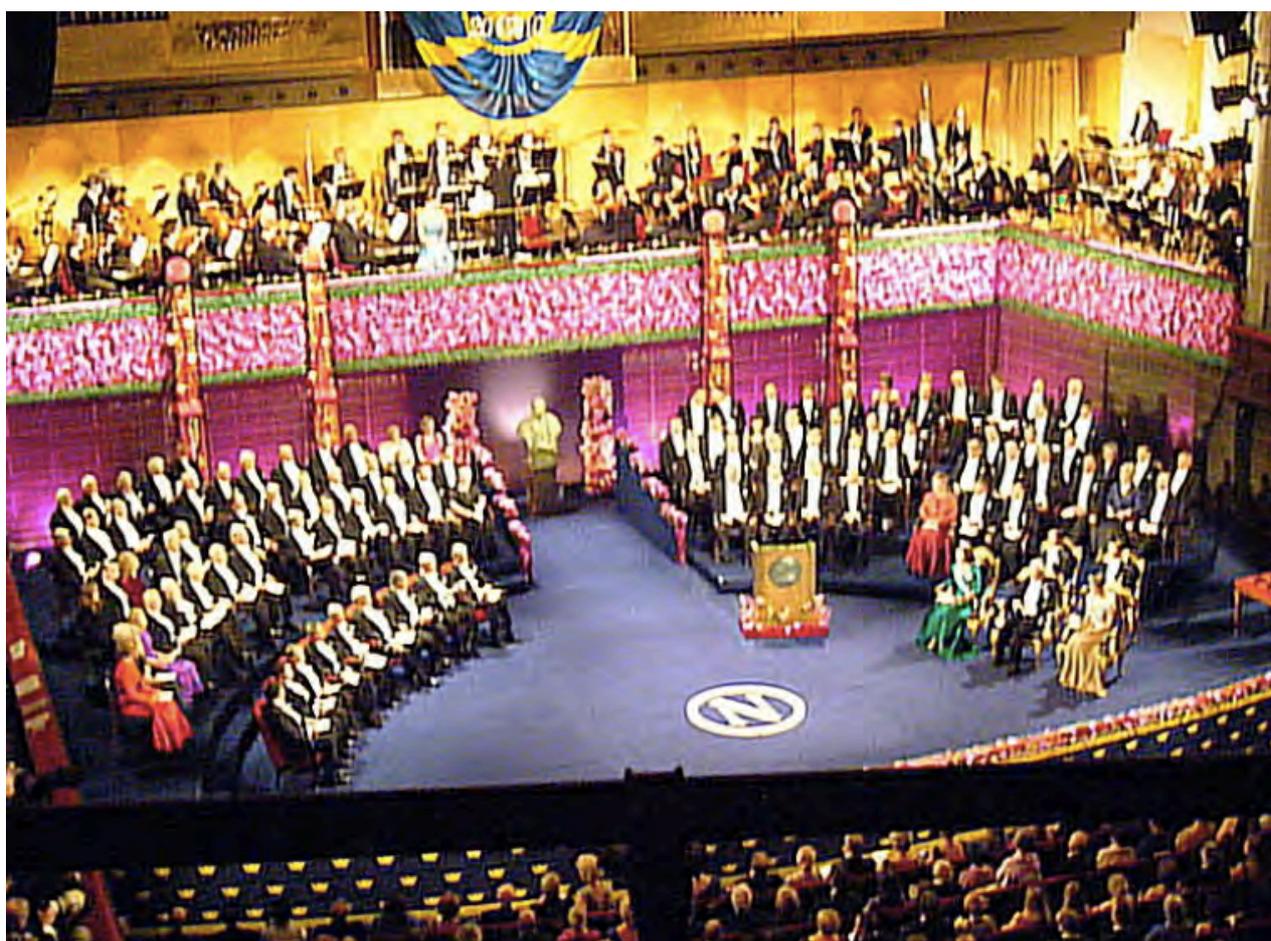


MNPEF
Mestrado Nacional
Profissional em
Ensino de Física

UNIVERSIDADE FEDERAL
UFERSA
RURAL DO SEMI-ÁRIDO



Guia para aplicação do jogo *Em busca do Prêmio Nobel* como recurso didático-pedagógico



Farnésio Vieira da Silva Diniz
Autor
Carlos Alberto dos Santos
Orientador

2018

Sobre a capa

Cerimônia da entrega do Prêmio Nobel de 2010, no *Stockholm Concert Hall*.

Imagem acessada em 12/12/2018, no endereço:

https://commons.wikimedia.org/wiki/Category:Nobel_Prize_ceremony#/media/File:Nobelprize_Award_Ceremony_2010.jpg

Apresentação

O objetivo deste guia é oferecer orientações para quem deseja utilizar o jogo *Em Busca do Prêmio Nobel* (EBPN), quer seja com o tema com o qual ele foi testado, ou seja, Atomística e Física Moderna, ou com outro tema de interesse do usuário.

O jogo não segue uma linha específica de referenciais teóricos da aprendizagem. Trata-se de uma ferramenta didático-pedagógica que pode ser utilizada com diversos referenciais, tais como a aprendizagem significativa de Ausubel, o construtivismo e a teoria interacionista-social de Vygotsky.

Como se verá ao longo do texto o jogo EBPN tem uma estrutura modular de modo a permitir sua aplicação em qualquer área do conhecimento. Basta para isso a criação de páginas hipertextuais e bancos de dados com questões apropriadas.

Sumário

SOBRE A CAPA	2
APRESENTAÇÃO	3
1 FUNDAMENTOS E FUNCIONALIDADES DO JOGO EBPN	5
2 ATIVIDADES TÍPICAS PARA A PREPARAÇÃO DO JOGO	5
2.1 COMO CRIAR UMA APLICAÇÃO	7
2.1a Inserir ou editar questões.....	7
2.1b Inserir ou gerenciar conteúdo	7
2.2 COMO USAR UMA APLICAÇÃO JÁ INSTALADA	8
3 POSSÍVEIS ATIVIDADES DIDÁTICO-PEDAGÓGICAS	9
4 TÓPICOS DE ATOMÍSTICA E FÍSICA MODERNA PARA TRANSPOSIÇÃO DIDÁTICA	10
4.1 INTRODUÇÃO	10
4.2 – PRIMÓRDIOS DA ATOMÍSTICA MODERNA, ENTRE A FÍSICA E A QUÍMICA.....	13
4.3 – CONTEÚDO DE ATOMÍSTICA UTILIZADO NO JOGO EBPN	16
4.3.1 – Conteúdo da biblioteca	16
4.3.2 – Conteúdo do Museu	62
4.3.3 – Mapas Conceituais	68
REFERÊNCIAS	73

1 Fundamentos e funcionalidades do jogo EBPB

Uma descrição detalhada do jogo encontra-se em (DOS SANTOS; DE AQUINO, 2018). Apresentaremos aqui apenas os fundamentos e as principais funcionalidades de modo a facilitar a sua utilização por algum usuário interessado. O jogo desenvolve-se em dois ambientes:

1. Ambiente de aprendizagem;
2. Ambiente de jogo.

O ambiente de aprendizagem consiste em páginas de conteúdo em HTML e mapas conceituais confeccionados com a ferramenta CmapTools¹. O ambiente de jogo consiste em um banco de dados MySQL², com questões e telas de transição com a participação do Mestre-Orientador, um personagem similar ao Mestre de Jogo ou Narrador nos jogos de RPG.

Portanto, o usuário/jogador tem duas alternativas ao acessar a plataforma do jogo: estudar ou jogar. Para jogar ele deverá ter um login e passar pelo teste de admissão, ou seja, acertar três questões sucessivas de nível fácil. Para estudar não há necessidade de login. Qualquer visitante que acesse a página do jogo pode utilizar o conteúdo apresentado sob a forma de hipertextos e sob a forma de mapas conceituais.

No ambiente de aprendizagem o usuário pode acessar o conteúdo da *biblioteca*, o conteúdo do *museu*, no qual estão disponíveis biografias sobre os principais cientistas de atomística e física moderna, e os *mapas conceituais* sobre vários tópicos abordados no jogo.

O fluxograma geral do jogo é apresentado na Figura 1.

2 Atividades típicas para a preparação do jogo

O jogo está hospedado no endereço <http://www.jpnobel.com.br/>. Para utilizá-lo é necessário solicitar login na categoria de professor-administrador e decidir se vai utilizar a aplicação *Atomística e Física Moderna*, ou se vai instalar uma nova aplicação. Apresentaremos a seguir as atividades típicas nos dois casos.

¹ <https://cmap.ihmc.us/>. Acesso em 20/01/2018.

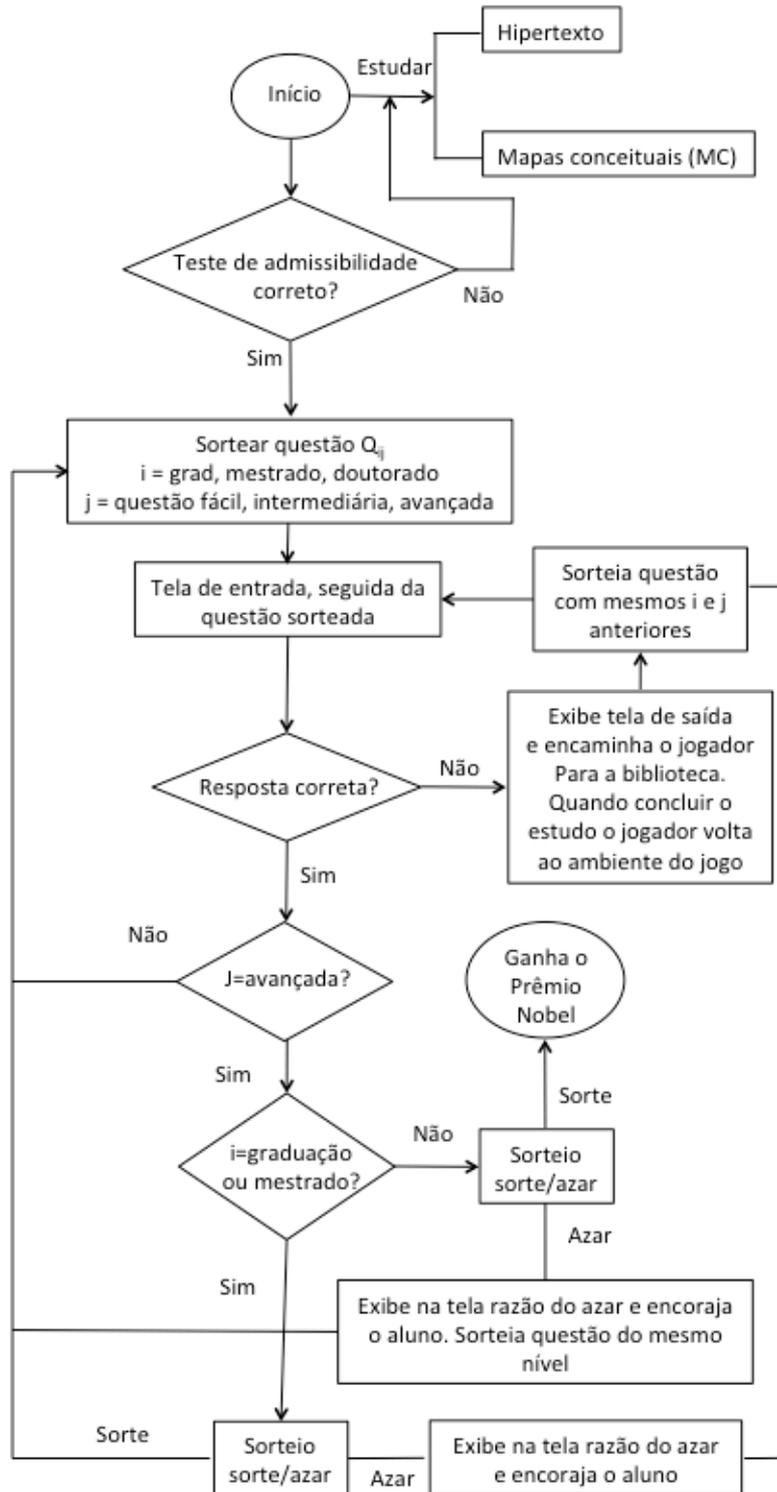
² <https://www.mysql.com/>. Acesso em 20/01/2018.

³ <http://www.kant.com.br/>. Acesso em 20/01/2018. ~~Depois de Kant, o conhecimento não é algo que existe em si, ao contrário das coisas que existem porque apre-~~

Figura 1 – Fluxograma geral do jogo EBPN.

Em Busca do Prêmio Nobel

© 2017 Carlos Alberto dos Santos, Eliabe Maxsuel de Aquino



2.1 Como criar uma aplicação

Com o login de professor-administrador, o usuário tem acesso à área de administração do jogo. Como se vê na Figura 2, na coluna à esquerda são apresentadas as ferramentas de administração. Vejamos algumas delas detalhadamente.

Figura 2 – Painel de administração do jogo.



2.1a Inserir ou editar questões

O sistema permite que o professor-administrador insira ou edite questões, como ilustram as Figuras 3 e 4. Para inserir uma é necessário fornecer o enunciado, a figura (se houver), as imagens de entrada e de saída, o tópico e o nível de dificuldade e as opções. Ao final a opção correta deve ser fornecida.

No caso da nossa aplicação, os tópicos são: modelo atômico, propriedades atômicas da matéria, tabela periódica e radioatividade. Os níveis de dificuldade são três: fácil, intermediária e difícil.

Na Figura 4 tem-se uma ilustração da tela para edição de uma questão. O sistema permite que tudo seja alterado, enunciado, alternativas, imagens, etc.

2.1b Inserir ou gerenciar conteúdo

Talvez a parte mais importante da criação de uma aplicação do EBPN seja a elaboração do conteúdo, ou seja as páginas em html com o conteúdo de aprendizagem e as biografias dos principais pesquisadores da área.

Como se vê na Figura 5, é necessário carregar o arquivo, colocar o título e definir qual o tópico (categoria) ao qual pertence o arquivo.

Figura 3 – Tela para inserção de uma questão.

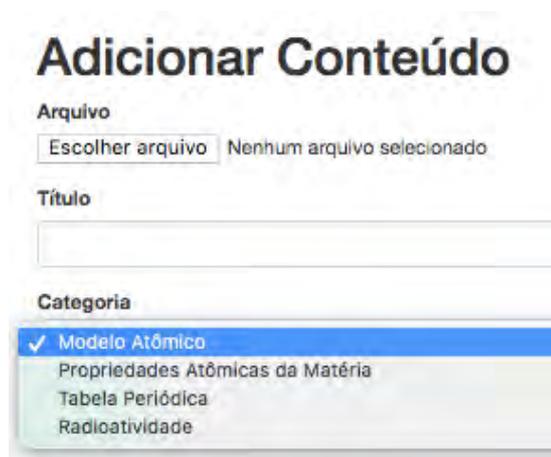
Figura 4 – Tela para edição de uma questão.

ID Questão	Enunciado	Tópico	Nível	Figura
1	Entre os vários modelos atômicos, um dos mais conhecidos é aquele elaborado por Joseph John Thomson, conhecido na literatura como modelo do pudim de amêijo, segundo o qual:	1	1	não definida
2	O átomo de hidrogênio contém um próton no núcleo, e um elétron girando em volta desse núcleo. As dimensões atômicas são tais que se o núcleo do hidrogênio for do tamanho de uma bola de tênis, seu elétron gira a uma distância de três quilômetros. É por isso que se costuma dizer que o material é um enorme vazio, com cargas positivas concentradas em pequenos volumes e cargas negativas girando em órbitas muito distantes. Essa ideia é consistente com quais modelos atômicos?	1	1	não definida
3	Sobre o modelo atômico idealizado por Rutherford, considere as seguintes afirmações: 1) Os prótons e os nêutrons são encontrados na eletrosfera.	1	1	não definida

2.2 Como usar uma aplicação já instalada

Uma vez instalada uma aplicação, cabe ao professor-administrador inserir seus alunos como usuário. A tela para cadastro e gerenciamento de usuário é geral, de modo que os diferentes usuários têm diferentes permissões. O nível de acesso como o *jogador* é o que tem os menores privilégios.

Figura 5 – Tela para inserção de conteúdo.



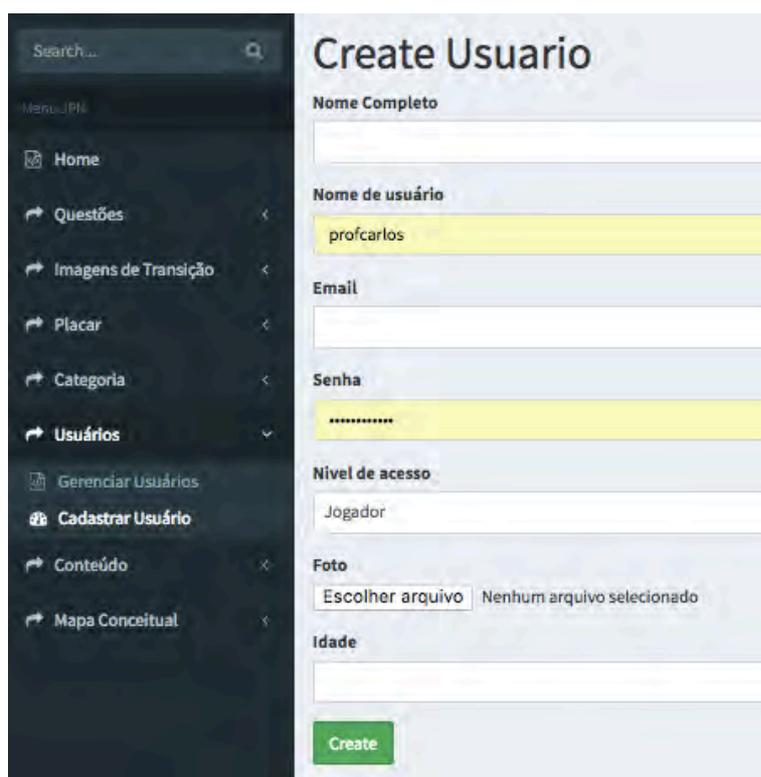
Adicionar Conteúdo

Arquivo
Escolher arquivo Nenhum arquivo selecionado

Título

Categoria
✓ Modelo Atômico
Propriedades Atômicas da Matéria
Tabela Periódica
Radioatividade

Figura 6 – Tela para cadastro de usuário.



Create Usuario

Nome Completo

Nome de usuário
profcarlos

Email

Senha

Nível de acesso
Jogador

Foto
Escolher arquivo Nenhum arquivo selecionado

Idade

Create

3 Possíveis atividades didático-pedagógicas

O jogo pode ser usado de acordo com diferentes abordagens pedagógicas, de modo que as atividades didáticas dependem de qual referencial teórico é adotado pelo professor. Como o jogo permite

ao professor o acompanhamento da evolução dos alunos, ou seja ele sabe quando um aluno passa de nível (da graduação para mestrado e desse para o doutorado), então, ele pode programar atividades incentivadoras. Por exemplo, ele pode definir algum tipo de premiação sempre que um aluno passa de nível. Ou então ele pode programar oficinas coordenadas pelo primeiro aluno que passar da graduação para o mestrado e a mesma coisa quando o primeiro aluno passar do mestrado para o doutorado. Nessas oficinas, o aluno dará dicas sobre as questões da graduação (questões de nível fácil) ou do mestrado (questões intermediárias). Quando o primeiro aluno ganhar o Prêmio Nobel, o professor organiza um evento, em analogia à conferência Nobel, onde o ganhador dará um seminário sobre o jogo.

4 Tópicos de Atomística e Física Moderna para transposição didática

4.1 Introdução

O termo *atomística* é bastante usado nos materiais didáticos para o ensino médio brasileiro, mas não consta nas Orientações Curriculares do MEC (BRASIL, 2006). A base de dados *Google Acadêmico* (<https://scholar.google.com.br/?hl=pt-BR>) mostra que o primeiro registro do termo na literatura didática no país é o livro *Atomística*, publicado em 1974 por Ricardo Feltre e Setsuo Yoshinaga (FELTRE; YOSHINAGA, 1974). Em seu moderno e popular livro, Feltre não usa o termo explicitamente no sumário (FELTRE, 2005). Os mais usados livros de física no ensino médio também não adotam o termo *atomística* (BISCUOLA; BÔAS; DOCA, 2013; GASPAR, 2010; MÁXIMO; ALVARENGA, 2006; MENEZES *et al.*, 2010; RAMALHO JUNIOR; FERRARO; SOARES, 2003). Portanto, é curioso que o termo seja tão popular entre alunos e professores brasileiros. Na literatura internacional praticamente não existe esse termo quando se trata de textos sobre ensino de física ou de química. No Brasil, geralmente o termo está associado ao ensino de química, mas boa parte do que conhecemos sobre o tema foi desenvolvida por físicos, no final do século 19. E pelo que sugerem as premiações de Prêmio Nobel (PN) na primeira década do século 20, a comunidade científica internacional entendia que esse era um assunto da área da física. Na Tabela 1 são apresentados os ganhadores de PN em física e química, de 1901 a 1910.

Essa distinção disciplinar (biologia, física e química) não é produzida pela natureza, uma vez que esta é absolutamente interdisciplinar. Ela é produzida pela incapacidade humana em tratar os diversos fenômenos naturais de modo holístico. Apesar de todos os questionamentos filosóficos, não há como fugir dos métodos reducionistas para a abordagem dos fenômenos naturais. A interdisciplinaridade avança pontualmente na pesquisa científica quando os recursos metodológi-

cos assim o permitem, mas impõe obstáculos quase insuperáveis para sua aplicação na área do ensino das ciências da natureza.

Apesar disso, o cinquentenário e clássico livro de Bruce H. Mahan, *Química, um curso universitário* (MAHAN, 1986), tem um formato absolutamente interdisciplinar, sem que, tanto quanto sabemos, esse aspecto tenha sido explorado pelo autor e seus leitores. Trata-se de uma obra que, asseguradas as adequadas transposições didáticas, pode ser usada por professores de física e de química, no ensino médio e no ensino universitário, para abordar a grande área das ciências dos materiais, que inclui a atomística e a física moderna.

Tabela 1: Ganhadores do Prêmio Nobel (Física e Química) na primeira década do século 20. Entre parêntese o assunto da cada prêmio. Extraído de <https://www.nobelprize.org/>.

