



## USO DO JOGO DIGITAL “EM BUSCA DO PRÊMIO NOBEL” PARA ABORDAR TÓPICOS DE ATOMÍSTICA

Farnésio Vieira da Silva Diniz

Dissertação de Mestrado apresentada ao Programa de Pós-Graduação Universidade Federal Rural do Semiárido, no Curso de Mestrado Profissional em Ensino de Física (MNPEF), como parte dos requisitos necessários à obtenção do título de Mestre em Ensino de Física.

Orientador

Prof. Dr. Carlos Alberto dos Santos

Mossoró  
Novembro, 2018

USO DO JOGO DIGITAL “EM BUSCA DO PRÊMIO NOBEL” PARA ABORDAR  
TÓPICOS DE ATOMÍSTICA

Farnésio Vieira da Silva Diniz

Orientador

Prof. Dr. Carlos Alberto dos Santos

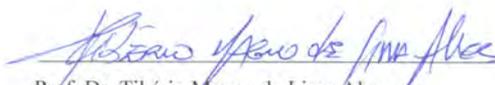
Dissertação de Mestrado submetida ao Programa de Pós-Graduação da Universidade Federal Rural do Semiárido, no Mestrado Nacional Profissional em Ensino de Física (MNPEF), como parte dos requisitos necessários à obtenção do título de Mestre em Ensino de Física

Aprovada por:



Prof. Dr. Carlos Alberto dos Santos

Orientador: MNPEF-UFERSA



Prof. Dr. Tibério Magno de Lima Alves

Membro Externo: IFRN – Campus Natal



Prof. Dr. Geovani Ferreira Barbosa

Membro interno: MNPEF-UFERSA



Prof. Dr. Francisco Franciné Maia Jr.

Membro interno: MNPEF-UFERSA

Mossoró  
Novembro, 2018

Dados Internacionais de Catalogação na publicação (CIP)

Biblioteca Central da Universidade Federal Rural do Semiárido, RN, Brasil.

D585u

Diniz, Farnésio Vieira da Silva

Uso do jogo digital “Em busca do prêmio Nobel” para abordar tópicos de atomística / Farnésio Vieira da Silva Diniz; orientador Carlos Alberto dos Santos. – Mossoró, 2018.

193 p.

Dissertação (mestrado - Mestrado Profissional em Ensino de Física) – Universidade Federal Rural do Semiárido, 2018.

1. Ensino de Física. 2. Atomística. 3. Modelos atômicos. 4. Jogo digital. 5. Em busca do Prêmio Nobel. I. Santos, Carlos Alberto dos. II. Título.

Dedico esta dissertação a toda minha família, em especial a minha esposa e as minhas filhas que tiveram tanta paciência e controle emocional para enfrentar as dificuldades impostas pela ausência; sem elas seria impossível esse momento.

## **Agradecimentos**

Ao meu orientador, Professor Carlos Alberto dos Santos, que com sua enorme capacidade, sabedoria e profissionalismo conduziu com maestria todo o processo de realização de uma experiência inesquecível, a realização de um sonho.

Ao corpo docente do Mestrado Profissional em Ensino de Física, polo UFERSA, que dedicou seu tempo e sabedoria para formação de novos mestres, os quais serão responsáveis pela construção de uma nova geração de estudantes no país.

Aos meus amigos de viagem, “a turma do carro”, que foram fontes de encorajamento e jamais deixaram o desânimo tomar o lugar do entusiasmo e da vontade de aprender.

## RESUMO

### USO DO JOGO DIGITAL “EM BUSCA DO PRÊMIO NOBEL” PARA ABORDAR TÓPICOS DE ATOMÍSTICA

Farnésio Vieira da Silva Diniz

Orientador: Prof. Dr. Carlos Alberto dos Santos

Dissertação de Mestrado submetida ao Programa de Pós-Graduação da Universidade Federal Rural do Semiárido, no Mestrado Nacional Profissional em Ensino de Física (MNPEF), como parte dos requisitos necessários à obtenção do título de Mestre em Ensino de Física

Apresenta-se um produto educacional que consiste no uso do jogo *Em Busca do Prêmio Nobel* para abordar tópicos de atomística em uma escola pública de Fortaleza, com INSE médio-baixo. O jogo contém dois ambientes administrados por um código PHP. O ambiente de estudo é aberto ao público e consiste em páginas html e mapas conceituais sobre atomística. O ambiente de jogo consiste em questões similares àquelas exigidas em várias edições do ENEM. Telas de transição são associadas a cada questão. Tais telas funcionam como o Mestre de Jogo ou Narrador nos jogos de RPG, e simulam a atuação de um orientador acadêmico. Essa estrutura de comunicação agradou a todos os que participaram do projeto. Atividades de socialização, com oficinas coordenadas pelos alunos à medida que progrediam no jogo foram planejadas mas não executadas em função da coincidência do cronograma do jogo com a realização do ENEM. Para minimamente avaliar esse tipo de atividade, quando todos concluíram o jogo, foi realizado um evento no qual cada um apresentou sua experiência durante o jogo. O evento foi apreciado por todos.

Palavras-chave: Ensino de Física, Atomística, Modelos atômicos, Jogo digital, Em busca do Prêmio Nobel.

## ABSTRACT

### USE OF THE DIGITAL GAME "IN SEARCH OF THE NOBEL PRIZE" TO ADDRESS ATOMISTIC TOPICS

Farnésio Vieira da Silva Diniz

Orientador: Prof. Dr. Carlos Alberto dos Santos

Abstract of master's thesis submitted to Programa de Pós-Graduação da Universidade Federal Rural do Semiárido, no Mestrado Nacional Profissional em Ensino de Física (MNPEF), in partial fulfillment of the requirements for the degree Mestre em Ensino de Física.

An educational product consisting of the use of the game In Search of the Nobel Prize is presented to address topics of atomistics in a public school at Fortaleza, with low-middle INSE. The game contains two environments managed by a PHP code. The study environment is open to the public and consists of html pages and conceptual maps on atomistics. The game environment consists of questions similar to those required in various editions of ENEM. Transition screens are associated with each question. Such screens function as the Game Master or Storyteller in RPG games, and simulate the acting of an academic advisor. This communication structure pleased everyone who participated in the project. Socialization activities, with workshops coordinated by the students as they progressed in the game were planned but not executed due to the coincidence of the game schedule with the realization of ENEM. To minimally evaluate this type of activity, when everyone finished the game, an event was held in which each one presented his experience during the game. The event was appreciated by all.

Keywords: Physics Teaching, Atomistics, Atomic models, Digital game, In Search for the Nobel Prize.

## SUMÁRIO

<b>Lista de Abreviaturas e Siglas .....</b>	<b>10</b>
<b>Lista de Figuras .....</b>	<b>11</b>
<b>Lista de Tabelas .....</b>	<b>12</b>
<b>Capítulo 1 - Introdução.....</b>	<b>13</b>
<b>Capítulo 2 – Tópicos de Atomística e Física Moderna .....</b>	<b>16</b>
<b>2.1 – Introdução .....</b>	<b>16</b>
<b>2.2 – Primórdios da atomística moderna, entre a física e a química .....</b>	<b>18</b>
<b>2.3 – Conteúdo de atomística utilizado no jogo EBPN.....</b>	<b>22</b>
2.3.1 – Conteúdo da biblioteca .....	22
2.3.2 – Conteúdo do Museu .....	67
2.3.3 – Mapas Conceituais .....	73
<b>Capítulo 3 – Aprendizagem Baseada em Jogos .....</b>	<b>76</b>
<b>3.1 – Introdução .....</b>	<b>76</b>
<b>3.2 – Breve revisão da literatura.....</b>	<b>77</b>
<b>Capítulo 4 – O Jogo Em Busca do Prêmio Nobel.....</b>	<b>79</b>
<b>4.1 – O ambiente de aprendizagem .....</b>	<b>79</b>
4.1a – Biblioteca .....	81
4.1b – Museu .....	83
4.1c – Mapas conceituais .....	84
<b>4.2 – O ambiente de jogo .....</b>	<b>85</b>
<b>4.3 – A inclusão do conteúdo na estrutura do jogo .....</b>	<b>88</b>
4.3a – Banco de questões.....	89
4.3b – Telas de transição .....	91
<b>Capítulo 5 – Aplicação do jogo.....</b>	<b>94</b>
<b>5.1 A constituição do grupo-teste e o andamento do projeto .....</b>	<b>94</b>
<b>5.2 Avaliação do jogo por parte dos alunos.....</b>	<b>95</b>
<b>Capítulo 6 – Considerações Finais .....</b>	<b>99</b>
<b>Referências .....</b>	<b>100</b>

<b>Apêndice A – Guia para aplicação do jogo Em Busca do Prêmio Nobel como recurso didático-pedagógico .....</b>	<b>103</b>
<b>Sobre a capa .....</b>	<b>105</b>
<b>Apresentação .....</b>	<b>106</b>
<b>1 Fundamentos e funcionalidades do jogo EBPN .....</b>	<b>108</b>
<b>2 Atividades típicas para a preparação do jogo .....</b>	<b>108</b>
<b>2.1 Como criar uma aplicação .....</b>	<b>110</b>
2.1a Inserir ou editar questões .....	110
2.1b Inserir ou gerenciar conteúdo .....	110
<b>2.2 Como usar uma aplicação já instalada .....</b>	<b>111</b>
<b>3 Possíveis atividades didático-pedagógicas .....</b>	<b>112</b>
<b>4 Tópicos de Atomística e Física Moderna para transposição didática .....</b>	<b>113</b>
<b>4.1 Introdução .....</b>	<b>113</b>
<b>4.2 – Primórdios da atomística moderna, entre a física e a química .....</b>	<b>116</b>
<b>4.3 – Conteúdo de atomística utilizado no jogo EBPN .....</b>	<b>119</b>
4.3.1 – Conteúdo da biblioteca .....	120
4.3.2 – Conteúdo do Museu .....	164
4.3.3 – Mapas Conceituais .....	171
<b>Referências .....</b>	<b>175</b>
<b>Apêndice B – Algumas questões utilizadas no jogo EBPN.....</b>	<b>177</b>
<b>Apêndice C – Entrevistas dos alunos.....</b>	<b>181</b>
<b>Apêndice D – Artigo aceito para publicação na Revista Brasileira de Ensino de Física.....</b>	<b>193</b>

## **Lista de Abreviaturas e Siglas**

EBPN – EM BUSCA DO PRÊMIO NOBEL

EBPNA – EM BUSCA DO PRÊMIO NOBEL DE ATOMÍSTICA

ENEM – EXAME NACIONAL DE ENSINO MÉDIO

INSE – INDICADOR DE NÍVEL SÓCIO ECONÔMICO

OGFG – O GUIA DOS FÍSICOS DAS GALÁXIAS

PN – PRÊMIO NOBEL

RPG – ROLE-PLAYNG GAME

SPAECE – SISTEMA PERMANENTE DE AVALIAÇÃO E EDUCAÇÃO BÁSICA DO CEARÁ

## Lista de Figuras

Figura 2.1 – Mapa conceitual sobre modelos atômicos. . . . .	23
Figura 2.2 – (a) Hans Geiger (1882-1945), à esquerda, e Ernest Rutherford (1871-1937) com o equipamento utilizado nos experimentos de espalhamento alfa. . . . .	26
Figura 2.3 – Transições eletrônicas no modelo de Bohr. . . . .	30
Figura 2.4 – Séries espectrais do átomo de hidrogênio. . . . .	31
Figura 2.5 – Diversas características e exemplos do espectro eletromagnético. . . . .	34
Figura 2.6 – Comparação entre os raios atômicos de alguns elementos químicos. . . . .	35
Figura 2.7 – Variação do raio nuclear em função do número de massa. . . . .	37
Figura 2.8 – Variação do raio atômico em função do número atômico. . . . .	38
Figura 2.9 – Tabela periódica, destacando os elementos de transição como pertencendo a grupos do tipo B. . . . .	40
Figura 2.10 – Afinidade eletrônica em função do número atômico. . . . .	41
Figura 2.11 –Eletronegatividade em função do número atômico. . . . .	42
Figura 2.12 – Primeira energia de ionização. . . . .	43
Figura 2.13 – Diagrama de Pauling (ou de Madelung, ou de Klechkovski, ou de Pao-Fang Yi) . . . . .	43
Figura 2.14 – Distribuição dos elementos químicos entre os blocos s, p e d. . . . .	45
Figura 2.15 – Marie e Pierre Curie com o equipamento que usaram para as investigações sobre radioatividade. . . . .	50
Figura 2.16 – Número de nêutrons em função do número atômico para os primeiros 12 elementos químicos. . . . .	55
Figura 2.17 – Raio nuclear, em femtômetro (fm), em função do número de massa. . . . .	56
Figura 2.18 – Tabela periódica de Mendeleiev. . . . .	60
Figura 2.19 – Raio atômico aproximado em função do número atômico. . . . .	65
Figura 2.20 – Laboratório onde Roentgen descobriu os raios-X. . . . .	67
Figura 2.21 – Radiografia da mão esquerda de Anna Bertha Roentgen. . . . .	68
Figura 2.22 – Imagem obtida por Becquerel, em fevereiro de 1896. . . . .	69
Figura 2.23 – Thomson ao lado do equipamento com o qual descobriu o elétron. . . . .	69
Figura 2.24 – Marie e Pierre Curie, ao lado do equipamento com o qual descobriram o polônio e o rádio. . . . .	70
Figura 2.25 – Rutherford na Universidade McGill, em 1905. . . . .	71
Figura 2.26 – Rutherford e Geiger na Universidade McGill. . . . .	72

	12
Figura 2.27 – Página de entrada para os mapas conceituais. . . . .	73
Figura 2.28 – Mapa geral sobre atomística. . . . .	74
Figura 2.29 - Mapa conceitual sobre modelos atômicos. . . . .	74
Figura 2.30 – Mapa conceitual sobre propriedades atômicas da matéria. . . . .	75
Figura 2.31 – Mapa conceitual sobre a tabela periódica. . . . .	75
Figura 4.1 – Arquitetura MVC (Modelview-controller) do jogo EBPN. . . . .	79
Figura 4.2 – Página de entrada do jogo EBPN. . . . .	80
Figura 4.3 – Página de entrada do ambiente de estudo. . . . .	81
Figura 4.4 – Entrada da biblioteca. . . . .	82
Figura 4.5 – Sumário do conteúdo sobre atomística utilizado no jogo EBPN. . . . .	82
Figura 4.6 – Parte superior da página sobre Modelos Atômicos. . . . .	83
Figura 4.7 – Entrada do museu, com biografias de alguns cientistas. . . . .	83
Figura 4.8 – Parte superior da página com a biografia de Marie Curie. . . . .	84
Figura 4.9 – Página de entrada para os mapas conceituais. . . . .	84
Figura 4.10 – Mapa O que é atomística. . . . .	85
Figura 4.11 – Telas de congratulação e consolo. . . . .	86
Figura 4.12 – Telas de entrada e saída. . . . .	87
Figura 4.13 – Menu de administração do jogo. . . . .	88
Figura 4.14 – Tela de entrada para a questão 8. . . . .	92
Figura 4.15 – Tela de entrada para a questão 29. . . . .	92
Figura 4.16 – Tela de saída para a questão 2. . . . .	93
Figura 4.17 – Tela de saída para a questão 6. . . . .	93

## Lista de Tabelas

Tabela 2.1: Ganhadores do Prêmio Nobel (Física e Química) na primeira década do século 20. . . . .	17
Tabela 2.2: Estudos e descobertas . destacadas por Asimov (ASIMOV, 1993) e Thouin (THOUIN, 2004), no período entre 1893 e 1900. . . . .	21
Tabela 2.3 – Número atômico, número de massa e número de nêutrons de alguns elementos químicos. . . . .	54

## Capítulo 1 - Introdução

O produto educacional aqui apresentado refere-se ao uso do jogo *Em Busca do Prêmio Nobel*, para o ensino de tópicos de atomística e física moderna em uma escola pública de Fortaleza. Razões apresentadas no Capítulo 2 levaram-nos a denominar o jogo, para essa aplicação, como *Em Busca do Prêmio Nobel de Atomística (EBPNA)*. Os detalhes técnicos do jogo são apresentados no Capítulo 4.

