Bobina de Ruhmkorff passou a ser tomada como sinônimo de bobina de indução. Este foi o primeiro desenvolvimento que tornou possível o início das descobertas que levaram à reformulação do modelo atômico de Dalton.

Os outros dois desenvolvimentos técnicos essenciais para o desenvolvimento desses estudos – o desenvolvimento de bombas de vácuo eficientes, e a produção de ampolas seladas de vidro, contendo gases a baixas pressões e dotadas de eletrodos metálicos em suas extremidades – foram desenvolvidos pelo físico e produtor de instrumentos científicos alemão, Johann Heinrich Wilhelm Geissler (1815- 1879; Figura 18).



Figura 17 Heinrich Ruhmkorff
(1803-1877)

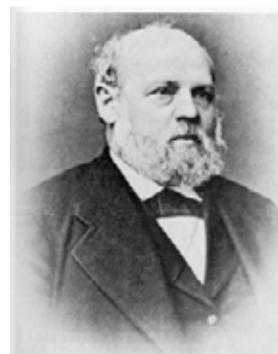


Figura 18: Johann Heinrich Wilhelm
Geissler (1815-1879)

Os tubos comercializados por Geissler, conhecidos como tubos de Geissler, continham gases diferentes em pressões da ordem de 10^{-3} atmosfera. Quando seus eletrodos são ligados aos terminais de uma bobina de Ruhmkorff, nota-se a produção de emissão colorida, cuja cor é dependente da natureza do gás contido no tubo, e que ocupa todo o espaço entre os eletrodos, independentemente do formato do tubo. Os tubos de Geissler são utilizados até hoje, no que conhecemos como “anúncios de néon”.

Em 1856 o físico e matemático alemão Julius Plucker (1801-1867; Figura 19) encomendou vários tubos a seu colega Geissler, e iniciou seus estudos sobre a luminescência observada no funcionamento dos mesmos. Juntamente com o físico alemão Johan Wilhem Hittorf (1824-1914; Figura 20) observou que em tubos de Geissler com pressão interna mais baixa era observada luminescência do vidro na região oposta ao eletrodo negativo, o cátodo. Além disto, observou que esta luminosidade sofria deflexão quando submetido à ação de campos magnéticos. Em 1870 o físico alemão Eugen Goldstein (1850 – 1930) denominou esta luminescência de *raios catódicos*, por aparecer oposta ao cátodo (pólo negativo do circuito), nome pelo qual o fenômeno passou a ser designado a partir de então.



Figura 19: Julius Plucker (1801-1867)



Figura 20: Johan Wilhem Hittorf (1824-1914)

Papel fundamental nos estudos envolvendo descargas elétricas em pressões reduzidas foi desempenhado pelo químico e físico inglês Wiliam Crookes (1832- 1919; Figura 21).



Figura 21: Wiliam Crookes (1832-1919)

Tendo sido aperfeiçoada a bomba de vácuo pelo seu grupo de pesquisa, ele conseguia produzir tubos de Geissler, cuja pressão interna original era da ordem de 10^{-3} atm, com pressões finais na faixa entre 10^{-6} e 10^{-8} atm. Em experimentos realizados com tubos com gases em pressões internas cada vez menores, Crookes observou inicialmente que a coluna colorida que ocupava uniformemente todo o interior do tubo nas pressões da ordem de 10^{-3} atm, começava a apresentar espaços escuros, que se afastavam do eletrodo negativo do tubo. Posteriormente observou que quando a pressão interna no tubo era da ordem de 10^{-6} atm, a faixa escura ocupava todo o espaço entre os dois eletrodos do tubo, mas aparecia luminosidade intensa no vidro oposto ao eletrodo negativo do tubo. Embora ainda não conhecessem a origem do fenômeno, os estudos foram continuados, usando diversas formas dos tubos modificados por Crookes, designados de um modo geral como “tubos de Crookes”. Um dos tipos desses tubos é mostrado nas Figuras 22a e 22b. A partir dos trabalhos com tubos de Crookes, diversas observações gerais a respeito foram feitas:

1. Nos tubos de Crookes com pressões internas mais elevadas, a descarga elétrica ocorria sempre entre os dois eletrodos do circuito, independentemente da forma do tubo (ver Figura 22a).
2. No caso das ampolas em pressões mais baixas observava-se apenas a luminescência do vidro, que sempre aparecia na direção oposta ao eletrodo negativo do tubo (cátodo), independentemente da posição do eletrodo positivo. Figuras 22a e 22b

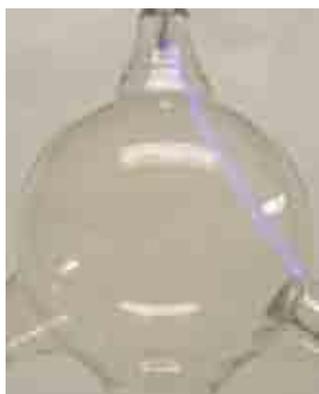


Figura 22a – Ampola de Crookes em pressão alta



Figura 22b - Ampola de Crookes em baixa pressão

Por esta razão, Goldstein passou a chamar a emissão responsável pela luminescência do vidro de “raios catódicos”.

- Um objeto colocado no caminho entre o eletrodo negativo do tubo e o vidro no lado oposto, projetava uma sombra com a forma do objeto sobre o vidro. Isto sugere que a propagação dos raios catódicos é retilínea.



Figura 23 - Ampolas com cruz de malta.

- A emissão dos raios catódicos é sempre perpendicular à superfície do eletrodo negativo. Deste modo, se for empregado um eletrodo curvo, os raios catódicos podem ser focados num ponto.
- Observou-se que quando um campo elétrico era aplicado através de placas metálicas colocadas perpendicularmente ao feixe de raios catódicos, o feixe era desviado em direção da placa positiva, o que sugeria que os raios catódicos eram constituídos por cargas negativas.
- Quando os pólos norte e sul de um ímã eram colocados um de cada lado do feixe de raios catódicos, observou-se um deslocamento do feixe em direção perpendicular

ao campo magnético (Figura 24). O comportamento observado está inteiramente de acordo com o previsto pelas leis de Faraday para uma corrente elétrica percorrendo um fio condutor, quando submetido à ação de um campo magnético perpendicular.



Figura 24 - Ampola de raios catódicos submetida a um campo magnético

- Quando se fez incidir um feixe de raios catódicos sobre as pás de um catavento capaz de girar livremente (Figura 25), observou-se que o catavento se movia em direção oposta ao cátodo. Embora haja controvérsias sobre a veracidade das conclusões, Crookes interpretou que o deslocamento se devia ao fato dos componentes dos raios catódicos terem momento, isto é, possuírem massa e velocidade devendo então ser constituídos por partículas materiais.