Ano	Física	Química
1901	Wilhelm Conrad Röntgen (Descoberto dos raios-X)	Jacobus Henricus van't Hoff (Pressão osmótica em soluções)
1902	Hendrik Antoon Lorentz e Pieter Zeeman (Influência do magnetismo sobre fenômenos com a radiação)	Hermann Emil Fischer (Síntese do açúcar e da purina)
1903	Antoine Henri Becquerel, Pierre Curie e Marie Curie (Descoberta da radioatividade)	Svante August Arrhenius (Teoria eletrolítica da dissociação)
1904	Lord Rayleigh (John William Strutt) (Descoberta do argônio)	Sir William Ramsay (Descoberta dos elementos gasosos inertes no ar e suas posições no sistema periódico)
1905	Philipp Eduard Anton von Lenard (Raios catódicos)	Johann Friedrich Wilhelm Adolf von Baeyer (Química orgânica e desenvolvimento de compostos hidroaromáticos)
1906	Joseph John Thomson (Condutividade elétrica em gases)	Henri Moissan (Por isolar o elemento fluór)
1907	Albert Abraham Michelson (Espectroscopia óptica)	Eduard Buchner (Bioquímica e fermentação de células livres)
1908	Gabriel Lippmann (Fotografia a cores baseada no fenômeno da interferência)	Ernest Rutherford (Desintegração e a química das substâncias radioativas)
1909	Guglielmo Marconi e Karl Ferdinand Braun (Telegrafia sem fio)	Wilhelm Ostwald (Catálises e equilíbrio químico)
1910	Johannes Diderik van der Waals (Equação de estado para gases e líquidos)	Otto Wallach (Química orgânica e química industrial)

O fato é que essa secular incapacidade de abordagem interdisciplinar no ensino das ciências da natureza faz com que o tema *atomística* forme uma zona cinzenta no ensino médio. A proposta curricular do Estado de São Paulo para o ensino de química estabelece, entre outras coisas, que (FINI, 2008):

O estudo das transformações químicas proposto para a 1ª série envolve os seguintes conteúdos: (...) modelo atômico de Dalton como uma primeira explicação para os fatos (conceito de átomo, massa atômica, símbolos

químicos); (...) uma primeira leitura da tabela periódica, como forma de organização dos elementos químicos, a qual leva em conta suas massas atômicas.

Na 2ª série, o professor reconhecerá conteúdos familiares a esse ano, (...) além de conteúdos de estrutura atômica relativos aos modelos de Rutherford e Bohr (...).

Em seu livro *Fundamentos da Química* (FELTRE, 2005), Feltre aborda a *atomística* em diferentes capítulos das duas primeiras unidades. No Capítulo 3 da Unidade I (Química Geral), ele apresenta, entre outros assuntos, a teoria atômica de Dalton e os elementos químicos e seus símbolos. No Capítulo 4 dessa mesma unidade, ele aborda o modelo atômico de Rutherford; a identificação dos átomos (número atômico, número de massa, elemento químico, isótopos, isóbaros e isótonos); o modelo atômico de Rutherford-Bohr; a distribuição dos elétrons na eletrosfera; o modelo dos orbitais atômicos. O Capítulo 5 é todo ele dedicado à classificação periódica dos elementos. No Capítulo 19 da Unidade II (Físico-Química), ele trata das reações nucleares.

Essa abordagem de *atomística* na química, bem ilustrada pelo livro supracitado, tem uma organização conceitual cuja estrutura é diferente daquelas geralmente adotadas nos livros de física, as quais correspondem à cronologia do desenvolvimento desse tema. Sistemáticamente os livros de física para o ensino médio tratam de tópicos de *atomística* no contexto da *física moderna*, e o conteúdo é geralmente distribuído em dois ou três capítulos, os quais abordam a teoria da relatividade especial, o modelo de Bohr e a teoria quântica (BISCUOLA; BÔAS; DOCA, 2013; GASPAR, 2010). Raramente abordam a física nuclear (MENEZES *et al.*, 2010; RAMALHO JUNIOR; FERRARO; SOARES, 2003). Tanto quanto conhecemos, o único livro de física que foge a essa estrutura cronológica é o de Menezes e colaboradores (MENEZES *et al.*, 2010), que apresenta a física moderna com abrangência maior do que os outros.

Em seu livro destinado à formação continuada de professores das ciências da natureza, Thouin (THOUIN, 2004) sugere que os professores de física abordem todo o conteúdo de *atomística*, exceto a tabela periódica, que seria abordada por professores de química.

Não é objetivo desta dissertação analisar o cenário que acabamos de apresentar, nem questionar a zona cinzenta no ensino médio, que existe por força da legislação brasileira. Interessa-nos destacar o lado positivo da sua existência, qual seja, ela permite que o assunto por muitos denominado *atomística*, seja também abordado na área em que os professores de física denominam *física moderna*. Acreditamos que isso pode ser proveitoso para os alunos.

Foi com isso em mente que nos propusemos a contribuir para o avanço didático nessa área, e decidimos adotar a designação mais popular, *atomística*, em vez de *física moderna*.

4.2 – Primórdios da atomística moderna, entre a física e a química

A historiografia desse tema é tão ampla quanto complexa. Entre tantos documentos disponíveis (BIEZUNSKI, 1993; COTARDIÈRE, 2010; KRAGH, 2002; PIRES, 2008), consideramos relevante iniciar essa discussão com um texto de 1853, publicado por T. S. Hunt. Logo na introdução do seu artigo ele afirma (HUNT, 1853, tradução nossa):

Concebemos a matéria como influenciada por duas forças, uma das quais produz condensação, atração e unidade, e a outra, expansão, repulsão e pluralidade. O peso, como resultado da atração, é uma propriedade universal da matéria. Além disso, temos suas várias condições de consistência, forma e volume, com a relação do último com o peso, constituindo a gravidade específica, e as relações de calor, luz, eletricidade e magnetismo. Uma descrição dessas qualidades e relações constitui a história física da matéria, e o grupo de caracteres que serve para distinguir uma espécie da outra, pode ser designado como a forma aparente de uma espécie, distinta de sua forma essencial.

As Forças acima mencionadas modificam fisicamente os caracteres específicos da matéria, mas têm, além de importantes relações com aqueles processos superiores, que dão origem a novas espécies por uma mudança completa nos fenômenos específicos dos corpos. Na capacidade desta mudança completa, consiste na atividade química da matéria.

Mais adiante, ele argumenta:

(...) Concebe-se que a noção de elementos pré-existentes ou grupos de elementos não deve encontrar lugar na teoria da química.

(...) É de notar que a nossa ciência tem a ver apenas com fenômenos, e nenhuma hipótese quanto ao *noumenon*³ (...) Quando os corpos se unem, seus volumes, como seus caracteres específicos, são perdidos na nova espécie.

Portanto, na segunda metade do século 19, quando a concepção atomística da matéria estava se iniciando, uma parte importante dos químicos considerava que essa abordagem pertencia à física. A química deveria se restringir à matéria e suas transformações, desvinculadas de entidades que supostamente poderiam existir isoladamente, como os átomos.

³ Conforme Kant, noumenon é algo que existe de per si, ao contrário das coisas que existem porque apresentam fenômenos observáveis. Ou seja, trata-se de assertiva contrária à existência de átomos como entidades físicas.

Mas, nem todos os químicos eram contra a existência de átomos, e nem todos os físicos eram favoráveis. E a dianteira no assunto mudou de mãos ao longo do tempo. Depois dos filósofos na antiga Grécia, estudiosos importantes da renascença, tais como Francis Bacon, Giordano Bruno, Galileu Galilei, Isaac Newton e Voltaire retomaram a hipótese atomística, mas não houve qualquer estudo sistemático e significativo para consolidar a ideia, que foi reconsiderada décadas depois por outros estudiosos, sobretudo John Dalton, inspirados nos trabalhos de Lavoisier (BIEZUNSKI, 1993; COTARDIÈRE, 2010). De acordo com Biezunski (BIEZUNSKI, 1993), depois dos anos 1880, o átomo progressivamente é dotado de propriedades físicas, e ao estudar sua estrutura, os físicos entram no campo da química. Esse foi um movimento similar ao ocorrido no início daquele século com a eletricidade e a termodinâmica, que pertenciam à química e passaram para o domínio da física.

Por volta de 1890, o físico Georg Helm e o químico Friedrich Wilhelm Ostwald lançaram as bases do movimento que eles denominaram *energética*, que se opunha ao *atomismo* defendido por Ludwig Boltzmann e outros físicos. Ostwald é considerado um dos três fundadores da físico-química (JOST, 1966), ao lado de Svante Arrhenius e Jacobus van't Hoff. Não é por acaso que eles sejam detentores do Prêmio Nobel de Química, como consta na Tabela 1: van't Hoff em 1901, Arrhenius em 1903 e Ostwald em 1909. Para alguns desses físico-químicos, átomos e moléculas eram objetos metafísicos, pois todos os fenômenos observados podiam ser explicados sem o uso da hipótese atomística (KRAGH, 2002).

Se por um lado, a área da química fenomenologicamente mais próxima à física opunha-se à hipótese atomística, em que cenário encontravam-se as outras áreas da química? E o que faziam os físicos em relação à hipótese atomística? Não cabe aqui uma investigação ampla e detalhada para responder tais questões. É suficiente termos alguns indicativos obtidos em fontes históricas confiáveis, tais como Thouin (THOUIN, 2004) e Asimov (ASIMOV, 1993). De acordo com esse autores, os estudos e descobertas relevantes entre 1890 e 1900, período que coincide com a grande revolução que deu origem à física moderna, são esses apresentados na Tabela 2. Devemos observar que várias descobertas são colocadas tanto na área da física, quanto na da química. E algumas descobertas na área da química são atribuídas a físicos ou a parcerias entre físicos e químicos.

Não é difícil explicar o cenário esboçado na Tabela 2. Por um lado, e desde sempre, os químicos eram mais afeitos aos processos industriais. Mesmo antes da química como hoje a conhecemos, eram os processos industriais que estavam na linha de interesse daqueles hoje conhecidos como alquimistas, “que já praticavam técnicas de destilação de líquidos, dissolução e posterior

cristalização de sólidos, condensação de vapores, e assim por diante.” (FILGUEIRAS, 2015, p.240). Não surpreende portanto, o grande sucesso apresentado pela química orgânica na segunda metade do século 19. No dizer de Filgueiras (2015, p.244):

Prescindindo, em muitos de seus aspectos, de uma grande matematização, a química orgânica daquela época desenvolveu-se de tal maneira que levou ao aparecimento da indústria química de grande porte, sobretudo na Alemanha. A combinação de uma intensa experimentação com raciocínios bastante engenhosos levou às ideias de ligação química, estrutura molecular, vários tipos de isomeria, etc. tudo isso gerando novos progressos.

Tabela 2: Estudos e descobertas destacadas por Asimov (ASIMOV, 1993) e Thouin (THOUIN, 2004), no período entre 1893 e 1900.

Ano	Física	Química
1893	O físico Wien mostrou que em qualquer temperatura acima do zero absoluto, os objetos liberam energia eletromagnética.	O químico Werner propõe uma teoria da valência e da afinidade para os organometálicos.
1894		O químico Ramsey e o físico Rayleigh descobrem o primeiro gás inerte, o argônio.
1895	O físico Roentgen descobre os raios-X. O físico Lorentz relaciona a luz emitida por um material aquecido ao movimento dos elétrons nos átomos.	O físico Lorentz relaciona a luz emitida por um material aquecido ao movimento dos elétrons nos átomos.
1896	O físico Zeeman descobre o efeito de campos magnéticos sobre os elétrons. O físico Becquerel descobre a radioatividade.	O físico Becquerel descobre a radioatividade.
1897	O físico Thomson descobre o elétron.	O químico Buchner mostra o papel das enzimas na fermentação da cerveja. O químico Hoffmann sintetiza a aspirina.
1898	Os físicos Pierre e Marie Curie descobrem o polônio e o rádio.	Os físicos Pierre e Marie Curie descobrem o polônio e o rádio.
1899	O físico Rutherford descobre as radiações alfa e beta.	O químico Fischer descobre a estrutura química dos açúcares simples e sintetiza a frutose e a glucose.
1900	O físico Planck enuncia sua hipótese da quantização da energia, dando origem à teoria quântica. O físico Rutherford e o químico Soddy enunciam as leis das transformações radioativas.	O físico Rutherford e o químico Soddy enunciam as leis das transformações radioativas.

Por outro lado, do ponto de vista rigorosamente fenomenológico, não há qualquer diferença entre a física e a química. A estrutura do livro de Bruce Mahan citado anteriormente (MAHAN, 1986) é prova cristalina disso. Se fizermos uma contextualização mais flexível, a similaridade vale para as ciências da natureza, biologia, física e química, como bem resume Johnstone com seu famoso triângulo do pensamento: macro-simbólico-submicro (JOHNSTONE, 1991).

Portanto, trabalhar em física ou em química no final do século 19, não fazia qualquer diferença além das aptidões específicas. Ou seja, quem tinha mais aptidão para atividades industriais atuava naquilo que a comunidade considerava ser a química. Por outro lado, quem tinha mais interesse nas abordagens básicas da fenomenologia trabalhava naquilo que se considerava ser a física. Isso explica o cenário da Tabela 2.

Em suma, dizer que atomística ou o estudo dos átomos no ensino médio deve ser realizado nas disciplinas de química é apenas uma determinação legal. Não há qualquer fundamento pedagógico ou científico que justifique esta segmentação. O que se denomina atomística no ensino médio pode ser o resultado de transposição didática da disciplina usualmente denominada estrutura da matéria ou física moderna nos cursos de licenciatura em física das principais universidades brasileiras.

4.3 – Conteúdo de atomística utilizado no jogo EBPN

Descreveremos nesta seção, o conteúdo de atomística elaborado para ser usado no jogo *Em Busca do Prêmio Nobel* (EBPN). Conforme mencionado na dissertação (DINIZ, 2018), o jogo EBPN desenvolve-se em dois ambientes: ambiente de jogo e ambiente de aprendizagem. No primeiro, apenas usuários com senha de entrada têm acesso. Por outro lado, o ambiente de aprendizagem é público, e consiste nos seguintes espaços cognitivos:

1. Biblioteca – conjunto de páginas em html com tópicos de atomística.
2. Museu – um conjunto de páginas em html com biografias dos principais cientistas que contribuíram para o desenvolvimento da atomística no final do século 19.
3. Mapas conceituais – mapas conceituais elaborados com a ferramenta CMap Tools, sobre alguns dos tópicos contidos na biblioteca.

4.3.1 – Conteúdo da biblioteca

Embora tenha os níveis de abrangência e de complexidade típicos dos livros didáticos de física e química frequentemente utilizados no ensino médio (BISCUOLA; BÔAS; DOCA, 2013; FELTRE, 2005; GASPAR, 2010; MÁXIMO; ALVARENGA, 2006; MENEZES *et al.*, 2010; RAMALHO JUNIOR; FERRARO; SOARES, 2003), o conteúdo que elaboramos para ser usado

no jogo pretende ter uma linguagem mais coloquial, ao estilo da literatura de divulgação científica, sem deixar de lado o rigor conceitual.

O conteúdo tem uma estrutura hipertextual, com links para todos os tópicos e eventualmente para páginas externas. Manteremos essa estrutura aqui, mas não reproduziremos todas as imagens disponíveis no sítio do jogo. Só colocaremos aqui imagens consideradas imprescindíveis à compreensão do texto, ou que tenha grande valor ilustrativo.

4.3.1a – O que é atomística?

O termo atomística é bastante usado nos livros e documentos sobre o ensino médio brasileiro, mas não consta nas [Orientações Curriculares do MEC](#). De um modo geral, os dicionários são unânimes em definir o termo como algo ligado a átomo, atomismo, modelo atômico. De acordo com o dicionário [Merriam-Webster](#), o termo foi introduzido em 1695. Geralmente o termo está associado ao ensino de química, mas boa parte do que conhecemos sobre o tema foi desenvolvida por físicos, no final do século 19, conforme veremos no texto sobre os [Eventos históricos que originaram a Física Moderna e a Química Moderna](#).

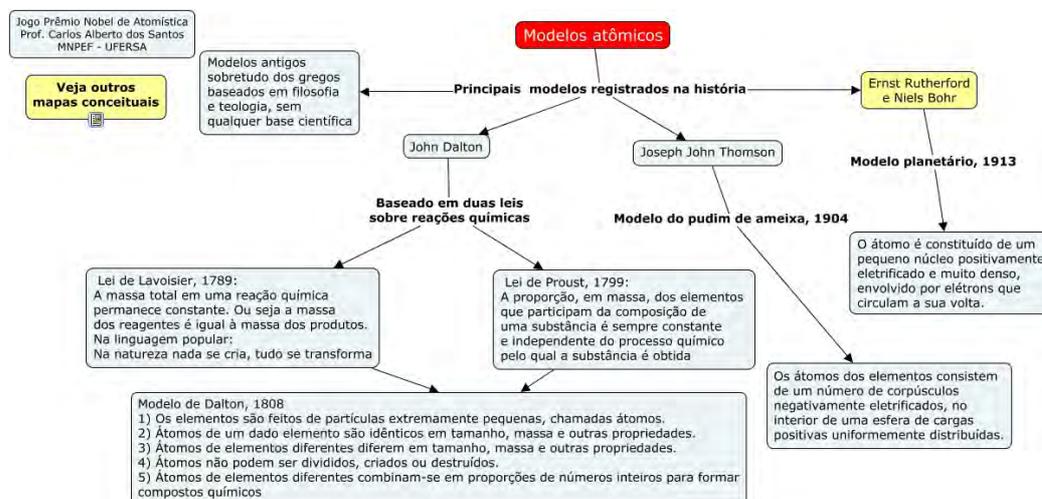
4.3.1b – Eventos históricos que originaram a física moderna e a química moderna

A física moderna e a química moderna deram início ao que podemos chamar de a *Era do Atomismo*. Do modo como hoje são conhecidas, elas resultaram de pesquisas e teorias desenvolvidas em meados do século 19, mas o atomismo, de um ponto de vista mais geral vem desde a antiguidade grega, como ilustra a Figura 7.

Antes de chegar aos modelos atômicos com base científica, a ciência passou por dois grandes momentos. O primeiro ocorreu na Grécia antiga, e também na Índia. Não se sabe quem influenciou quem, mas a palavra átomo vem do grego "indivísível".

Os dois principais responsáveis pelo surgimento do atomismo são Leucipo (século V a.C.) e Demócrito (460-370 a.C.), mas talvez a pessoa mais emblemática dessa época seja Aristóteles (384-322 a.C.), um filósofo que combatendo o atomismo, originou a estrutura científica da Idade Média.

Figura 7 – Mapa conceitual sobre modelos atômicos.



O segundo momento importante foi a alquimia, uma espécie de protociência, ou seja algo antes da ciência, que misturava religião e misticismo, praticada na Europa, África e Ásia, no século 12. Não está entre nossos objetivos estudar esse período da história. Nos interessa aqui começar com Lavoisier e Proust.

Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794), o pai da química moderna, é popularmente conhecido pela frase: Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma. Trata-se da versão popular do seu princípio da conservação da matéria. Em linguagem científica, o princípio pode ser assim expresso⁴:

Em uma reação química feita em recipiente fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.

Joseph Louis Proust (1754-1826), é o autor da lei das proporções definidas⁵:

As massas dos reagentes e as massas dos produtos que participam da reação obedecem sempre a uma proporção constante, característica de cada reação e independente da quantidade de reagentes utilizados.

Alguns anos depois do princípio de Lavoisier e da Lei de Proust, precisamente em 1803, John Dalton (1766-1844) esboçou os princípios do seu modelo atômico⁶:

⁴ <https://manualdaquimica.uol.com.br/quimica-geral/lei-lavoisier.htm>. Acesso em 20/5/2018.

⁵ https://acervodigital.unesp.br/bitstream/123456789/41532/7/2ed_qui_m4d8_tm01_box4.pdf. Acesso em 20/5/2018.

1. Os elementos são feitos de partículas extremamente pequenas, denominadas átomos.
2. Átomos de um dado elemento são idênticos em tamanho, massa e outras propriedades.
3. Átomos de elementos diferentes diferem em tamanho, massa e outras propriedades.
4. Átomos não podem ser subdivididos, criados nem destruídos.
5. Átomos de diferentes elementos combinam-se em proporções de números inteiros para formar compostos químicos.

Em escritos posteriores, Dalton apresentou mais uma propriedade, pela qual seu modelo ficou conhecido como o modelo atômico da bola de bilhar: O átomo é uma minúscula esfera maciça, impenetrável, indestrutível, indivisível e sem carga.

Embora o modelo de Dalton apresente propriedades qualitativas consistentes com os modelos atuais, ele não avançou na sua operacionalidade no nível atômico. Foi só depois da descoberta dos raios-X, em 1895, que a ideia moderna do átomo começou a emergir.

4.3.1c – Modelos atômicos modernos

Os modelos atômicos considerados modernos são os modelos de Thomson e de Rutherford-Bohr. Passaram-se séculos entre os modelos da antiguidade e o modelo de Dalton, e um século entre este e os modelos modernos.

Os modelos de Thomson, Rutherford e Bohr são consequências das descobertas que se seguiram aos estudos dos raios catódicos. Para leituras mais aprofundadas sobre o assunto, uma boa sugestão é o trabalho de Pinheiro e colaboradores (PINHEIRO; COSTA; MOREIRA, 2012), ou, para uma leitura rápida visite esses endereços:

- ❖ https://www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/mod06/m_s01.html.
- ❖ https://www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/mod06/m_s02.html.
- ❖ http://cbpfindex.cbpf.br/publication_pdfs/mo00205.2011_01_18_10_18_58.

Por volta de 1890, qualquer laboratório de física importante na Europa investigava os raios catódicos. Em novembro de 1895, quando estudava esses raios, Roentgen descobriu os raios-X⁷. A descoberta foi tão impactante, que quase toda a comunidade de físicos passou a estudar e repetir os

⁶ <https://alunosonline.uol.com.br/quimica/constituicao-materia.html>. Acesso em 20/5/2018.

⁷ https://www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/mod06/m_s01.html. Acesso em 20/5/2018.

experimentos de Roentgen. E foi assim que Thomson descobriu o elétron, em 1897, com esse equipamento, cuja descrição não cabe aqui.

Logo depois dessa descoberta, precisamente em março de 1904, Thomson propôs seu modelo atômico, também conhecido como Modelo do Pudim de Ameixa. Para Thomson, havia três possibilidades para a constituição do átomo, que deveria ser eletricamente neutro⁸:

1. Cada elétron estaria emparelhado com uma partícula positivamente carregada. Esse par sempre estaria junto no átomo.
2. Elétrons orbitariam uma região central com partículas de carga positiva, cuja carga total seria igual a soma das cargas dos elétrons.
3. Os elétrons ocupariam uma região do espaço contendo uma distribuição uniforme de cargas positivas.