Além da contínua necessidade de se proporcionar melhores estratégias didático-pedagógicas para superar as dificuldades apresentadas por alunos da educação básica na aprendizagem de conceitos das ciências da natureza, o presente projeto foi motivado pelo esforço da Secretaria de Educação do Estado do Ceará no sentido de aumentar os indicativos quantitativos de proficiência em algumas disciplinas. Com a criação do Sistema Permanente de Avaliação da Educação Básica do Ceará (SPAECE)<sup>1</sup> em 1992, a SEDUC iniciou monitorando o rendimento escolar em Matemática e suas Tecnologias e em Linguagens e Códigos no ensino fundamental. A partir de 2012 a iniciativa foi estendida para as ciências da natureza no ensino médio.

Com base na literatura atual, apresentaremos no Capítulo 3 justificativas pedagógicas para o uso de jogos na educação. Com base nos resultados obtidos (Capítulo 5), sobretudo pelos depoimentos dos alunos, estamos convencidos de que foi muito produtiva a aprendizagem dos conceitos abordados fazendo uso do jogo EBPNA.

O jogo EBPN, elaborado e programado por Carlos Alberto dos Santos e Eliabe Maxsuel de Aquino (DOS SANTOS, CARLOS ALBERTO; DE AQUINO, 2018), tem uma estrutura aberta e modular, de modo que pode ser usado em diferentes áreas do conhecimento, conforme descrito no Capítulo 4. No presente trabalho elaboramos um material sobre tópicos de física moderna que normalmente é denominado atomística nos livros didáticos da educação básica brasileira. No Capítulo 2 mostramos que essa terminologia praticamente não existe na literatura internacional 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.

---

<sup>1</sup> <http://www.seduc.ce.gov.br/index.php/avaliacao-educacional/5170-spaece>

<sup>2</sup> Conforme Kant, noumenon é algo que existe de per si, ao contrário das coisas que existem porque apre-

O produto foi aplicado na escola de Ensino Médio Jáder Moreira de Carvalho, em Fortaleza, cujos alunos sistematicamente apresentavam baixo índice de aproveitamento nas disciplinas das ciências da natureza. A participação dos alunos foi feita de forma voluntária. O núcleo gestor da escola divulgou o projeto do jogo aos alunos dos turnos matutino e vespertino. Aqueles que mostraram interesse em participar do projeto assistiram a uma exposição que fiz sobre questões pedagógicas da metodologia, sobre o funcionamento do jogo. No momento foi esclarecido que se tratava de uma dissertação para a obtenção do Mestrado Profissional em Ensino de Física.

Vinte e três alunos participaram do primeiro encontro e treze fizeram o pré-teste, realizado no segundo encontro. Os encontros aconteceram no turno da noite, para os quais foram disponibilizados salas e laboratórios de informática. Embora desejassem ficar mais tempo, os alunos permaneciam em torno de uma hora e meia na escola, por causa de problemas de segurança, uma vez que o bairro é considerado de vulnerabilidade social.

Ao longo de todo o período de utilização do jogo, realizamos debates relacionados aos temas abordados. Sempre que necessário, o professor aplicador fazia uma explanação acerca de algum tema considerado importante pelos alunos.

O fato de ter sido aplicado a alunos que espontaneamente se dispuseram a participar do projeto, resultou em um benefício e um prejuízo. O benefício veio do fato de que sendo alunos motivados para o estudo, a avaliação da eficiência do produto pode ser considerada mais fidedigna. O prejuízo foi consequência da coincidência do cronograma de aplicação do produto com a preparação para o ENEM, em função do que atividades importantes de socialização não puderam ser realizadas. Conforme detalhes apresentados no Capítulo 5, foram planejadas oficinas a serem coordenadas pelos primeiros alunos que passassem de nível (ver Capítulo 4), da graduação para o mestrado, e desse para o doutorado, bem como um grande evento para homenagear o primeiro que ganhasse o jogo, ou seja o *Prêmio Nobel de Atomística*. Conseguimos realizar apenas um evento, ao final do projeto, no qual os alunos apresentaram seus depoimentos.

A dinâmica do jogo foi elogiada por todos os participantes. Elogiaram sobretudo os textos das telas de transição, que funcionam como o Mestre de Jogo ou Narrador nos jogos de RPG, e simulam a atuação de um orientador acadêmico. Esse é um item que deve merecer especial atenção em qualquer implementação do EBPN.

Em função do cronograma para apresentação da dissertação, tivemos que limitar o número de questões a um total que resultou em desagradáveis repetições de questões

quando os alunos erravam mais de duas vezes questões de mesmo nível. Nas próximas aplicações deveremos investigar qual o número mínimo de questões de modo que as repetições limitem-se a um valor aceitável.

Outro aspecto que deveremos dar atenção nas próximas aplicações é a inclusão de mais ilustrações, tanto nos enunciados das questões, quanto nas telas de transição.

## Capítulo 2 – Tópicos de Atomística e Física Moderna

### 2.1 – 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 2.1 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 metodológicos 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 universi-

tário, para abordar a grande área das ciências dos materiais, que inclui a atomística e a física moderna.

Tabela 2.1: 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 Marconie 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*.

## **2.2 – 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*<sup>2</sup> (...) 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.

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;

---

<sup>2</sup> 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.

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 no Tabela 2.1: 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 no Tabela 2.2. 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 no Tabela 2.2. 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 2.2: 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 glicose.
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 2.2.

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.

## **2.3 – 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 descrição apresentada no Capítulo 4, 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.

### **2.3.1 – 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.

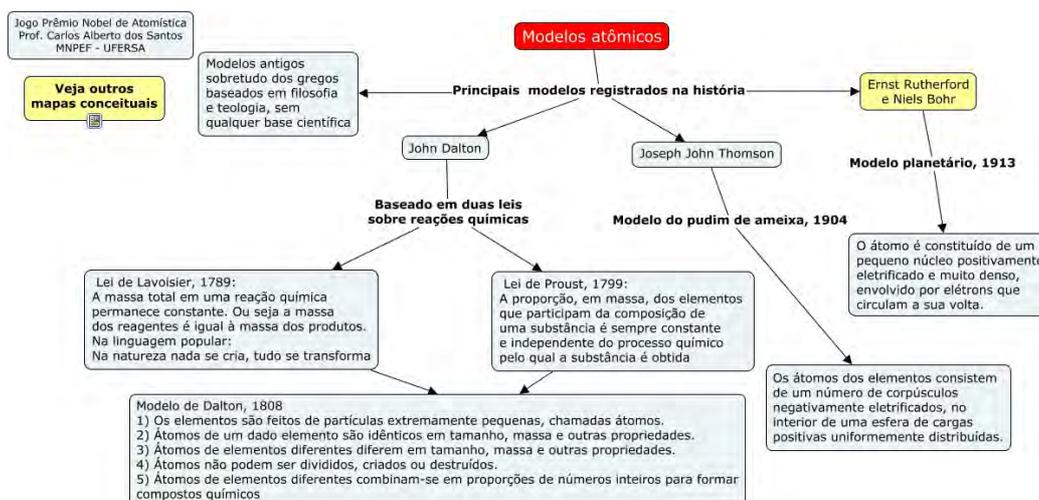
### 2.3.1a – O que é atomística?

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](#).

### 2.3.1b – 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 2.1.

Figura 2.1 – Mapa conceitual sobre modelos atômicos.



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.

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 expresso<sup>3</sup>:

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 definidas<sup>4</sup>:

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 atômico<sup>5</sup>:

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.

---

<sup>3</sup> <https://manualdaquimica.uol.com.br/quimica-geral/lei-lavoisier.htm>. Acesso em 20/5/2018.

<sup>4</sup> [https://acervodigital.unesp.br/bitstream/123456789/41532/7/2ed\\_qui\\_m4d8\\_tm01\\_box4.pdf](https://acervodigital.unesp.br/bitstream/123456789/41532/7/2ed_qui_m4d8_tm01_box4.pdf). Acesso em 20/5/2018.

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

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.

### **2.3.1c – 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_s01.html).
- ❖ [https://www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/mod06/m\\_s02.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](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-X<sup>6</sup>. A descoberta foi tão impactante, que quase toda a comunidade de físicos passou a estudar e repetir os 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 neutro<sup>7</sup>:

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

---

<sup>6</sup> [https://www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/mod06/m\\_s01.html](https://www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/mod06/m_s01.html). Acesso em 20/5/2018.

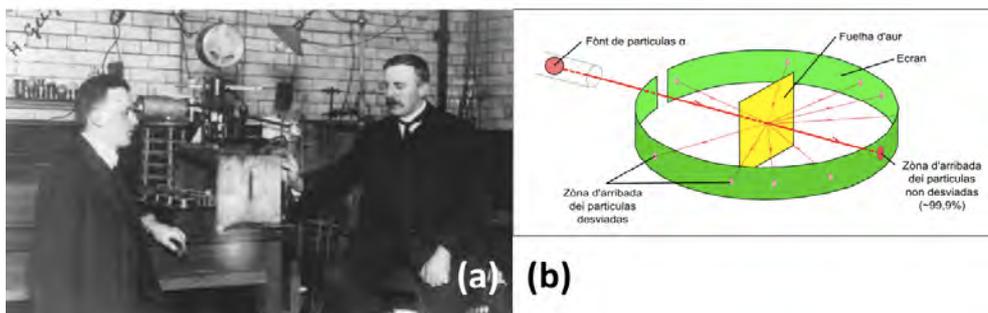
<sup>7</sup> <https://www.infoescola.com/quimica/modelo-atomico-de-thomson/>. Acesso em 20/5/2018.

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 2.2a) 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 uma 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 2.2b.

Figura 2.2 – (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, de <<https://commons.wikimedia.org/w/index.php?search=Rutherford+Geiger&title=Special:Search&profile=default&fulltext=1&searchToken=f17s9ftl8356de6om5h1yayzj#/media/File:Geiger-Rutherford.jpg>>. (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, de <[https://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](https://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)>.



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.

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 endereço<sup>8</sup>. 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.

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.

---

<sup>8</sup> [https://www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/mod06/m\\_s04.html](https://www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/mod06/m_s04.html).

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.

### **2.3.1d – 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.

$$r_n = 5,29 \times 10^{-11} n^2. \quad (2.1)$$

### **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 (2.1)], 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.

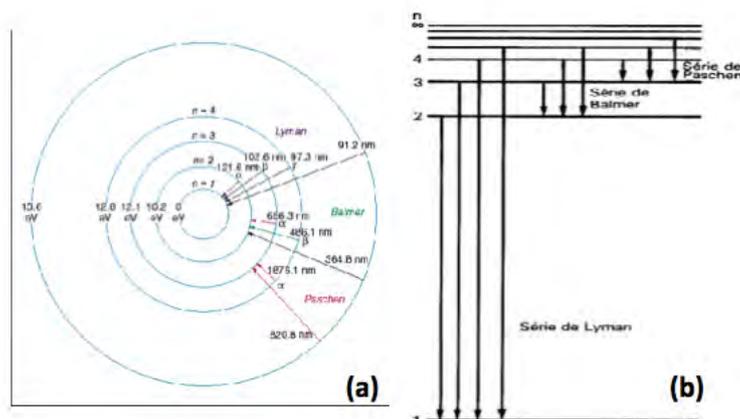
### **E se a órbita em que se encontra o elétron não for a mais interna?**

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 2.3 ilustra o que foi dito acima para o átomo de hidrogênio. Na Figura 2.3a, são exibidos diversos níveis, com números que serão explicados mais adiante. A Figura 2.3b é idêntica à anterior, apenas desenhada de outra forma. Em vez de representar a distância ao núcleo, como na Figura 2.3a, a Figura 2.3b representa os níveis em termos de energia, que é o assunto que vamos tratar agora.

Figura 2.3 – 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.

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2}. \quad (2.2)$$

\* 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:

$$h = 6,62 \times 10^{-27} \text{ erg.s} \quad (2.3)$$

$$h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ J.s} \quad (2.4)$$

$$h = 4,14 \times 10^{-15} \text{ eV.s} \quad (2.5)$$

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

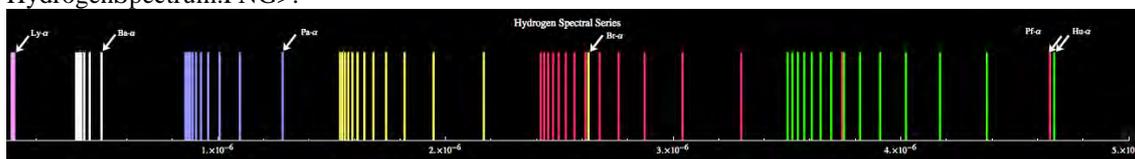
$$hf = E_i - E_f \quad (2.5)$$

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 2.3, e na Figura 2.4 temos as mesmas séries em outro modo de apresentação.

Figura 2.4 – Séries espectrais do átomo de hidrogênio. Extraída, em 20/5/2018, de <<https://commons.wikimedia.org/w/index.php?search=Hydrogen+Spectral+series&title=Special:Search&profile=default&fulltext=1&searchToken=bdm44dmzwwk8oqrj0ogrrzbac#/media/File:HydrogenSpectrum.PNG>>.



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 2.4.

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 2.3b. 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 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:

$$\text{Série de Lyman: } E_n - E_1 = -13,6\left(\frac{1}{n^2} - 1\right) \quad (2.6)$$

$$\text{Série de Balmer: } E_n - E_2 = -13,6\left(\frac{1}{n^2} - 0,25\right) \quad (2.7)$$

$$\text{Série de Paschen: } E_n - E_3 = -13,6\left(\frac{1}{n^2} - 0,11\right) \quad (2.8)$$

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 2.3.

Pelo postulado de Bohr, a energia liberada é dada pela fórmula (2.5). Ou seja, no caso da primeira linha da série de Lyman,

$$E = hf = E_2 - E_1 \quad (2.9)$$

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  $f$ :

$$f = 2,47 \times 10^{15} \text{ Hz.} \quad (2.10)$$

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,

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

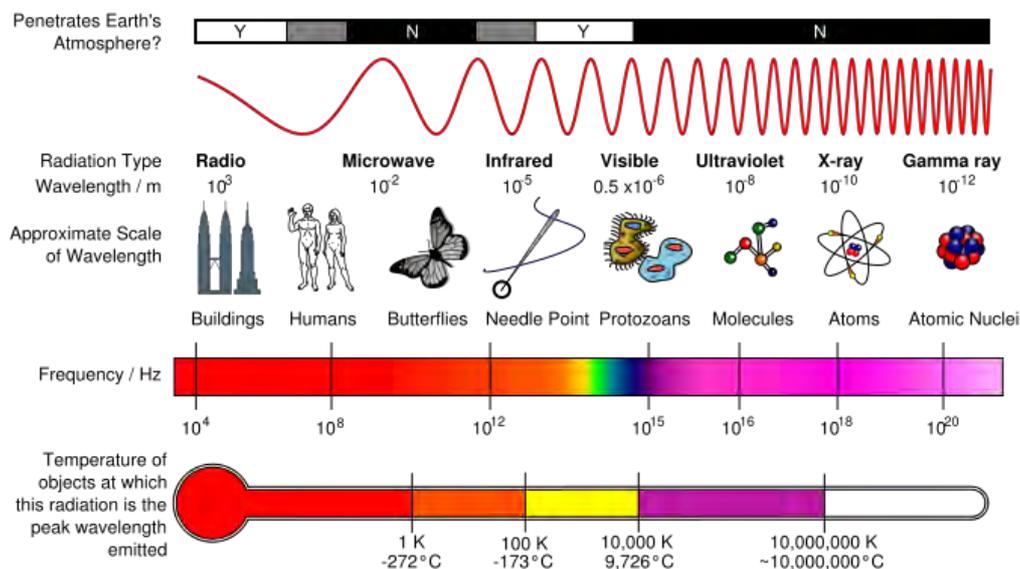
obtem-se o valor do comprimento de onda da radiação correspondente à primeira linha da série de Lyman:

$$\lambda = 121 \text{ nm.} \quad (2.11)$$

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 2.5.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 2.5 – Diversas características e exemplos do espectro eletromagnético. Extraído em 20/5/2018, de <[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:EM\\_Spectrum\\_Properties\\_de.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:EM_Spectrum_Properties_de.svg)>.