Figura 25 - Tubo de Crookes com montagem contendo catavento interno.

A identificação inequívoca da constituição dos raios catódicos foi feita pelo físico inglês Joseph John Thomson (1856-1940), que provou que eram formados por corpos muito menores que um átomo, tendo carga negativa. Thomson denominou estes corpos de “corpúsculos”, nome posteriormente substituído por elétron dado anteriormente por George Stoney, devido ao fato de terem o mesmo tipo de carga elétrica (negativa) que a gerada quando âmbar era atritado com um pedaço de tecido (âmbar = *elektron*, em grego).

A partir de estudos de deflexão dos raios catódicos em ampolas desenvolvidas especialmente para este fim (Figura 26), em 1897 Thomson determinou a relação massa/carga do elétron, que se mostrou ser perto de 1000 vezes menor que a massa encontrada para um átomo de hidrogênio em medidas de eletrólise.



Figura 26 – Tubo original de raios catódicos empregado por Thomson para a determinação da relação carga/massa do elétron

http://www-outreach.phy.cam.ac.uk/camphy/museum/area2/images/cabinet3_2.jpg

Embora na época Thomson não tivesse elementos suficientes para esta afirmação, ele ousou propor que as partículas negativas eram constituintes universais negativos da matéria, o que posteriormente foi confirmado.

Como a matéria em seu global é eletricamente neutra, Thomson postulou para o átomo um modelo em que as cargas negativas dos elétrons deveriam ser exatamente contrabalançadas por igual número de cargas positivas, e esta carga estaria distribuída numa esfera de carga positiva, dentro da qual os elétrons se moveriam. Embora Thomson não tenha usado este termo, e não corresponda exatamente ao modelo atômico preconizado por ele, o modelo se tornou conhecido como o modelo “pudim com passas”, posteriormente provado ser errado por Rutherford. Outro detalhe que deve ser lembrado é que em seu modelo Thomson não propôs que a esfera de cargas positivas seria formada por prótons, mas sim por uma esfera com a carga positiva total distribuída uniformemente por ela.

Como a matéria em seu total é neutra, era óbvio de que deveria haver uma partícula elementar de carga positiva. É de se esperar que num tubo de descarga as partículas positivas deveriam se deslocar em sentido oposto aos dos elétrons, aparecendo na região oposta ao ânodo da ampola (pólo positivo). Para poder observar as partículas positivas o físico Eugen Goldstein, modificou um tubo de Crookes, utilizando um cátodo (pólo negativo do circuito) perfurado e localizado no meio do tubo (Figura 27).



Figura 27 – Tubo empregado por Goldstein

Quando o tubo era colocado para funcionar, observava-se, como previsto, um feixe de luminosidade fraca na região oposta ao ânodo. Como os raios tinham que passar pelos furos da placa, foram inicialmente denominados de “raios canais” (Um tubo de raios canais em funcionamento pode ser visto em <http://www.youtube.com/watch?v=3WljCtZLMDg>).

Estudos dos raios canais por métodos análogos aos empregados nos estudos dos raios catódicos mostraram que:

- I. os raios canais eram desviados por campos elétricos e magnéticos em sentido oposto aos dos raios catódicos,
- II. para campos elétricos e magnéticos de mesmas intensidades, os desvios sofridos pelos raios canais eram muito menores que os dos raios catódicos,
- III. a natureza dos raios canais era dependente do gás contido no interior do tubo,
- IV. a determinação da relação carga/massa dos raios canais se mostraram muito menores que para os raios catódicos, com as massas estimadas serem mais de mil vezes a da partícula negativa, e ,
- V. os raios canais, ao contrário dos raios catódicos eram melhor observados quando a pressão interna do gás do tubo não era muito baixa, sendo prejudicada sua observação quando a pressão interna era muito baixa.

Todas essas observações indicavam que os raios canais estavam ligados à natureza do gás contido no tubo, e não com a do ânodo (pólo positivo). Posteriormente, quando Rutherford estudou raios canais em que o gás interno era hidrogênio, encontrou a partícula positiva de menor massa. Posteriormente comprovou-se que os raios canais observados quando o hidrogênio estava presente no tubo de descarga era constituído pelas partículas elementares positivas, posteriormente denominadas de *prótons* por Rutherford.

Após se concluir que o fenômeno observado num tubo de raios canais está associado à natureza do gás em seu interior, fica fácil entender a origem dos raios canais. Ao se produzir o feixe de raios catódicos, os elétrons constituintes deste feixe, dotados de alta energia, arrancam elétrons do gás contido no interior do tubo, produzindo íons positivos. Os íons positivos assim formados são acelerados pelo campo elétrico existente entre os eletrodos do tubo, sendo repellido pelo pólo positivo e atraído pelo pólo negativo. Sendo dotadas de energia elevada, as partículas positivas atravessam a placa perfurada carregada negativamente, sendo visualizadas do outro lado da placa.

Em 1898 o físico alemão Wilhem Wien (1846-1928) estudando a deflexão dos raios canais por campos elétricos e magnéticos, observou que eram compatíveis com partículas positivamente carregadas, e que as deflexões observadas eram funções de suas relações carga/massa. O método usado neste estudo por Wien resultou, 20 anos depois, no espectrógrafo de massas, que tornou possível medidas precisas de massas atômicas de vários átomos e seus isótopos.

2.2 - A determinação da carga e massa das partículas subatômicas até então conhecidas

Em 1897 já era conhecida a relação carga/massa para o elétron, determinada por Thomson. Em 1909 o físico americano Robert Andrews Millikan (1868-1953; Figura 28) determinou a carga do elétron através da observação da queda de gotas de óleo carregadas através de descarga de raios-X.



Figura 28 – Robert Andrew Millikan (1868-1953)

Medindo o tempo de queda de uma gota carregada eletricamente, sob a ação apenas da força de gravidade e, posteriormente sob a ação da simultânea da força de gravidade e de força elétrica aplicada convenientemente pode calcular as cargas elétricas contidas em cada gota.