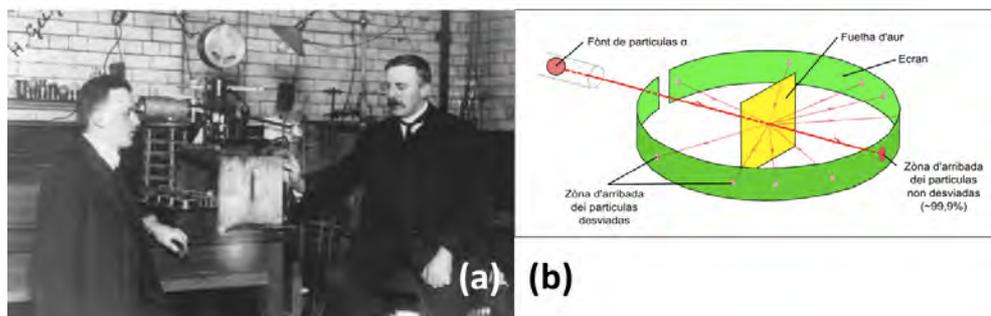
Thomson escolheu a terceira alternativa como a mais provável, e é por isso que seu modelo é conhecido como Pudim de Ameixa. As cargas positivas formariam o pudim, e os elétrons seriam as ameixas.

Por volta de 1908, Rutherford e seus colaboradores, sobretudo Geiger (Figura 8a) e Marsden passaram a realizar experimentos com espalhamento de partículas alfa, que Rutherford havia identificado como sendo igual ao núcleo de hélio. Essa história você poderá conhecer lendo esse texto sobre a [radioatividade](#). Não precisamos conhecer os detalhes desses experimentos. Basta saber que os resultados foram surpreendentes. Eles jogaram jatos de partículas alfa sobre uma finíssima folha de ouro. Esperavam que o feixe sofresse um pequeno espalhamento, devido ao choque das partículas com os átomos de ouro. Mas, observaram que algumas partículas, menos de 1% do total, sofriram grandes desvios, como ilustra Figura 8b.

Se o átomo fosse como previsto no modelo de Thomson, ou seja, se as cargas positivas e negativas fossem distribuídas uniformemente, as partículas alfa não sofreriam grandes desvios. Para resolver o mistério dos grandes desvios, Rutherford adotou a segunda hipótese de Thomson, segunda a qual o átomo é constituído de uma pequena região, chamada núcleo, com partículas positivas e muito pesadas, em comparação ao peso do elétron. Nesse modelo, a massa do átomo concentra-se praticamente no núcleo. Hoje sabemos que o núcleo contém prótons e nêutrons, com massas similares e aproximadamente 1800 vezes maiores do que a massa do elétron, mas o próton só foi descoberto, por Rutherford, em 1919, e o nêutron foi descoberto por James Chadwick (1891-1974), um dos colaboradores de Rutherford, em 1932.

⁸ <https://www.infoescola.com/quimica/modelo-atomico-de-thomson/>. Acesso em 20/5/2018.

Figura 8 – (a) Hans Geiger (1882-1945), à esquerda, e Ernest Rutherford (1871-1937) com o equipamento utilizado nos experimentos de espalhamento alfa. O outro colaborador de Rutherford nesses experimentos foi Ernest Marsden (1889-1970). Foto extraída, em 20/5/2018, desse link⁹. (b) Esquema do experimento de espalhamento alfa. Mais de 99% das partículas atravessam a folha de ouro praticamente sem desvio. Menos de 1% sofre grandes desvios. As partículas são registradas em uma tela fluorescente. Ilustração do experimento, extraída, em 20/5/2018, desse link¹⁰.



Em março de 1912, Niels Bohr (1885-1962) chega a Manchester para fazer um estágio de pós-doutorado com Rutherford e logo começa a analisar os resultados obtidos com o espalhamento alfa, partindo do modelo proposto por Rutherford. Detalhes sobre essa história você pode ler nesse endereço¹¹. Veremos aqui apenas os fatos mais importantes.

A primeira coisa importante no modelo de Rutherford é uma decepção. Pela teoria clássica do eletromagnetismo, uma carga negativa orbitando em volta de uma carga positiva não poderia ficar nessa situação por muito tempo. Ela perderia energia e terminaria se juntando à carga positiva. Essa perda de energia resulta do fato de que qualquer carga elétrica acelerada irradia energia eletromagnética. E o elétron girando em volta do núcleo é uma carga acelerada. Portanto, perderá energia resultando no colapso do núcleo. Se assim fosse, a matéria não existiria. Para resolver essa dificuldade, Bohr propôs o que para alguns é denominado *Modelo de Bohr*, e para outros trata-se do *Modelo de Rutherford-Bohr*.

Bohr teve a coragem de desafiar a física clássica, postulando determinados comportamentos atômicos não previstos até então. Postulado é uma afirmação que se faz sem necessidade de demonstração. Algo do tipo: isso é assim porque é. Não precisa demonstrar que é verdade.

⁹<https://commons.wikimedia.org/w/index.php?search=Rutherford+Geiger&title=Special:Search&profile=default&fulltext=1&searchToken=f17s9ftl8356de6om5h1yayzj#/media/File:Geiger-Rutherford.jpg>

¹⁰https://commons.wikimedia.org/w/index.php?search=Rutherford+Experiment&title=Special:Search&profile=default&fulltext=1&searchToken=depzi9h8twb9drf3mion58dmf#/media/File:Experi%C3%A9ncia_de_Rutherford.png

¹¹ https://www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/mod06/m_s04.html.

Então, Bohr começou postulando que em determinadas circunstâncias, o elétron pode estar acelerado e assim mesmo não emitir radiação eletromagnética. A circunstância em que isso ocorre ele chamou de estado estacionário do átomo, no qual o elétron gira em órbita indefinidamente.

Bohr também postulou que cada átomo tem várias órbitas estacionárias. Um elétron só sai de uma órbita estacionária em duas ocasiões. A primeira é quando ele recebe energia do exterior. Neste caso ele pode saltar para uma órbita mais afastada do núcleo. A segunda é quando ele espontaneamente salta para uma órbita mais próxima do núcleo. Neste caso, ele emite energia, sob a forma de uma radiação. Dependendo do átomo, essa radiação emitida pode ser luz visível, ultravioleta ou raios-X, entre outras.

Com esses e outros postulados, que não precisam ser discutidos aqui, Bohr mostrou que cada órbita tem uma energia bem determinada, e que o salto de uma órbita para outra envolve a recepção ou emissão de energia igual à diferença de energia das duas órbitas.

4.3.1d – Modelo de Rutherford e Bohr

Vamos detalhar aqui esse modelo até onde nosso conhecimento de física e matemática permitir. Em primeiro lugar temos que saber que Bohr propôs a existência de níveis de energia no átomo. Embora a ideia tenha sido imaginada para qualquer átomo, Bohr a aplicou inicialmente para o átomo de hidrogênio. É o que faremos aqui. Vamos estudar o modelo de Bohr apenas para o átomo de hidrogênio, que possui um próton no núcleo e um elétron girando em volta.

Se é assim, podemos fazer algumas perguntas básicas:

1. A que distância do núcleo esse elétron gira?
2. Ele pode girar a qualquer distância do núcleo?
3. Uma vez girando em determinada órbita, o elétron ficará para sempre nessa órbita?
4. O que acontecerá se o elétron pular de uma órbita para outra?

Vamos responder cada uma dessas perguntas a partir do modelo de Bohr.

A que distância do núcleo o elétron gira no átomo de hidrogênio?

Nos seus postulados, Bohr afirma que os elétrons só podem girar em determinadas órbitas. Não é em qualquer órbita que ele pode girar. Nessas órbitas, também denominadas *níveis ou estados*, o

elétron pode ficar indefinidamente sem emitir qualquer radiação eletromagnética. É por isso que ele denominou essas órbitas ou níveis ou estados, de *órbitas estacionárias*, *níveis estacionários* ou *estados estacionários*.

Bohr utilizou outros postulados que permitem calcular as distâncias em que o elétron pode girar em torno do núcleo. Ele aplicou para o caso do átomo de hidrogênio e obteve resultados que foram comprovados experimentalmente. Vamos restringir aqui nossa discussão ao caso do hidrogênio porque para outros átomos os conceitos de matemática e de física necessários não estão ao alcance dos alunos do ensino médio.

Uma coisa precisa ser dita imediatamente, cada órbita estacionária tem um raio e uma energia característicos, que podem ser deduzidos a partir dos postulados de Bohr. No entanto, embora a matemática necessária para essas deduções seja simples, nem todos os alunos do ensino médio conhecem os conceitos de física envolvidos nessas deduções. Mesmo assim, podemos discutir os resultados finais dessas deduções.

Além disso, como veremos mais adiante, o que é importante para o nosso estudo aqui não é o raio da órbita, mas a energia do elétron em cada órbita. Todavia, para não deixar a questão em aberto, vamos simplesmente colocar a fórmula que permite calcular o valor, em metros, do raio em uma órbita, n , qualquer.

$$r_n = 5,29 \times 10^{-11} n^2. \quad (1)$$

O elétron fica para sempre na órbita estacionária?

Não! Se a órbita for a mais interna, ou seja a mais próxima do núcleo [$n=1$ na fórmula (1)], ele poderá sair de lá se receber energia externa. Existem alguns tipos de energia que ele pode receber, mas vamos aqui discutir apenas as energias de origem eletromagnética.

Que energias são essas?

São energias fornecidas por um feixe de luz visível, luz ultravioleta, infravermelho ou raios-X. Quando uma radiação dessa atinge o elétron, ele salta para uma órbita mais externa, dependendo do valor da energia. Este valor tem que ser exatamente um que possibilite a passagem para um nível mais externo. Nem mais nem menos. Vamos detalhar isso mais adiante.

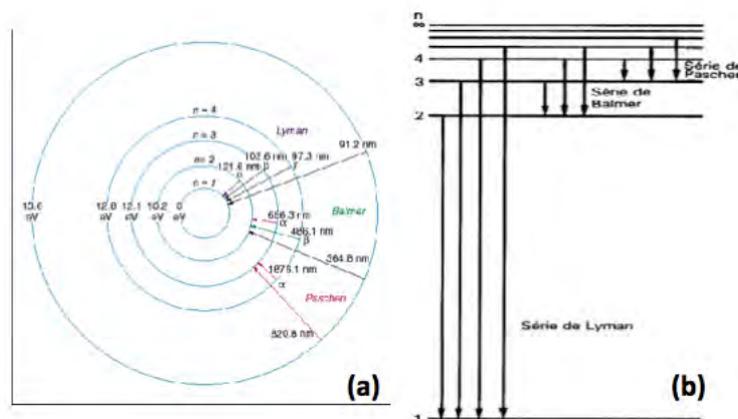
E se a órbita em que se encontra o elétron não for a mais interna?

No caso do átomo de hidrogênio, o elétron pode ocupar qualquer órbita mais externa, desde que receba energia necessária para o salto ou transição. Pouco tempo depois que chega à órbita externa, o elétron pula para algum nível inferior, emitindo uma radiação. O tempo que ele fica em qualquer órbita acima da primeira órbita estacionária é de aproximadamente 10 nanossegundos. O nanossegundo é a bilionésima parte do segundo. O salto de volta pode ser diretamente para o nível original, ou para algum nível entre o original e o final. Sempre que entre o nível original e o final houver outros níveis, o elétron pode chegar ao nível inicial por etapas, saltando de um nível a outro. É assim que surgem as séries espectrais, nosso tema da próxima página.

Precisamente, quais são as energias envolvidas nas transições?

A Figura 9 ilustra o que foi dito acima para o átomo de hidrogênio. Na Figura 9a, são exibidos diversos níveis, com números que serão explicados mais adiante. A Figura 9b é idêntica à anterior, apenas desenhada de outra forma. Em vez de representar a distância ao núcleo, como na Figura 9a, a Figura 9b representa os níveis em termos de energia, que é o assunto que vamos tratar agora.

Figura 9 – Desenhos extraídos de <<http://astro.if.ufrgs.br/rad/espec/espec.htm>>, em 20/5/2018.



A cada um desses níveis, 1, 2, 3, etc, está associada uma energia. Isto significa que um elétron nesses níveis terá a energia correspondente. A dedução dessa energia é simples, mas nem todos os alunos do ensino médio dominam os conceitos de física necessários. Então, vou escrever a fórmula da energia associada a um nível qualquer, n , e explicar o que ela representa.

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2}. \quad (2)$$

* O sinal negativo significa que o elétron está ligado ao núcleo.

* A constante 13,6 depende da carga e da massa do elétron, da constante dielétrica no vácuo e da constante de Planck, h , que logo em seguida você vai saber o que é.

* A unidade de energia é o eletrônvolt, eV. Essa é a unidade de energia utilizada em processos atômicos e moleculares.

Nossa questão agora é entender a constante 13,6.

Essa constante é facilmente obtida a partir dos postulados de Bohr, mas alguns dos conceitos de física envolvidos são do conhecimento de poucos alunos do ensino médio. Para nosso objetivo aqui é suficiente saber que ela depende da carga e da massa do elétron, da constante dielétrica no vácuo e da constante de Planck, h . Ela foi introduzida em 1900, por Max Planck (1858-1947), quando ele apresentou a primeira hipótese da quantização da energia, segundo a qual, no nível atômico a energia não pode ter qualquer valor. Só existe energia com valores proporcionais a essa constante. Essa hipótese marca o nascimento da teoria quântica. Os valores dessa constante nos três principais sistemas de unidade são:

$$h = 6,62 \times 10^{-27} \text{ erg.s} \quad (3)$$

$$h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ J.s} \quad (4)$$

$$h = 4,14 \times 10^{-15} \text{ eV.s} \quad (5)$$

Entre seus postulados, Bohr afirmou que as energias do elétron nas órbitas atômicas eram tais que a passagem de um nível para outro só podia envolver energias que satisfizessem a relação

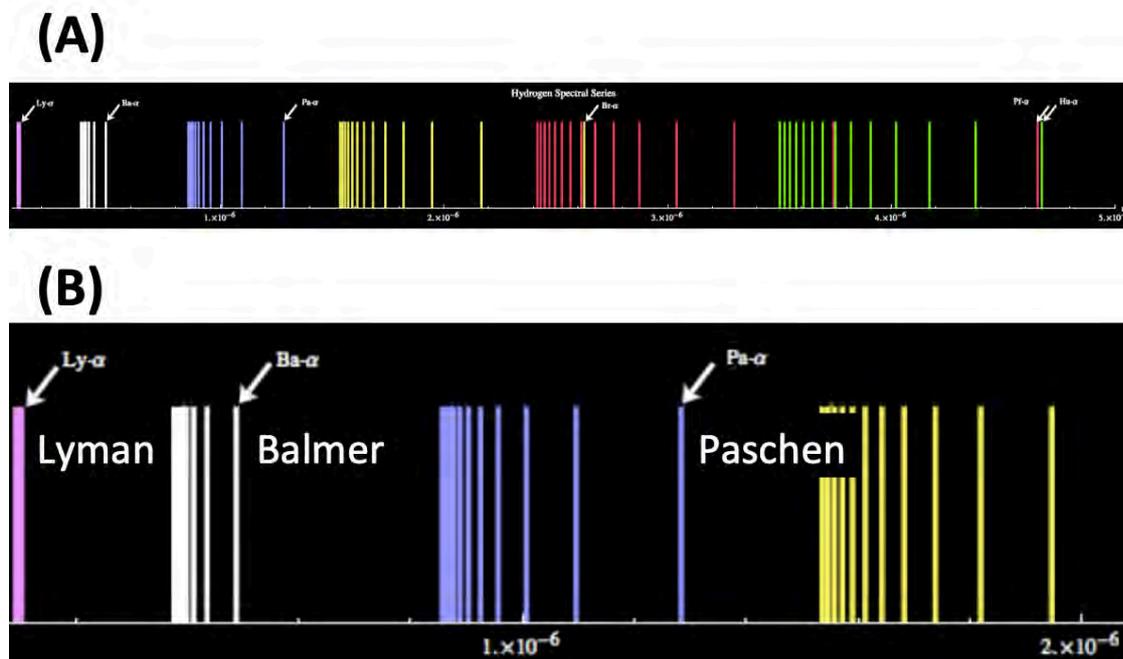
$$hf = E_i - E_f \quad (6)$$

Ou seja,

1. se o nível i é mais próximo do núcleo que o f , então o elétron terá que receber energia de uma radiação eletromagnética com frequência, f , tal que seu produto com a constante de Planck seja igual à diferença das energias.
2. por outro lado, se o nível i é mais afastado do núcleo que o f , então o elétron emitirá uma radiação eletromagnética com frequência, f .

Vamos agora usar esta fórmula para explicar as séries espectrais do hidrogênio, observadas no final do século 19, mais de uma década antes de Bohr apresentar seus resultados. Essas séries são ilustradas na Figura 9, e na Figura 10 temos as mesmas séries em outro modo de apresentação.

Figura 10 – Séries espectrais do átomo de hidrogênio. Adaptada, em 20/5/2018, desse link¹². (A): Espectro completo. (B): Detalhando as primeiras linhas das séries de Lyman, Balmer e Paschen.



Essas séries foram originalmente observadas pelos pesquisadores Theodore Lyman (1874-1954), Johann Balmer (1825-1898) e Friedrich Paschen (1865-1947), vários anos antes do modelo de Bohr. Existem outras séries mostradas nas figuras acima, mas vamos ficar aqui apenas com essas três.

Existem várias maneiras de se observar essas séries. Uma maneira simples de observá-las é fazer passar um feixe de luz ultravioleta através de um recipiente contendo hidrogênio. Logo depois os átomos de hidrogênio emitem diversas radiações, que vão do infravermelho ao ultravioleta. Com um sensor de luz podemos observar essas radiações, como ilustrado na Figura 10.

A obtenção de suas expressões matemáticas foi um dos primeiros sucessos de Bohr. A partir desse modelo podemos entender como elas surgem. Observe bem a Figura 9b. O que acontecerá com um elétron colocado no quinto nível?

Não importa a forma como ele chegou a esse nível. Ele pode ter chegado de algum nível inferior, recebendo energia eletromagnética suficiente para a transição, ou pode ter vindo de um

¹²<https://commons.wikimedia.org/w/index.php?search=Hydrogen+Spectral+series&title=Special:Search&profile=default&fulltext=1&searchToken=bdm44dmzwwk8oqrj0ogrrzbac#/media/File:HydrogenSpectrum.png>

nível superior, depois de emitir a radiação correspondente. O que importa aqui é que ele está no quinto nível.

Aproximadamente 10 nanossegundos depois que ele chega ao quinto nível ele salta para algum nível inferior por meio de uma das seguintes possibilidades, entre outras que você pode descobrir examinando atentamente a figura:

1. Ele pode ir diretamente, do quinto nível para o primeiro, denominado nível fundamental.
2. Ele pode ir do quinto nível para o segundo e daí para o fundamental.
3. Ele pode ir do quinto nível para o terceiro e daí ir diretamente para o fundamental, ou então, ir do terceiro para o segundo e daí para o fundamental.

Cada transição dessa resulta numa linha espectral. Ou seja, quando o elétron salta para um nível mais interno, ele emite alguma radiação eletromagnética, que pode ser luz visível, infravermelho ou ultravioleta. No caso de átomos pesados, como ferro, cobalto, cobre, etc, as transições geralmente resultam na emissão de raios-X.

As transições exibidas na figura acima, são matematicamente descritas por uma dessas equações:

$$\text{Série de Lyman: } E_n - E_1 = -13,6\left(\frac{1}{n^2} - 1\right) \quad (7)$$

$$\text{Série de Balmer: } E_n - E_2 = -13,6\left(\frac{1}{n^2} - 0,25\right) \quad (8)$$

$$\text{Série de Paschen: } E_n - E_3 = -13,6\left(\frac{1}{n^2} - 0,11\right) \quad (9)$$

Pela aparência das fórmulas, percebe-se que a matemática envolvida é muito simples. Então, vamos realizar alguns cálculos com essas fórmulas.

A série de Lyman é o conjunto de transições para o nível fundamental do átomo de hidrogênio. Se o elétron saltar de qualquer nível, diretamente para o nível fundamental ele emite uma radiação pertencente à série de Lyman. Para saber qual o tipo de radiação é necessário calcular sua frequência.

Como é que se calcula a frequência e o comprimento de onda de uma radiação eletromagnética?

Para exemplificar, vamos calcular apenas a primeira linha dessa série, ou seja a radiação emitida quando o elétron salta do nível 2 para o nível 1. Como exercício, você deve calcular todas as linhas exibidas na Figura 9.