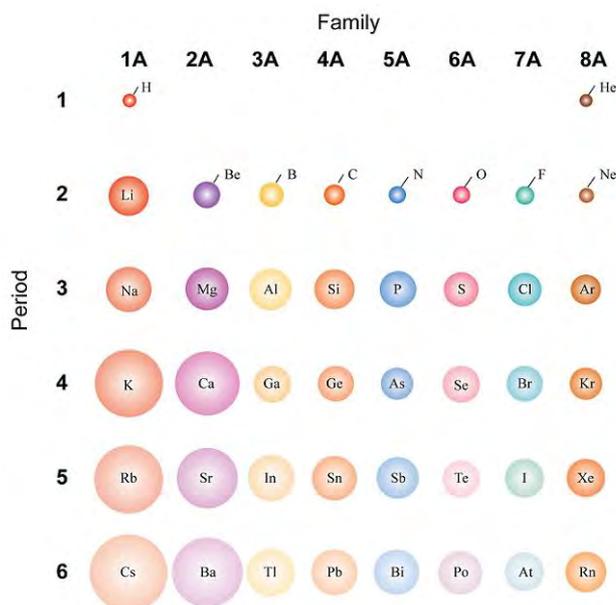
### 2.3.1e – Propriedades atômicas da matéria

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 2.6 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 2.3.1h, a forma mais geral de classificação dos elementos químicos consiste na *Tabela Periódica*.

Figura 2.6 – 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](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 1/16 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**

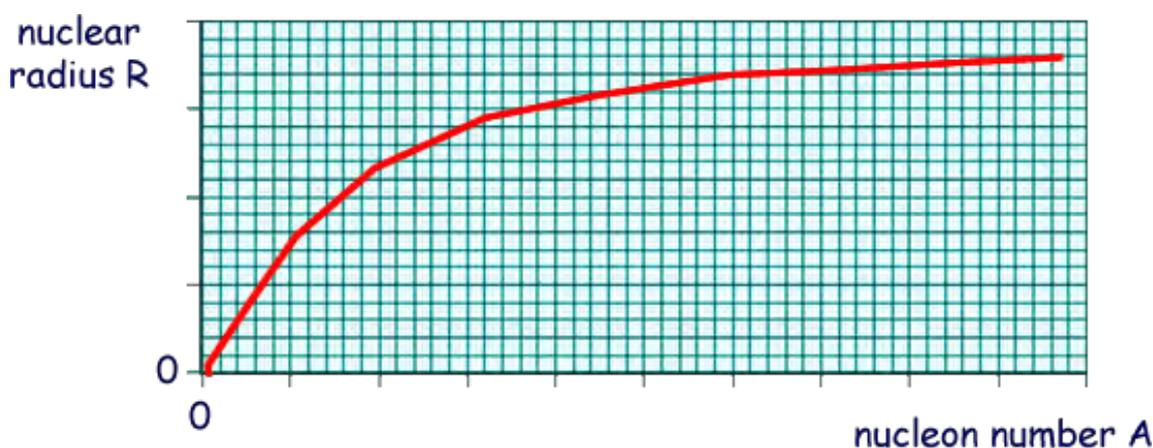
O raio nuclear é medido na escala do femtômetro (fm). Aproximadamente 0,8 fm para o hidrogênio e 7,5 fm para átomos pesados, como urânio. O fm é  $1/10^{15}$  do metro. Resulta-

tados experimentais mostraram que o raio nuclear depende do número de massa,  $A$ , de acordo com a fórmula

$$R = r_0 A^{1/3}. \quad (2.12)$$

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 2.7.

Figura 2.7 – 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 2.8. 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 2.3.1d), 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 e esses termos em orbitais.

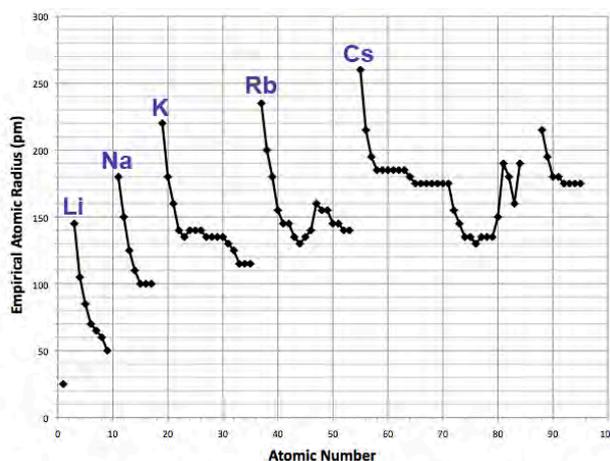
Sabemos que tudo isso é muito complicado, e a explicação detalhada só pode ser dada com a teoria quântica, mas podemos esquematizar essa história para ela ficar mais compreensível.

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 2.8 – 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=defaul&fulltext=1&searchToken=42f9i4o4ri5d4705g8zet63dh#/media/File:Empirical\\_atomic\\_radius\\_trends.png](https://commons.wikimedia.org/w/index.php?search=atomic+radius&title=Special:Search&profile=defaul&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 2.9. 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 2.9 – 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.

		Número Atômico																18													
		3		4		5		6		7		8		9		10		11		12		13		14		15		16		17	
1	1A																													8A	
1	H																													2	
2	Li	Be																											10		
3	Na	Mg																											18		
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	31	32	33	34	35	36											36		
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	49	50	51	52	53	54											54		
6	Cs	Ba	57-71	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	81	82	83	84	85	86											86		
7	Fr	Ra	89-103	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	113	114	115	116	117	118											118		
	Nº Atômico																														
	Símbolo	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71															
	Nome	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu															
		89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103															
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	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

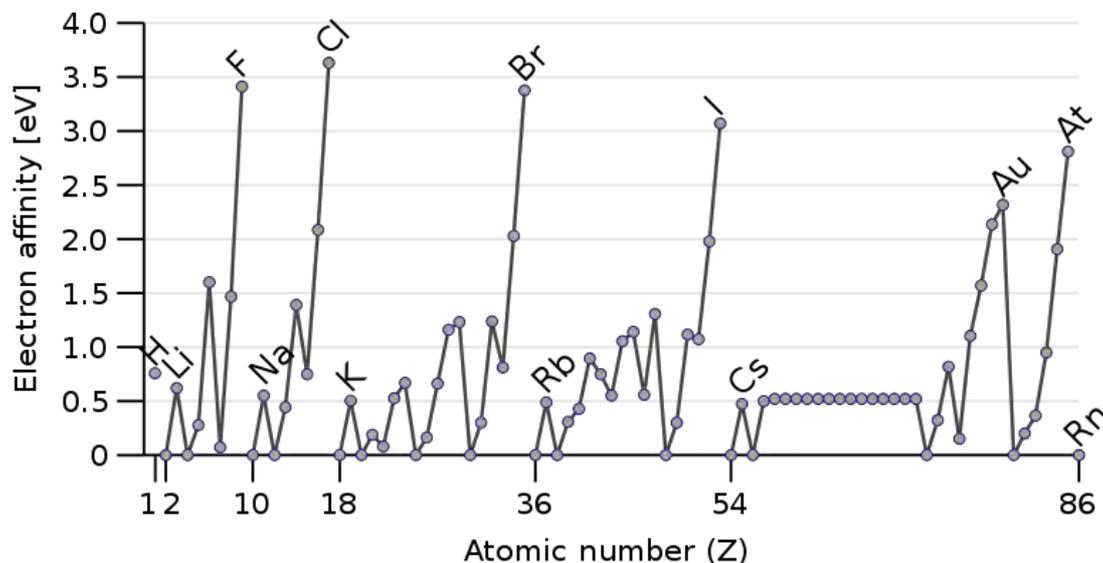
Esses três conceitos têm a ver com o mesmo processo, ou seja, com a transferência de elétrons de um átomo para outro, mas o único que pode ser medido para um átomo é a afinidade eletrônica. Tanto a eletronegatividade, quanto a eletropositividade são propriedades de um átomo como constituinte de uma molécula, 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 2.10 – 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](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Electron_affinity_of_the_elements.svg)>.



Na Figura 2.10 tem-se um gráfico da afinidade eletrônica em função do número atômico, e na Figura 2.11 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.

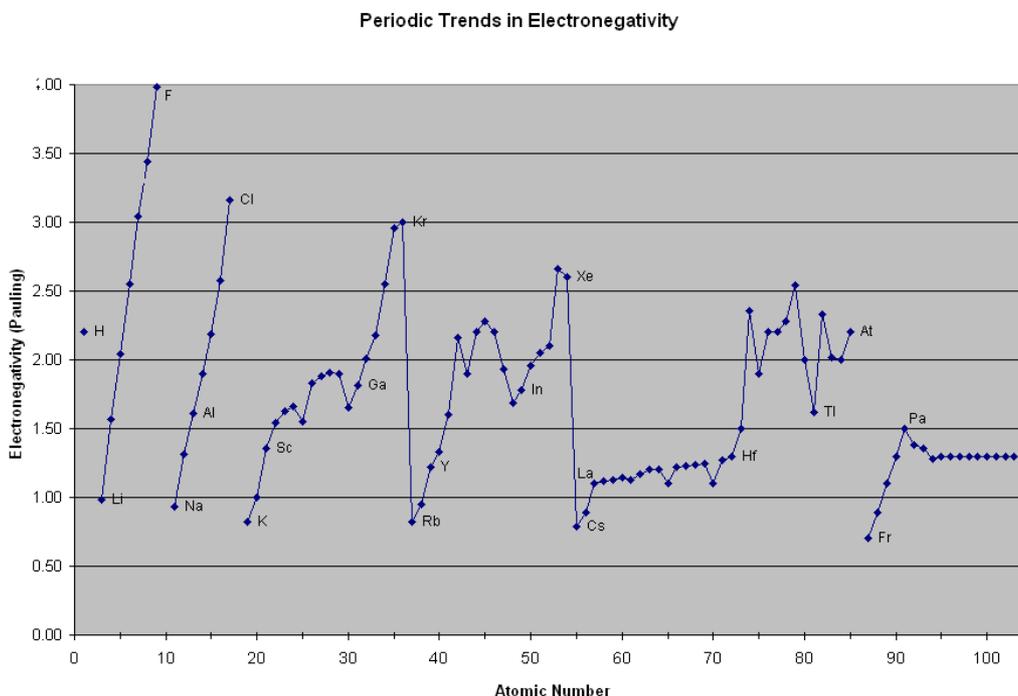
Vamos explicar esses resultados. O lítio tem 1 elétron na camada L, enquanto o flúor tem 7. Portanto, é muito mais fácil para o flúor receber 1 elétron para completar o octeto, do que o lítio receber 7. Portanto, o flúor é mais eletronegativo do que o lítio. Por outro lado, é muito mais fácil o lítio 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 2.11 –Eletronegatividade em função do número atômico. Extraído em 20/5/2018, de <[https://www.angelo.edu/faculty/kboudrea/periodic/trends\\_electronegativity.htm](https://www.angelo.edu/faculty/kboudrea/periodic/trends_electronegativity.htm)>.



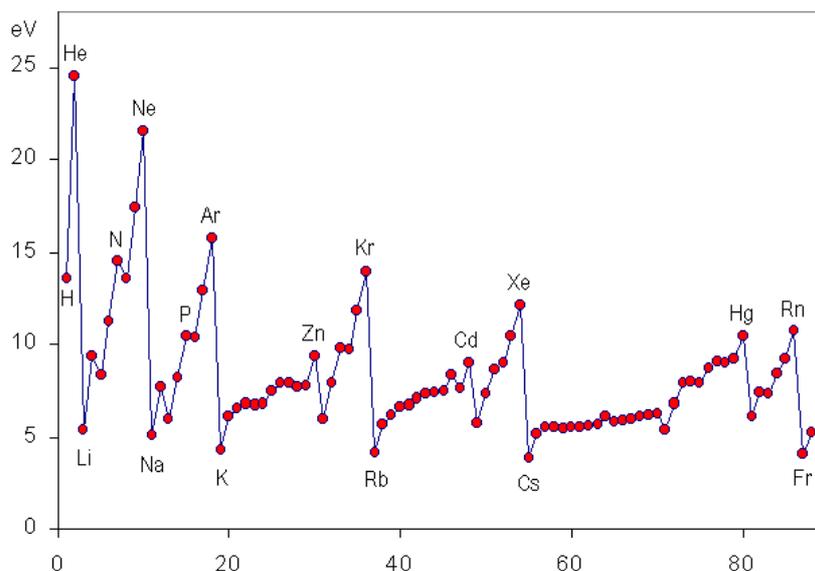
Lembra o modelo de Bohr? Cada órbita na qual o elétron gira em torno do núcleo define a energia do elétron. Nas órbitas mais próximas ao núcleo, a energia de ligação do elétron ao núcleo é maior do que nas órbitas mais afastadas. Portanto, é mais fácil extrair um elétron de uma camada mais afastada do 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 2.12 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.

### **2.3.1f – Diagrama de distribuição eletrônica**

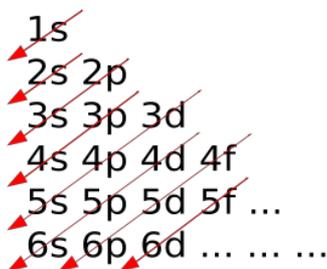
Já aprendemos o que significa camada atômica (K, L, M, N, etc), bem como o que são os termos espectroscópicos (s, p, d, f) e os orbitais. Vamos agora aprender como distribuir os elétrons em todos os níveis eletrônicos. Costumamos denominar essa distribuição como *configuração eletrônica*.

Figura 2.12 – Primeira energia de ionização. Extraída em 20/5/2018, de <[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:First\\_ionization\\_energies.png](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:First_ionization_energies.png)>.



O chinês Pao-Fang Yi inventou um esquema simples para o preenchimento das camadas eletrônicas<sup>9</sup>. Não se sabe porquê, o esquema ficou conhecido como diagrama de Pauling (Figura 2.13).

Figura 2.13 – 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](https://pt.wikipedia.org/wiki/Diagrama_de_Linus_Pauling)>. Acesso em 10/6/2017.



Observe atentamente a Figura 2.13, 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 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.

<sup>9</sup> [https://pt.wikipedia.org/wiki/Diagrama\\_de\\_Linus\\_Pauling](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 2.14.

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:  $[\text{Ar}]3d^1 4s^2$ , ou  $[\text{Ar}]3d^1 4s^2$ . 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  $[\text{Ar}]3d^8 4s^2$ .

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  $[\text{Ar}]3d^9 4s^2$ , a configuração do cobre é  $[\text{Ar}]3d^{10} 4s$ . Ou seja, em vez de sim-

plesmente 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 2.14 – 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
Período ↓	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 tabela<sup>10</sup> apresenta as configurações erradas.

### 2.3.1g – 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

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

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.

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.