Uma excelente simulação do experimento de Millikan pode ser vista em:

http://e-quimica.iq.unesp.br/index.php?option=com_content&view=article&id=71:experimento-de-millikan&catid=36:videos&Itemid=55

A partir de seus cálculos concluiu que em todas as medidas efetuadas as cargas medidas eram múltiplas de uma grandeza elétrica fundamental negativa, a carga do elétron, cujo valor atualmente aceito é de $-1.602\ 176\ 487(40) \times 10^{-19} \text{C}$. A partir da relação carga/massa determinada anteriormente por Thomson foi possível calcular a massa do elétron, cujo valor aceito atualmente é de $9,109\ 382\ 15(45) \times 10^{-31} \text{ kg}$.

Adotando-se procedimentos semelhantes com os raios canais quando o gás dentro do tubo era hidrogênio, determinou-se a carga do próton, atualmente aceita como sendo igual a $+1.602\ 176\ 487(40) \times 10^{-19} \text{C}$, e massa igual a $1,672\ 621\ 637 \times 10^{-27} \text{ kg}$.

Em 1913, ao explorar a composição dos raios canais, Thomson desviou um feixe destes raios por campos elétricos e magnéticos e mediu sua deflexão fazendo-o incidir sobre uma placa fotográfica colocada em seu caminho. Para o caso do neón Thomson observou dois traços de luz na chapa fotográfica (Figura 29), que ele explicou como sendo devido a átomos de neón com duas massas atômicas diferentes, 20 e 22.

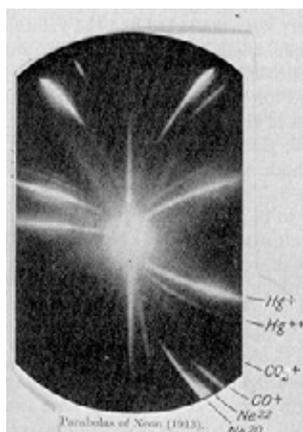


Figura 29 – Foto obtida por Thomson ao estudar raios canais, mostrando a existência de isótopos de neônio.

Esta foi a primeira evidência encontrada para a existência de *isótopos* (do grego, *isos* = mesmo e *topos* = lugar), cuja existência foi proposta anteriormente por Frederick Soddy (químico inglês, 1877-1956). Para explicar a existência de átomos de um mesmo elemento com diferentes massas atômicas, mas iguais propriedades químicas, os isótopos, Rutherford posteriormente propôs que deveria haver uma partícula neutra. Esta partícula subatômica só foi encontrada experimentalmente pelo físico inglês James Chadwick (1891-1974; Figura 30) em 1932, em trabalho envolvendo reação nuclear entre berílio e partículas alfa.



*Figura 30 - James Chadwick
(1891-1974)*

3. A descoberta da radioatividade e sua influência sobre o desenvolvimento dos modelos atômicos



Em 1895 o físico alemão Wilhem Conrad Rontgen (1845-1923) realizava experimentos com ampolas de Crookes modificadas. As modificações incluíam a colocação de anteparos metálicos inclinados na direção oposta ao pólo negativo do tubo (cátodo), que denominou de anticátodo, que eram atingidos pelo feixe de raios catódicos provenientes do cátodo da ampola. Ao colocar a ampola em funcionamento numa noite em 1895, ele descobriu que, mesmo com a ampola fechada num invólucro de cartão preto para excluir toda a luz, no escuro, uma placa de papel coberta de um lado por cianoplatinato de bário se tornava fluorescente quando colocado no caminho de raios invisíveis, mesmo quando situado a metros de distância da ampola. Embora supusesse que o fenômeno observado deveria estar associado à uma radiação eletromagnética, o que só foi provado posteriormente, por desconhecer a natureza exata dos

raios invisíveis que provocavam a luminescência do sal, Rontgen denominou-o de raios-X. Posteriormente, ao interpor a mão de sua esposa entre a ampola e uma chapa fotográfica protegida, obteve a projeção da sombra dos ossos de sua mão e de um anel que usava (Figura 31).



Figura 31 – Primeira radiografia feita por Rontgen.



Figura 32 - Antoine Henry Becquerel (1852 – 1908)

Esta foi a primeira radiografia já feita! Posteriormente Rontgen mostrou que os raios-X eram produzidos pelo impacto dos raios catódicos sobre a anticátodo. Por este trabalho recebeu o primeiro prêmio Nobel de Física em 1901.

Só mais tarde Max von Laue (físico alemão, 1879-1960) mostrou, sem sombra de dúvidas, que os raios-X são radiações eletromagnéticas do mesmo tipo da luz visível, só que de uma frequência muito mais elevada que a desta última. Em 1896, após uma discussão científica com Henri Poincaré (físico, matemático e filósofo francês, 1854 - 1912) sobre a recente descoberta dos raios-X, e o fenômeno de luminescência que provocava em certos corpos, o físico francês Antoine Henry Becquerel (1852 – 1908; Figura 32) decidiu investigar se havia alguma relação entre os raios-X e a fosforescência natural já observada em sais de urânio.

Becquerel observou que quando frascos contendo sais de urânio eram colocados próximos de uma placa fotográfica protegida da luz (Figura 33), a placa fotográfica era velada, como se tivesse sido exposta à luz.

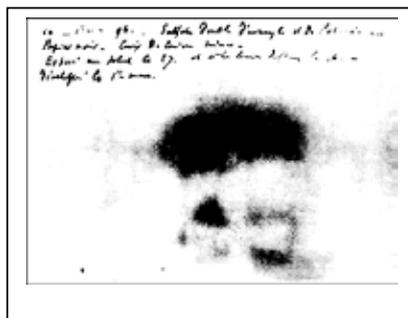


Figura 33 – Filme fotográfico pelo sal de urânio contido no frasco de vidro.

Posteriormente, Becquerel mostrou que os raios emitidos pelos sais de urânio, que por um longo tempo foram conhecidos como raios de Becquerel em sua homenagem, provocavam a ionização do ar e que, ao contrário dos raios-X, podiam ser defletidos por campos elétricos e magnéticos. Esta última observação indicava que, pelo menos parte dos raios emitidos pelos sais de urânio tinha cargas elétricas associadas.

Em 1897 a física de origem polonesa Marie Skłodowska Curie (1867 – 1934; Figura 34) escolheu como tema de sua tese de doutorado o estudos dos raios de Becquerel, tendo o próprio Henry Becquerel como supervisor. Esse trabalho, envolvendo principalmente estudo do minério de urânio conhecido como *pechblenda*, resultou em 1903 na tese de Doutorado intitulada *Recherches sur les substances radioactives*, defendida junto à Universidade de Paris. Como resultado dos árduos trabalhos de separação envolvendo toneladas de minério de urânio, desenvolvidos em conjunto com seu marido Pierre Curie (físico francês, 1859 – 1906; Figura 35), em 1898 foram publicados três trabalhos relatando a separação de dois novos elementos, o polônio e o rádio, ainda mais radioativos que o urânio. Como reconhecimento pelos trabalhos com a radioatividade, o prêmio Nobel de Física de 1903 foi partilhado igualmente entre Henry Becquerel e o casal Pierre e Marie Curie. Em 1911 reconhecendo o trabalho de separação e caracterização dos elementos polônio e rádio, Marie Curie se tornou a primeira pessoa a receber dois prêmios Nobel, neste caso o de Química.