Pelo postulado de Bohr, a energia liberada é dada pela fórmula (6). Ou seja, no caso da primeira linha da série de Lyman,

$$E = hf = E_2 - E_1 \quad (10)$$

Substituindo $n=2$ na fórmula da série de Lyman (eq. 2.6), teremos

$$E = hf = E_2 - E_1 = -13,6 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{1^2} \right) = 10,20 \text{ eV}$$

Usando o valor de h em eV.s (2.5), obtém-se o valor de f :

$$f = 2,47 \times 10^{15} \text{ Hz.} \quad (11)$$

Usando a relação já conhecida do estudo de fenômenos ondulatórios, entre o comprimento de onda e frequência para o caso da luz, que, como se sabe, é uma radiação eletromagnética,

$$\lambda f = c = 3 \times 10^8 ,$$

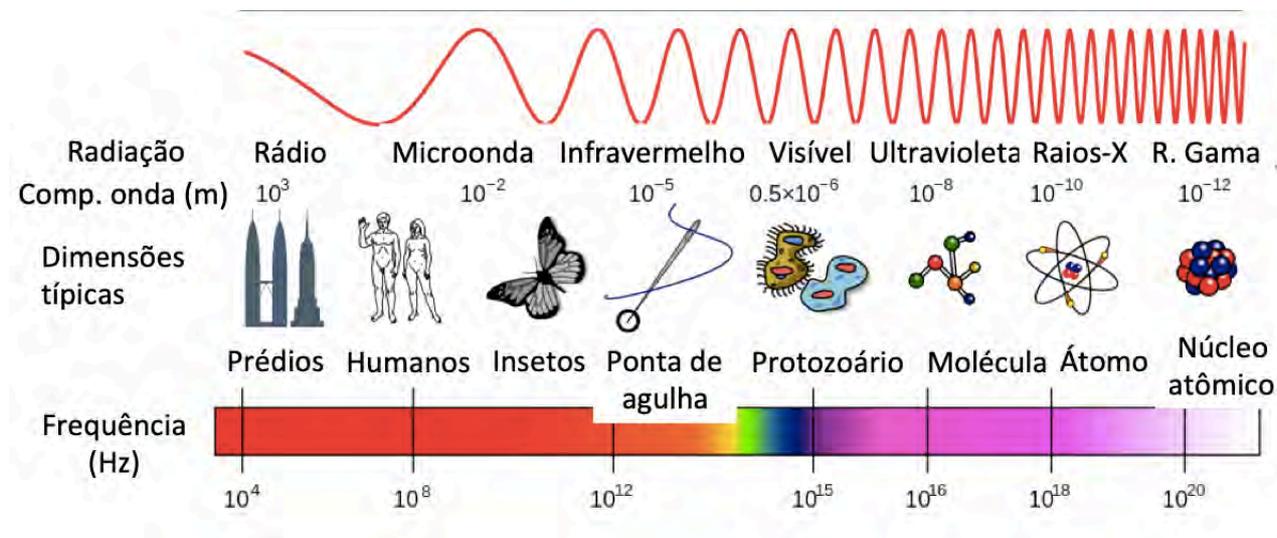
obtém-se o valor do comprimento de onda da radiação correspondente à primeira linha da série de Lyman:

$$\lambda = 121 \text{ nm.} \quad (12)$$

A radiação que tem esses valores de frequência e comprimento de onda encontra-se na faixa do ultravioleta. Observe atentamente o espectro eletromagnético na Figura 11.ara

Como exercício, o leitor interessado pode repetir os cálculos apresentados acima, para as outras linhas da série de Lyman e para as séries de Balmer e Paschen. A partir dos cálculos, mostrar que as séries de Balmer e Paschen pertencem, respectivamente, às faixas do visível e do infravermelho.

Figura 11 – Diversas características e exemplos do espectro eletromagnético. Extraído em 20/5/2018, desse link¹³.



4.3.1e – Propriedades atômicas da matéria

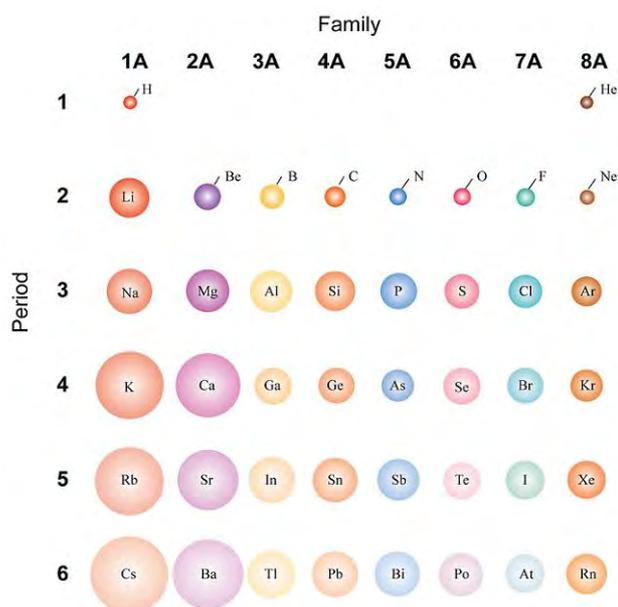
Aprendemos na biologia que cada espécie de ser vivo ou inanimado pertence a uma certa classificação, e dentro de cada espécie, os indivíduos são classificados conforme algumas características. Por exemplo, os seres humanos podem ser classificados pelo gênero (masculinos / feminino), pela cor da pele, pela altura, pelo peso, pela idade, etc.

No mundo atômico, os indivíduos são os átomos, ou elementos químicos, e eles também podem ser classificados de acordo com suas propriedades atômicas. Muitos átomos são semelhantes a outros em relação a algumas propriedades, mas não há um átomo com todas as propriedades idênticas às de outro átomo diferente. Ou seja, cada átomo é um indivíduo único. Existem diferentes tipos de classificações, dependendo da área de atuação profissional de quem propôs. A Figura 12 apresenta um tipo de classificação. Nessa classificação, as linhas horizontais definem os períodos, enquanto as verticais definem as famílias ou grupos. Os elementos são classificados conforme seus raios atômicos.

Como veremos na seção 4.3.1h, a forma mais geral de classificação dos elementos químicos consiste na *Tabela Periódica*.

¹³ https://commons.wikimedia.org/wiki/File:EM_Spectrum_Properties_de.svg

Figura 12 – Comparação entre os raios atômicos de alguns elementos químicos. Extraído, em 20/5/2018, de <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Comparative_atomic_sizes.png>.



As características usadas para classificar os átomos são conhecidas como propriedades atômicas. Na seção sobre a tabela periódica (2.3.1h) veremos porque os átomos com propriedades atômicas similares ocupam lugares próximos nessa tabela, e porque essas propriedades apresentam características periódicas. Aqui vamos tratar apenas de definir essas propriedades:

1. número atômico;
2. número de massa;
3. peso atômico;
4. raio nuclear;
5. raio atômico;
6. elétrons de valência;
7. eletronegatividade;
8. eletropositividade;
9. afinidade eletrônica;
10. energia de ionização.

Número atômico, número de Massa e peso atômico.

O *número atômico*, representado pela letra *Z*, é a propriedade mais importante de um átomo. Poderíamos até mesmo substituir o nome do elemento químico pelo seu número atômico. Em vez de

dizer carbono, poderíamos simplesmente dizer o elemento químico número 6, ou o átomo 6. É claro que essa é uma ideia boba. É muito mais fácil fixar um elemento químico pelo seu nome do que por um número. A ideia só serve para reforçar o fato de que o número atômico funciona como se fosse o nome do átomo.

O número atômico indica a quantidade de prótons existente no núcleo do átomo. O número atômico do carbono é 6 porque ele tem 6 prótons no núcleo. O núcleo é constituído por prótons e nêutrons. A soma de prótons e nêutrons é o *número de massa* do núcleo.

Enquanto o *número de massa* de um elemento ou de um isótopo desse elemento é simplesmente a soma de prótons e nêutrons, o *peso atômico* é definido de modo mais complexo. É uma coisa incômoda, mas é assim que a comunidade científica entende que deva ser. Uma boa discussão sobre esse tema encontra-se nesta referência (LOBO, [S.d.]), publicada na Internet. O peso atômico leva em conta o número de isótopos do elemento químico e estabelece uma medida relativa ao isótopo do carbono C^{12} . Talvez seja interessante um breve resumo histórico baseado nesse texto publicado por Lobo.

Quando a teoria atômica da matéria ganhou alguma consistência no início do século 19, os cientistas perceberam que não seria possível determinar-se o peso de um átomo, mas seria possível ter uma escala relativa dos pesos dos átomos, baseados na composição das substâncias, que se encontravam em frenética fase de estudo. Escolheram o hidrogênio como referência, com peso unitário.

Mas, as investigações seguintes mostraram que era mais conveniente utilizar o isótopo carbono-12, ou C^{12} , como referência. Na verdade, a referência é $1/12$ do peso do C^{12} . Podemos definir o *peso atômico* de um elemento como a massa média por átomo do elemento (leva em conta as massas dos diversos isótopos do elemento) dividida por $1/12$ da massa do C^{12} . Isso resulta em uma massa, ou peso atômico em unidades de massa atômica, u.

Por exemplo, o peso atômico do nitrogênio é 14,007 u. Isto significa que ele é 14,007 mais pesado do que $1/12$ do C^{12} .

Anualmente a IUPAC (sigla em inglês para União Internacional de Química Pura e Aplicada) atualiza os valores dos elementos químicos. A comunidade científica só aceita os valores de pesos atômicos tabelados pela IUPAC.

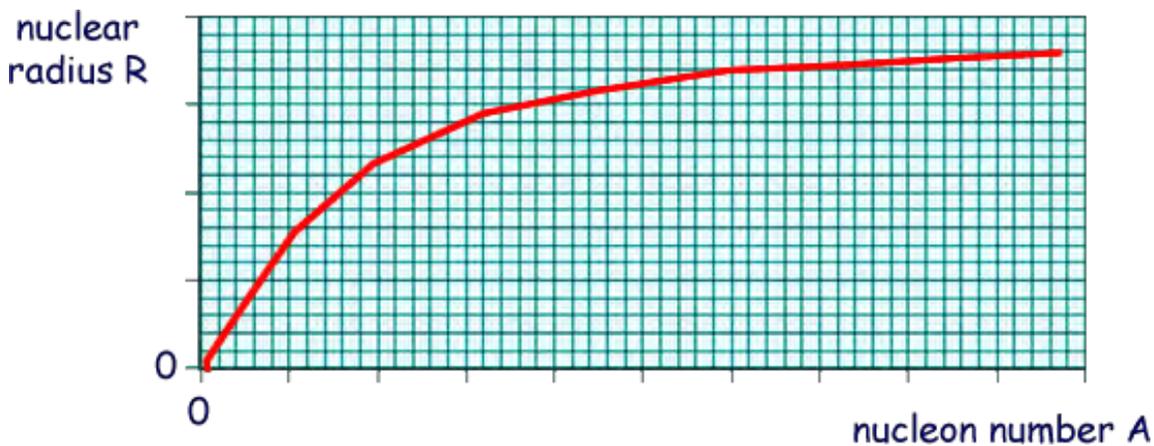
Raio nuclear e raio atômico

O raio nuclear é medido na escala do femtômetro (fm). Aproximadamente 0,8 fm para o hidrogênio e 7,5 fm para átomos pesados, como urânio. O fm é $1/10^{15}$ do metro. Resultados experimentais mostraram que o raio nuclear depende do número de massa, A , de acordo com a fórmula

$$R = r_0 A^{1/3}. \quad (13)$$

A constante r_0 é aproximadamente igual a 1,25 fm. À medida que cresce o valor de A , o raio nuclear tende para um valor constante. Tecnicamente se diz que a curva de R em função de A satura para grandes valores de A , como ilustra a Figura 13.

Figura 13 – Variação do raio nuclear em função do número de massa. Extraído em 20/5/2018, de <http://www.cyberphysics.co.uk/Q&A/KS5/Nuclear/radius/nuclearRadiusQ5.html>.



Ao contrário do raio nuclear, que varia continuamente em função do número de massa, o raio atômico apresenta uma periodicidade. Ou seja, ele diminui dentro de um período, volta a crescer no início do período seguinte, para novamente voltar a diminuir, como ilustra a Figura 14. Na seção sobre a tabela periódica (2.3.1h) discutiremos porque isso é assim. Por enquanto é suficiente ter em mente essa periodicidade, e que o raio atômico no início de um período é menor do que no final.

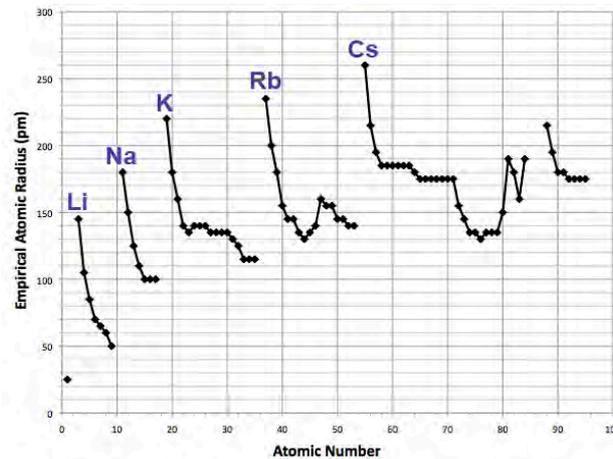
Elétrons de Valência

As órbitas ou níveis $n=1,2,3$, etc., do modelo de Bohr (seção 4.3.1d), foram substituídas pelas camadas K, L, M, N, etc. Mas, logo depois se percebeu que para distribuir os elétrons em cada átomo, seria necessário dividir as camadas em termos espectroscópicos, s, p, d, f, e dividir esses termos em orbitais.

Sabemos que tudo isso é muito complicado, e a explicação detalhada só pode ser dada com a teoria quântica, mas podemos esquematizar essa história para ela ficar mais compreensível.

1. Cada elétron circula em torno do núcleo em determinado *orbital*, que pertence a determinado *termo espectroscópico* (s,p,d,f . . .), que por sua vez pertence a determinada *camada* (K,L,M,N . . .).
2. Cada orbital só comporta dois elétrons. Isso resulta do princípio de exclusão de Pauli, um resultado típico da teoria quântica.
3. A teoria quântica mostra que:
4. s contém 1 orbital, portanto, no máximo 2 elétrons;
5. p contém 3 orbitais, portanto, no máximo 6 elétrons;
6. d contém 5 orbitais, portanto, no máximo 10 elétrons;
7. f contém 7 orbitais, portanto, no máximo 14 elétrons

Figura 14 – Variação do raio atômico em função do número atômico. Extraído em 20/5/2018, de <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?search=atomic+radius&title=Special:Search&profile=default&fulltext=1&searchToken=42f9i4o4ri5d4705g8zet63dh#/media/File:Empirical_atomic_radius_trends.png>.



Agora vamos fazer uns cálculos simples. Cada camada K, L, M, N, comporta, respectivamente, 2, 8, 18 e 32 elétrons. Dividindo esses números por 2, teremos o número de orbitais em cada camada. Ou seja:

1. A camada K tem 1 orbital;
2. A camada L tem 4 orbitais;
3. A camada M tem 9 orbitais;
4. A camada N tem 16 orbitais.

Então:

1. A camada K só pode conter o termo s (1 orbital);
2. A camada L só pode conter os termos s (1 orbital) e p (3 orbitais);
3. A camada M só pode conter os termos s (1 orbital), p (3 orbitais) e d (5 orbitais);
4. A camada N só pode conter os termos s (1 orbital), p (3 orbitais), d (5 orbitais) e f (7 orbitais).

Sabendo quantos orbitais cada termo contém, é fácil saber quantos elétrons eles podem conter. Basta multiplicar o número de orbitais por 2. Ou seja:

1. s contém no máximo 2 elétrons;
2. p contém no máximo 6 elétrons;
3. d contém no máximo 10 elétrons;
4. f contém no máximo 14 elétrons.

Na linguagem científica, os resultados acima referem-se às *configurações eletrônicas* das camadas K, L, M e N, e são simbolicamente assim representadas:

- K: $1s^2$.
- L: $2s^2 2p^6$.
- M: $3s^2 3p^6 3d^{10}$.
- N: $4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$.

É óbvio, mas não custa repetir: o número que aparece antes da letra refere-se ao nível n no modelo de Bohr (K=1, L=2, M=3, N=4). O expoente da letra é o número máximo de elétrons no termo espectroscópico.

Agora temos conhecimento suficiente para discutir os elétrons de valência. Para isso, convém separar os elementos químicos em dois grandes grupos. Um deles constituído pelos elementos de transição, e outro constituído pelo restante dos elementos químicos. Os elementos de transição pertencem aos grupos 3 até o 12, e apresentam alguns comportamentos muito diferentes dos outros elementos. Na seção sobre a [tabela periódica](#) essas propriedades são discutidas. Para o momento basta saber que para discutir os elétrons de valência, temos que colocar os elementos de transição separados dos outros. Existem muitas formas de apresentar a tabela periódica, uma delas está na Figura 15. É interessante observar que os elementos de transição são classificados com a letra B, enquanto todos os outros elementos são classificados com a letra A. Isso caracteriza a diferença de comportamento entre esses dois grandes grupos. Pela sua complexidade, não vamos considerar aqui os elétrons de valência dos elementos de transição.

Os elétrons de valência são aqueles que participam nas reações químicas para formação dos compostos. No caso dos elementos dos grupos 1 e 2 (1A e 2A) e dos grupos 13 até o 18 (3A até 8A), esses elétrons ficam na última camada. Então, os números de elétrons de valência desses grupo são:

- * Grupo 1: 1 elétron de valência;
- * Grupo 2: 2 elétrons de valência;
- * Grupo 13: 3 elétrons de valência;
- * Grupo 14: 4 elétrons de valência;
- * Grupo 15: 5 elétrons de valência;
- * Grupo 16: 6 elétrons de valência;
- * Grupo 17: 7 elétrons de valência;
- * Grupo 18: 8 elétrons de valência (exceto para o hélio, que tem 2)

Figura 15 – Tabela periódica, destacando os elementos de transição como pertencendo a grupos do tipo B. Extraído de <<https://www.tabelaperiodicacompleta.com/>>. Acesso em 20/5/2018.

Legenda:

- Metals alcalinos
- Metals alcalino-terrosos
- Metals de transição
- Lantanídeos
- Actinídeos
- Metals representativos
- Semi-metais
- Não-metais
- Halogênios
- Gases nobres
- Sólido
- Líquido
- Gasoso
- Desconhecido

Grupos e Elementos:

- 1A: H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
- 2A: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
- 3A: B, Al, Ga, In, Tl
- 4A: C, Si, Ge, Sn, Pb
- 5A: N, P, As, Sb, Bi
- 6A: O, S, Se, Te, Po
- 7A: F, Cl, Br, I, At
- 8A: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Grupos de Transição (Tipos B):

- 3B: Sc, Y, La, Ce
- 4B: Ti, Zr, Hf
- 5B: V, Nb, Ta
- 6B: Cr, Mo, W
- 7B: Mn, Tc, Re
- 8B: Fe, Co, Ni, Ru, Rh, Pd, Ag, Au
- 1B: Cu, Zn, Hg
- 2B: Ni, Cu, Zn, Cd, Hg

Grupos de Lantanídeos e Actinídeos:

- Grupos 89-103: Lantanídeos (La a Lu)
- Grupos 104-108: Actinídeos (Ac a Lr)

Agora, vejamos se isto não é lógico:

1. Átomos com um ou dois elétrons na última camada, por exemplo o lítio e berílio, são altamente reativos porque facilmente eles cedem esses elétrons nas reações químicas.
2. A mesma coisa vale para átomos com a última camada quase completa ou com o octeto quase formado, faltando um ou dois elétrons, por exemplo oxigênio e flúor. Eles são altamente reativos porque facilmente recebem elétrons nas reações químicas.
3. Em ambos os casos, o mecanismo de ceder ou receber elétron tem o mesmo resultado: deixar a última camada completa ou com o octeto formado.

Eletronegatividade, eletropositividade e afinidade Eletrônica

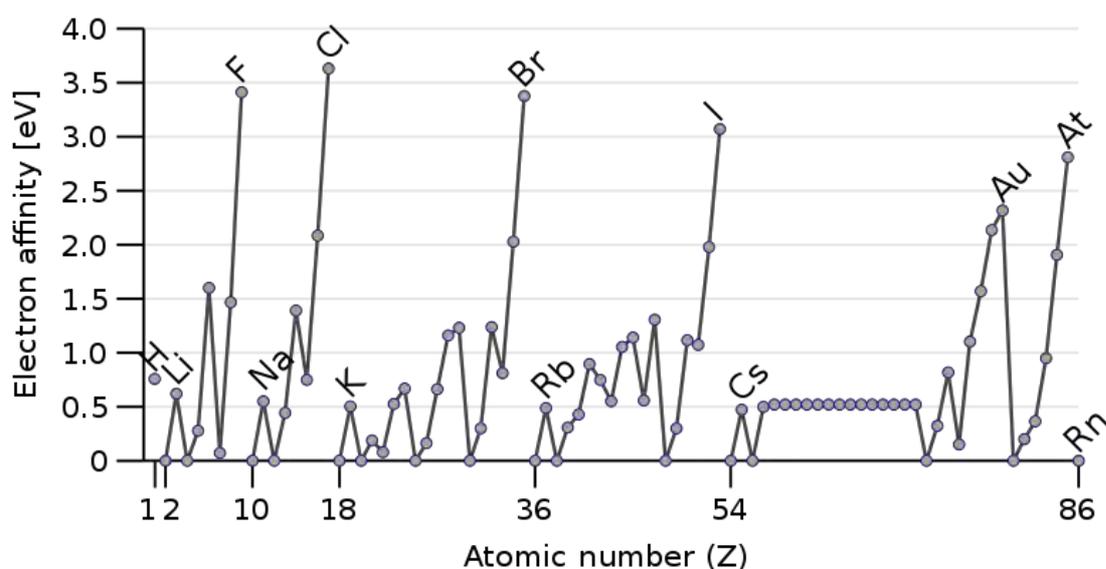
Esses três conceitos têm a ver com o mesmo processo, ou seja, com a transferência de elétrons de um átomo para outro, mas o único que pode ser medido para um átomo é a afinidade eletrônica.

Tanto a eletronegatividade, quanto a eletropositividade são propriedades de um átomo como constituinte de uma molécula, e não podem ser medidos, apenas calculados com bases em alguns modelos moleculares.

De uma maneira geral podemos definir:

1. Afinidade eletrônica é a quantidade de energia liberada por um átomo neutro quando ele ganha um elétron e torna-se um íon negativo.
2. Eletronegatividade é a tendência de um átomo em atrair elétrons nas reações químicas.
3. Eletropositividade é o contrário da eletronegatividade, ou seja, é a tendência do átomo em liberar elétrons nas reações químicas. Quando um átomo libera um elétron, ele é denominado íon positivo.

Figura 16 – Afinidade eletrônica em função do número atômico. Extraído em 20/5/2018, de <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Electron_affinity_of_the_elements.svg>.



Na Figura 16 tem-se um gráfico da afinidade eletrônica em função do número atômico, e na Figura 17 tem-se a eletronegatividade. Observe que embora uma propriedade seja referente ao átomo isolado e a outra refira-se ao átomo como constituinte de uma molécula, ambas apresentam o mesmo tipo de tendência ao longo da tabela periódica.