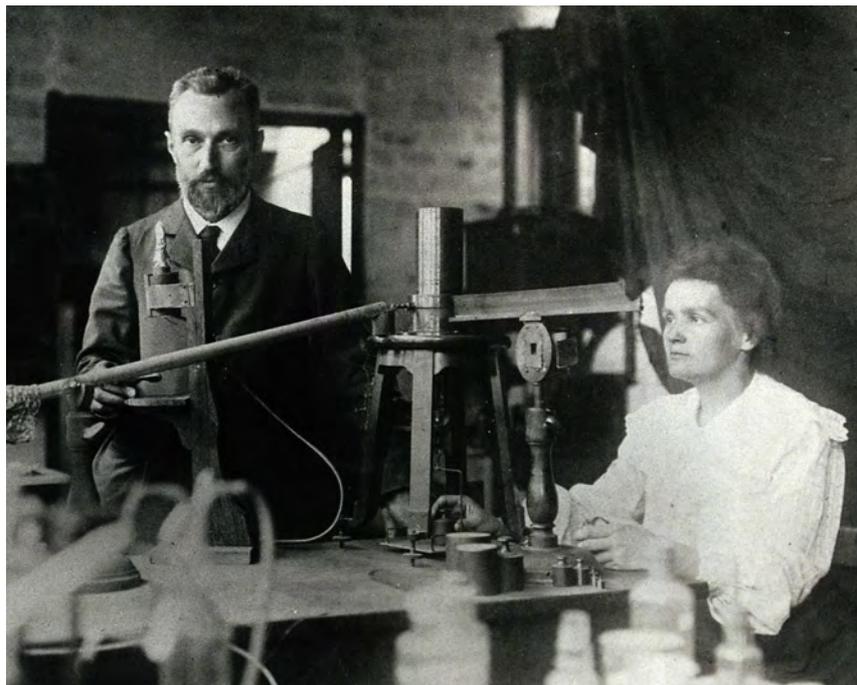
Entre os resultados obtidos por Becquerel e outros pesquisadores entre 1896 e 1897, teve um que chamou a atenção de Marie. Alguns pesquisadores mostraram que o urânio e seus compostos tinham a capacidade de ionizar o ar, ou seja tornar o ar condutor de eletricidade. Ela resolveu investigar essa propriedade, 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 2.15, 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 2.15 – 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](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 uraninita. 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 naquela 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 observa-

das 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 dominar 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

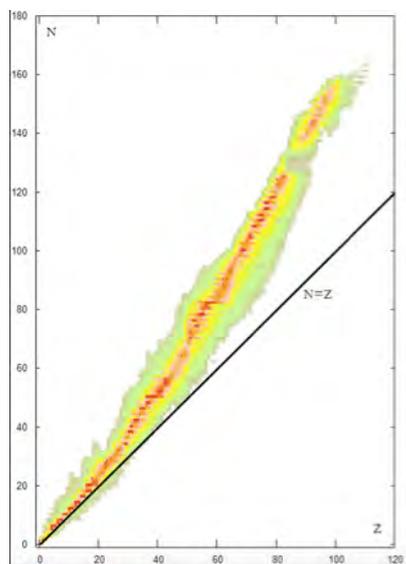
O número de prótons de um átomo, que é igual ao número de elétrons, é denominado número atômico e é representado pela letra  $Z$ . A soma do número de prótons e de nêutrons é o número de massa, representado pela letra  $A$ . Quando queremos mencionar prótons ou nêutrons, como partículas no interior do núcleo, sem destacar um ou outro, costumamos denominá-los nucleons. Então, o núcleo de hélio tem 4 nucleons. Costumamos também chamar o núcleo de nuclídeo. Na Tabela 2.3 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 2.3 – 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 2.16. 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 2.16 – 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](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 2.17. 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.

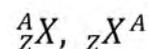
O problema é que isso faz com que o núcleo seja um ambiente de muita energia, e a natureza não gosta de ambientes muito energéticos. A tendência na natureza é produzir reações para reduzir a energia. A natureza gosta de caminhar na direção de menor energia. São os processos nucleares para liberar energia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

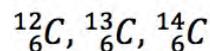
Sabe porque tem aquela faixa colorida na figura que contém o número de nêutrons (N) em função do número atômico (Z)? É porque praticamente todos os elementos químicos têm núclídeos com diferentes quantidades de nêutrons. Então, para cada valor de Z apa-

recem vários pontos, com diferentes valores de N, e portanto com diferentes valores de número de massa.

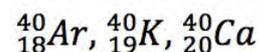
Um **nuclídeo** X, com número atômico Z e número de massa A é representado por um desses símbolos:



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



**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.

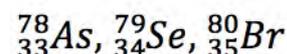
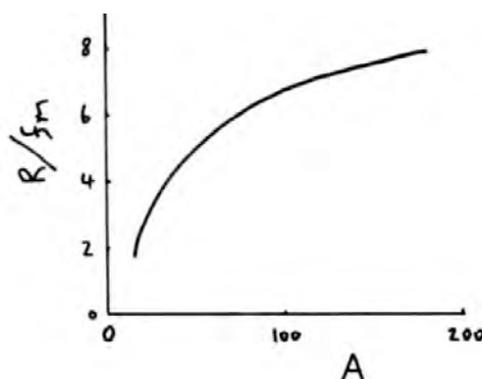


Figura 2.17 – Raio nuclear, em femtômetro (fm), em função do número de massa. Extraído em 10/6/2017, de <<http://physicsnet.co.uk/a-level-physics-as-a2/radioactivity/nuclear-radius/>>.



### 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 liberar 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,

$$\text{Próton} + \text{Elétron} = \text{Nêutron}.$$

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.

#### **2.3.1i – Classificação periódica dos elementos**

Como dissemos na seção 2.3.1e, 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.

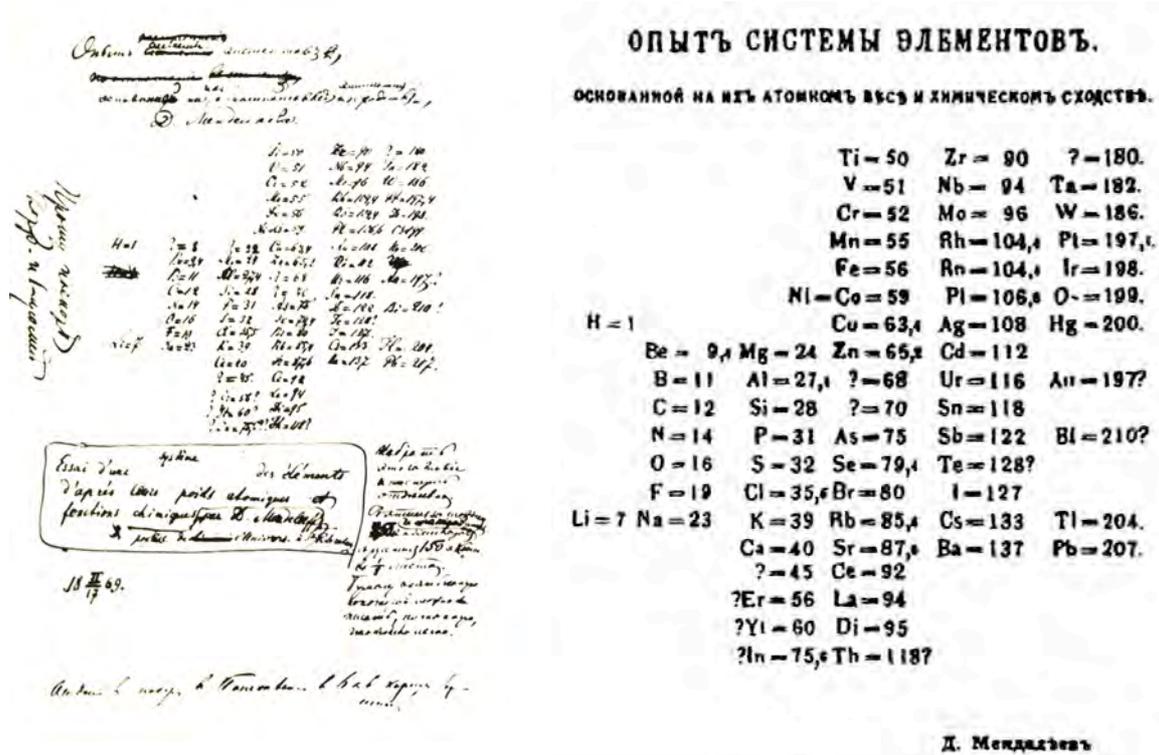
No mundo atômico, os indivíduos são os átomos, ou elementos químicos, e eles também podem ser classificados de acordo com suas propriedades atômicas. Muitos átomos são semelhantes a outros em relação a algumas propriedades, mas não há um átomo com todas as propriedades idênticas às de outro átomo diferente. 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.

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 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 2.18a. A versão impressa em russo é exibida na Figura 2.18b. 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.

Figura 2.18 – Tabela periódica de Mendeleiev: (a) com seu manuscrito. Extraída em 10/6/2017, de <[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](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)>. (b) versão impressa em russo. Extraída em 10/6/2017, de <[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Mendeleev%27s\\_1869\\_periodic\\_table.png](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Mendeleev%27s_1869_periodic_table.png)>.



### 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 Mose-

ley (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*<sup>11</sup>. 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 2.9. Observe que os elementos são marcados com cores diferentes. Cada cor define algum tipo de propriedade química. Mais adiante voltaremos a discutir isso.

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 2.3.1d](#)). 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.

---

<sup>11</sup> <https://www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/mod05/index.html>. Acesso em 20/6/2018.

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 2.3.1d. 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. *Atualmente . . .*

### **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?**

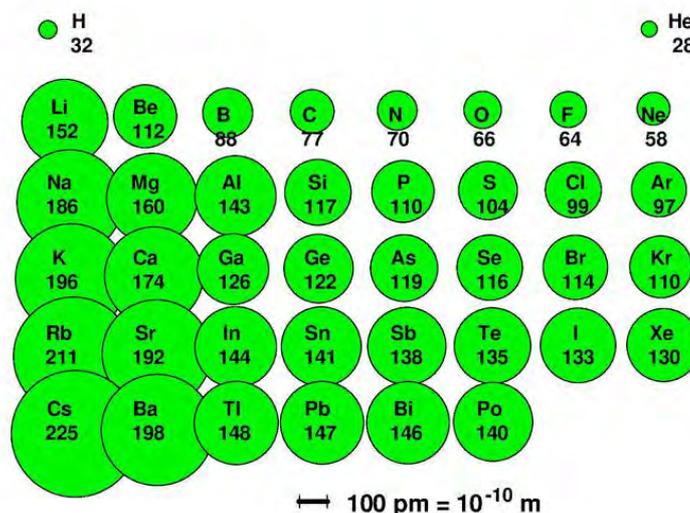
As propriedades atômicas foram discutidas na seção [2.3.1e](#). Uma coisa impressionante é que algumas dessas propriedades variam periodicamente, em sintonia com os períodos e grupos da tabela periódica. Vamos ver agora a variação de algumas dessas propriedades.

#### **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 2.8 e 2.19.

Figura 2.19 – Raio atômico aproximado em função do número atômico. Os números expressão os raios em picômetro. Extraído em 10/5/2017, de <[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Periodensystem\\_mit\\_Atomradien.pdf](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Periodensystem_mit_Atomradien.pdf)>.



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 2.19. 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.

### 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 na 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 (2.3.1e), 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 2.10 e 2.11. 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 2.12 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 distância 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 (2.3.1e), 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 2.12.

### 2.3.2 – Conteúdo do Museu

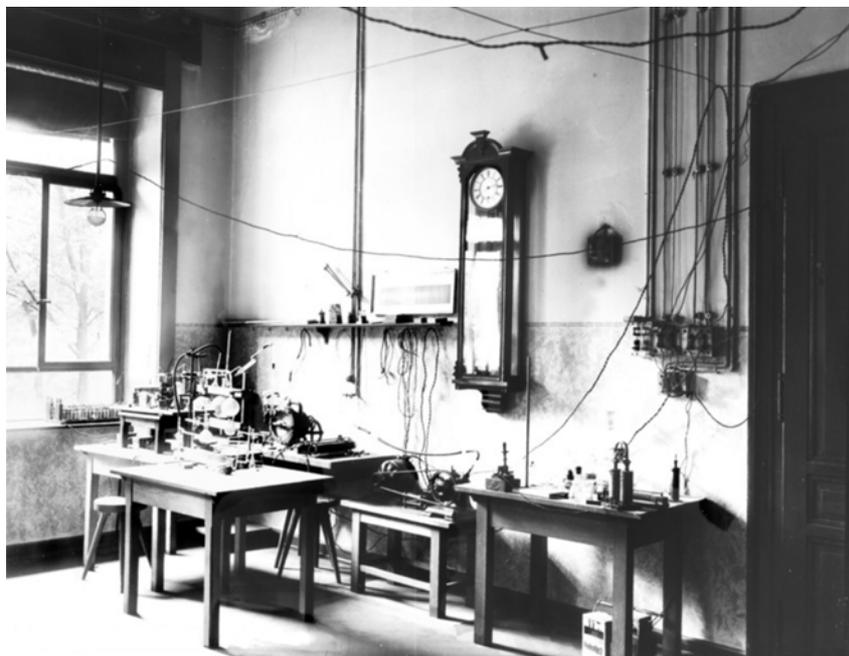
A página de abertura do Museu é exibida na Figura 4.7. O conteúdo é composto de verbetes biográficos dos sete mais importantes cientistas da atomística, as quais serão aqui apresentadas na ordem cronológica de suas principais descobertas.

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.

#### 2.3.2a – 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 publiquei 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 2.20 – Laboratório onde Roentgen descobriu os raios-X. Extraído de <[https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/d/d2/Room\\_where\\_R%C3%B6ntgen\\_found\\_x-rays.jpg](https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/d/d2/Room_where_R%C3%B6ntgen_found_x-rays.jpg)>. Acesso em 5/7/2018.



Na Figura 2.21 tem-se a primeira radiografia da história, obtida por Roentgen em 22/12/1895. Trata-se da mão de sua esposa, Anna Bertha.

Figura 2.21 – Radiografia da mão esquerda de Anna Bertha Roentgen. Extraído de [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](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). Acesso em 5/7/2018.



### **2.3.2b – 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.

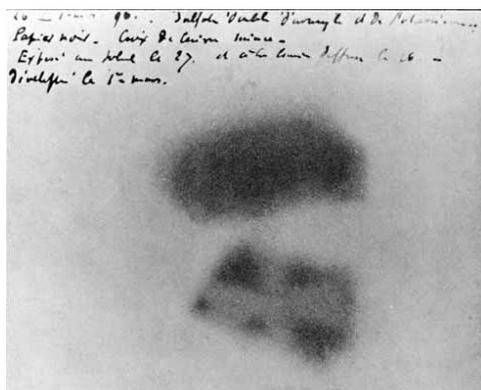
Esta imagem exibida na Figura 2.22 não é a primeira obtida com o sulfeto duplo de urânio e potássio, mas certamente é a mais famosa. Ela está na origem da descoberta da radioatividade.

### **2.3.2c – 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

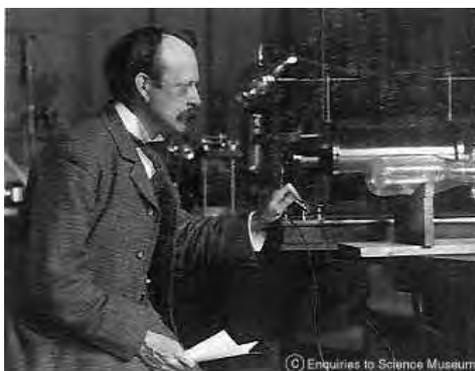
Cambridge, na Inglaterra. Entre seus colaboradores e alunos, destacam-se: seu filho George Paget Thomson (1892-1975), Ernest Rutherford (1871-1937), Francis William Aston (1877-1945), Charles Glover Barkla (1877-1944), Niels Bohr (1885-1962), Max Born (1882-1970), William Henry Bragg (1862-1942), Owen Willans Richardson (1879-1959), Ernest Rutherford (1871-1937), Charles Thomson Rees Wilson (1868-1959).

Figura 2.22 – Imagem obtida por Becquerel, em fevereiro de 1896. Extraído de <[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Becquerel\\_plate.jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Becquerel_plate.jpg)>. Acesso em 5/7/2018.



Foi com esse equipamento mostrado na Figura 2.23, 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 2.23 – 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.



### **2.3.2d – 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 2.24, 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.

Figura 2.24 – 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](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Pierre_and_Marie_Curie.jpg)>. Acesso em 5/7/2018.



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.

### **2.3.2e – 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 Ma-

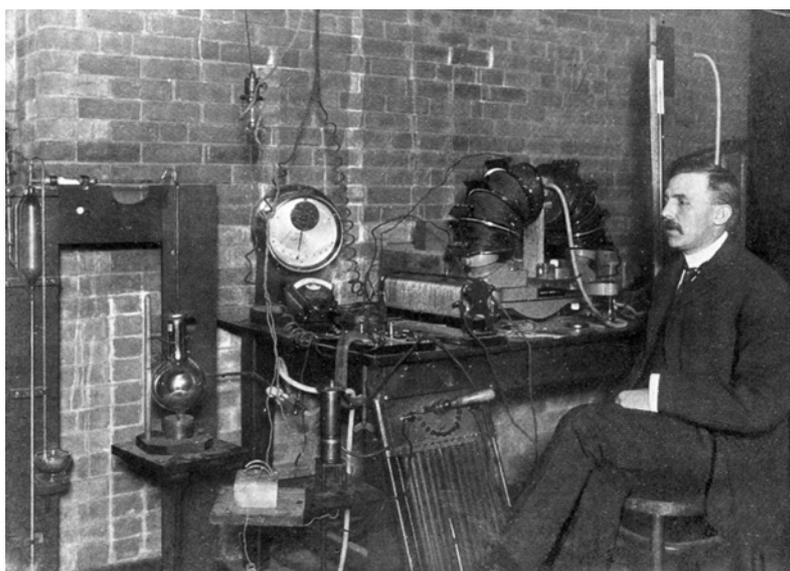
rie usou em suas pesquisas. Inicialmente ele apenas desenvolveu os equipamentos e ela trabalhou sozinha. Depois é que ele se envolveu com o projeto de pesquisa da esposa.