*Figura34 - Marie Skłodowska Curie
(1867 – 1934)*



*Figura35 - Pierre Curie
(1859-1906)*

Seu marido Pierre, que tinha participado dos árduos trabalhos de separação e identificação dos elementos, havia morrido em 1906, em consequência de um acidente.

Ao redor de 1900 não se tinha idéia sobre a origem e composição das radiações emitidas pelos sais de urânio e tório. Neste caminho, longo e na época às vezes confuso, foram muito importantes os trabalhos desenvolvidos por Ernst Rutherford.

Já em 1899 Rutherford identificou a existência de dois tipos de radiação nas emissões provenientes de urânio e tório, com base em seus diferentes poderes de penetração na matéria. Em 1900 Paul Ulrich Villard (físico e químico francês, 1860-1934) observou um terceiro tipo de radiação, muito mais penetrante que os raios-X, e que foi denominado de radiação gama por Rutherford.

Com a disponibilidade de rádio, fortemente radioativo, Giesel mostrou em 1899 que as partículas beta emitidas por esta substância eram facilmente desviadas por um campo magnético, na mesma direção que um feixe de raios catódicos, parecendo serem constituídos por partículas de carga negativa. A prova de que as partículas beta na realidade são elétrons foi completada em 1900 por Becquerel, que mostrou que as partículas beta do rádio têm a mesma massa pequena dos elétrons.

Em 1902 Rutherford e Soddy publicaram um trabalho no qual concluem que no processo de emissão de radiação “os elementos radioativos devem estar sofrendo transformação espon-

tânea”. Em 1909, em outro trabalho de Rutherford, desta vez em parceria com Thomas Royds (químico inglês, 1884-1955), identificou que as partículas alfa, após perder sua carga positiva, são núcleos do elemento hélio.

As dificuldades para a identificação dos três tipos de emissões dos elementos radioativos naturais ao redor de 1900 – partícula alfa, partícula beta e radiação gama -, atualmente associadas respectivamente ao núcleo de hélio, ao elétron, e radiação eletromagnética de frequência mais elevada que a dos raios-X - hoje são facilmente compreendidas. Sabe-se que os problemas experimentais encontrados naquela época para a detecção e caracterizações das emissões estão relacionados principalmente com as capacidades de ionização do meio circundante provocadas por elas. As partículas alfa, com sua carga +2, têm um poder de ionização tão grande que ionizam o ar e o meio circundante, dissipando rapidamente sua energia. Como consequência, sua distância de propagação no ar a partir da fonte é muito pequena, dificultando sua detecção. A partícula beta, com sua carga -1, embora também ionizante, provoca uma ionização muito menor do meio circundante devido sua carga ser menor, o que lhe assegura uma maior penetração no ar, podendo ser detectada a distâncias um pouco maiores da fonte (alguns centímetros!). Já a radiação gama, sendo uma radiação eletromagnética e tendo baixo poder de ionização da matéria, tem poder de penetração muito grande, tanto no ar como em corpos densos, podendo ser detectada à grandes distâncias da fonte. Por exemplo, as imagens dos frascos contendo sais de urânio detectadas por Becquerel em filmes fotográficos protegidos da luz, foram produzidas pela emissão gama do urânio, capaz de atravessar o vidro do recipiente contendo o sal e o ar compreendido entre o frasco e o filme.

4. A evolução do modelo do átomo divisível - O Modelo Nuclear de Rutherford



No início do século XX já havia sido comprovada a existência das partículas elementares, o próton e o elétron, com suas cargas e massas determinadas, e sido postulada a existência do nêutron, só comprovada experimentalmente em 1932.

Na tentativa de explicar a estabilidade do átomo neutro, envolvendo iguais números de partículas positivas e negativas, Thomson havia proposto que as cargas positivas, estariam distribuídas uniformemente numa esfera, e os elétrons, se movimentariam entre as partículas positivas. Este é o modelo ao qual é atribuído hoje o nome de “pudim com passas”, denominação e significado que Thomson jamais usou. No entanto, uma rápida análise mostra que tal sistema não pode ser estável, uma vez que a tendência natural de partículas elétricas de cargas opostas é se atraírem.

Na tentativa de explicar a estabilidade do átomo, em 1904 o físico japonês Hantaro Nagao-

ka (1865-1950) propôs um modelo planetário para o átomo, com os elétrons, de menor massa, orbitando em torno de um núcleo denso maciço. Este modelo foi proposto por analogia com a estabilidade observada para os anéis de Saturno, em seus estudos sobre o planeta.

Em 1909 Rutherford (Figura 36) iniciou os experimentos de espalhamento de partículas alfa e beta, provenientes de uma amostra de rádio, usando uma montagem experimental esquematizada na Figura 37.



Figura 36 - Ernest Rutherford
(1871 – 1937)

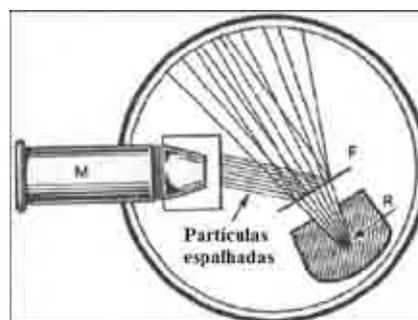


Figura 37 - Montagem experimental de espalhamento de partículas alfa e beta.

As partículas alfa eram provenientes de uma amostra de rádio, localizada no interior do bloco de chumbo R, que blinda a radiação e a colima na direção do único orifício existente no bloco R. Em F estava uma folha fina de ouro, com cerca de 8×10^{-6} cm, tão frágil que teve que ser montada sobre uma lâmina de vidro. Em M estava um microscópio de baixa resolução, possível de ser movimentado ao redor, dotado de uma tela recoberta por sulfeto de zinco em uma de suas extremidades, que emitia um lampejo de luz quando atingida por uma partícula alfa.