Vamos explicar esses resultados. O lítio tem 1 elétron na camada L, enquanto o flúor tem 7. Portanto, é muito mais fácil para o flúor receber 1 elétron para completar o octeto, do que o lítio receber 7. Portanto, o flúor é mais eletronegativo do que o lítio. Por outro lado, é muito mais fácil

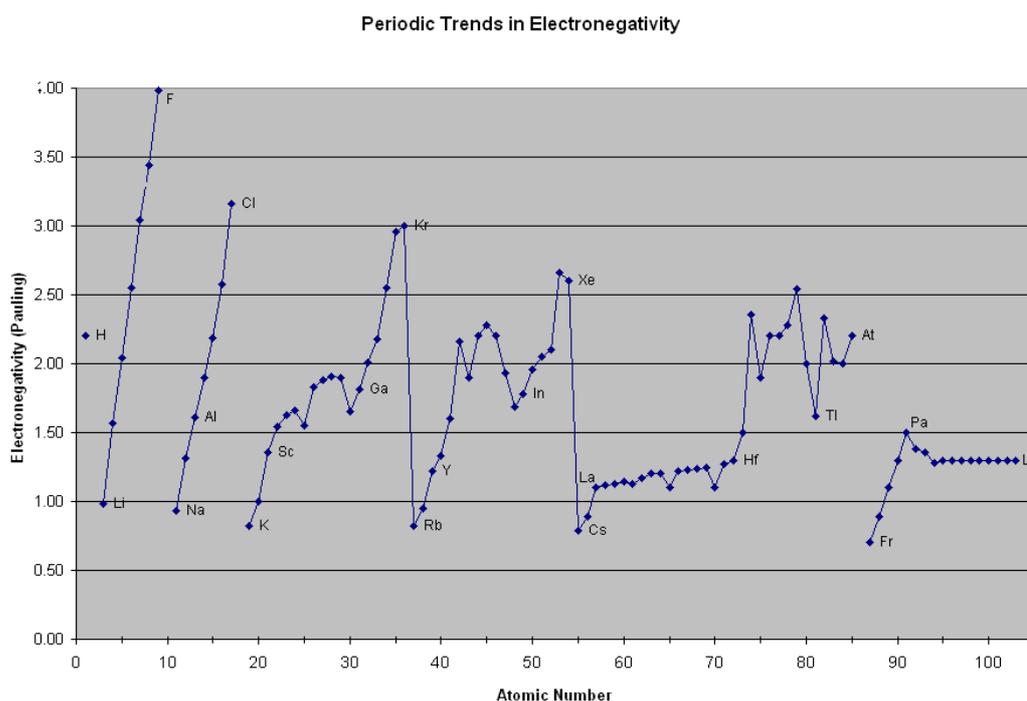
o lítio perder seu único elétron na última camada, do que o flúor perder os seus. Sendo assim, o lítio é mais eletropositivo do que o flúor.

O mesmo argumento pode ser usado para os outros períodos.

Energia de Ionização

Energia de ionização é uma das propriedades mais importantes dos átomos. Praticamente em todos os processos atômicos tem-se o envolvimento da energia de ionização, que é a energia necessária para liberar um ou mais elétrons de um átomo, deixando-o com carga positiva. Em seguida esse átomo ionizado recupera os elétrons perdidos, geralmente por meio de reações químicas.

Figura 17 –Eletronegatividade em função do número atômico. Extraído em 20/5/2018, de <https://www.angelo.edu/faculty/kboudrea/periodic/trends_electronegativity.htm>.

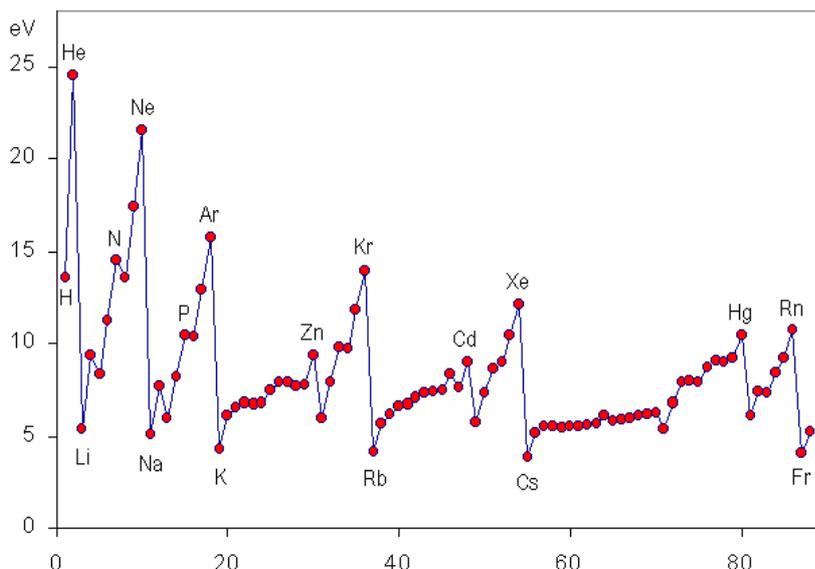


Lembra o modelo de Bohr? Cada órbita na qual o elétron gira em torno do núcleo define a energia do elétron. Nas órbitas mais próximas ao núcleo, a energia de ligação do elétron ao núcleo é maior do que nas órbitas mais afastadas. Portanto, é mais fácil extrair um elétron de uma camada mais afastada do que de uma camada mais próxima ao núcleo. Então, a menor energia necessária para ionizar um átomo é aquela que libera o elétron da última camada. Essa energia é denominada

primeira energia de ionização, cujos valores são apresentados na Figura 18 para os primeiros 88 elementos da tabela periódica.

Observe que os maiores valores em cada período correspondem aos gases nobres, pelo fato de terem todos seus octetos completos.

Figura 18 – Primeira energia de ionização. Extraída em 20/5/2018, de <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:First_ionization_energies.png>.



4.3.1f – Diagrama de distribuição eletrônica

Já aprendemos o que significa camada atômica (K, L, M, N, etc), bem como o que são os termos espectroscópicos (s, p, d, f) e os orbitais. Vamos agora aprender como distribuir os elétrons em todos os níveis eletrônicos. Costumamos denominar essa distribuição como *configuração eletrônica*.

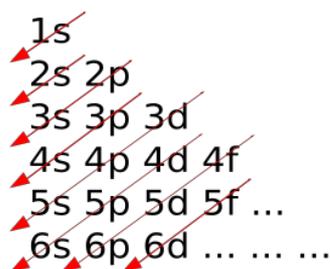
O chinês Pao-Fang Yi inventou um esquema simples para o preenchimento das camadas eletrônicas¹⁴. Não se sabe porquê, o esquema ficou conhecido como diagrama de Pauling (Figura 19).

Observe atentamente a Figura 19, que é uma das formas de apresentar o esquema. A primeira camada a ser preenchida é a 1s. Depois vem na sequência: 2s-2p-3s-3p. Depois da 3p, o "esperado" seria preencher a 3d. Mas a natureza escolheu outro caminho e começou a preencher a 4s. Quem explica isso é a mecânica quântica, e a explicação tem a ver com a energia envolvida no

¹⁴ https://pt.wikipedia.org/wiki/Diagrama_de_Linus_Pauling. Acesso em 10/6/2017.

preenchimento das camadas eletrônicas. Ou seja o átomo fica em um estado de menor energia (como gosta a natureza) quando coloca o elétron na camada 4s, em vez de colocar na 3d.

Figura 19 – Diagrama de Pauling (ou de Madelung, ou de Klechkovski, ou de Pao-Fang Yi). Extraído de <https://pt.wikipedia.org/wiki/Diagrama_de_Linus_Pauling>. Acesso em 10/6/2017.



Então, a partir da 4s a sequência é assim: 4s-3d-4p-5s-4d-5p-6s-4f-5d-6p-5f-6d. Vamos agora determinar as configurações eletrônicas de alguns elementos.

Vamos considerar o último elemento do 3º período, o argônio, Ar, que tem 18 elétrons, ou seja $Z=18$. De acordo com o diagrama de Pauling, sua configuração eletrônica é: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

O primeiro elemento do 4º período, o potássio, K, que tem 19 elétrons, ou seja $Z=19$, tem configuração eletrônica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s$.

Veja que essa configuração é igual à do Ar, acrescida de 4s. É sempre assim: a configuração dos elementos de um período é igual à configuração do gás nobre do período anterior, acrescida de algumas camadas. Então, é mais simples representar a configuração eletrônica do potássio assim: $[\text{Ar}]4s^1$.

Veja que a configuração do potássio passa de $3p^6$ para 4s. Ou seja não preenche a 3d antes da 4s. É aqui que a *ordem natural* começa a ser alterada. Preste atenção: do hidrogênio até o argônio, era tudo *normal*. Ou seja, as camadas eram preenchidas na ordem 1s-2s-3s-3p. Quando chegou a vez da 3d, deu *zebra*. A camada 4s começou a ser preenchida antes. Mais adiante vamos ver elementos com Z entre 21 e 30. Preste atenção nesses elementos, o ENEM está cheio de questões a respeito deles. Mas, antes disso convém examinar a Figura 20.

Alguns elementos estão organizados em blocos: s, p, d. Ainda tem o bloco f, mas ele é muito complexo para o nosso nível de estudo. O que significa um elemento ser do bloco s ou do bloco p? Os elementos do bloco s são aqueles que estão preenchendo os orbitais s. Os elementos

do bloco p estão preenchendo os orbitais p. O mesmo pode ser dito para os elementos do bloco d, ou seja eles preenchem os orbitais d. Observe a tabela periódica (Figura 2.9). O bloco d é composto pelos períodos 4, 5 e 6. Os elementos do período 4 são denominados elementos 3d, porque preenchem os orbitais 3d. Analogamente, tem-se os elementos 4d e 5d.

Vamos ver como é mesmo essa história, começando pelo escândio, o primeiro elemento 3d, com $Z=21$. Pelo diagrama de Pauling, a configuração eletrônica será: $[\text{Ar}]3d^14s^2$, ou $[\text{Ar}]3d4s^2$. Se você determinar as configurações eletrônicas dos elementos com $Z=22$ até $Z=28$, vai perceber que basta acrescentar sequencialmente 1 elétron na camada 3d. Ou seja a configuração do níquel, $Z=28$, será $[\text{Ar}]3d^84s^2$.

Então, entre $Z=22$ e $Z=28$ o preenchimento segue o diagrama de Pauling. Mas, para o cobre, $Z=29$, a mecânica quântica exige que o diagrama de Pauling seja violado. Em vez de $[\text{Ar}]3d^94s^2$, a configuração do cobre é $[\text{Ar}]3d^{10}4s$. Ou seja, em vez de simplesmente colocar o 9º elétron na camada 3d, a natureza, por razões energéticas, tem que completar a camada 3d, com um elétron da camada 4s. Finalmente, a camada 4s é completada no zinco, $Z=30$, que tem configuração $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$.

Figura 20 – Distribuição dos elementos químicos entre os blocos s, p e d.

Grupo →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
Lantanídeos	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
Actinídeos	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr			

Situação similar ocorre com os elementos 4d e 5d. Ou seja, a configuração da prata, $Z=47$, não é $[\text{Kr}]4d^95s^2$, como previsto pelo diagrama de Pauling. A configuração correta é $[\text{Kr}]4d^{10}5s$. Da mesma forma, a configuração do ouro, $Z=79$, não é $[\text{Xe}]5d^96s^2$, mas $[\text{Xe}]5d^{10}6s$.

ATENÇÃO: Algumas tabelas periódicas publicadas na internet apresentam as configurações desses elementos de transição ($Z=29, 30, 47, 48, 79, 80$), como se o diagrama de Pauling fosse válido. Por exemplo, essa tabela¹⁵ apresenta as configurações erradas.

4.3.1g – A descoberta da radioatividade

De um modo geral, quando alguém ouve ou lê a palavra radioatividade, o primeiro pensamento é sobre a bomba nuclear, sobre Hiroshima e Nakasaki e sobre a Segunda Guerra Mundial. Isso faz sentido, pois a primeira vez que o cidadão comum tomou conhecimento desse fenômeno da natureza foi em agosto de 1945, quando os EUA lançaram uma bomba nuclear sobre Hiroshima, no dia 6, e três dias depois lançaram outra sobre Nagasaki.

Não veremos aqui este lado triste da radioatividade, veremos o lado glorioso da sua história, começando pelo lado científico. Então, prepare-se para conhecer como a radioatividade permitiu o aprofundamento do conhecimento da estrutura da matéria, como ela possibilitou a criação de muitas aplicações civis, sobretudo a geração de energia elétrica e as várias aplicações na medicina.

A descoberta da radioatividade resultou de experimentos realizados por Henri Becquerel, em fevereiro de 1896. Ele observou que o sulfato duplo de urânio e potássio, também conhecido como sulfato de urânio ou sulfato de uraninita, era capaz de sensibilizar uma chapa fotográfica, do mesmo modo como os raios-X, descobertos por Roentgen em novembro do ano anterior. Becquerel apresentou seus resultados na Academia Francesa de Ciência, mas ao longo de dois anos, nem ele, nem qualquer outro cientista conseguiu explicar ao que se devia aquele fenômeno, que ele chamava de fosforescência invisível.

Dois anos depois, a partir do início de 1898, Marie e Pierre Curie fizeram descobertas importantíssimas que lhes permitiram explicar com grande precisão o fenômeno, ao qual eles deram o nome de radioatividade, e denominaram de radioativos todos os elementos químicos que apresentavam o fenômeno.

¹⁵ <https://www.todamateria.com.br/tabela-periodica/>. Acesso 10/6/2017.

O único elemento radioativo conhecido era o urânio, utilizado por Becquerel em alguns dos seus experimentos. Os primeiros resultados do casal Curie mostraram que havia outro elemento radioativo, o tório, e que este era mais ativo do que o urânio, ou seja apresentava a radioatividade com maior intensidade. Em junho daquele ano eles descobriram um novo elemento radioativo, ao qual denominaram polônio, em homenagem ao país de origem de Marie Sklodowska Curie. Entre novembro e dezembro de 1898 eles descobriram o rádio, o quarto elemento radioativo conhecido até então.

Por tudo isso, Marie, Pierre e Becquerel ganharam o Prêmio Nobel de Física em 1903. Em 1911, Marie Curie ganhou, sozinha, o Nobel de Química, em reconhecimento às suas contribuições para o avanço da química e pela descoberta dos elementos rádio e polônio.

O que você acabou de ler representa o panorama geral do início da história da radioatividade. Vejamos agora essa história mais detalhadamente, a partir dos textos publicados por Roberto de Andrade Martins (MARTINS, R. DE A., 1990, 2012).

Tudo começou com a descoberta dos raios-X, em novembro de 1895. Wilhelm Conrad Röntgen, o descobridor, também conhecido como Roentgen, enviou algumas das radiografias para diversos cientistas famosos da Europa, entre os quais o francês Henri Poincaré.

A conjectura de Poincaré

No dia 20 de janeiro de 1896, Henri Poincaré fez uma conferência na Academia Francesa de Ciências para apresentar a descoberta de Roentgen. Não vamos entrar em detalhes porque se trata de um assunto fora do nosso tema. Vamos discutir apenas as questões apresentadas por Poincaré e que levaram Becquerel a fazer seus experimentos.

Ninguém sabia exatamente o que eram os tais raios-X. No tubo no qual era produzido aparecia um brilho amarelo-esverdeado típico dos materiais fosforescentes. Poincaré imaginou que os raios-X eram produzidos ali, onde se observava a luminescência. Ou seja, deveria haver uma relação entre a emissão dos raios-X e a fluorescência do vidro.

Dias depois ele escreveu um artigo na *Révue Générale des Sciences*, concluindo que era o vidro que emitia os raios-X, e conjecturou: será que todos os corpos que possuem fluorescência suficientemente intensa emitem raios-X, além de raios luminosos? Foi essa conjectura que motivou Becquerel a realizar os experimentos que permitiram a descoberta da radioatividade.

Os experimentos de Becquerel

Henri Becquerel pertencia a uma ilustre família de cientistas. Seu avô, Antoine Becquerel, nascido em 1788, foi um importante investigador dos fenômenos elétricos e magnéticos, tendo publicado um grande tratado sobre o assunto. O pai de Henri, Edmond Becquerel, notabilizou-se por seus estudos a respeito das radiações ultravioleta e dos fenômenos de fosforescência e fluorescência. Estudara os sulfetos de cálcio, de bário, de estrôncio e alguns sais de urânio.

No laboratório de seu pai, Henri Becquerel desenvolveu seu treino científico e realizou suas primeiras pesquisas, quase todas sobre óptica e muitas delas sobre fosforescência. Entre outras coisas, estudou a fosforescência invisível (no infravermelho) de várias substâncias. Estudou, em particular, os espectros de fluorescência de sais de urânio, utilizando amostras que seu pai havia acumulado ao longo dos anos. Portanto, Henri Becquerel estava com a faca e o queijo para testar a conjectura de Poincaré. Além de poderem emitir radiação visível e infravermelha, parecia que os corpos luminescentes podiam também emitir raios-X.

Pouco mais de um mês após a palestra de Poincaré, e dois meses após a descoberta dos raios-X, exatamente no dia 24 de fevereiro, Becquerel já estava apresentando seus primeiros resultados à Academia. Entre os materiais fosforescentes que ele tinha em seu laboratório ele escolheu o sulfato duplo de urânio e potássio. Ele não escolheu esse material porque continha urânio. Escolheu porque era fosforescente, simplesmente para testar a conjectura de Poincaré.

Becquerel envolveu uma chapa fotográfica em duas folhas de papel negro muito espesso, de tal forma que a chapa não fosse atingida pela luz do Sol, mesmo exposta durante um dia. Sobre o papel ele colocou os cristais de sulfato duplo de urânio e potássio e expôs o conjunto ao Sol durante várias horas. Quando a chapa foi revelada apareceu a silhueta da substância fosforescente, que apareceu negra no negativo. Ele repetiu esse experimento colocando objetos entre os cristais e a chapa fotográfica protegida com papel negro. Em um desses experimentos ele colocou uma moeda, que foi claramente vista no negativo.

Becquerel concluiu que a substância fosforescente emite radiações que penetram um papel opaco à luz e sensibilizam a chapa fotográfica, justamente como faziam os raios-X. Isso confirmava a conjectura de Poincaré. Ou seja, materiais fosforescentes emitem raios-X. Uma conclusão erradíssima, mas Becquerel não tinha como saber que estava errado. E para complicar a história, ele fez um experimento que o enganou e que toda a comunidade científica considera como a descoberta da radioatividade. Um impressionante erro histórico. Vejamos como isso aconteceu.

Dois dias depois de sua apresentação na Academia, Becquerel planejou fazer novos experimentos. Preparou tudo como descrito acima, mas naqueles dias 26 e 27 de fevereiro o céu de Paris estava muito nublado. Becquerel guardou o material numa gaveta. Como nos dias seguintes o céu continuava nublado, Becquerel resolveu revelar a chapa no dia 1 de março, esperando encontrar imagens muito fracas, pois os cristais de sulfato duplo de urânio e potássio não haviam sido submetidos à luz solar. Você lembra, não é? Becquerel achava que a radiação que saía do sulfato devia-se à sua fosforescência excitada pela luz solar.

Sabe o que ele observou nesse experimento sem a luz solar? Uma mancha mais intensa ainda que as anteriores. Um resultado completamente inesperado. A mancha deveria ser fraquinha mas, ao contrário, era muito forte. Becquerel não percebeu que aquilo era algo diferente. Claro, sabemos hoje que era um novo fenômeno, era a radioatividade, mas Becquerel pensou que era apenas a fosforescência do sal de urânio que havia continuado no escuro. Ou seja, em vez de pensar que se tratava de um novo fenômeno, Becquerel concluiu que se tratava de uma fosforescência invisível infinitamente persistente, ou seja muito maior do que a persistência da fosforescência visível já conhecida por ele.

Marie Curie entra em cena

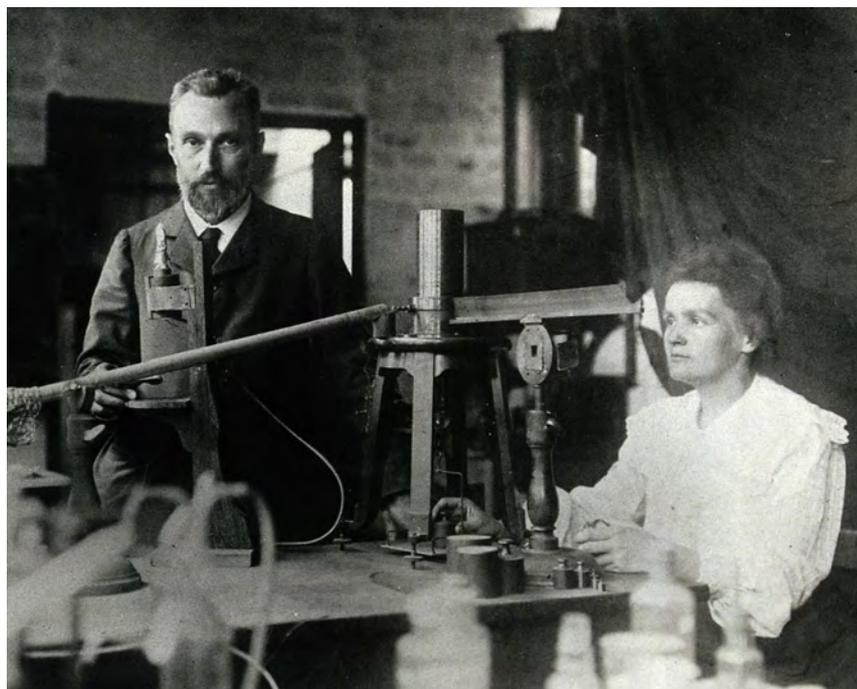
Passaram-se quase dois anos com toda a comunidade científica dedicada ao tema acreditando nessa hipótese, mas os estudos não avançavam. O tema parecia estagnado, sem qualquer novidade. Foi aí que apareceu Marie Curie, querendo fazer uma tese de doutorado. Na busca que fez para encontrar um tema, ela considerou que os raios de Becquerel, ou raios de urânio, poderiam ser interessantes. Por que poderiam ser interessantes? Porque ela considerava que o assunto ainda não tinha sido bem explicado, e que estava meio abandonado pela comunidade científica. Ou seja, o assunto estava prontinho para ser investigado por alguém mais competente que Becquerel.

Entre os resultados obtidos por Becquerel e outros pesquisadores entre 1896 e 1897, teve um que chamou a atenção de Marie. Alguns pesquisadores mostraram que o urânio e seus compostos tinham a capacidade de ionizar o ar, ou seja tornar o ar condutor de eletricidade. Ela resolveu investigar essa propriedade, ou seja resolveu estudar as radiações do urânio e seus compostos a partir de suas capacidades de ionização do ar. Para tanto, Pierre e Marie inventaram um equipamento, conhecido como câmara de ionização, que media com muita precisão a ionização do ar. Na foto exibida na Figura 21, Madame Curie e Pierre com o equipamento. Uma parte desse equipamento foi desenvolvido por Pierre e seu irmão, Jacques Curie.