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.

### **2.3.2f – 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 2.25 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.

Figura 2.25 – Rutherford na Universidade McGill, em 1905. Extraído de <[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Ernest\\_Rutherford\\_1905.jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Ernest_Rutherford_1905.jpg)>. Acesso em 5/7/2018.



Na Figura 2.26, Rutherford e Geiger estão com este equipamento ao lado, e com a parceria de Hans Geiger (à esquerda), que Rutherford realizou um de seus mais famosos experimentos, o 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 2.26 – Rutherford e Geiger na Universidade McGill. Extraído de <<https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Geiger-Rutherford.jpg>>. Acesso em 5/7/2018.



### **2.3.2g – 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).

### 2.3.3 – 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 2.27 – 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 --> LL
    C -- explain the relationship between pairs of --> LW
  
```

Figura 2.28 – Mapa geral sobre atomística.

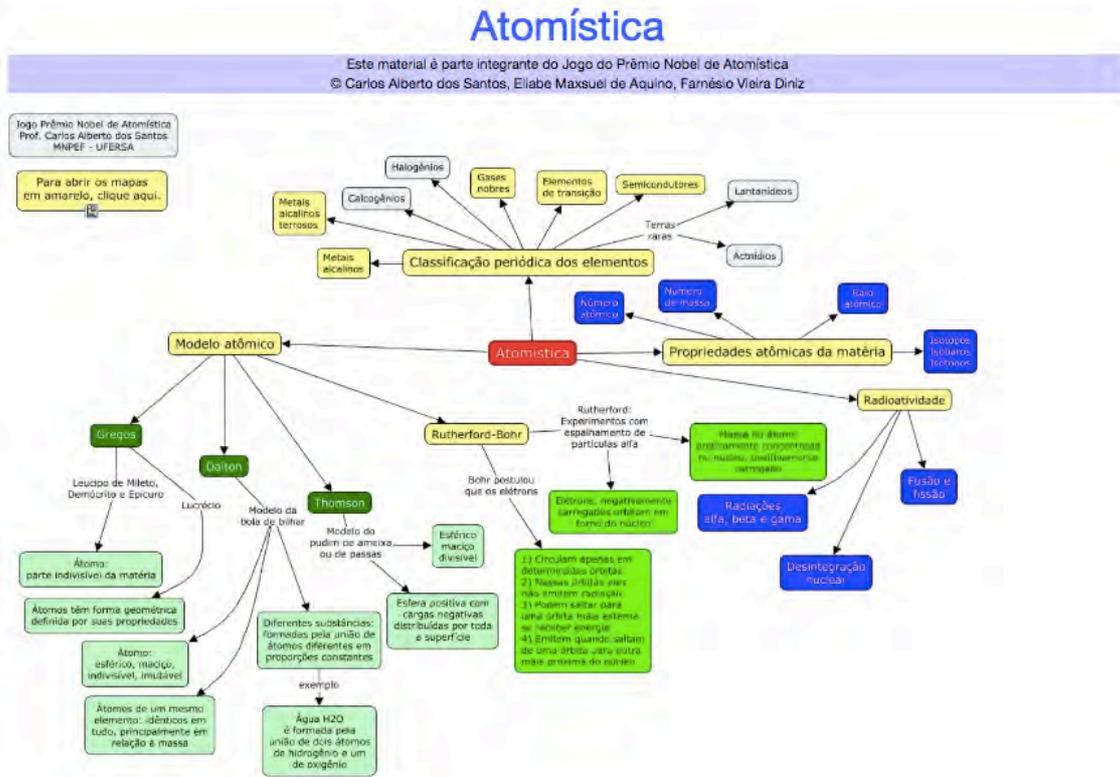
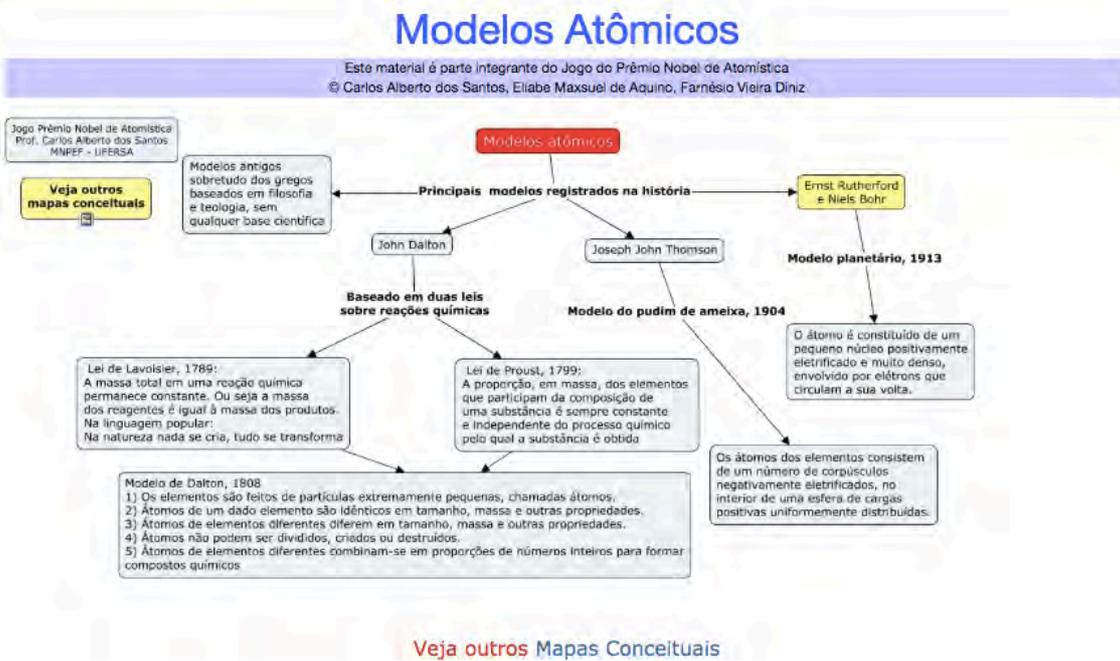


Figura 2.29 - Mapa conceitual sobre modelos atômicos.



Veja outros Mapas Conceituais

Figura 2.30 – Mapa conceitual sobre propriedades atômicas da matéria.

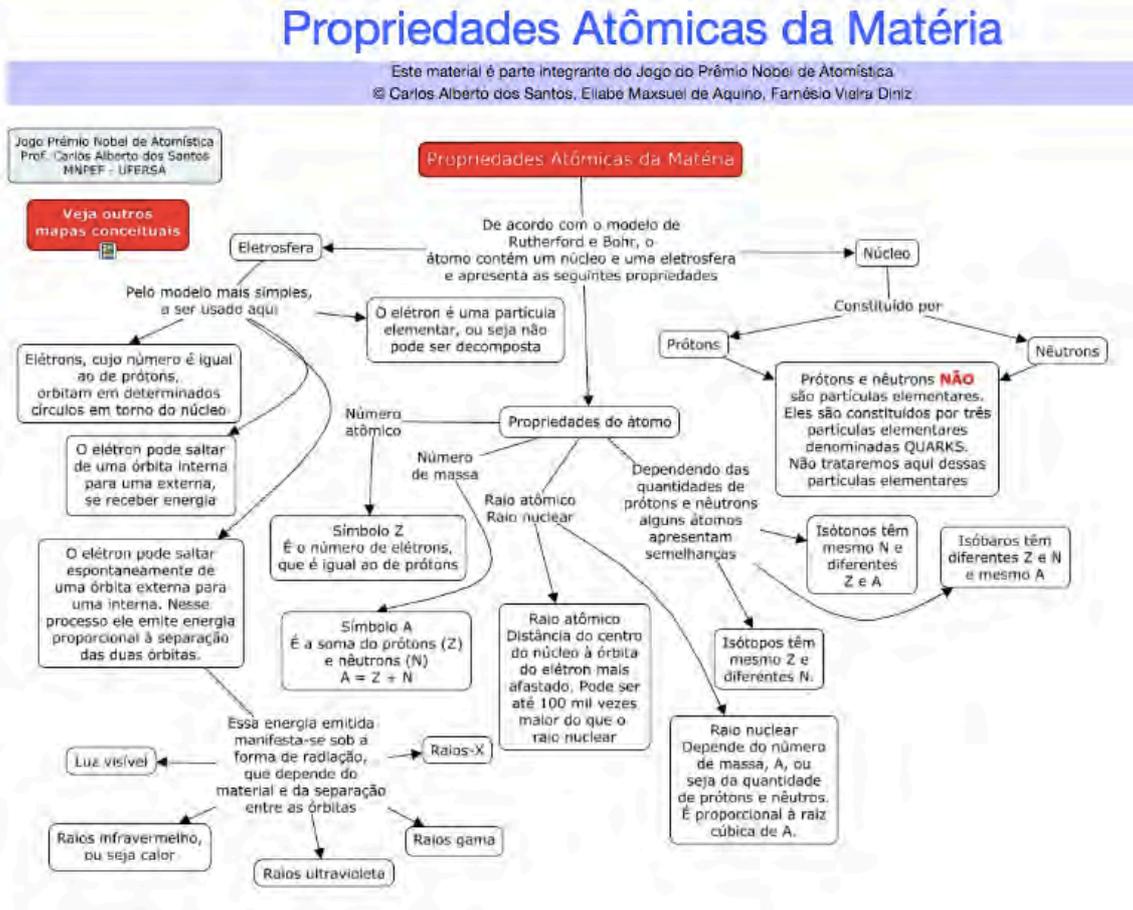
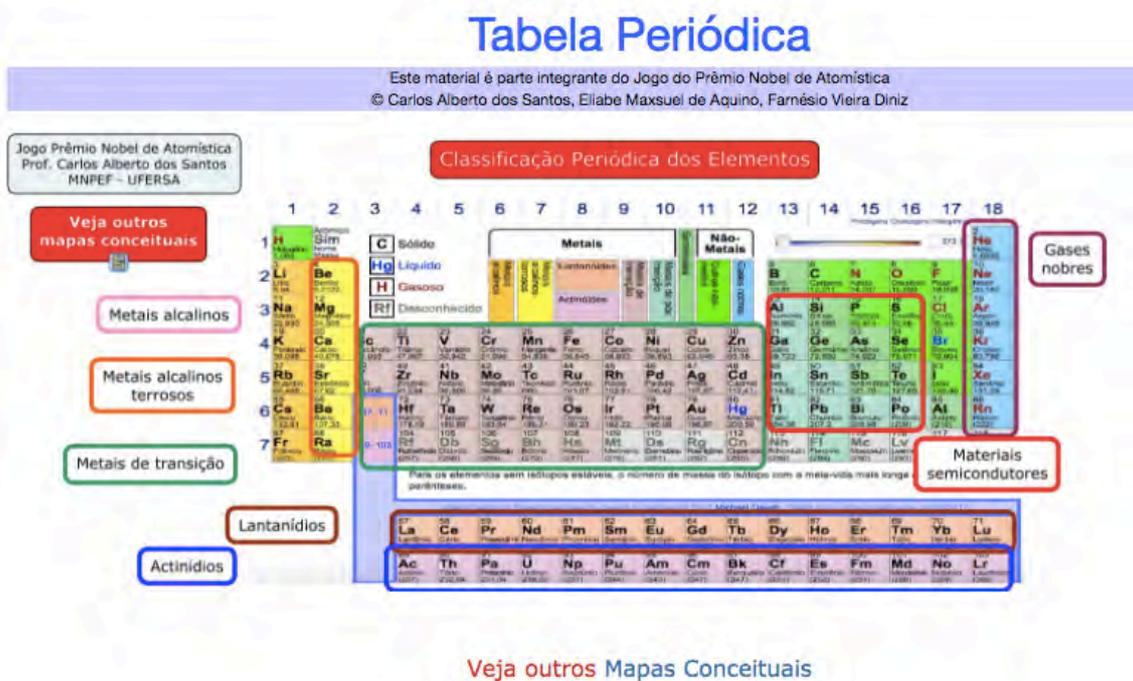


Figura 2.31 – Mapa conceitual sobre a tabela periódica.



## Capítulo 3 – Aprendizagem Baseada em Jogos

### 3.1 – Introdução

As referências modernas sobre jogos educacionais predominantemente tratam do uso de RPG (*Role-Playing Game*), uma técnica que vem se favorecendo dos avanços computacionais. Todavia, a ideia de se usar jogos educacionais é muito antiga, bem antes da existências desses recursos tecnológicos modernos. O primeiro documento recuperado pelo Google Acadêmico, GA, (<https://scholar.google.com.br/>) com a expressão de busca *educational game* é uma patente de 1858, desse jogo hoje tradicional de blocos com números e letras do alfabeto (HILL, 1858). Na sequência, o GA registra inúmeras patentes com jogos similares ou aperfeiçoamentos do jogo pioneiro. Ainda de acordo com o GA, os primeiros artigos e livros sobre o assunto foram publicados depois de 1900.

Embora muito antiga, a utilização de jogos no ensino de ciências ainda encontra-se em sua infância quando alguns aspectos são considerados (LI; TSAI, 2013). De acordo com Li e Tsai (LI; TSAI, 2013), são poucos os estudos sobre o uso da Aprendizagem Baseada em Jogos (ABJ) nos quais são claramente relatados aspectos referentes a processos científicos, afeto, engajamento e contexto social da aprendizagem. Mesmo que esses aspectos não estejam claramente definidos em boa parte da literatura, há consenso em que a ABJ tem forte correlação com teorias de aprendizagem cognitivistas e construtivistas (CRACIUN, 2010; LI; TSAI, 2013; YIEN *et al.*, 2011), bem como com a teoria sócio-cultural de Vygotsky (QIAN; CLARK, 2016).

Só encontramos na literatura um jogo que tem alguma similaridade com *Em Busca do Prêmio Nobel* (DOS SANTOS, CARLOS ALBERTO; DE AQUINO, 2018). Trata-se de *O Guia do Físico das Galáxias* (OGFG) um jogo desenvolvido na Universidade Federal de Itajubá, e apresentado em 2014 no III Simpósio Nacional de Educação em Astronomia (CAMPOS, F. C. C. *et al.*, 2014) e posteriormente publicado na revista *EmRede* (CAMPOS; OLIVEIRA; SILVA, 2015). Apesar de desenvolvidos independentemente, é notável a semelhança nas concepções pedagógicas dos dois jogos. De acordo com seus autores, a estrutura de *Em Busca do Prêmio Nobel* (EBPN) foi concebida no início dos anos 2000, embora sua programação seja recente (DOS SANTOS, CARLOS ALBERTO; DE AQUINO, 2018). Ao contrário do EBPN, que funciona em um ambiente html com auxílio de bancos de dados MySQL (Capítulo 4) o OGFG foi desenvolvido na plataforma *flash* com o aplicativo *Adobe Flash Professional CSS*, utilizando a lin-

guagem *ActionScript 3.0*. A grande semelhança entre os dois jogos é que ambos são usados como tutoriais para a aprendizagem de determinado assunto. Atomística no caso do EBPN e astronomia no caso do OGFG.

### **3.2 – Breve revisão da literatura**

A menos que seja dito o contrário, esta seção será baseada no artigo de Li e Tsai(LI; TSAI, 2013).

Entre os jogos educativos, vamos destacar aqui apenas os eletrônicos, para os quais dois aspectos devem ser levados em conta. O primeiro é que princípios pedagógicos em si não constituem elementos interessantes e atrativos capazes de motivarem as pessoas a utilizarem o jogo. Neste sentido, desempenham papéis importantes para o engajamento dos jogadores, características dos jogos digitais tais como objetivos, regras, interatividade, comentários e desafios.

O segundo aspecto, que se observa em alguns jogos, mas que a nosso conhecimento ainda não mereceu um estudo sistemático, refere-se ao fato do jogo explorar com muita maestria as características dos jogos digitais, deixando em segundo plano os aspectos pedagógicos. O jogo em si é tão desafiador e interessante que ao final não se sabe exatamente que conceitos foram abordados e pedagogicamente explorados.

Do ponto de vista pedagógico, o jogo deve propiciar o aumento da estrutura cognitiva referente ao tema abordado. De um modo geral, as investigações tentam mostrar que o rendimento escolar melhora quando os estudantes aprendem com o auxílio de jogos, em relação ao rendimento durante aprendizagem convencional. Neste sentido, é desejável que cada jogo seja baseado em elementos de teorias da aprendizagem, ou em alguma metodologia de ensino bem estruturada, ou pelo menos aceita pela comunidade científica e docente. Em suma, como preconizam Li e Tsai, cada jogo educacional deve explicitar:

1. quais são os propósitos e qual a estrutura do jogo;
2. como a estrutura do jogo promoverá a aprendizagem em relação ao tema;
3. quais são os fundamentos teóricos do jogo;
4. qual é o foco do jogo em termos de aprendizagem.

Na análise que fizeram de 31 artigos, Li e Tsai identificaram quatro modalidades de aprendizagem explicitadas nos jogos digitais:

- Cognitivismo – enfatiza a aquisição de conhecimentos, construção da estrutura mental, processamento de informação dos indivíduos e fatores que promoveriam seu envolvimento ativo na aprendizagem.
- Construtivismo – enfatiza a ativa construção do conhecimento por parte dos indivíduos, através de suas experiências e interpretações em cada contexto.
- Perspectiva sócio-cultural – enfatiza as interações entre os aprendizes e os contextos sociais, culturais, históricos e institucionais.
- Enativismo – enfatiza a integração da mente, do corpo e do mundo através da ação e da participação. A cognição depende de uma interação dinâmica entre um organismo cognitivo e seu meio ambiente.

Embora essas quatro modalidades tenham sido identificadas, nem todos os jogos apresentam essa conexão entre a estrutura do jogo e princípios ou teorias de aprendizagem. Essa deve ser uma providência a ser tomada, além do estabelecimento de estratégias para avaliar a efetividade do jogo em relação aos objetivos didático-pedagógicos.

Uma característica geral e comum a todos os jogos é obviamente que eles devem servir para a aprendizagem de determinado assunto. O que os diferencia são as estratégias didáticas e as ferramentas computacionais usadas. Uma estratégia muito comum é usar o jogo como uma espécie de tutorial para a aprendizagem de determinado tópico. Este é o caso do EBPN e do OGFG, que será apresentado na próxima seção. Li e Tsai apresentam vários exemplos *jogos-tutores*. Ao leitor que deseja investir nesse tipo de atividade, a leitura do artigo de Li e Tsai é mandatória.

## Capítulo 4 – O Jogo Em Busca do Prêmio Nobel

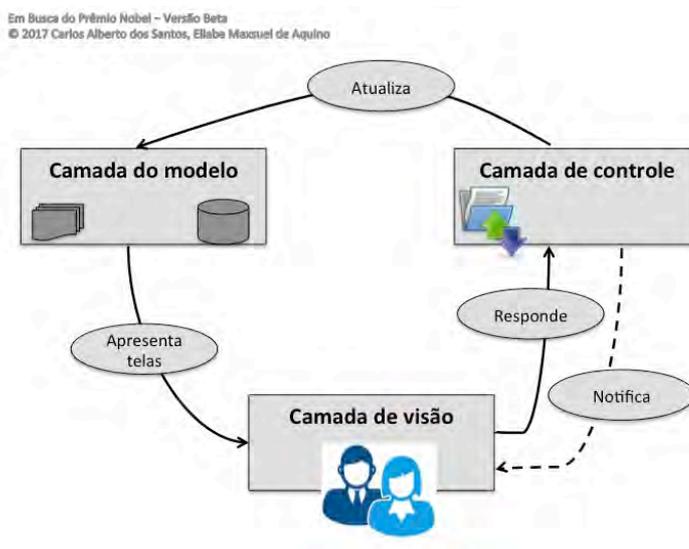
### 4.1 – O ambiente de aprendizagem

O jogo EBPN(DOS SANTOS; DE AQUINO, 2018), utilizado no presente produto educacional, tem a estrutura operacional exibida na Figura 4.1<sup>12</sup>. Trata-se de um programa implementado com a arquitetura MVC<sup>13</sup>, escrito com um código PHP<sup>14</sup>, o qual administra dois ambientes com auxílio do *yiiframework* na versão 2.<sup>15</sup>:

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 CmapTools<sup>16</sup>. O ambiente de jogo consiste em um banco de dados MySQL<sup>17</sup>, 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.

Figura 4.1 – Arquitetura MVC (*Modelview-controller*) do jogo EBPN. Extraída de (DOS SANTOS; DE AQUINO, 2018).



<sup>12</sup> A menos que seja dito o contrário, todas as imagens usadas neste capítulo foram extraídas do endereço do jogo: [www.jpobel.com.br/](http://www.jpobel.com.br/).

<sup>13</sup> <https://pt.wikipedia.org/wiki/MVC>. Acesso em 20/01/2018.

<sup>14</sup> [https://secure.php.net/manual/pt BR/intro-what-is.php](https://secure.php.net/manual/pt_BR/intro-what-is.php). Acesso em 20/01/2018.

<sup>15</sup> <http://www.yiiframework.com/>. Acesso em 20/01/2018.

<sup>16</sup> <https://cmap.ihmc.us/>. Acesso em 20/01/2018.

<sup>17</sup> <https://www.mysql.com/>. Acesso em 20/01/2018.

Como ilustrado na Figura 4.1, a arquitetura MVC opera em três camadas:

1. Camada de modelo, responsável pela leitura, escrita e validação dos dados do banco.
2. Camada de visão, por meio da qual os dados e informações são exibidos ao usuário. É o que de fato o usuário vê, ou seja é a exibição das páginas HTML e das questões.
3. Camada de controle, responsável pela comunicação com o usuário. Ela lhe envia notificações e recebe as respostas do usuário.

Essa é a interface de comunicação entre o computador/celular/tablet e o usuário/jogador. Na seção seguinte apresentaremos o ambiente de jogo e a interface entre o servidor e o administrador. Vamos inicialmente detalhar como funciona o jogo na interface do jogador.

Parte da página de entrada do jogo é exibida na Figura 4.2.

Figura 4.2 – Página de entrada do jogo EBPN.



Abaixo dessa imagem, a página contém o seguinte texto:

*Você está entrando na aventura que é concorrer ao PNA, Prêmio Nobel de Atomística. Os desafios que você vai enfrentar aqui são similares àqueles que um grande cientista enfrenta quando passa por essa etapa da sua vida. Em primeiro lugar, você terá que conhecer a fundo o assunto que lhe dará o PNA. Einstein não ganharia o Prêmio Nobel de Física em 1921, se ele não soubesse a física que ele sabia, não é mesmo?*

*Na vida real, ganhar o Prêmio Nobel é coisa para poucos. A pessoa precisa ter bom aproveitamento no curso de graduação, precisa fazer bons cursos de mestrado e doutorado, precisa fazer pesquisa relevante e orientar estudantes de graduação e de pós-graduação e precisa publicar os resultados da sua pesquisa. Antes de ganhar o Nobel, quase sempre o cientista ou a cientista ganha outros prêmios, concedidos por diferentes sociedades científicas e órgãos de fomento à pesquisa. Por exemplo, aqui no Brasil o Conselho Nacional de Desenvolvimento Científico e Tecnológico (CNPq) concede diferentes prêmios a estudantes e pesquisadores.*

*Nesse jogo você vai passar por situações similares àquelas que os cientistas passam na vida real. Vai enfrentar desafios para resolver questões teóricas e experimentais, vai **pu-***