Por sua importância histórica, embora hoje apenas superficialmente relatada nos cursos de Química Geral, a experiência de espalhamento de partículas alfa (Figura 37) de Rutherford/Geiger/Marsden é um marco para o desenvolvimento futuro do modelo de átomo. Por esta razão vamos analisar mais detalhadamente o experimento e as conclusões obtidas a partir dos resultados obtidos.

Embora idealizado inicialmente por Rutherford, as medidas foram realizadas pelos seus

alunos Hans Geiger (físico alemão, 1882 - 1945) e Ernst Marsden (físico neozelandês, 1889-1970). A realização destes experimentos exigiu muita dedicação e persistência, pois como os lampejos provocados pelas partículas alfa são fracos, o pesquisador tinha que permanecer numa sala escura, com um tempo de adaptação visual inicial antes do início das medidas. A partir das medidas efetuadas por Geiger e Marsden surgiram as seguintes generalizações:

1. Quase todas as partículas alfa passavam pela folha de ouro como se ela não estivesse presente. Essas partículas alfa, logicamente, continuavam suas trajetórias retilíneas até atingir a tela detectora.
2. Algumas das partículas alfa eram defletidas apenas ligeiramente, geralmente 2 graus, ou menos. Os cálculos feitos por Geiger indicavam que o ângulo mais provável de desvio era em torno de 1 grau.
3. Um número muitíssimo pequeno de partículas, uma em cada 20.000, segundo valor reportado em um trabalho publicado por Rutherford, sofriam desvios maiores que 90 graus.

Considerando o modelo atômico de Thomson, era impossível prever estes resultados, especialmente o de que a maior parte das partículas alfa passava através da folha de ouro, como se ela não existisse. Embora a folha de ouro fosse extremamente fina, no caminho das partículas alfa havia um número muito grande de átomos, que no modelo de Thomson seriam esferas com distribuição uniforme de carga positiva. Seria impossível imaginar que as partículas alfa passassem através dos interstícios existentes entre as esferas nos seus caminhos, indo atingir o detector localizado em posição oposta à fonte das partículas alfa. A única conclusão lógica seria que as partículas alfa deveriam passar pelo interior do átomo, que em sua maior parte seria vazio.

Quando Geiger comunicou que haviam detectado raríssimas partículas que voltavam na mesma direção da fonte de partículas alfa, Rutherford se espantou e disse:

“Este foi o evento mais incrível que aconteceu em minha vida. Era quase tão inacreditável quanto você disparar uma bala de canhão de 15 polegadas num pedaço de tecido e ela ricocheteasse e o atingisse. Considerando a observação, percebi que este ricochete devia ser resultado de uma única colisão, e quando fiz os cálculos vi que era impossível obter

qualquer coisa com aquela ordem de grandeza, a menos que consideremos um sistema em que a maior parte da massa do átomo esteja concentrada num núcleo diminuto. Foi então que tive a idéia de um átomo com um centro pequeno maciço, dotado de uma carga.”

Esta observação também não podia ser racionalizada pelo modelo de Thomson, que previa uma distribuição uniforme de cargas e massa e, portanto, não pode explicar o movimento retrógrado de deslocamento de algumas partículas alfa que incidiram sobre a folha de ouro. Para explicar essas observações e cálculos delas derivados, Rutherford foi obrigado a postular um novo modelo de átomo, o átomo nuclear, apresentando em sua famosa publicação de 1911 [Rutherford E. (1911).

[“The Scattering of \$\alpha\$ and \$\beta\$ Particles by Matter and the Structure of the Atom”](#).

Philosophical Magazine, Series 6 21: 669–688].

Neste modelo :

1. O átomo é constituído por um núcleo pequeno, que engloba praticamente toda a massa do átomo. Cálculos feitos indicaram que o núcleo do átomo de ouro, suposto esférico, tem um raio da ordem de 10^{-13} cm, comparado com o raio do próprio átomo, da ordem de 10^{-8} cm. O átomo tem a maior parte do espaço entre o núcleo e o seu limite externo vazio, o que explica porque a maior parte das partículas alfa incidentes sobre a lâmina de ouro passam através dela sem desvios.
2. Algumas poucas partículas alfa, por puro acaso, e estatisticamente em menor número devido às pequenas dimensões do núcleo, ao atravessar a lâmina passam perto do núcleo do átomo de ouro, e são ligeiramente desviados. Uma vez que as partículas alfa são cargas carregadas positivamente, é lógico prever que o núcleo massivo deve ser dotado de carga positiva, repelindo as partículas alfa de mesma carga.
3. Em um evento bastante raro, algumas partículas alfa se aproximam frontalmente do núcleo pequeno. As partículas alfa, viajando a cerca de 10% da velocidade da luz, conseguem chegar próximo do núcleo dotado de carga positiva. A força de repulsão surgida é tão grande, que a partícula alfa é defletida de volta, que dependendo das condições de aproximação pode envolver desvios de 90° , ou maiores.

Rutherford foi agraciado com o Prêmio Nobel de Química em 1908, por “suas investigações sobre a desintegração dos elementos, e a química de substâncias radioativas”, antecedendo seu trabalho mais conhecido sobre o modelo atômico nuclear.

Embora bem sucedido em explicar os dados de espalhamento de partículas alfa, o Modelo Nuclear de Rutherford ainda não conseguia explicar a estabilidade de um sistema deste tipo, uma vez que se sabe que partículas de cargas opostas se atraem, o que levaria inevitavelmente ao colapso do átomo. Para explicar a estabilidade do átomo divisível, foi necessário extrapolar os limites dos princípios da *Física Clássica*, tão bem sucedida na explicação de movimentos de planetas, trajetórias de projéteis, o eletromagnetismo e os princípios da Termodinâmica, envolvendo uma ruptura de seus *paradigmas*, e a adoção dos princípios da *Física Quântica*, uma revolução científica.

Reformulação do conceito de periodicidade

Com base no Modelo Nuclear de Rutherford, o físico holandês Antonius Van den Broek (1870 – 1926) propôs em 1911 que os elementos da Tabela Periódica seriam mais adequadamente organizados em função de suas cargas nucleares positivas, ao invés de suas massas atômicas.