Foi essa ideia de usar a ionização do ar que lhes permitiu compreender o fenômeno e descobrir outros elementos radioativos. Por quê? Pela precisão nas medidas. Em vez de observar o efeito das radiações por meio de manchas em uma chapa fotográfica, eles podiam observar esses efeitos por meio da medida de correntes elétricas com grade precisão.

As primeiras anotações no caderno de laboratório de Marie Curie datam de 16 de dezembro de 1897. Com a câmara de ionização ela queria medir a energia liberada pelo urânio durante o processo de irradiação e queria também testar outros elementos. Ela começou medindo a capacidade de ionização de uma amostra de urânio puro, fornecida por um amigo que era químico. Depois foi juntando amostras de diferentes materiais fornecidas por outros químicos e por colegas que trabalhavam no Museu de História Natural de Paris. A maioria desses materiais apresentou resultado negativo. Ou seja, não eram capazes de ionizar o ar. Parecia que a coisa não ia dar em nada.

Figura 21 – Marie e Pierre Curie com o equipamento que usaram para as investigações sobre radioatividade. Extraído de <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Pierre_and_Marie_Curie.jpg>, em 20/5/2018.



Foi um breve momento de decepção, mas Marie era persistente e perspicaz. No dia 17 de fevereiro de 1898, dois meses depois de ter iniciado seu projeto, Marie analisou uma amostra de pechblenda, um mineral rico em óxido de urânio, e que depois passou a ser conhecido como ura-

ninita. É aqui que realmente começa a história da descoberta da radioatividade. Observe no relato a seguir como a Madame Curie era perspicaz.

Logo nas primeiras medidas, Marie observou que essa amostra de pechblenda produzia uma ionização mais intensa que a do urânio puro. Ela pensou que o equipamento não estava funcionando bem. Fez testes de calibragem do equipamento e no dia seguinte voltou a medir a ionização produzida pelo urânio puro, por outros compostos de urânio, e pela pechblenda. Todos os compostos produziam menos ionização do que urânio puro, exceto a pechblenda. Marie continuou examinando outros materiais, até que no dia 24 de fevereiro ela teve outra surpresa ao descobrir que o mineral eschinita também produzia ionização maior do que o urânio. O problema é que esse mineral não contém urânio. Contém, ferro, cálcio, cério, titânio, nióbio e tório. Foi assim que Marie descobriu que o tório é mais radioativo que o urânio. Restava o mistério da pechblenda.

Com isso, Marie chegou a uma conclusão importante: os raios que Becquerel chamava de urânicos, não eram devidos unicamente ao urânio. O tório também produzia esses raios, assim como algo misturado na pechblenda. Ou seja, tudo aquilo indicava que havia um fenômeno mais geral do que uma simples anomalia apresentada pelo urânio. Foi uma grande sacada da Madame Curie, mas como encontrar esse *algo* na pechblenda que produzia raios urânicos mais intensos do que o próprio urânio? Uma solução seria purificar a pechblenda até encontrar o elemento químico responsável pelo efeito.

Então, Marie iniciou um cansativo trabalho de purificação química da pechblenda. Após cada estágio analisava partes do material e purificava aquela que apresentava a maior intensidade na ionização. Passou duas semanas fazendo isso até que chegou a um material considerado suficientemente puro. Infelizmente as análises químicas mostraram que o material não era puro. Ficou provado que precisava da ajuda de um químico, e Gustave Bémont (1857-1937) foi o escolhido. Com suas bem cuidadas análises, Bémont e o casal Curie chegaram à conclusão que havia dois elementos altamente ativos na amostra de pechblenda. Um que sempre ficava grudado ao bário (Ba) e outro que se juntava ao bismuto (Bi). Decidiram investigar primeiro o elemento junto do bismuto.

A descoberta do polônio

Naquele período foi impossível separar o elemento ativo do bismuto. As análises químicas de Bémont e as análises espectroscópicas feitas por Eugène Demarçay (1852-1903) só mostravam sinais do bismuto, mas os resultados com a câmara de ionização eram incontestáveis. Havia na-

quela amostra um elemento 400 vezes mais ativo que o urânio. No dia 18 de julho de 1898, Becquerel apresenta à Academia o trabalho de Marie e Pierre Curie propondo a existência de um novo elemento químico que eles denominaram polônio, símbolo Po, em homenagem à Polônia, país de nascimento de Marie. O polônio tinha propriedades químicas muito similares ao bismuto e por isso sua separação pelos processos químicos ainda não tinha sido possível. O polônio só foi isolado nos anos 1930.

O título do artigo de Marie e Pierre Curie, *Sobre uma nova substância radioativa contida na pechblenda*, trazia pela primeira vez a palavra radioativa. Foi a partir daí que eles definiram radioatividade, para o fenômeno das emissões inicialmente observadas por Becquerel, e chamaram de elementos radioativos todos os que apresentavam o fenômeno.

A descoberta do rádio

No início de novembro de 1898 eles começaram a busca do outro elemento radioativo, aquele que ficava próximo ao bário. Menos de três semanas depois, e sempre com a ajuda de Bémont, eles concluíram que havia um elemento 900 vezes mais ativo do que o urânio. Dessa vez, a espectroscopia realizada por Demarçay mostrava claramente que havia um novo elemento químico na amostra de bário, embora em quantidade tão pequena que sua separação era muito difícil. Por volta de 20 de dezembro, Pierre Curie escreveu no centro da página do caderno do laboratório o nome do novo elemento radioativo: RADIUM.

Em sua forma metálica, o rádio, cujo símbolo é Ra, foi isolado em 1911, por Marie Curie e André-Louis Debierne (1874-1949).

2.3.1h – Propriedades do núcleo e reações nucleares

As descobertas de Marie e Pierre Curie deram origem à área da *física nuclear*, cujos fundamentos serão tratados nesta seção.

Por que urânio, tório, polônio, rádio e tantos outros elementos químicos apresentam as propriedades que classificamos como radioativas, ou dito de outro modo, por que esses elementos são radioativos, ou dito ainda de outro modo, por que existe a radioatividade?

Aí está uma pergunta superimportante e necessária para o avanço do conhecimento da física. Mas, infelizmente não podemos respondê-la integralmente aqui. Para isso teríamos que domi-

nar bem a física quântica, ou mecânica quântica, como os físicos preferem denominar essa área do conhecimento. Todavia, não precisamos ficar triste, pois alguns aspectos dessa teoria podem ser abordados aqui. Para os cientistas, o modelo atômico de Rutherford-Bohr é muito simples para ser usado nas situações reais, mas no nível do ensino médio esse modelo é muito bom. Além disso, ele funciona bem em casos reais com o átomo de hidrogênio. De acordo com esse modelo, o átomo é constituído de um núcleo, em torno do qual giram os elétrons. No caso do átomo de hidrogênio, o núcleo contém um próton, que é quase duas mil vezes mais pesado que o elétron.

Todos os átomos, excetuando o hidrogênio, têm em seus núcleos, duas partículas de massas similares, uma com carga positiva, o *próton*, e outra sem carga, o *nêutron*. Até os anos 1930, todos acreditavam que prótons, nêutrons e elétrons eram partículas elementares. Ou seja, não eram constituídas por outras partículas. Mas, o avanço da física quântica deu origem à *física de partículas elementares* e ficou provado que dessas três partículas, apenas o elétron é elementar. Foram descobertas várias partículas elementares, e propostos os *quarks* como partículas existentes no interior de prótons e nêutrons. Esse assunto não pertence à radioatividade, e por isso não será abordado aqui, mas é importante ter em mente que nem o próton, nem o nêutron são partículas elementares. Cada um deles é constituído de três quarks. Para o que vamos discutir aqui não importa que prótons e nêutrons sejam formados por quarks. Basta ter em mente que prótons e nêutrons forma o núcleo.

Os elétrons orbitam em torno do núcleo por causa da atração elétrica entre a carga positiva do próton e a negativa do elétron. Não precisamos discutir essa questão aqui. Ela é discutida no âmbito do modelo de Rutherford e Bohr. A primeira questão importante em se tratando do fenômeno da radioatividade é: o que aconteceria com o núcleo se ele fosse formado unicamente de prótons?

Como os prótons possuem carga elétrica positiva, haverá repulsão entre eles. Como você sabe, cargas elétricas de mesmo sinal se repelem, e cargas elétricas de sinais contrários se atraem. Então, o átomo de hélio, por exemplo, que tem dois prótons no núcleo, e dois elétrons orbitando em volta do núcleo, não poderia existir se não fossem os dois nêutrons que existem ao lado dos prótons. Ou seja, a existência do átomo de hélio deve-se aos nêutrons, que de algum modo seguram os prótons. Dito de outra forma, os dois nêutrons se opõe à força de repulsão elétrica entre os prótons. Mas, como isso acontece?

Bom, mais uma vez devemos ter em mente que a explicação detalhada não é tão simples. Podemos dizer que os nêutrons seguram os prótons no interior do núcleo por causa das forças nucleares. Então, além das forças gravitacionais e das forças eletromagnéticas que você já viu no seu curso de física, acabamos de incluir uma nova força. Mas, ao contrário das forças eletromagnéticas, que podem ser atrativas ou repulsivas, as forças gravitacionais e nucleares são sempre atrativas. Na verdade existem duas forças nucleares, a fraca e a forte, mas apenas a forte tem a ver com a estabilidade nuclear. Ou seja, é a *força nuclear forte* que mantém prótons e nêutrons no interior do núcleo.

Vamos analisar essa situação mesmo sem conhecer a teoria da física nuclear. No caso do átomo de hélio, cujo núcleo possui dois prótons, são necessários dois nêutrons para evitar que esses prótons se repilam. Para continuar discutindo essa questão, é melhor passarmos a usar a terminologia que os cientistas usam.

Número atômico, número de massa, nucleons e nuclídeos

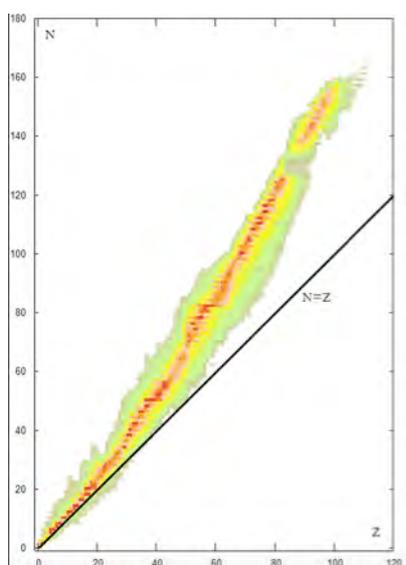
O número de prótons de um átomo, que é igual ao número de elétrons, é denominado número atômico e é representado pela letra Z . A soma do número de prótons e de nêutrons é o número de massa, representado pela letra A . Quando queremos mencionar prótons ou nêutrons, como partículas no interior do núcleo, sem destacar um ou outro, costumamos denominá-los nucleons. Então, o núcleo de hélio tem 4 nucleons. Costuma-se também chamar o núcleo de nuclídeo. Na Tabela 3 são colocados os números atômicos, Z , números de massa, A , e números de nêutrons, N , de dez elementos químicos. Cinco com Z menor que 10 e cinco com Z maior que 20. Os cinco primeiros são considerados átomos leves, e os outros são átomos pesados. Que conclusões podemos tirar dessa tabela?

Tabela 3 – Número atômico, número de massa e número de nêutrons de alguns elementos químicos.

Elemento químico	Z	A	N
Hélio (He)	2	4	2
Lítio (Li)	3	7	4
Berílio (Be)	4	9	5
Boro (B)	5	11	6
Carbono (C)	6	12	6
Cobalto (Co)	27	59	32
Polônio (Po)	84	209	125
Rádio (Ra)	88	226	138
Tório (Th)	90	232	142
Urânio (U)	92	238	146

Uma conclusão evidente é que em nenhum caso o número de nêutrons é menor do que o de prótons. Isso vale para todos os elementos químicos. Ou seja, o número de nêutrons é sempre igual ou maior que o de prótons. E são raros os casos em que $Z=N$. Outra conclusão é que para os elementos leves, o número de nêutrons é muito próximo do número de prótons, enquanto para os elementos pesados N é muito maior do que Z . Isso pode ser visto na Figura 22. Veja que depois de $Z=20$, a região colorida começa a ficar acima da reta para a qual $N=Z$. Mais adiante você vai entender porque a região colorida não é uma reta. O importante agora é responder a questão: por que o número de nêutrons é muito maior do que o de prótons nos elementos pesados?

Figura 22 – Número de nêutrons em função do número atômico para os primeiros 12 elementos químicos. Extraído de <https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/7a/Isotopes_and_half-life.png>, em 10/6/2017.



Uma explicação simples para o aumento do número de nêutrons nos átomos pesados, é que o volume do núcleo cresce menos do que o número prótons e nêutrons e tende para um valor constante, como sugere a Figura 23. Então, com o crescimento do número de nucleons o núcleo vai ficando mais denso, os prótons vão ficando cada vez mais próximos uns dos outros, o que aumenta a força de repulsão elétrica. Portanto, é necessário cada vez mais nêutrons para manter tudo isso dentro do volume nuclear.

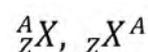
O problema é que isso faz com que o núcleo seja um ambiente de muita energia, e a natureza não gosta de ambientes muito energéticos. A tendência na natureza é produzir reações para reduzir a energia. A natureza gosta de caminhar na direção de menor energia. São os processos

nucleares para liberar energia que resultam nos fenômenos englobados pela radioatividade. Isso será tratado logo em seguida, mas antes devemos tomar conhecimento de uma classificação dos núclídeos em termos das quantidades de prótons e nêutrons.

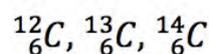
Isótopos, isóbaros e isótonos

Sabe porque tem aquela faixa colorida na figura que contém o número de nêutrons (N) em função do número atômico (Z)? É porque praticamente todos os elementos químicos têm núclídeos com diferentes quantidades de nêutrons. Então, para cada valor de Z aparecem vários pontos, com diferentes valores de N, e portanto com diferentes valores de número de massa.

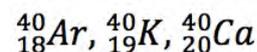
Um **nuclídeo** X, com número atômico Z e número de massa A é representado por um desses símbolos:



Isótopos: Nuclídeos com mesmo Z e diferentes valores de N. Essa é a principal classe de núclídeos.



Isóbaros: Nuclídeos com mesmo número de massa, A, e diferentes valores de Z e de N. Essa é uma classe que tem pouco importância na física nuclear.



Isótonos: Nuclídeos com mesmo valor de N e diferentes valores de Z e de A. Essa classe é ainda menos importante do que a dos isóbaros.

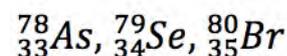
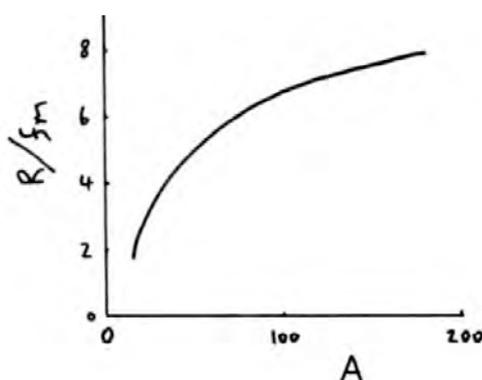


Figura 23 – Raio nuclear, em femtômetro (fm), em função do número de massa. Extraído em 10/6/2017, de <<http://physicsnet.co.uk/a-level-physics-as-a2/radioactivity/nuclear-radius/>>.



Radiações nucleares alfa, beta e gama

À medida que a natureza cria átomos com número crescente de elétrons e prótons, ela precisa colocar nêutrons no interior do núcleo para evitar a repulsão dos prótons. Mas esse processo gera

muita energia, que podemos denominar genericamente de energia nuclear. Então, espontaneamente o núcleo libera energia sob a forma de alguma radiação. Esse é o processo que denominamos radioatividade. Os cientistas costumam denominar decaimento radioativo o processo pelo qual o núcleo libera energia. Essa liberação se dá por meio de uma emissão radioativa. O resultado da emissão também é conhecido como radiação nuclear. Com alguma frequência esses termos são usados indistintamente.

Tanto Becquerel, quanto o casal Pierre e Marie Curie estudaram as emissões radioativas sem saber do que se tratavam. Becquerel as estudava pelo escurecimento que produziam em chapas fotográficas. Marie e Pierre Curie estudavam a capacidade que essas radiações tinham de ionizar o ar.

Um ano após os primeiros experimentos do casal Curie, ou seja, no início de 1899, Ernst Rutherford notou a existência de dois tipos de radiação, uma menos penetrante, que ele chamou de *radiação alfa* e outra mais penetrante que ele chamou de *radiação beta*. A partir de então outros pesquisadores passaram a estudar essas radiações separadamente. A separação era feita com campos elétricos e magnéticos. Não necessitamos aqui entrar nos detalhes técnicos. É suficiente saber que um campo magnético podia desviar essas radiações, uma para um lado, e outra para o outro lado. E havia algumas radiações que não eram desviadas por um campo magnético.

Em 1900, o físico e químico francês Paul Ulrich Villard, pouco conhecido na história da ciência, descobriu que as radiações que não se desviavam eram de dois tipos. Um deles era a conhecida *radiação alfa*. O outro tipo, muito mais penetrante, foi denominado *raios gama*. Na verdade, os raios alfa podem ser desviados por um campo magnético, mas como sua massa é muito grande, o campo deve ser mais intenso do que aqueles usados no início dos estudos. Foi só em 1903, que Rutherford percebeu que a radiação alfa podia ser defletida elétrica e magneticamente, verificando então tratar-se de partículas com carga positiva.

Depois desses estudos ficou comprovado que:

1. Os raios alfa, ou radiações alfa são núcleos de hélio, com 2 prótons e 2 nêutrons.
2. Os raios beta são elétrons.
3. Os raios gama são radiações eletromagnéticas, similares aos raios-X, mas com maior poder de penetração.

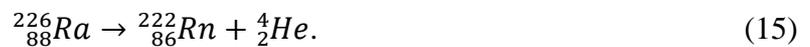
Vamos agora tratar essas radiações sob o ponto de vista de decaimento radioativo. Ou seja vamos ver o que acontece com o núcleo quando emite cada uma dessas radiações. A explicação que veremos aqui foi usada no início dos estudos desse fenômeno. A explicação atual exige profundo conhecimento da mecânica quântica.

Decaimento alfa

O núcleo tem prótons e nêutrons. Juntando 2 prótons e 2 nêutrons tem-se uma partícula alfa. Se essa partícula alfa sair do núcleo, este ficará com duas cargas positivas a menos. Ou seja, o valor de Z será diminuído em duas unidades. Portanto, após o decaimento resultará outro elemento com número atômico $Z-2$ e número de massa $A-4$. Existe uma equação para representar o fenômeno. Suponha que o núcleo original, também denominado núcleo-pai, seja designado pelo símbolo X , e que o núcleo resultante do decaimento, denominado núcleo-filho, seja designado pelo símbolo Y . Então, a equação que representa a transformação de X em Y por meio do decaimento alfa é:



Um dos isótopos do rádio, o rádio 226, ou Ra-226, contém 88 prótons e 138 nêutrons. Por meio do decaimento alfa este núcleo desaparece e surge um isótopo de radônio, o Rn-222.



Outro exemplo famoso desse decaimento é a transformação de urânio 235 (U-235) em tório 231 (Th-231):



Alguns autores denominam este resultado como a *1ª Lei da Radioatividade*, ou *Lei de Soddy*. Mas, esse é um exemplo de lei que não pegou. Os bons livros de física nuclear não denominam o decaimento alfa como *Lei de Soddy*.

Decaimento beta

O decaimento beta é a emissão de um elétron pelo núcleo. Como é possível a emissão de um elétron, se no interior do núcleo só tem prótons e nêutrons? Uma possibilidade é que um nêutron seja transformado em um próton e um elétron. Do ponto de vista do equilíbrio elétrico está tudo bem. Como a carga elétrica do próton é igual à carga elétrica do elétron, sendo uma positiva e outra negativa, a soma das duas resulta em carga nula. Então,



O problema é que nessa equação a energia está desbalanceada. Ou seja, não há conservação de energia. Talvez você queira saber como concluímos que não há conservação de energia nessa transformação. Não podemos discutir aqui essa questão, pois não dominamos os conceitos necessários. Basta sabermos que para que a energia seja conservada, ao lado do elétron, o núcleo libera uma partícula com massa praticamente nula, e que transporta a energia resultante da transformação do nêutron em próton. Essa partícula é denominada *antineutrino* do elétron. Então, a equação acima passa a ser



Na nomenclatura científica, a equação que descreve este decaimento é:



Um exemplo famoso desse tipo de decaimento é o que resulta na transformação de carbono em nitrogênio:



Alguns livros didáticos chamam esse processo de *2ª Lei da Radioatividade*, ou *Lei de Soddy, Fajans e Russel*. Mas, como no caso da 1ª Lei, essa designação não é usada nos bons livros de física nuclear, que simplesmente mencionam decaimento beta.

Decaimento gama

Nos dois processos discutidos acima, o núcleo-filho geralmente é criado em um estado excitado, no qual há um excesso de energia. Então, imediatamente esse nuclídeo libera este excesso de energia sob a forma de uma radiação eletromagnética muito energética conhecida como radiação gama, ou simplesmente raios gama. Esse processo leva o núcleo para um estado de energia menor, como gosta a natureza.

4.3.1i – Classificação periódica dos elementos

Como dissemos na seção 4.3.1e, aprendemos na biologia que cada espécie de ser vivo ou inanimado pertence a uma certa classificação, e dentro de cada espécie, os indivíduos são classificados

conforme algumas características. Por exemplo, os seres humanos podem ser classificados pelo gênero (masculinos / feminino), pela cor da pele, pela altura, pelo peso, pela idade, etc.

No mundo atômico, os indivíduos são os átomos, ou elementos químicos, e eles também podem ser classificados de acordo com suas propriedades atômicas. Muitos átomos são semelhantes a outros em relação a algumas propriedades, mas não há um átomo com todas as propriedades idênticas às de outro átomo diferente. Ou seja, cada átomo é um indivíduo único. Existem diferentes tipos de classificações, dependendo da área de atuação profissional de quem propôs, mas todas as classificações estão presentes na tabela periódica, do que nos ocuparemos nessa página.

Figura 24 – Tabela periódica de Mendeleiev: (a) com seu manuscrito. Extraída em 10/6/2017, desse link¹⁶. (b) versão impressa em russo. Extraída em 10/6/2017, desse link¹⁷.