**blidar** seus resultados, vai ser premiado pelo sucessos de suas **publicações**, eventualmente terá decepções porque foi ultrapassado por um concorrente.

Mas, para iniciar a aventura, você precisa certificar-se que tem um bom conhecimento do assunto. Certifique-se realizando o Teste de Admissão. Se você passar no teste, poderá iniciar o jogo. Se não passar, você tem duas alternativas:

1. Pedir orientação ao seu professor de física ou de química;
2. Ir para a biblioteca estudar.

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. No Apêndice B são apresentadas algumas dessas questões. 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. A página de entrada do ambiente de estudo é apresentada na Figura 4.3. As imagens são intuitivas. Elas dão acesso à biblioteca, ao museu, onde encontram-se as biografias dos principais cientistas que contribuíram para a atomística, ao ambiente dos mapas conceituais, e ao ambiente do jogo.

Figura 4.3 – Página de entrada do ambiente de estudo. As imagens dão acesso à biblioteca, ao museu com biografias, aos mapas conceituais e ao ambiente de jogo.



#### 4.1a – Biblioteca

A biblioteca contém páginas em HTML sobre o tema do jogo, no caso, Atomística. O conteúdo elaborado é apresentado no Capítulo 2. Apresentaremos aqui apenas os aspectos estritamente operacionais do jogo e algum material ilustrativo.

A página de entrada da biblioteca exibe uma sala de estudo da biblioteca do Instituto de Física da UFRGS, obtida por C.A. dos Santos (Figura 4.4). Ao clicar na página, o usuário terá acesso ao sumário do conteúdo disponível (Figura 4.5).

Figura 4.4 – Entrada da biblioteca.



Figura 4.5 – Sumário do conteúdo sobre atomística utilizado no jogo EBPN.

## Biblioteca

Este material é parte integrante do Jogo do Prêmio Nobel de Atomística  
© Carlos Alberto dos Santos, Eliabe Maxsuel de Aquino, Farnésio Vieira Diriz

Nesta biblioteca você encontrará todo o conteúdo necessário para ganhar o Prêmio Nobel. Clique no assunto que deseja estudar:

1. O que é atomística?
2. Eventos históricos que originaram a Física Moderna e a Química Moderna
3. Modelos atômicos
4. Modelo de Rutherford e Bohr
5. Propriedades atômicas da matéria
6. Diagrama de distribuição eletrônica
7. Radioatividade
8. Classificação periódica dos elementos



[Voltar ao menu inicial do jogo](#)

Para se ter ideia do aspecto visual dessas páginas da biblioteca, a Figura 4.6 exibe a parte superior da página sobre modelos atômicos.

## 4.1b – Museu

No espaço que denominamos museu, cuja página de abertura é apresentada na Figura 4.7, estão disponíveis biografias de alguns dos mais importantes cientistas que se dedicaram ao estudo da atomística. A título de ilustração, apresentamos, na Figura 4.8, a parte inicial da página sobre Marie Curie.

Figura 4.6 – Parte superior da página sobre Modelos Atômicos.

### Modelos atômicos

Este material é parte integrante do Jogo do Prêmio Nobel de Atomística  
© Carlos Alberto dos Santos, Eliabe Maxsuel de Aquino, Farnésio Vieira Diniz

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, visite esses endereços:

- [https://www.if.ufrgs.br/tex/tis142/fismod/mod06/m\\_s01.html](https://www.if.ufrgs.br/tex/tis142/fismod/mod06/m_s01.html)
- [https://www.if.ufrgs.br/tex/tis142/fismod/mod06/m\\_s02.html](https://www.if.ufrgs.br/tex/tis142/fismod/mod06/m_s02.html)
- [http://cbpfindex.cbpf.br/publication\\_pdfs/mo00205.2011\\_01\\_18\\_10\\_18\\_58.pdf](http://cbpfindex.cbpf.br/publication_pdfs/mo00205.2011_01_18_10_18_58.pdf)



Joseph John Thomson  
(1856-1940)

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-X](#). A descoberta foi tão impactante, que quase toda a comunidade de físicos passou a estudar e repetir os experimentos de Roentgen. E foi assim que Thomson descobriu o elétron, em 1897, com esse equipamento, cuja descrição não cabe aqui.





Figura 4.7 – Entrada do museu, com biografias de alguns cientistas.



Niels Bohr



Antoine Henri Becquerel



Marie Curie



Ernest Rutherford



Wilhelm Conrad Roentgen



Pierre Curie



Thomson

[Ir para o Menu Principal](#)

### 4.1c – Mapas conceituais

Mapas conceituais são recursos de extrema importância para facilitar a aprendizagem significativa. Eles podem ser usados com diferentes objetivos, entre os quais avaliação da aprendizagem (MOREIRA, M. A., 1986; NOVAK, J.D.; CAÑAS, 2006; NOVAK, JOSEPH D., 1990). Em nosso trabalho, eles foram usados para que o usuário tenha uma visão geral sobre determinado tópico de atomística, e como recurso para uma revisão rápida. Na página de entrada para os mapas conceituais são apresentados os tópicos disponíveis (Figura 4.9). A título de ilustração, o mapa *O que é atomística* é apresentado na Figura 4.10.

Figura 4.8 – Parte superior da página com a biografia de Marie Curie.

## Marie Skłodowska Curie

### (1867-1934)

Este material é parte integrante do Jogo do Prêmio Nobel de Atomística.  
 © Carlos Alberto dos Santos, Eliabe Maxsuel de Aquino, Farnésio Vieira Diniz

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.



Figura 4.9 – Página de entrada para os mapas conceituais.

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.

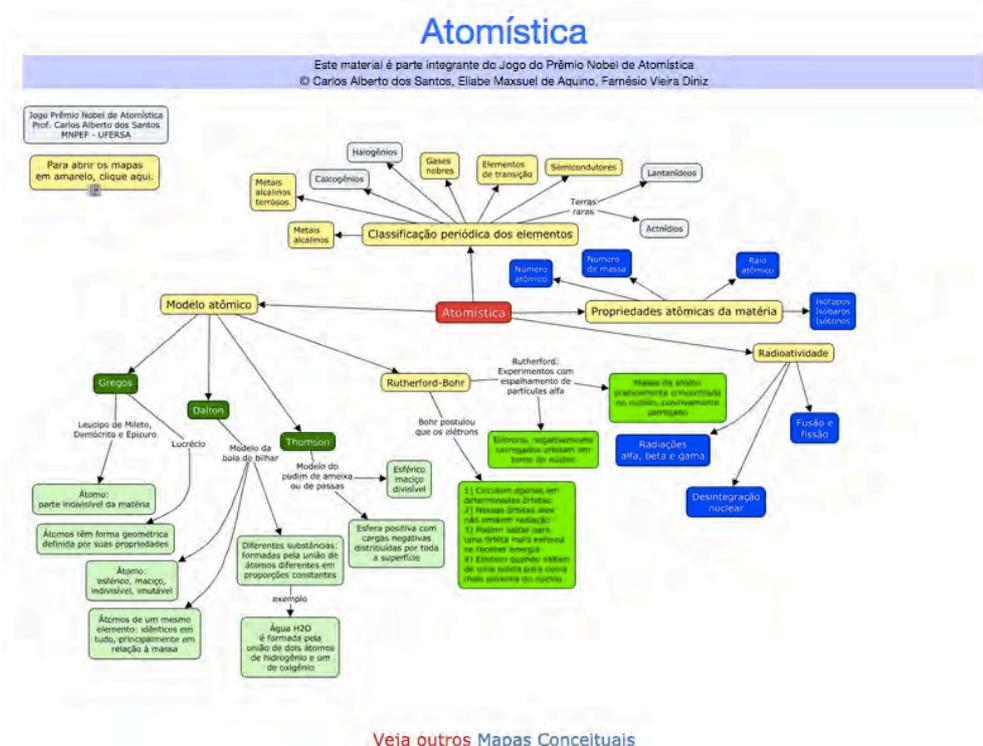
1. [O que é Atomística?](#)
2. [Modelos Atômicos](#)
3. [Modelo de Rutherford-Bohr](#)
4. [Radioatividade](#)
5. [Propriedades Atômicas da Matéria](#)
6. [Tabela Periódica](#)
7. [Metais Alcalinos](#)
8. [Metais Alcalinos Terrosos](#)
9. [Gases Nobres](#)
10. [Elementos de Transição](#)
11. [Materiais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

## 4.2 – O ambiente de jogo

O ambiente de jogo consiste em questões de múltipla-escolha com três níveis de dificuldade (fácil, intermediário, difícil) comparáveis ao ENEM, e distribuídas em quatro tópicos:

1. modelo atômico;
2. propriedades atômicas da matéria;
3. tabela periódica;
4. radioatividade.

Figura 4.10 – Mapa *O que é atomística*.



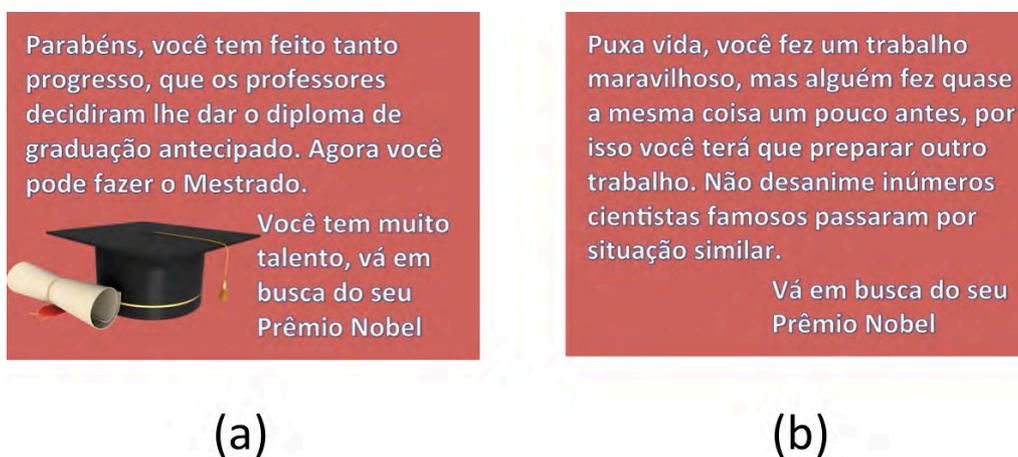
Uma vez aprovado no teste de admissibilidade, ou seja uma vez tendo acertado sequencialmente três questões fáceis (detalhes sobre as questões serão apresentados mais adiante), o jogador ingressa no jogo na categoria *Graduação*. Ele tem que passar por mais duas categorias antes de se candidatar ao Prêmio Nobel: *Mestrado* e *Doutorado*.

Ele passa da *Graduação* para o *Mestrado* quando acertar no mínimo três questões fáceis de cada um dos quatro tópicos. Para passar para a categoria *Doutorado* o jogador deve acertar no mínimo três questões intermediárias de cada tópico e, finalmente, para ganhar o *Prêmio Nobel* (PN) ele deve acertar no mínimo três questões avançadas de cada um dos quatro tópicos.

das de cada tópico. Ou seja, para ganhar o PN o jogador tem que acertar no mínimo 36 questões. Por que no mínimo? Por duas razões. Para colocar no jogo a sorte e o azar, e para simular o que ocorre na vida de qualquer cientista.

É muito frequente o cientista perder parte do seu trabalho, quando tenta publicá-lo. Por exemplo, se ele tenta publicar um resultado que foi anteriormente obtido e publicado por outro, sem seu conhecimento, é grande a chance de o trabalho não ser aceito. Mesmo que o trabalho seja aceito, ele pode ficar em desvantagem na corrida pelo PN, porque a paternidade da sua descoberta é atribuída a outro cientista. Para simular essa situação o jogo tem um elemento de imprevisibilidade. Quando o jogador responde corretamente a última questão de cada nível (Graduação, Mestrado e doutorado), o programa sorteia SORTE ou AZAR. Se der SORTE, ele passa para o nível seguinte ou ganha o PN. Se der AZAR, ele terá que responder nova questão, e só passará para o nível seguinte ou ganhará o PN, se acertar a última questão e tiver SORTE. Qualquer que seja o caso, o programa apresenta uma tela de congratulação ou explicando o infortúnio, conforme ilustram as Figuras 4.11a e 4.11b.

Figura 4.11 – Telas de congratulação e consolo: (a) pela passagem para o Mestrado; (b) Consolando pelo infortúnio..



Cada questão tem uma tela de entrada e outra de saída. A tela de entrada é exibida antes da questão. Sua finalidade é alertar o jogador para o tipo de questão que ele vai ter que responder. Ele pode fazer uma autoanálise do seu conhecimento em relação ao tema, e se for o caso decidir estudá-lo antes de responder a questão. Neste caso ele sai da área de jogo e vai para a área de aprendizagem (mapas conceituais ou hipertextos).

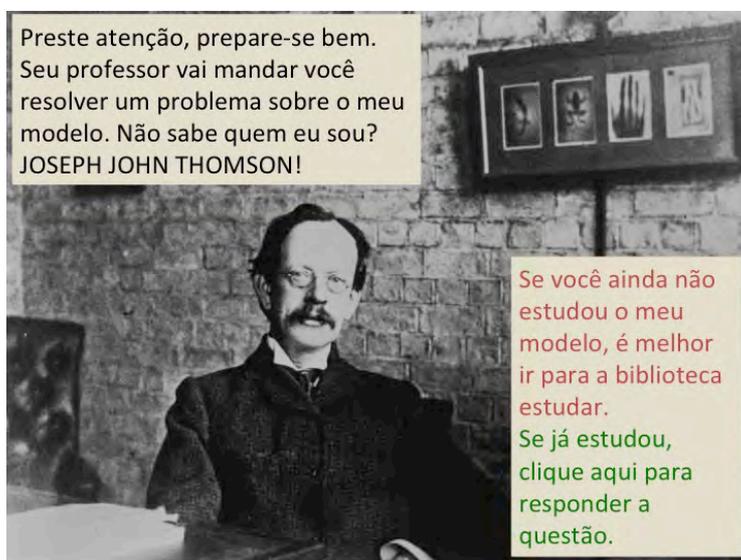
A tela de saída é exibida se o jogador errar a questão. Sua finalidade é informar a origem do erro e encaminhá-lo para a área da biblioteca que trata do assunto abordado

na questão. A título de ilustração apresentaremos o enunciado de uma questão, sua tela de entrada (Figura 4.12a) e sua tela de saída (Figura 4.12b).

Entre os vários modelos atômicos, um dos mais conhecidos é aquele elaborado por Joseph John Thomson, conhecido na literatura como modelo do pudim de ameixa, segundo o qual:

- os elétrons têm caráter corpuscular e de onda, simultaneamente.
- no centro do átomo existe um núcleo muito pequeno e denso, cercado por elétrons.
- os elétrons giram em torno do núcleo em órbitas elípticas.
- os elétrons giram em torno do núcleo em órbitas circulares.
- o átomo é constituído por uma mistura homogênea de cargas elétricas positivas e negativas.

Figura 4.12 – Telas de entrada e saída: (a) Antes de ver o enunciado da questão, o jogador sabe qual o tema abordado, por meio de uma tela como esta. (b) Quando o jogador erra, ele sabe a razão do erro e é encaminhado para o ponto da biblioteca onde encontra o hipertexto que trata o assunto da questão.



(a)



(b)

### 4.3 – A inclusão do conteúdo na estrutura do jogo

A gestão do conteúdo do jogo pode ser feita por duas categorias de administrador: administrador com acesso ilimitado e administrador com acesso limitado. Além dessas duas categorias, há uma terceira categoria de administrador, tem acesso apenas ao processo de criação de usuários. O administrador com acesso limitado, é alguém com autorização para criar um curso, ou seja inserir e modificar conteúdo, bem como questões e telas de transição. A terceira categoria de administrador pode ser um professor que deseja usar um curso criado. Ele tem permissão apenas para criar suas turmas, não podendo fazer qualquer alteração no conteúdo nem nas questões.

Para as duas primeiras categorias de administradores, a interface tem o menu apresentado na Figura 4.13a. A Figura 4.13b contém a tela para cadastrar questões. É possível cadastrar três figuras. Uma para o enunciado, outra para a tela de entrada e a terceira para a tela de saída. É necessário indicar qual é o tópico da questão, o nível de dificuldade e a alternativa correta.

Figura 4.13 – Menu de administração do jogo.



(a)

(b)

### 4.3a – Banco de questões

Em cada tópico, as questões são distribuídas em três níveis de dificuldade: fácil, intermediário e difícil. Algumas questões do nível intermediário poderiam eventualmente serem incluídas no nível fácil, e outras no nível avançado. Esse fato não tem qualquer efeito perturbador na estrutura do jogo. O que é importante, e afeta a dinâmica do jogo é o número de questões de cada nível em cada tópico. Se for um número muito pequeno o programa sorteará a mesma questão várias vezes, sempre que o jogador errar a alternativa. Não sabemos qual é o número mínimo de questões de modo que seja mínima a repetição nos sorteios. Acreditamos que esse número, para cada nível deva ser superior a dez questões. Por conta do pouco tempo que tivemos para elaborar e implementar o produto, elaboramos poucas questões, e isso resultou em muita repetição nos sorteios. Alguns alunos reclamaram desse fato.