Em 1913, desenvolvendo a idéia de Van Den Broek, o físico inglês Henry Gwyn-Jefferies Moseley (1887 – 1915; Figura 38) realizou estudos que levaram à substituição da massa atômica pelo número das cargas positivas presentes nos núcleos atômicos, denominado número atômico, como fator de periodicidade das propriedades dos ele



Figura 38 - Henry Gwyn-Jefferies Moseley (1887 – 1915)

Seus trabalhos envolveram medidas das frequências das emissões de raios-X produzidos

por diversos elementos. As emissões de raios-X foram obtidas através de ampolas de raios-X com diferentes anticátodos, e dispersados para análise por interação com cristais. Quando as frequências correspondentes emitidas por diferentes elementos foram representadas em função de suas massas atômicas e dos números de cargas positivas dos núcleos (os números atômicos dos elementos), Moseley mostrou que o ajuste era perfeito quando era usado o número atômico. Ele propôs então a adoção do número atômico como fator de periodicidade na Tabela Periódica proposta por Mendeleev. Com a mudança do conceito de periodicidade, as inadequações existentes na tabela de Mendeleev foram resolvidas. Como exemplo, pode-se citar a inversão das posições entre Te e I, proposta por Mendeleev em função das semelhanças com as propriedades dos grupos de elementos a que pertencem, ao contrário do previsto pela ordem de suas massas atômicas. Hoje se sabe que a inversão existente na Tabela de Mendeleev se deve à existência de isótopos, núcleos de um mesmo elemento com diferentes massas atômicas, devido aos diferentes números de nêutrons presentes em seus núcleos. A Tabela Periódica tal como conhecemos hoje está baseada no critério de periodicidade proposto por Moseley.

Quase certamente Moseley seria indicado para receber o Prêmio Nobel por este trabalho, mas, infelizmente, contrariando os conselhos de todos os seus companheiros, alistou-se como voluntário no Exército Britânico, e morreu em combate em 1915, durante a Primeira Guerra Mundial, na Batalha de Gallipoli, Turquia.

Glossário

- **Bobina de indução:** um tipo de transformador elétrico utilizado para produzir pulsos de alta voltagem e corrente baixa, a partir de uma fonte de corrente contínua, de baixa voltagem e elevada corrente. Envolve duas bobinas isoladas entre si, a primária, contendo um número baixo de espiras de fio grosso de cobre, e uma bobina secundária, contendo um número elevado de espiras de fio fino. A bobina primária é ligada à fonte de corrente contínua, de baixa voltagem e alta corrente, que induz uma corrente de elevada voltagem e baixa corrente na bobina secundária. Para produzir as mudanças de fluxo na corrente de baixa voltagem circulando na bobina primária, necessárias para induzir corrente na bobina secundária, a circulação da corrente na bobina primária é interrompida repetidamente através de um contato elétrico mecânico oscilante, denominado interruptor. Circuito semelhante é até hoje utilizado nos sistemas de ignição de motores de combustão interna dotado de velas de ignição.

- **Física Clássica:** Ramo da Física dominante até o final do século XIX, baseada nas leis de Newton, nos Princípios da Termodinâmica e nas Leis do Eletromagnetismo. Na Física Clássica a energia é contínua, e o tempo e espaço são absolutos, e por ela sempre é possível determinar simultaneamente e com precisão a posição e a velocidade de um corpo, desde que sejam conhecidas sua posição inicial e a lei que rege seu movimento. Aplicada ao mundo macroscópico, descreve com sucesso a queda de um corpo, a trajetória de um projétil, o movimento dos planetas, e todos os fenômenos nele observados. No entanto, ao ser aplicada ao mundo submicroscópico, como por exemplo para descrever as interações das partículas elementares no átomo de hidrogênio, falha completamente. Por esta razão, para a descrição de sistemas submicroscópicos, a partir do século XIX e início do século XX, foi substituída pela Física Quântica.

- **Física Quântica:** Ramo da Física desenvolvido a partir do final do século XIX para explicar fenômenos impossíveis de serem explicados pelos princípios da Física Clássica, envolvendo principalmente as interações entre radiação e matéria. Dentre estes fenômenos estão principalmente a radiação de corpo negro, espectros de raios dos elementos e efeito fotoelétrico. Na Física Quântica a energia pode ser descontínua, emitida ou absorvida em múltiplos inteiros de “pacotes fundamentais de energia”, o quanta. Além disto, a posição x e a velocidade v de um corpo não podem ser determinadas simultaneamente com precisão, estando sujeitas ao Princípio da Incerteza de Heisenberg. Segundo este princípio, as incertezas envolvidas na determinação da posição do corpo, Δx , e na sua velocidade, Δv , estão interligadas pela relação $\Delta x \cdot m \Delta v \geq h/2\pi$, onde m é a massa do corpo e h é a constante de Planck, com valor $6,602 \cdot 10^{-34}$ J.s.. Assim, se a posição do corpo é determinada com precisão grande ($\Delta x \rightarrow 0$), a incerteza sobre a velocidade cresce e nada pode ser dito sobre seu valor numa determinação. Por esta razão, um sistema submicroscópico é expresso em termos da probabilidade de encontrá-lo num determinado estado, ao longo de um número grande de medidas.

- **Paradigma:** No significado atribuído pelo filósofo da ciência Thomas Kuhn, “um paradigma é aquilo que os membros de uma comunidade partilham e, inversamente, uma comunidade científica consiste em indivíduos que partilham um paradigma”. Considerando “alguns exemplos aceitos na prática científica real — exemplos que incluem, ao mesmo tempo, lei, teoria, aplicação e instrumentação — proporcionam modelos dos quais surgem as tradições coerentes e específicas da pesquisa científica” Esses modelos são os paradigmas, p. ex. a astronomia

copernicana, a mecânica de Galileu, a mecânica quântica etc. Quando os paradigmas aceitos sobre um determinado assunto numa época precisam ser substituídos por outros, segundo Kuhn, ocorrem as revoluções científicas. Como exemplo de revolução científica, pode-se citar a substituição da Física Clássica pela Física Quântica para a descrição da radiação de corpo negro, dos espectros de raia dos elementos e do efeito fotoelétrico.

Referências Consultadas

- ALFONSO-GOLDFARB, A. M. **Da Alquimia à Química: um estudo sobre a passagem do pensamento mágico-vitalista ao mecanicismo.** São Paulo: Landy Editora, 2001.
- CHASSOT, A. I. **A ciência através dos tempos.** 2. ed. São Paulo: Editora Moderna, 2004. (Coleção polêmica)
- FARIAS, R. F. de. **A grande obra: um romance da história da química.** São Paulo, SP: EI – Edições Inteligentes, 2005.
- FARIAS, R. F. de. **Para gostar de ler a história da química.** 2. ed. Campinas, SP: Editora Átomo, 2005.
- FARIAS, R. F. de. **Para gostar de ler a história da química II.** Campinas, SP: Editora Átomo, 2005.
- FARIAS, R. F. de. **Para gostar de ler a história da química III.** Campinas, SP: Editora Átomo, 2005.
- PARTINGTON, J. R. **A Short History of Chemistry.** 3. ed. Nova Iorque: Dover, 1989.
- RONAN, C. A. **História ilustrada da ciência da Universidade de Cambridge.** Tradução de Jorge Enéas Fortes, revisão técnica de Yedda Botelho Salles. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2001. Volume 1 Das origens à Grécia
- RONAN, C. A. **História ilustrada da ciência da Universidade de Cambridge.** Tradução de Jorge Enéas Fortes, revisão técnica de Yedda Botelho Salles. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2001. Volume 2: Oriente, Roma e Idade Média.