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.
ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

	Ti = 50	Zr = 90	? = 180.		
	V = 51	Nb = 94	Ta = 182.		
	Cr = 52	Mo = 96	W = 186.		
	Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4		
	Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198.		
	Ni = Co = 59	Pd = 106,4	Os = 199.		
	Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.		
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204.
	Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207.	
	? = 45	Ce = 92			
	?Er = 56	La = 94			
	?Yt = 60	Di = 95			
	?In = 75,6	Th = 118?			

Д. Менделѣевъ

A tabela periódica como hoje a conhecemos, essa que é publicada em todos os livros didáticos, surgiu em 1913. Antes, era a tabela inventada por Dimitri Ivanovich Mendeleiev (1834-1907), por volta de 1869. Naquela época os elementos químicos costumavam ser agrupados de duas maneiras: pelo peso atômico ou por propriedades comuns (se eram metais ou gases, por

¹⁶ https://commons.wikimedia.org/w/index.php?search=Mendeleev%27s+1869+periodic+table&title=Special:Search&profile=images&fulltext=1&searchToken=dlcitsxgbdvocc9bki6lwp1tg#/media/File:Mendeleev_law.jpg

¹⁷ https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Mendeleev%27s_1869_periodic_table.png

exemplo). A grande revolução de Mendeleiev foi perceber que as duas propriedades podiam ser combinadas em uma tabela única.

Como registro histórico, apresentamos a primeira tabela periódica de Mendeleiev. Um manuscrito com a sua tabela é apresentado na Figura 24a. A versão impressa em russo é exibida na Figura 24b. Ela continha apenas cinco colunas. Mendeleiev inspirou-se no jogo de cartas paciência, para distribuir os elementos químicos nessas cinco colunas. Na horizontal os elementos são distribuídos pela similaridade de propriedades químicas, e na vertical na ordem crescente dos pesos atômicos.

Número atômico e peso atômico

Na época de Mendeleiev, ainda não existia o elétron, o próton, nem o átomo de Bohr. Tudo isso surgiu na virada do século 19 para o século 20. Para Mendeleiev, o número atômico era aproximadamente igual à metade do peso atômico. Em 1913, Henry Moseley (1887-1915) definiu o número atômico como igual ao número de elétrons do átomo eletricamente neutro.

Em 1913, a partir de espectros de raios-X de vários elementos químicos, Moseley mostrou que a ordenação dos elementos deveria ser em função do número atômico, e não em função do peso atômico, como fazia Mendeleiev. Ordenando os elementos em função dos números atômicos, ele mostrou que a tabela periódica de Mendeleiev deveria ser modificada. Vários elementos deveriam trocar de lugar, e alguns lugares estavam vagos. Nos anos seguintes esses lugares foram preenchidos com a descoberta de outros elementos químicos. Se você quiser uma leitura mais detalhada, leia esse texto disponível na Internet: *Os Raios X e a Tabela Periódica: A Lei de Moseley*¹⁸. A partir desses estudos, Moseley propôs a tabela periódica utilizada até o presente.

Existem inúmeras tabelas na internet, cada uma apresentando diferentes informações sobre os átomos. Selecionamos alguns exemplos interessantes, em português e em inglês:

1. <http://www.ptable.com/>;
2. <http://www.tabelaperiodicacompleta.com/>;
3. <http://www.rsc.org/periodic-table>;
4. <http://periodic.lanl.gov/index.shtml>.

Examine atentamente a tabela periódica apresentada na Figura 15. Observe que os elementos são marcados com cores diferentes. Cada cor define algum tipo de propriedade química. Mais adiante voltaremos a discutir isso.

¹⁸ <https://www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/mod05/index.html>. Acesso em 20/6/2018.

Primeiramente observe que existem 18 colunas e 7 linhas horizontais. As linhas definem os períodos, enquanto as colunas definem as famílias ou grupos. Os elementos químicos são distribuídos na horizontal na ordem crescente do número atômico, ou seja, o átomo seguinte na horizontal tem um elétron a mais do que o anterior. Dito de outro modo, na horizontal os átomos são formados pelo acréscimo de um próton e um elétron, e evidentemente de alguns nêutrons.

Para responder a essa questão e discutir outras características da tabela periódica precisamos levar em conta o modelo de Rutherford-Bohr ([seção 4.3.1d](#)). Na discussão do modelo, associamos cada nível de energia, ou órbita permitida para o elétron, a um número inteiro, 1, 2, 3, etc. Logo depois da sua proposta, Bohr e outros físicos passaram a denominar esses níveis pelas letras K, L, M, N, correspondendo respectivamente a 1, 2, 3 e 4. Também em vez de nível, essas órbitas passaram a ser denominadas camadas. Então, os átomos têm elétrons na camada K, na camada L, etc. Pela teoria quântica, que surgiu logo após o modelo de Bohr, cada uma dessas camadas só pode acomodar um certo número máximo de elétrons. Discutimos isso na seção 4.3.1d. Por comodidade vamos resumir aqui:

Camada K fica cheia com 2 elétrons;
Camada L com 8;
Camada M com 18;
Camada N com 32

Para entendermos a distribuição dos elementos químicos na tabela periódica precisamos saber mais uma coisa. Raramente os produtos químicos contêm apenas um elemento. Geralmente eles são compostos de dois ou mais elementos.

Como os elementos químicos se juntam para formar compostos?

Não há uma resposta simples e rápida a essa questão. Existem muitos aspectos a serem considerados. Na verdade, a resposta completa só depois de todo o curso de química. Mas, para entendermos os princípios da tabela periódica basta sabermos que toda reação para a formação de qualquer composto químico depende, de um modo ou de outro, da transferência de elétrons de um átomo para outro. Para que um átomo receba elétron durante a reação, ele deve ter espaço livre na última camada, ou ter uma quantidade diferente de 8 elétrons nessa camada. Essa quantidade está ligada à famosa regra do octeto.

Regra do octeto

Quando são formadas ligações entre átomos, esses átomos tendem a partilhar elétrons para completar seus octetos e ficarem semelhantes aos gases nobres. Ou seja, se a última camada já tiver 8 elétrons, o átomo será quimicamente inerte, ou dificilmente formará compostos com outros átomos. Vamos examinar tudo isso na prática. Fique de olho na tabela periódica. O hidrogênio tem um elétron na camada K. Portanto ele pode receber mais um elétron, ou então compartilhar o seu com outro átomo para formar compostos. O átomo seguinte é o hélio, que tem dois elétrons na camada K. Portanto, a camada K do hélio está cheia. Ele não pode receber outro elétron e não pode formar compostos. É por isso que ele é conhecido como gás inerte, ou gás nobre. Na verdade, há casos excepcionais em que os gases nobres formam compostos, mas essas exceções não importam aqui.

O período seguinte, ou seja, o período 2, começa com o lítio, que tem três elétrons. Dois na camada K e um na camada L. Então, ele tem espaço livre na camada L para receber elétrons ou compartilhar seu elétron com outros elementos e formar compostos. Os átomos seguintes, ao longo da linha horizontal serão formados pelo acréscimo de um elétron na camada L, até atingir 8 elétrons, formando o octeto. Portanto, esse átomo com 8 elétrons na camada L deve ser inerte. Trata-se do gás nobre neônio. Se você observar bem a tabela periódica, vai perceber que a regra básica para todos os períodos é essa: inicia com um átomo possuindo 1 elétron na última camada e termina com um gás nobre, possuindo 8 elétrons naquela camada que iniciou o período. Esse processo obedece à regra do octeto, *mas . . .*

Tem uma coisinha diferente nessa história

Observe o período 4. Ele começa com o potássio, que tem 19 elétrons. As camadas K e L estão cheias, totalizando 10 elétrons. Pelo que aprendemos até agora, o potássio deveria ter 9 elétrons na camada M, uma vez que esta camada só fica completa com 18 elétrons. No entanto, o potássio tem 8 elétrons na camada M e 1 elétron na camada N. Então, o que acontecerá com o próximo átomo, o cálcio? O próximo elétron vai para a camada M ou para a N? As duas camadas têm espaço para esse elétron, mas a natureza resolveu colocar o último elétron do cálcio na camada N. Por quê?

Uma resposta precisa só pode ser dada com conceitos da teoria quântica, mas podemos ter uma ideia intuitiva de parte do processo. Por exemplo, o elétron não vai para a camada M porque ela completou seu primeiro octeto. Com 8 elétrons, essa camada é estável do ponto de vista de reação química. Ela é similar à estrutura dos gases nobres. Então, o elétron vai para a camada N.

Agora, o que vai acontecer em seguida é mais misterioso ainda e só pode mesmo ser explicado com a ajuda da teoria quântica.

Como preencher as camadas eletrônicas a partir do cálcio?

Temos duas alternativas. A primeira seria acrescentar elétrons na camada M até atingir seu limite de 18 elétrons. Essa alternativa é contrária à regra do octeto, de modo que a natureza não deve dar-lhe prioridade. A outra alternativa seria preencher a camada N até atingir o primeiro octeto. No momento que as camadas M e N estiverem com o primeiro octeto formado, teria que haver algum critério para decidir onde colocar o próximo elétron. *Todavia . . .*

A natureza não segue nenhuma dessas alternativas

O preenchimento do cálcio segue a segunda alternativa. Ele fica com 8 elétrons na camada M e 2 na N. Mas, entre o escândio, $Z=21$ e o zinco, $Z=30$, não há lógica aparente no preenchimento das camadas eletrônicas. Como foi dito acima, essa lógica é apresentada pela teoria quântica. Então, temos que aceitar esse resultado sem uma explicação lógica dentro do que conhecemos. A mesma sistemática é observada nos períodos seguintes. Os elementos químicos pertencentes aos grupos 3 até o 12, que apresentam a sistemática de preenchimento descrita acima, são denominados elementos de transição.

Então, excetuando as anomalias apresentadas pelos elementos de transição no preenchimento das camadas eletrônicas, podemos dizer que no geral cada período é caracterizado pelo preenchimento progressivo de determinada camada, ou seja:

- Período 1: preenchimento da camada K;
- Período 2: preenchimento da camada L;
- Período 3: preenchimento da camada M;
- Período 4: preenchimento da camada N;
- Período 5: preenchimento da camada O;
- Período 6: preenchimento da camada P;
- Período 7: preenchimento da camada Q.

Os elementos que iniciam os períodos estão entre os mais reativos. A razão é simples. Eles têm apenas um elétron na última camada, de modo que é fácil para eles receberem elétrons de outro átomo ou doarem seu elétron para formarem compostos químicos.

Como as propriedades atômicas variam ao longo da tabela periódica?

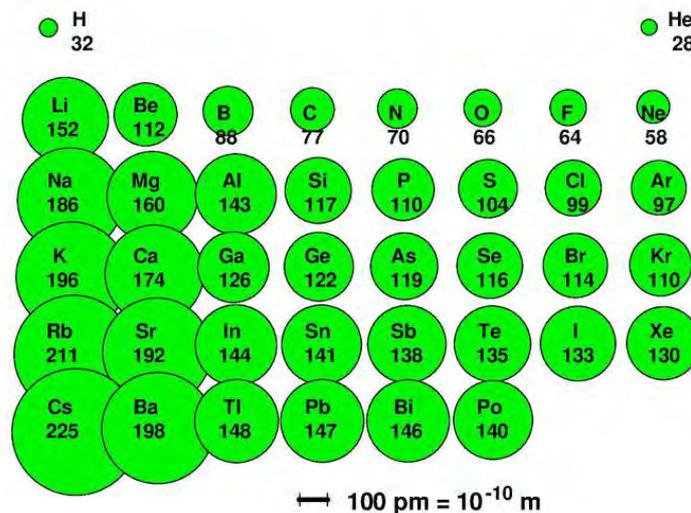
As propriedades atômicas foram discutidas na seção [2.3.1e](#). Uma coisa impressionante é que algumas dessas propriedades variam periodicamente, em sintonia com os períodos e grupos da tabela periódica. Vamos ver agora a variação de algumas dessas propriedades.

Raio atômico e raio nuclear

O raio nuclear cresce com o número de massa, A , que é a soma do número de prótons e nêutrons, do modo como ilustra a Figura 2.7. O crescimento é quase linear para os átomos leves, e depois tende para um valor constante nos átomos pesados.

Por outro lado, a variação do raio atômico depende do período da tabela periódica. Ele aumenta de cima para baixo e diminui da esquerda para a direita, como ilustram as Figuras 14 e 25.

Figura 25 – Raio atômico aproximado em função do número atômico. Os números expressão os raios em picômetro. Extraído em 10/5/2017, desse link¹⁹.



Para entender por que isso é assim, basta analisar um período. O comportamento é basicamente o mesmo em todos os períodos. Vamos analisar o período 2, que começa com o lítio e termina com o neônio. Observe a Figura 25. O raio atômico do lítio é aproximadamente 152 picômetros ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$), ao passo que o do neônio é algo próximo a 58 pm, menos da metade do raio do lítio.

¹⁹ https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Periodensystem_mit_Atomradien.pdf

Se o neônio tem 7 prótons e 7 elétrons mais do que o lítio, por que ele é menor?

Em primeiro lugar, todos os elétrons acrescentados ao lítio e aos sucessivos átomos até chegar ao neônio, são colocados nas mesma camada L, de modo que eles pouco alteram o raio atômico desses átomos. Por outro lado, os prótons acrescentados aumentam a energia de ligação dos elétrons e como consequência diminuem os raios das órbitas. Os elétrons ficam mais próximos do núcleo e, portanto, o raio atômico é menor.

Por que o raio atômico cresce de cima para baixo na tabela periódica?

Neste caso, os elétrons acrescentados são colocados em órbitas cada vez mais afastadas do núcleo. Por exemplo, acabamos de ver que no lítio os elétrons mais afastados ficam na camada L. No potássio, esses elétrons ficam na camada N, que tem um raio muito maior do que a L. Portanto, o raio atômico do potássio é maior do que o do lítio.

Raios atômicos de todos os átomos

<http://periodictable.com/Properties/A/AtomicRadius.v.html>.

Eletronegatividade e afinidade eletrônica

Na seção sobre propriedades atômicas (4.3.1e), vimos que a eletronegatividade é a tendência do átomo atrair elétrons em uma reação química, ao passo que afinidade eletrônica é a energia liberada por um átomo neutro quando ele ganha um elétron e torna-se um íon negativo. Portanto, são duas propriedades que têm o mesmo comportamento, como ilustram as Figuras 16 e 17. A diferença é que apenas a afinidade eletrônica pode ser medida, enquanto a eletronegatividade só pode ser calculada.

Energia de ionização

Energia de ionização é a energia necessária para liberar um ou mais elétrons de um átomo, deixando-o positivamente carregado. Ou seja, o átomo neutro passa a ser um íon positivo. A Figura 18 mostra a primeira energia de ionização dos primeiros 88 elementos químicos. Para entender esse comportamento periódico da energia de ionização, temos que levar em conta o comportamento do raio atômico. Para simplificar a discussão vamos considerar apenas o último elétron, cuja energia de ionização é exatamente essa denominada primeira energia de ionização.

A energia de ionização é a energia necessária para vencer a energia de ligação do elétron ao núcleo. Essa energia de ligação depende de duas coisas: da carga efetiva do núcleo, e da distân-

cia do elétron ao núcleo. À medida que cresce o número atômico, Z , cresce a carga positiva no núcleo, mas também cresce a carga negativa à sua volta. Para os elétrons mais externos, essa carga negativa funciona como uma blindagem da carga nuclear, tornando a carga efetiva do núcleo menor do que a carga do total de prótons. Conforme discutimos na seção sobre as propriedades atômicas (4.3.1e), dentro de cada período da tabela periódica combinando atração elétrica entre núcleo e elétrons, resulta que à medida que o número atômico cresce, diminui o raio atômico. Portanto, aumenta a energia de ligação e conseqüentemente aumenta a energia de ionização, como mostrado na Figura 18.

4.3.2 – Conteúdo do Museu

A página de abertura do Museu é exibida na Figura 26. O conteúdo é composto de verbetes biográficos dos sete mais importantes cientistas da atomística, as quais serão aqui apresentadas na ordem cronológica de suas principais descobertas.

Figura 26 – Entrada do museu, com biografias de alguns cientistas.

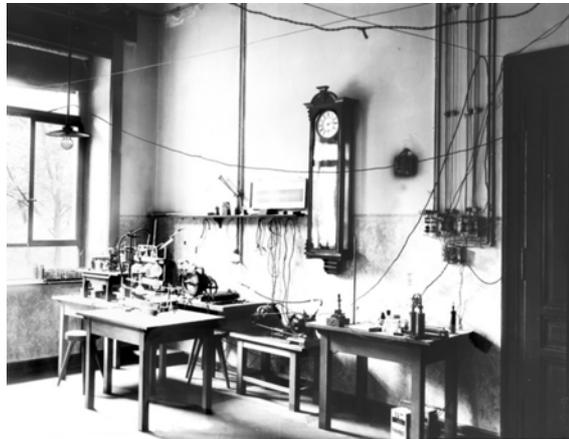


Como no caso do conteúdo da biblioteca, aqui também não reproduziremos todas as imagens disponíveis no sítio do jogo. Só colocaremos aqui imagens consideradas imprescindíveis à compreensão do texto, ou que tenha grande valor ilustrativo.

4.3.2a – Wilhelm Conrad Roentgen (1845-1923)

O primeiro Prêmio Nobel de Física, em 1901, foi conferido a Roentgen pela descoberta dos raios-X. De um modo geral, os ganhadores de Prêmio Nobel publicam muitos artigos. Roentgen é uma exceção. Quando ganhou o prêmio tinha menos de 50 artigos publicados, e sobre sua descoberta publicou apenas três artigos. Mas ela foi tão impactante que ele ganhou o prêmio com essa pequena quantidade de artigos. Além disso, foi a descoberta dos raios-X, que ao motivar outros estudos permitiu a descoberta da radioatividade e da estrutura atômica, o assunto que será tratado nesse jogo.

Figura 27 – Laboratório onde Roentgen descobriu os raios-X. Extraído desse link²⁰. Acesso em 5/7/2018.



Na Figura 28 tem-se a primeira radiografia da história, obtida por Roentgen em 22/12/1895. Trata-se da mão de sua esposa, Anna Bertha.

Figura 28 – Radiografia da mão esquerda de Anna Bertha Roentgen. Extraído desse link²¹. Acesso em 5/7/2018.



²⁰ https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/d/d2/Room_where_R%C3%B6ntgen_found_x-rays.jpg

²¹ https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/e3/First_medical_X-ray_by_Wilhelm_R%C3%B6ntgen_of_his_wife_Anna_Bertha_Ludwig%27s_hand_-_18951222.gif

4.3.2b – Antoine Henri Becquerel (1852-1908)

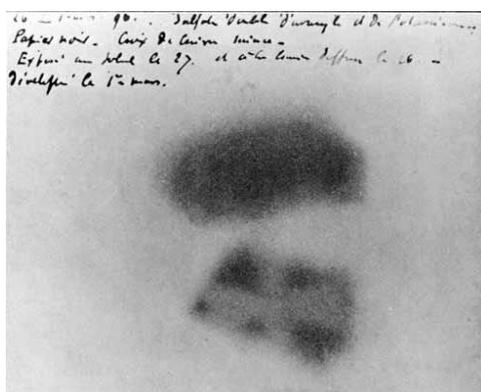
Em fevereiro de 1896, Becquerel realizou vários experimentos com o sulfato duplo de urânio e potássio, um material fosforescente que ele tinha em seu laboratório caseiro. No jogo você verá os resultados desses experimentos. O importante aqui é dizer que ele percebeu um fenômeno muito estranho, e que achou estar relacionado com a fosforescência. Dois anos depois, Marie e Pierre Curie mostraram que se tratava de um fenômeno novo, ao qual deram o nome de radioatividade. Em 1903 os três dividiram o Prêmio Nobel de Física.

Esta imagem exibida na Figura 29 não é a primeira obtida com o sulfeto duplo de urânio e potássio, mas certamente é a mais famosa. Ela está na origem da descoberta da radioatividade.

4.3.2c – Joseph John Thomson (1856-1940)

Thomson foi um dos mais importantes formadores de físicos no final do século 19 e início do século 20. Foi uma personagem importante da famosa escola de física de Cambridge, na Inglaterra. Entre seus colaboradores e alunos, destacam-se: seu filho George Paget Thomson (1892-1975), Ernest Rutherford (1871-1937), Francis William Aston (1877-1945), Charles Glover Barkla (1877-1944), Niels Bohr (1885-1962), Max Born (1882-1970), William Henry Bragg (1862-1942), Owen Willans Richardson (1879-1959), Ernest Rutherford (1871-1937), Charles Thomson Rees Wilson (1868-1959).

Figura 29 – Imagem obtida por Becquerel, em fevereiro de 1896. Extraído de <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Becquerel_plate.jpg>. Acesso em 5/7/2018.



Foi com esse equipamento mostrado na Figura 30, no laboratório Cavendish, que Thomson descobriu o elétron, em 1897. E foi por essa descoberta que ele ganhou o Prêmio Nobel de Física

de 1906. Na verdade, a Real Academia Sueca de Ciências alegou que o prêmio era em reconhecimento às suas investigações teóricas e experimentais sobre a condução da eletricidade em gases.

Figura 30 – Thomson ao lado do equipamento com o qual descobriu o elétron. Extraído de <<http://teamchem.weebly.com/jj-thomsons-experiments.html>>. Acesso em 5/7/2018.



4.3.2d – Marie Sklodowska Curie (1867-1934)

Única mulher a ganhar duas vezes o Prêmio Nobel, e em duas áreas diferentes. Aliás, só outros três cientistas ganharam o Nobel duas vezes: Linus Pauling (1901-1994), John Bardeen (1908-1991) e Frederick Sanger (1918-2013). Em 1903 ela dividiu o prêmio com seu marido, Pierre Curie e com Becquerel. Em 1911 ela ganhou sozinha o Nobel de Química. Ambos os prêmios por causa dos seus estudos sobre a radioatividade. Você vai saber mais sobre isso ao longo do jogo.

Na Figura 31, Marie e Pierre, com o equipamento que desenvolveram para estudar as radiações descobertas por Becquerel. Foi com este equipamento que descobriram que o tório também era radioativo, e descobriram os elementos químicos polônio e rádio.

Após o falecimento de Pierre, em 1906, Marie continuou investigando a radioatividade sozinha. Depois, sua filha Irène decidiu estudar física e química e trabalharam juntas. Em 1935, Irène dividiu o Nobel de Química com seu marido, Frédéric Joliot, pela síntese de novos elementos radioativos.