A título de ilustração, apresentaremos uma questão de cada nível, para cada tópico.

#### Questões fáceis

Modelo atômico	Prop. Atômicas da Mat.	Tabela periódica	Radioatividade
Entre os vários modelos atômicos, um dos mais conhecidos é aquele elaborado por Joseph John Thomson, conhecido na literatura como modelo de Thomson, ou modelo do pudim de ameixa, segundo o qual:	Considerando-se um elemento químico que apresenta configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ , pode-se afirmar que (Adaptado de ACAFE):	O elemento químico iodo, que pertence à família dos halogênios, está no quinto período da tabela periódica. A respeito do isótopo iodo-131, usado no mapeamento da tireóide, é correto afirmar que (Mackenzie, 2005):	Indique a alternativa INCORRETA:
a) os elétrons têm caráter corpuscular e de onda, simultaneamente.	I. seu número atômico é 25;	a) tem número atômico igual a 53 e 78 nêutrons.	a) Raios alfa apresentam baixa penetração na matéria, e os núcleos que emitem essas partículas perdem duas unidades de número atômico e quatro unidades de massa.
b) no centro do átomo existe um núcleo muito pequeno e denso, cercado por elétrons.	II. possui 7 elétrons na última camada;	b) tem 78 prótons.	b) Raios alfa são formados por um fluxo de alta energia de núcleos de hélio, combinações de dois prótons e dois nêutrons.
c) os elétrons giram em torno do núcleo em órbitas elípticas.	III. apresenta 5 elétrons desemparelhados;	c) tem o mesmo número de nêutrons que o isótopo de iodo-125.	c) Raios gama são uma forma de radiação eletromagnética, que não possuem massa ou carga, sendo, portanto, menos penetrantes que as partículas alfa ou beta.
d) os elétrons giram em torno do núcleo em órbitas circulares.	IV. pertence ao terceiro período.	d) pode formar cátion monovalente.	d) Partículas beta são elétrons ejetados a altas velocidades de um nú-
e) o átomo é constituído por uma	Estão corretas somente as afirmações:	e) forma ânion bivalente.	
	a) I e III.		
	b) II e IV.		
	c) I e IV.		
	d) I, II e III.		
	e) II, III e IV.		

mistura homogênea de cargas elétricas positivas e negativas.

cleo radioativo e possui uma massa muito menor que a massa de um próton.  
e) Partículas beta são mais penetrantes que as partículas alfa, e a perda de uma única dessas partículas produz aumento de uma unidade no número atômico do núcleo que a emitiu.

### Questões intermediárias

Modelo atômico	Prop. Atômicas da Mat.	Tabela periódica	Radioatividade
As diferentes cores produzidas por distintos elementos resultam de transições eletrônicas. Ao mudar de camadas, em torno do núcleo atômico, os elétrons podem emitir radiação com diferentes comprimentos de ondas, correspondendo a diferentes cores. Esse fenômeno é tratado em qual modelo atômico? a) Niels Bohr b) Rutherford c) Heisenberg d) John Dalton e) Thomson	Conceito de orbital de um elétron. a) É a região de menor probabilidade para localizarmos um elétron. O estado fundamental é aquele em que cada elétron está na situação de maior energia permitida. b) É a região de maior probabilidade para localizarmos um próton. O estado fundamental é aquele em que cada elétron está na situação de menor energia permitida. c) É a região de maior probabilidade para localizarmos um elétron. O estado fundamental é aquele em que cada elétron está na situação de menor energia permitida. d) É a região na qual os elétrons estão obrigatoriamente emparelhados. e) Nenhuma das alternativas anteriores.	O chumbo é um metal pesado, com número atômico, Z, igual a 82. A partir da sua configuração eletrônica, [Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup> , pode-se dizer que o íon plumboso (Pb <sup>+2</sup> ) possui os elétrons mais externos no subnível. a) 6p <sup>2</sup> . b) 6s <sup>2</sup> . c) 6p <sup>4</sup> . d) 5d <sup>10</sup> . e) 4f <sup>14</sup> .	A descoberta dos isótopos foi de grande importância para o conhecimento da estrutura atômica da matéria. Sabe-se, hoje, que os isótopos Fe-54 e Fe-56 têm, respectivamente, 28 e 30 nêutrons. A razão entre as cargas elétricas dos núcleos desses isótopos é igual a: a) 0,5. b) 1. c) 1,5. d) 2,0. e) 2,5.

### Questões avançadas

Modelo atômico	Prop. Atômicas da Mat.	Tabela periódica	Radioatividade
Considerando-se um elemento M genérico, que apresenta configuração eletrônica 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>	Sabendo que o número atômico do potássio é 19, quais são as respectivas distribuições ele-	O número de elétrons da camada de valência do átomo de cálcio (Z = 20), no estado funda-	Sabendo que em uma reação nuclear entre dois elementos químicos com números de

2p6 3s2 3p6 4s2 3d5, quais das afirmações são corretas?	trônicas do último nível das espécies químicas K, K+, K2+ (Adaptado de PUC-RJ):	mental, é:	massa 48 e 244, há uma perda de 3 nêutrons, é possível afirmar que os números de prótons, nêutrons e elétrons do átomo resultante são, respectivamente,
I. seu número atômico é 25;	a) 4s0 ; 4s1 ; 4s2.	a) 1.	a) 111, 175 e 111.
II. possui 7 elétrons na última camada;	b) 4s1 ; 3s2 3p6 ; 3s2 3p5.	b) 2.	b) 111, 292 e 111.
III. apresenta 5 elétrons desemparelhados;	c) 4s1 ; 4s2 ; 4s2 4p1.	c) 6.	c) 112, 289 e 112.
IV. possui 30 prótons em seu núcleo.	d) 4s2 ; 4s1 ; 4s2 4p6.	d) 8.	d) 114, 175 e 114.
a) I e IV.	e) 4s1 ; 4s2 ; 4s3.	e) 10.	e) 114, 178 e 114.
b) II e IV.			
c) I e III.			
d) I, II e III.			
e) II, III e IV			

### 4.3b – Telas de transição

As telas de transição devem ser planejadas e elaboradas para funcionarem como um orientador acadêmico, mas olhando o EBPN apenas como um jogo, as telas podem ter um papel similar àquele exercido pelo mestre de jogo ou narrador dos jogos de RPG. O ambicioso objetivo inicial das telas de transição constitui um obstáculo de difícil transposição. Não é uma tarefa fácil planejar e elaborar diálogos estáticos que exerçam essa função pretendida de orientação acadêmica. Os modernos e sofisticados sistemas, tipo robôs digitais, o fazem usando técnicas de inteligência artificial. O Google usa isso há algum tempo por meio do que se chama de Internet semântica.

Talvez fosse necessário um produto educacional exclusivo para a elaboração de telas de transição adequadas a determinado conteúdo existente. Por exemplo, um kit de telas de transição para o EBPN de atomística. Portanto, as telas de transição que elaboramos para o presente projeto constituem apenas uma pálida imagem do que poderia ser. As telas de entrada simplesmente indicam o tipo de problema que o jogador vai enfrentar na questão sorteada e sugerem leituras apropriadas para a solução. As telas de saída apenas mostram onde o jogador errou e o dirige para o local da biblioteca onde o assunto é tratado. Acreditamos que já é um avanço pedagógico, mas a ideia é rica em possibilidades.

A título de ilustração apresentaremos duas telas de entrada e duas de saída.

Figura 4.14 – Tela de entrada para a questão 8.

Em muitos momentos da vida de um cientista é importante que ele saiba o nome dos principais elementos químicos. Você saberia dizer os nomes desses elementos mostrados nessas figuras?

11 <b>Na</b> Sódio	12 <b>Mg</b> Magnésio	3B	4B	5B
19 <b>K</b> Potássio	20 <b>Ca</b> Cálcio	21 <b>Sc</b> Escândio	22 <b>Ti</b> Titânio	23 <b>V</b> Vanádio
37 <b>Rb</b> Rubídio	38 <b>Sr</b> Estrôncio	39 <b>Y</b> Ítrio	40 <b>Zr</b> Zircônio	41 <b>Nb</b> Níbio

Se você não sabe, é melhor ir à biblioteca se familiarizar com os nomes dos elementos químicos mais importantes. **Não arrisque perder ponto errando a questão.**

Se você conhece o nome de muitos elementos químicos, **tecle ENTER** para responder a próxima questão.

5 <b>B</b> Boro	6 <b>C</b> Carbono	7 <b>N</b> Nitrogênio	8 <b>O</b> Oxigênio
13 <b>Al</b> Alumínio	14 <b>Si</b> Silício	15 <b>P</b> Fósforo	16 <b>S</b> Enxofre

Figura 4.15 – Tela de entrada para a questão 29.

Não fique aí tocando flauta. Você pode encantar até animais selvagens, mas não vai te ajudar a responder a próxima questão, que é sobre o modelo de Rutherford e Bohr. Você conhece bem esse modelo? Se conhece, **Tecla ENTER** para responder a próxima questão. Se não conhece, é melhor não arriscar. Vá à biblioteca estudar.





Rutherford

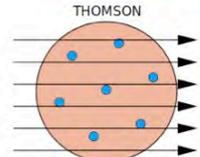
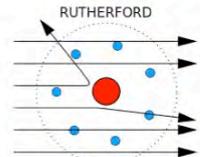


Bohr

Veja também o mapa conceitual do modelo Rutherford-Bohr

Figura 4.16 – Tela de saída para a questão 2.

Você deve ter feito confusão entre o modelo de Rutherford e Bohr e os modelos anteriores.

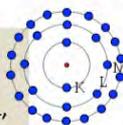

Tecla ENTER para ir à biblioteca estudar atentamente o modelo de Rutherford e Bohr.

Figura 4.17 – Tela de saída para a questão 6.

Se você não acertou essa questão é porque não sabe como obter a distribuição de elétrons nas camadas atômicas, ou seja, você não sabe determinar a configuração eletrônica de determinado átomo. Para isso você precisa conhecer o modelo de Bohr e o diagrama de Pauling.

~~1s~~  
~~2s 2p~~  
~~3s 3p 3d~~  
~~4s 4p 4d 4f~~  
~~5s 5p 5d 5f ...~~  
~~6s 6p 6d ... ..~~

No modelo de Bohr você precisa saber o que significam as camadas K, L, M, N, etc. Precisa também saber quantos elétrons cabem em cada camada.



Tecla ENTER para ir à biblioteca estudar o modelo de Bohr e o diagrama de Pauling.

## Capítulo 5 – Aplicação do jogo

### 5.1 A constituição do grupo-teste e o andamento do projeto

A implementação do EBPN com o tema atomística, foi aplicada em um projeto especial na Escola de Ensino Fundamental e Médio Prof. Jader Moreira de Carvalho, em Fortaleza. De acordo com a classificação do INEP<sup>18</sup>, a escola tem INSE médio-baixo.

Considerando que o conteúdo dessa implementação é uma mistura do que habitualmente é oferecido em física e em química, resolvemos fazer esse ensaio fora do horário escolar, com uma turma espontaneamente formada. O núcleo gestor da escola divulgou o projeto entre alunos do matutino e do vespertino, informando que se tratava de um jogo digital sobre atomística e física moderna. No primeiro momento, 23 alunos mostraram interesse em participar do projeto. Nesse primeiro encontro, fizemos uma exposição sobre questões pedagógicas do jogo, bem como seu modo de funcionamento. Foi também informado que se tratava de um trabalho no âmbito de uma dissertação de Mestrado Profissional em Ensino de Física.

No segundo encontro, 13 alunos compareceram e se submeteram a um pré-teste com conceitos elementares de atomística. Desses, apenas seis acessaram o jogo, e somente cinco o concluíram. O grupo reunia-se à noite, nas quartas-feiras, e tinha à sua disposição salas de estudo e laboratório de informática. Os alunos permaneciam em média uma hora e meia na escola durante essas sessões. Alguns alunos tentaram jogar fora da escola, com seus celulares, mas por alguma razão que ainda não sabemos o sistema é muito instável nessa plataforma. Apenas um aluno conseguiu jogar no seu celular. É provável que a instabilidade deva-se a problemas com a provedora do sinal de internet dos celulares.