- RONAN, C. A. **História ilustrada da ciência da Universidade de Cambridge**. Tradução de Jorge Enéas Fortes, revisão técnica de Yedda Botelho Salles. Rio de Janeiro: Jorge Zahar Ed., 2001. Volume 3: Da Renascença à revolução científica.
- RONAN, C. A. **História ilustrada da ciência da Universidade de Cambridge** Tradução de Jorge Enéas Fortes, revisão técnica Marcelo Gleiser. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2001. Volume 4: A ciência nos séculos XIX e XX.
- STRATHERN, P. **O sonho de Mendeleiev: a verdadeira história da química**. Tradução: Maria Luiza X. de A. Borges. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2002.
- VANIN, J. A. **Alquimistas e químicos: o passado, o presente e o futuro**. São Paulo: Editora Moderna, 1994. (Coleção polêmica).

Sítios (sites) interessantes sobre os temas envolvidos no texto

sítios em português

<http://efisica.if.usp.br/moderna/conducao-gas/>

Sítio do Instituto de Física da USP, contendo livro eletrônico com conteúdos de várias áreas da Física.

sítios em inglês

<http://www.chemteam.info/ChemTeamIndex.html>

<http://web.lemoyne.edu/~giunta/papers.html>

(Dois sítios com Trabalhos clássicos selecionados, traduzidos para o inglês)

<http://www.crtsite.com/>

(sítio sobre tubos de raios catódicos)

<http://www-outreach.phy.cam.ac.uk/camphy>

Sítio da Universidade de Cambridge, com museu contendo tubo de raios catódicos utilizado por Thomson na descoberta dos elétrons, e simulações interessantes sobre Física.

http://nobelprize.org/nobel_prizes/physics/laureates/

(endereço da Fundação Nobel, onde é possível buscar dados biográficos de todos os laureados em Física)

http://nobelprize.org/nobel_prizes/chemistry/laureates/

(idem, em Química)

Ficha da Disciplina:

Visão Macrosocópica da Matéria: Aspectos Gerais sobre a História da Química Moderna



Autoria:

Luiz Antonio Andrade de Oliveira

Camila Silveira da Silva

Olga Maria Mascarenhas de Faria Oliveira

Resumo

Na segunda disciplina deste módulo abordou-se o desenvolvimento da Química como ciência moderna, indo da época que se seguiu à Lavoisier até o modelo de átomo nuclear de Rutherford. Durante este período de aproximadamente 150 anos, o conhecimento químico sofreu grande evolução em várias de suas áreas, sendo impossível acompanhar o desenvolvimento histórico de cada uma delas, numa disciplina de curta duração. A opção foi pela abordagem dos conceitos fundamentais em Química, tais como modelo atômico, escalas de massas atômicas, distinção entre elemento e molécula, periodicidade de propriedades químicas e físicas e Tabela Periódica. No caminho escolhido, foram abordados os tópicos essenciais para este desenvolvimento, tais como: leis ponderais, o modelo atômico indivisível de Dalton, a escala de massas atômicas relativas, as propriedades periódicas, evidências da divisibilidade da matéria, radioatividade e modelo atômico nuclear. A ênfase da abordagem não foi apenas o acompanhamento da cronologia histórica do desenvolvimento da Química, mas principalmente o acompanhamento da evolução do pensamento químico, com os erros e acertos envolvidos em cada modelo e teoria propostos, colocados dentro da realidade do pensamento dominante e do desenvolvimento técnico de cada época.

Palavras-chave:

leis ponderais; modelos atômicos; massas atômicas; Tabela Periódica; partículas elementares; radioatividade.

Apresentação

Comentários sobre a disciplina

No caminho percorrido entre os trabalhos pioneiros de Lavoisier até o modelo de átomo nuclear de Rutherford podemos distinguir duas etapas distintas. A primeira etapa envolveu principalmente dados estequiométricos sobre reações químicas, as leis ponderais, que levaram ao modelo de átomo indivisível de Dalton. Com base neste modelo, foi possível estabelecer uma escala de massas atômicas relativas, e através da relação entre esta escala de massas atômicas e propriedades físicas e químicas dos elementos, chegar ao que Roald Hoffman (Prêmio Nobel de Química em 1981) denominou de “maior instrumento da Química”, a Tabela Periódica.

Na segunda etapa, envolvendo o caminho entre o átomo indivisível de Dalton e o Modelo de Átomo Nuclear de Rutherford, passamos pelos estudos de descargas em gases, envolvendo trabalhos de muitos cientistas, incluindo químicos e físicos. Como se pode verificar, por ser um assunto na fronteira da Física e da Química, a contribuição da Física nesta etapa foi muito grande. Como decorrência destes estudos o modelo do átomo indivisível foi substituído pelo do átomo divisível, formado por partículas elementares negativas e positivas, o elétron e o próton, respectivamente. A maior parte destas descobertas resulta de experimentos de descarga elétrica em gases, envolvendo os tubos de Crookes e suas modificações. Paralelamente, foram descobertos os raios-X e a radioatividade natural, sendo a radioatividade natural oriunda de transmutações nucleares, o velho sonho dos alquimistas. Além de fornecer dados para o conhecimento sobre o núcleo atômico, a radioatividade forneceu condições para o estudo do átomo, culminando com a proposição do modelo nuclear de Rutherford para o átomo. No modelo de Rutherford o átomo apresenta um núcleo massivo e pequeno, formado por cargas positivas, os prótons, cujo número caracteriza o elemento, e os elétrons se movimentando à uma grande distância do núcleo. Embora o átomo nuclear de Rutherford seja capaz de fornecer um modelo razoável para o átomo, uma questão fundamental ainda resta para ser respondida: Como explicar a estabilidade de um sistema composto por duas partículas de cargas opostas, cuja tendência espontânea é se atraírem e se aniquilarem? Esta resposta só pode ser razoavelmente fornecida pela Modelo Quântico do Átomo, uma etapa posterior do desenvolvimento do modelo atômico!