4.3.2e – Pierre Curie (1859-1906)

Antes de começar a trabalhar com a sua esposa, Marie Curie, Pierre já tinha uma longa vida científica. Fez descobertas importantes na área do magnetismo e juntamente com seu irmão Jacques Curie desenvolveu alguns equipamentos, incluindo aqueles que Marie usou em suas pesquisas. Inicialmente ele apenas desenvolveu os equipamentos e ela trabalhou sozinha. Depois é que ele se envolveu com o projeto de pesquisa da esposa.

Figura 31 – Marie e Pierre Curie, ao lado do equipamento com o qual descobriram o polônio e o rádio.
Extraído de <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Pierre_and_Marie_Curie.jpg>. Acesso em 5/7/2018.



Pierre e Jacques desenvolveram o eletrômetro e a câmara de ionização que Marie usou em suas pesquisas. Usar esses dois equipamentos foi o pulo do gato do casal. Só assim conseguiram medir quantidades muito pequenas de materiais radioativos e descobrir que além do urânio, o tório também era radioativo. Depois descobriram os novos elementos polônio e rádio.

4.3.2f – Ernst Rutherford (1871-1937)

Rutherford era neozelandês, naturalizado britânico. Fez o doutorado em Cambridge, sob orientação de J.J. Thomson, aquele mesmo que descobriu o elétron e fez um modelo que foi superado pelo de Rutherford e Bohr. Antes de se fixar em Cambridge, Rutherford trabalhou em Montreal (Universidade McGill) e em Manchester. Na Figura 32 ele está em seu laboratório da Universidade McGill, em 1905. Nessa época ele já estava ficando famoso, pois tinha descoberto as partículas alfa e beta. Você vai ver como ele fez essas descobertas quando estiver tentando ganhar seu Prêmio Nobel. Rutherford ganhou seu Prêmio Nobel de Química três anos depois dessa foto, pelos estudos sobre a desintegração dos elementos e a química das substâncias radioativas.

Na Figura 33, Rutherford e seu colaborador Hans Geiger (à esquerda), ao lado equipamento com o qual eles realizaram o famoso experimento do espalhamento de partículas alfa. Na verdade, o experimento foi realizado por Geiger (1882-1945) e Ernest Marsden (1889-1970). Você vai ver isso quando estiver tentando ganhar o seu Prêmio Nobel. Os resultados obtidos o levaram a propor o modelo atômico que ficou conhecido como modelo de Rutherford-Bohr.

Figura 32 – Rutherford na Universidade McGill, em 1905. Extraído de <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Ernest_Rutherford_1905.jpg>. Acesso em 5/7/2018.

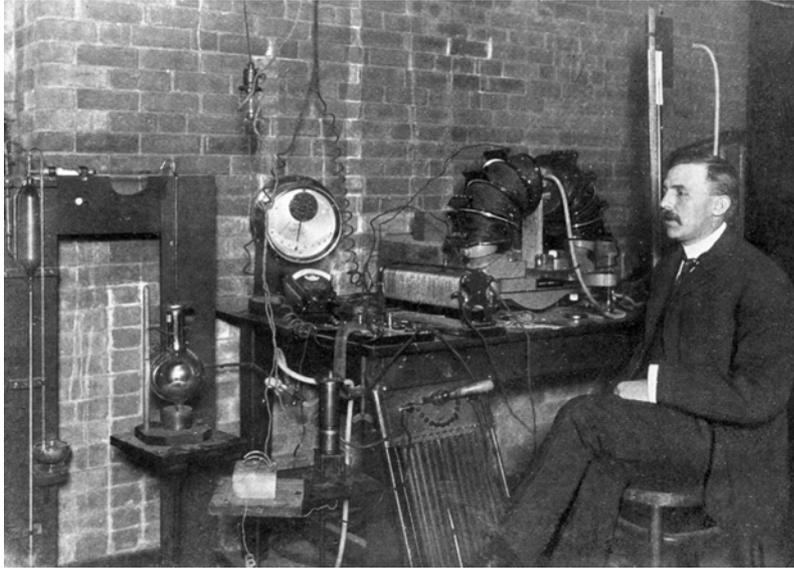


Figura 33 – Rutherford e Geiger na Universidade McGill. Extraído de <<https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Geiger-Rutherford.jpg>>. Acesso em 5/7/2018.



4.3.2g – Niels Bohr (1885-1962)

Durante seu doutorado, por volta de 1909 na Universidade de Copenhague, Bohr investigou as propriedades físicas dos metais, tendo como base a teoria do átomo desenvolvida por Thomson em 1904. Ele mostrou que a dinâmica clássica e a mecânica estatística aplicada ao átomo de Thomson, apresentavam problemas para explicar algumas propriedades magnéticas dos materiais. Logo depois do doutorado ele foi fazer um pós-doutorado no Laboratório Cavendish, em Cambridge, sob a supervisão de Thomson. Chegou em setembro de 1911, com a intenção de discutir com

Thomson seus resultados da tese de doutorado, mas Thomson sugeriu que ele fizesse experimentos com raios catódicos, e seus afazeres não permitiam que ele desse atenção a Bohr.

Decepcionado, Bohr decide ir para Manchester, fazer seu pós-doutorado com Rutherford, lá chegando por volta de março de 1912. Pouco depois de sua chegada ele comunica a Rutherford que deseja trabalhar em questões teóricas, e não experimental, como era do gosto de Rutherford. Foi então que o chefe propôs que Bohr elaborasse a ideia que ele tinha tida a respeito da constituição do núcleo, a partir dos experimentos com partículas alfa.

Além de grande formador, Bohr teve grande importância social e política na comunidade científica internacional. Assim como Thomson em Cambridge, Bohr é considerado o pai da escola de física de Copenhague. Teve como colaboradores, interlocutores ou orientandos as seguintes personalidades importantes da história da física moderna: Hendrik (Hans) Kramers (1894-1952), Oskar Klein (1894-1977), George de Hevesy (1885-1966) e Werner Heisenberg (1901-1976).

4.3.3 – Mapas Conceituais

O uso de mapas conceituais no ensino de diversas áreas e sobretudo no ensino da física é largamente adotado por professores e pesquisadores (MARTINS; VERDEAUX; SOUSA, 2009; MOREIRA, 1986; NOVAK, 1990). Eles foram utilizados no jogo como uma ferramenta para uma visão rápida do conteúdo a ser estudado, quer seja no início do estudo, ou em algum momento em que uma revisão seja necessária. Apresentaremos aqui apenas quatro desses mapas, a título de ilustração.

Figura 34 – Página de entrada para os mapas conceituais.

Prêmio Nobel Home Biblioteca Mapas Conceituais Jogar Administração Sobre Ranking Contatos

Mapas Conceituais

A figura à direita é um mapa sobre mapa conceitual. Os termos em inglês são muito simples e de fácil compreensão.

Um mapa conceitual é uma forma de apresentar graficamente conceitos relacionados, de modo que as relações e as hierarquias entre eles fiquem evidentes.

Os mapas conceituais têm muitas utilidades, incluindo avaliação. Mas, aqui no Jogo do Prêmio Nobel eles serão usados, principalmente, para que o jogador tenha uma visão geral de determinados assuntos, ou para ajudar na revisão da matéria.

É interessante navegar nesses mapas, antes de visitar a [biblioteca](#). É interessante também voltar aos mapas sempre que você estudar algum texto disponível na biblioteca.

1. O que é Atomística?
2. Modelos Atômicos
3. Modelo de Rutherford-Bohr
4. Radioatividade
5. Propriedades Atômicas da Matéria
6. Tabela Periódica
7. Metais Alcalinos
8. Metais Alcalinos Terrosos
9. Gases Nobres
10. Elementos de Transição
11. Materiais Semicondutores

```

graph TD
    CM([Concept Map]) -->|is a| G([graph])
    G -->|with| N([nodes])
    G -->|with| LL([linking lines])
    N -->|represent| C([concepts])
    LL -->|have| LW([linking words])
    N -->|relate pairs of| RPP([relate pairs of])
    LL -->|relate pairs of| RPP
    RPP -->|explain the relationship between pairs of| ERPP([explain the relationship between pairs of])
  
```

Figura 35 – Mapa geral sobre atomística.

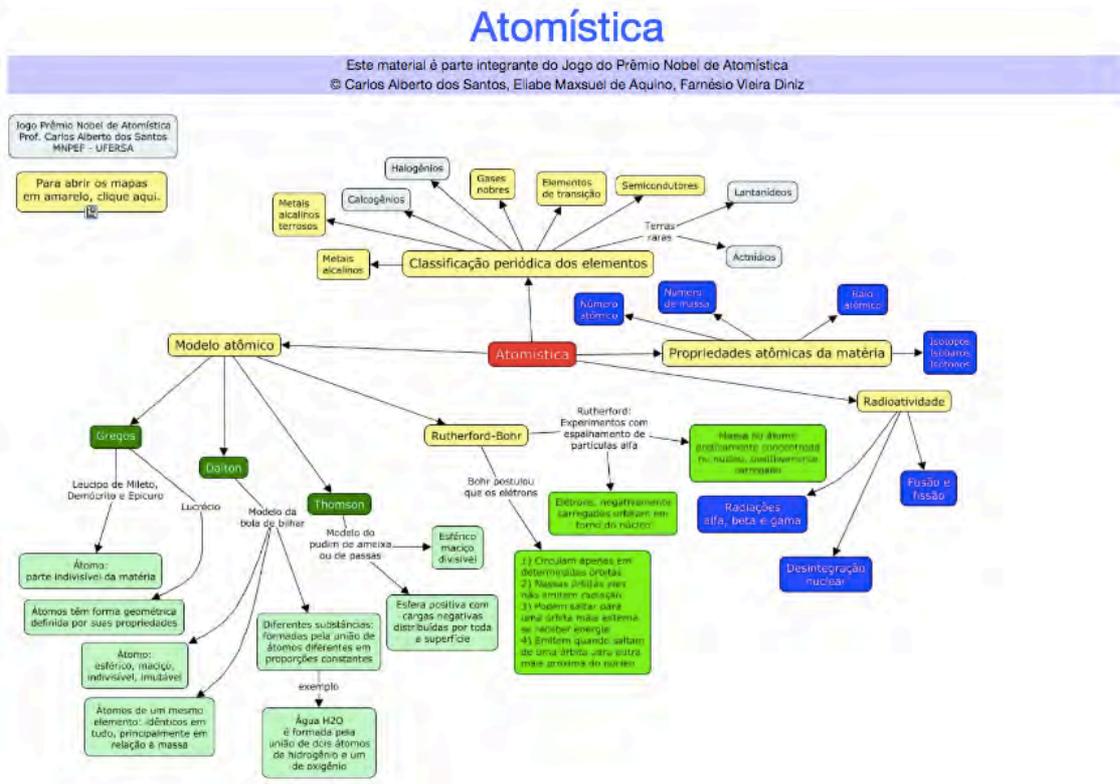


Figura 36 - Mapa conceitual sobre modelos atômicos.

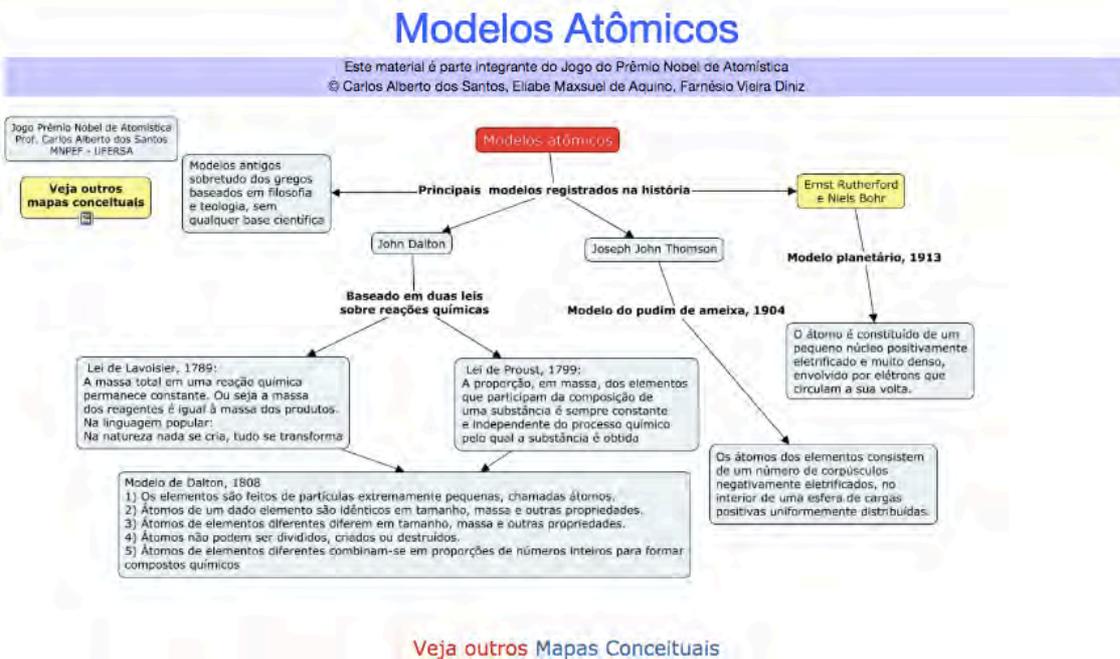


Figura 37 – Mapa conceitual sobre propriedades atômicas da matéria.

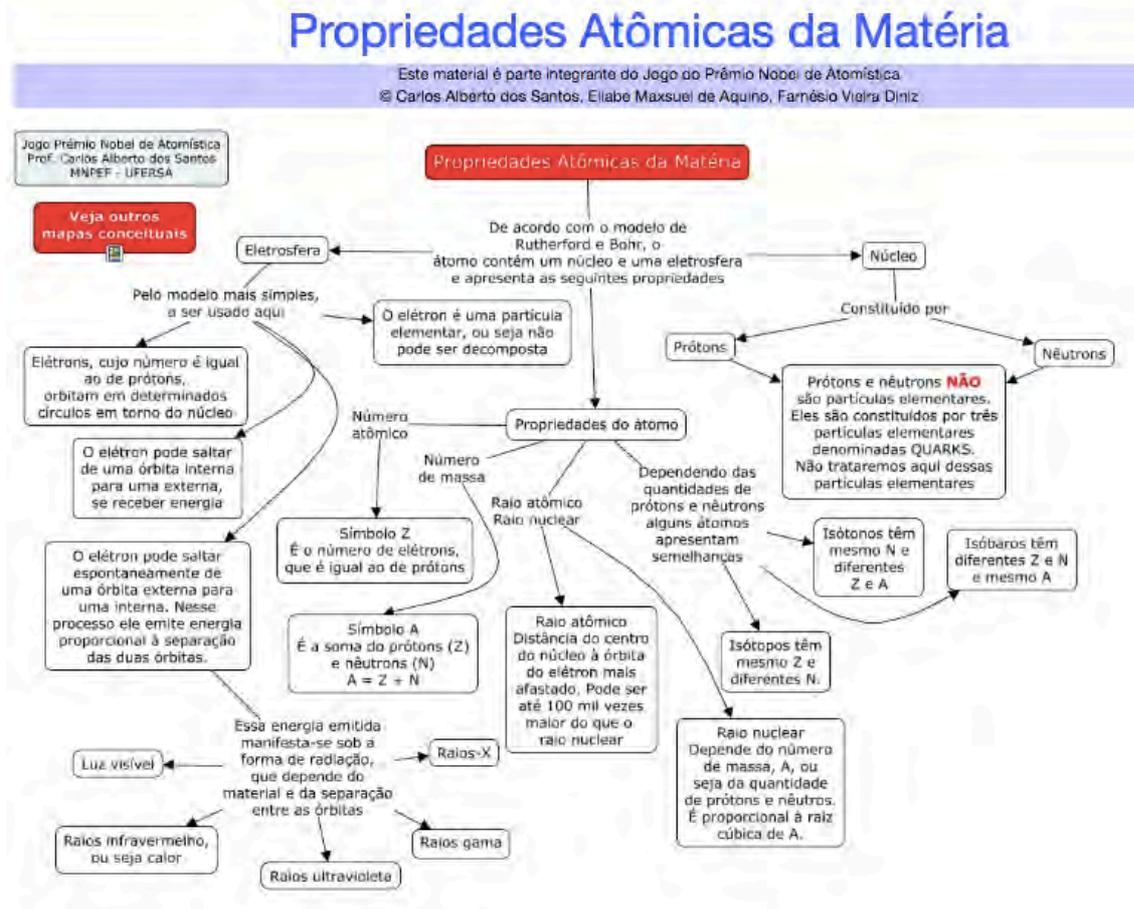
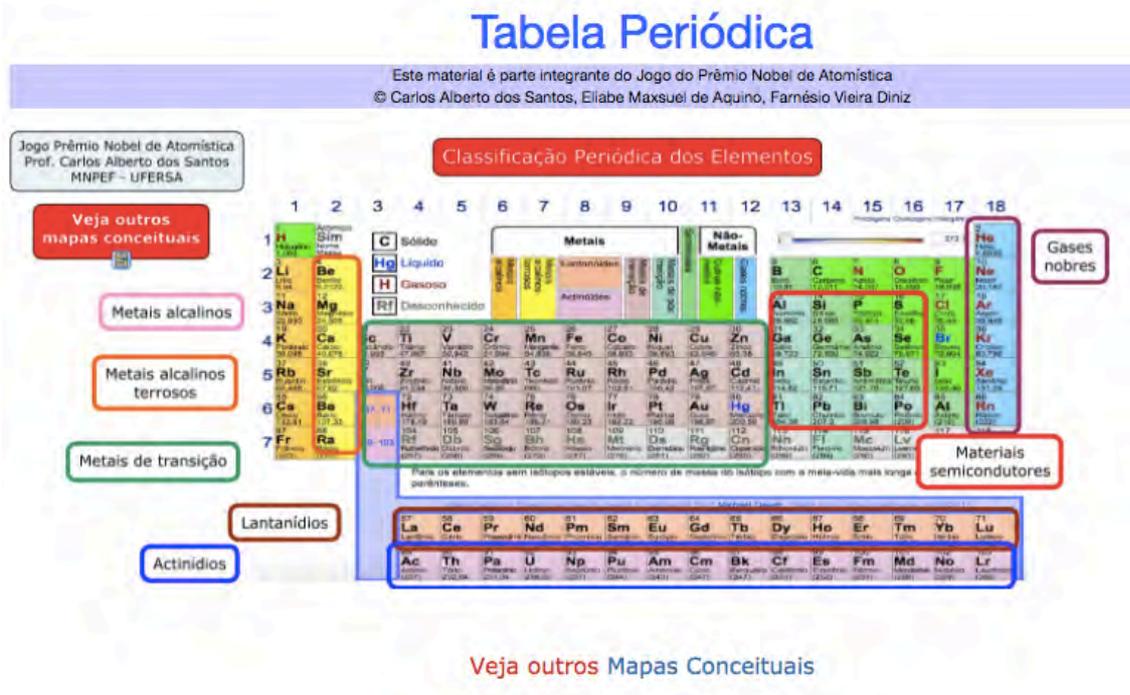


Figura 38 – Mapa conceitual sobre a tabela periódica.



Referências

- ASIMOV, I. *Cronologia das ciências e das descobertas*. Rio de Janeiro: Civilização Brasileira, 1993.
- BIEZUNSKI, M. *Histoire de la physique moderne*. Paris: Éditions la Découverte, 1993.
- BISCUOLA, G. J.; BÔAS, N. V.; DOCA, R. H. *Física 3: Eletricidade, Física Moderna, Análise Dimensional*. São Paulo: Editora Saraiva, 2013.
- BRASIL. *Ciências da natureza, matemática e suas tecnologias. Orientações curriculares para o ensino médio*. Brasília: Ministério da Educação, Secretaria de Educação Básica, 2006
- COTARDIÈRE, P. *História das ciências. Da antiguidade aos nossos dias. Vol. I*. Lisboa: Texto & Grafia, 2010.
- DINIZ, F. V. DA S. *Uso do jogo digital “Em busca do prêmio Nobel” para abordar tópicos de atomística*. 2018. 138 f. Universidade Federal Rural do Semiárido, 2018.
- DOS SANTOS, C. A.; DE AQUINO, E. M. Em busca do Prêmio Nobel – Versão beta. *Revista Brasileira de Ensino de Física*, v. 40, n. 3, p. e3501-5, 2018.
- FELTRE, R. *Fundamentos da Química*. São Paulo: Editora Moderna, 2005.
- FELTRE, R.; YOSHINAGA, S. *Atomística. Vol. 2. Teoria e Exercícios*. São Paulo: Editora Moderna, 1974.
- FILGUEIRAS, C. A. L. A evolução da química vista de uma perspectiva brasileira. In: SANTOS, C. A. DOS (Org.). *Energia e Matéria: da fundamentação conceitual às aplicações tecnológicas*. São Paulo: Livraria da Física, 2015. p. 269.
- FINI, M. I. *Proposta Curricular do Estado de São Paulo: Química*. São Paulo: Secretaria da Educação do Estado de São Paulo, 2008.
- GASPAR, A. *Compreendendo a física: eletromagnetismo e física moderna*. São Paulo: Editora Ática, 2010.
- HUNT, T. S. Considerations on the theory of chemical changes, and on equivalent volumes. *The London, Edinburgh, and Dublin Philosophical Magazine and Journal of Science*, v. 5, n. 35, p. 526–535, 1853.

JOHNSTONE, A. H. *Why is science difficult to learn? Things are seldom what they seem. Journal of Computer Assisted Learning*. [S.l: s.n.], 1991.

JOST, W. The first 45 years of physical chemistry in Germany. *Annual Review of Physical Chemistry*, v. 17, p. 1–15, 1966.

KRAGH, H. *Quantum generations: a history of physics in the twentieth*. Princeton: Princeton University Press, 2002.

MAHAN, B. H. *Química: um curso universitário*. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 1986.

MÁXIMO, A.; ALVARENGA, B. *Curso de Física. Vol. 3*. São Paulo: Editora Scipione, 2006.

MENEZES, L. C. *et al. Coleção Quanta Física, 3o. Ano: ensino médio*. São Paulo: Editora Pueri Domus, 2010.

PIRES, A. S. T. *Evolução das ideias da física*. São Paulo: Livraria da Física, 2008.

RAMALHO JUNIOR, F.; FERRARO, N. G.; SOARES, P. A. DE T. *Os Fundamentos da Física: Vol. 3*. São Paulo: Editora Moderna, 2003.

THOUIN, M. *Explorar a história das ciências e das técnicas*. Lisboa: Instituto Piaget, 2004.