Introdução

A partir da segunda metade do século XVIII, com a adoção progressiva e irreversível dos preceitos do método científico no estudo dos fenômenos naturais, no qual a proposição e aceitação de hipóteses, teorias e modelos sobre as causas e explicação desses fenômenos estão atreladas à possibilidade de sua verificação experimental, a Química passou a ter um desenvolvimento rápido e intenso. Para este desenvolvimento foram importantes os trabalhos de Lavoisier sobre a combustão, que levaram à primeira lei ponderal, a Lei da Conservação da Massa em uma reação química. Os procedimentos experimentais utilizados nesses trabalhos por Lavoisier, com o uso intensivo da balança analítica e o rigoroso controle das condições experimentais, praticamente estabeleceram os fundamentos da análise química quantitativa, que possibilitaram a determinação das massas de reagentes e produtos envolvidos numa reação química, a estequiometria química.

Acompanhar o desenvolvimento histórico da Química como ciência moderna a partir deste ponto é uma tarefa árdua e impossível de ser feita em uma disciplina curta. Desse modo torna-se necessário fazer um recorte da história de seu desenvolvimento, tendo em mente que qualquer recorte que for feito será arbitrário, representando uma opção pessoal do autor. Na escolha feita na abordagem que se segue não está envolvido nenhum juízo de valor sobre a importância relativa de cada uma das áreas da Química. Por seus papéis centrais no estabelecimento dos alicerces de todo o conhecimento químico moderno, escolheu-se abordar inicialmente dois tópicos: i) o desenvolvimento do conceito de periodicidade das propriedades dos elementos químicos, culminando na Tabela Periódica proposta por Mendeleev e, ii) o desenvolvimento do modelo atômico, envolvendo o núcleo atômico e os elétrons.

É interessante notar nesse desenvolvimento que, embora guiados pelos preceitos do método científico, as hipóteses, teorias e modelos propostos pelos cientistas para explicar os fenômenos naturais observados, muitos erros foram cometidos e corrigidos no caminho. Esses erros e acertos mostram que a ciência é dinâmica, não sendo um corpo estático de verdades sobre um assunto, mas que reflete o que se sabe sobre o assunto numa determinada época. À medida que novos dados surgem, as teorias e modelos têm que ser modificados, corrigidos e mesmo substituídos por teorias e modelos mais completos, que incorporem os novos conhecimentos.

Além disto, o acompanhamento do desenvolvimento de uma ciência nos mostra que ela não é um conjunto imparcial de conhecimentos. Sendo feita por seres humanos, os cientistas, tanto a Química, como todas as ciências, reflete em seu desenvolvimento a influência das virtudes e limitações típicas do ser humano. São vários os episódios no desenvolvimento da Química, em que uma idéia correta teve sua aceitação pela comunidade científica prejudicada, devido à influência de um pensamento dominante há longo tempo, ou associado ao nome de um cientista influente da época.

Neste caminho, os trabalhos de muitos cientistas estão envolvidos, tanto da área da Química como de outras áreas da ciência, e em especial da Física. Isto obriga a uma seleção dos cientistas associados a contribuições importantes para o desenvolvimento da Química nos tópicos escolhidos, sem esquecer que estas contribuições resultaram dos trabalhos de muitos pesquisadores, muitos deles anônimos ou pouco lembrados. O enfoque desse aspecto do trabalho científico é importante para desmistificar a imagem do gênio solitário, que cria uma teoria revolucionária sozinho, como resultado de um momento de inspiração! Sempre que permitido pelo espaço, trabalhos precursores de modelos que mudaram o conhecimento científico da época foram incluídos no texto que se segue.

ESTRUTURA DA DISCIPLINA

Semana 1Semana 2

Tema 1 – O caminho para o Modelo Atômico de Dalton: o átomo indivisível

Semana 3

Tema 2 – A mudança do Modelo Atômico Indivisível para o de Átomo Divisível

Semana 4

Tema 3 – A descoberta da radioatividade e sua influência sobre o desenvolvimento dos modelos atômicos

Semana 5

Tema 4 – A evolução do modelo do átomo divisível: o Modelo Nuclear de Rutherford



UNESP – Universidade Estadual Paulista
Pró-Reitoria de Pós-Graduação
Rua Quirino de Andrade, 215
CEP 01049-010 – São Paulo – SP
Tel.: (11) 5627-0561
www.unesp.br



Governo do Estado de São Paulo
Secretaria de Estado da Educação
Coordenadoria de Estudos e Normas Pedagógicas
Gabinete da Coordenadora
Praça da República, 53
CEP 01045-903 – Centro – São Paulo – SP



**SECRETARIA
DA EDUCAÇÃO**



Pró-Reitora de Pós-graduação

Marilza Vieira Cunha Rudge

Equipe Coordenadora

Elisa Tomoe Moriya Schlünzen

Coordenadora Pedagógica

Ana Maria Martins da Costa Santos

Cláudio José de França e Silva

Rogério Luiz Buccelli

Coordenadores dos Cursos

Arte: Rejane Galvão Coutinho (IA/Unesp)

Filosofia: Lúcio Lourenço Prado (FFC/Marília)

Geografia: Raul Borges Guimarães (FCT/Presidente Prudente)

Antônio Cezar Leal (FCT/Presidente Prudente) - *sub-coordenador*

Inglês: Mariangela Braga Norte (FFC/Marília)

Química: Olga Maria Mascarenhas de Faria Oliveira (IQ Araraquara)

Equipe Técnica - Sistema de Controle Acadêmico

Ari Araldo Xavier de Camargo

Valentim Aparecido Paris

Rosemar Rosa de Carvalho Brena

Secretaria/Administração

Márcio Antônio Teixeira de Carvalho

NEaD – Núcleo de Educação a Distância

(equipe Redefor)

Klaus Schlünzen Junior

Coordenador Geral

Tecnologia e Infraestrutura

Pierre Archag Iskenderian

Coordenador de Grupo

André Luís Rodrigues Ferreira

Guilherme de Andrade Lemeszenski

Marcos Roberto Greiner

Pedro Cássio Bissetti

Rodolfo Mac Kay Martinez Parente

Produção, veiculação e Gestão de material

Elisandra André Maranhe

João Castro Barbosa de Souza

Lia Tiemi Hiratomi

Lilium Lungarezi de Oliveira

Marcos Leonel de Souza

Pamela Gouveia

Rafael Canoletti

Valter Rodrigues da Silva