Durante as sessões das quartas-feiras, o grupo debatia assuntos abordados no jogo. Sempre que necessário, o professor fazia uma explanação acerca do tema do dia. Alguns alunos eram do 2º. Ano e outros do 3º. Ano, de modo que todos já tinham estudado o assunto na disciplina de química no 1º. Ano.

O jogo tem uma estrutura aberta que permite sua utilização em qualquer área do conhecimento e de acordo com qualquer teoria de ensino-aprendizagem(DOS SANTOS, CARLOS ALBERTO; DE AQUINO, 2018). Tudo vai depender do conteúdo inserido e da forma como o jogo será utilizado em sala de aula, de modo que a vinculação a even-

---

<sup>18</sup> <http://portal.inep.gov.br/indicadores-educacionais>.

tuais teorias pedagógicas ficará por conta do professor que utilizar o material. Por exemplo, um professor que deseje basear sua prática pedagógica de acordo com a teoria de Ausubel (AUSUBEL, 1968; MOREIRA; MASINI, 1982), poderá antes da utilização do jogo, trabalhar com os subsunçores ou ideias-âncoras pertinentes à atomística. Da mesma forma, um professor que queira seguir a orientação de Vygotsky (GASPAR; MONTEIRO, 2005; VYGOTSKY, 1991) deverá programar atividades com grande interação social entre os alunos.

Por exemplo, para estimular a socialização do conhecimento e ao mesmo tempo premiar os mais bem sucedidos no jogo, foram programadas oficinas para serem ministradas pelos primeiros alunos que passarem de nível. Ou seja, o primeiro aluno que passasse da Graduação para o Mestrado daria uma oficina sobre como superou as dificuldades do jogo naquela primeira fase, ao mesmo tempo que tiraria dúvidas dos colegas que encontraram alguma dificuldade. Oficina similar ocorreria durante a passagem do Mestrado para o Doutorado, e um grande evento em sala de aula seria organizado para quando o primeiro aluno ganhasse o Prêmio Nobel de Atomística. Infelizmente, os momentos programados para esses eventos coincidiram com as preparações finais e realização do ENEM, razão pelas quais os alunos não se dispuseram a participar dos eventos. A situação foi parcialmente remediada com apresentações de todos, após a conclusão do jogo, ou seja, quando todos ganharam o PNA. Nos depoimentos que deram durante as entrevistas, todos gostaram do evento, mas temos consciência que do ponto de vista pedagógico teria sido melhor como planejamos no início do projeto.

## **5.2 Avaliação do jogo por parte dos alunos**

O jogo foi avaliado pelos alunos por meio de depoimentos escritos e de entrevistas clínicas. Em função da exigência de preparo e experiência, as entrevistas clínicas foram conduzidas pelo Prof. Carlos Alberto dos Santos, via Whatsapp. Todos gostaram do jogo e acharam que ele contribuiu para melhorar e para estender o conhecimento do assunto. As transcrições das entrevistas são apresentadas no Apêndice A.

Quando questionados sobre o que os desagradou no jogo, um referiu-se à instabilidade do sistema quando ele tentou rodar no celular, dois comentaram sobre a inclusão de mais ilustrações, nas questões, para não ficarem muito parecidas com o ENEM, e nos hipertextos “para não cansar a vista”. Uma reclamação teve a unanimidade que já era esperada. Trata-se da repetição de questões no processo de sorteio. Cada vez que o

jogador erra uma questão, o programa sorteia outra naquele mesmo nível. Como tivemos que limitar o número de questões, dado que a elaboração de boas questões exige muito tempo de trabalho, e tínhamos um cronograma a cumprir, em função do período escolar dos alunos e do tempo para apresentação da dissertação, ficou exagerada a repetição de questões durante o sorteio. Ainda não sabemos qual é o número mínimo de questões de modo a minimizar a repetição até um nível aceitável. Esse número, que depende da quantidade de respostas erradas, deverá ser objeto de pesquisa na próxima aplicação do jogo.

Quando questionados sobre o que mais agradou no jogo, todos mencionaram a dinâmica que levava à biblioteca quando o jogador errava a questão. Os hipertextos disponíveis na biblioteca agradou a todos.

Um dos alunos (Aluno2) foi tão enfático e detalhista em suas considerações, que achamos instrutivo reproduzir parte da sua entrevista:

[20:41] Entrevistador: O jogo melhorou seu conhecimento a respeito dos conteúdos que você já conhecia? Pode fazer um relato a esse respeito?

[20:44] Aluno2: Melhorou bastante, eu sempre confundia isótopos, isótonos e isóbaros. E também melhorou meu conhecimento na parte da tabela periódica. Eu nem sabia dos números atômicos. Teve uma pergunta sobre a propriedade atômica mais importante do átomo. Eu coloquei peso atômico. Agora eu sei que é o número atômico ou o número de prótons. Eu não sabia o que era eletronegatividade, eletropositividade, afinidade eletrônica, energia de ionização.

[20:46] Aluno2: Aprendi muitas coisas nesse jogo. Jogaria mais vezes até aprender tudo. Esse jogo realmente é muito massa, gostei bastante.

[20:56] Entrevistador: Tem algo no jogo que não lhe agradou?

[20:59] Aluno2: Só uma coisinha besta, mas dá para melhorar. Deveria ter uma punição para quem errasse um certo número de vezes as questões de um certo nível. Por exemplo, se errasse três ou quatro vezes as questões de um certo nível, voltaria para um nível anterior.

Comentário: Coincidentemente, tínhamos discutido essa sugestão do aluno, mas não a implementamos, também por causa do tempo para o cumprimento do nosso cronograma.

[21:02] Entrevistador: O que mais lhe agradou no jogo?

[21:02] Aluno2: O jogo é muito legal. A forma como ele foi feito é perfeita. Só seria melhor se tivesse a punição que já falei. O resto está perfeito. É muito massa que antes de lançar a pergunta ele diz o conteúdo. Isso é muito massa mesmo. Gostei também que quando você não sabe a pergunta e vai estudar, logo depois, quando você volta a pergunta é diferente, isso é muito massa. Se você continua sem entender, volta e estuda mais. Muito massa.

[21:03] Aluno2: Também gostei muito da biblioteca. Teve uma pergunta do modelo atômico que

respondi só olhando para o gif animada no texto sobre a ideia de Bohr. A biblioteca foi muito bem feita.

[21:04] Aluno2: Outra coisa que não gostei muito, foi a repetição das perguntas. Teve pergunta que se repetiu umas quatro vezes. Eu sei que é difícil criar perguntas ou arranjar muitas perguntas, mas é chato avançar de nível com facilidade por causa da repetição das perguntas. Perde um pouco a graça do jogo, fica menos competitivo.

[21:05] Entrevistador: Já sabíamos desse problema, mas a questão é que tínhamos um prazo para rodar o jogo. Já estamos trabalhando nisso. Teremos talvez que triplicar o número de questões.

[21:06] Aluno2: A estrutura sabe, é muito massa e muitos conteúdos e a forma como é explicado, gostei muito. O jogo é muito criativo e se aprende muita coisa.

**Comentário:** a essa altura o aluno faz uma sugestão muito interessante:

[21:07] Aluno2: Tem mais uma coisa, não sei se é possível, mas seria muito melhor, se caso você terminasse o jogo, tivesse mais conteúdos, outros temas. Não sei se é possível, mas seria muito massa.

[21:10] Aluno2: Gostei também do teste logo no começo, bem pensado. Gostei também daqueles gráficos eu acho, esqueci o nome, diagrama não sei, é muito bom. Tem coisas que não tem no conteúdo e é bom você estudar pra saber de tudo.

[21:10] Entrevistador: mapas conceituais.

**Dos cinco alunos, apenas três entregaram depoimentos escritos:**

#### Depoimento 1

Um dos assuntos mais importantes para o nosso aprendizado foi a radioatividade porque só passei a ter acesso a esse conteúdo durante a aplicação do jogo. Com o jogo obtive informações do conteúdo e ao mesmo tempo estudar com os nossos colegas.

Um dos assuntos que eu tive a oportunidade de ver na primeira série do ensino médio foi a tabela periódica, diagrama de Pauling, propriedades atômicas. Com o jogo, tive a oportunidade de aprender mais e lembrar alguns assuntos.

O Jogo deveria fazer parte do plano de aula dos professores de física e química para que os alunos tenham mais condições de aprendizado.

Minha sugestão para melhoria do jogo seria o gradual aumento das dificuldades das questões à medida que fôssemos acertando as questões. Com isso, provocaria uma maior carga de estudo para resolver as próximas questões.

#### Depoimento 2

O jogo para mim foi muito importante porque me lembrou muitos assuntos que já tinha visto, das quais já tinha esquecido de muita coisa, por exemplo, as propriedades atômicas.

Além de remeter a assuntos já abordados, me fez conhecer assuntos novos, como por exemplo, radioatividade; assunto que estou vendo agora, no terceiro ano do ensino médio.

Eu gostei do jogo porque ele, além de ser um jogo que prova seus conhecimentos, também ajuda se você não souber, ele tem a opção da biblioteca que faz você estudar o que não

sabe ou que você esqueceu.

Uma coisa que pode melhorar é dificuldade das perguntas como também a quantidade delas, bem como seus tópicos. Na minha opinião esse jogo daria certo para ser implantado nas aulas normais porque o jogo estimula você estudar muito para responder as questões e isso seria bom porque os alunos estudariam mais e aumentaria a qualidade dos alunos. Ele fez que eu melhorasse muito em modelos atômicos, tabela periódica, propriedades atômicas e radioatividade. Gostei do jogo e espero que melhore.

### Depoimento 3

O jogo foi muito legal, me diverti bastante. Também gostei dos encontros na sala de aula. O jogo é emocionante e desafiante; a cada pergunta que você responde deseja-se responder muito mais. O jogo me fez aprender muito, até hoje sei das coisas do jogo, você aprende bastante, por mim eu jogaria sempre, você se diverte e ainda aprende muita coisa.

O jogo foi bem feito, a biblioteca é fantástica, tem muitos conteúdos para aprender. O grande barato é que quando você se depara com uma pergunta que não sabe, você pode ir estudar e não conta como se você tivesse errado e melhor ainda é que quando você estuda para responder uma pergunta, vem outra mais interessante. O bom também que antes da pergunta abre uma janela mostrando o conteúdo da questão, muito legal.

O jogo ficaria melhor se você errasse três questões e voltasse ao nível 1, para que assim, o jogo se torne mais competitivo e emocionante. Dessa forma, o aluno estudaria mais.

Outra forma de melhorar seria aumentar o número de questões, bem como o conteúdo abordado dessa versão, pois como as perguntas se repetem, o jogo fica previsível.

## Capítulo 6 – Considerações Finais

O objetivo deste trabalho foi usar o jogo *Em Busca do Prêmio Nobel* (EBPN) (DOS SANTOS, CARLOS ALBERTO; DE AQUINO, 2018) para abordar tópicos de atomística em uma escola pública de Fortaleza, com INSE médio-baixo. Em função de cronogramas determinados pelo calendário escolar e pelo prazo para apresentação da dissertação o jogo foi aplicado a um grupo de alunos que espontaneamente se dispôs a participar da iniciativa.

Essa circunstância resultou em um benefício e um prejuízo. O benefício veio do fato de que sendo alunos motivados para o estudo, a avaliação da eficiência do produto pode ser considerada mais fidedigna. O prejuízo foi consequência da coincidência do cronograma de aplicação do produto com a preparação para o ENEM, em função do que atividades importantes de socialização não puderam ser realizadas. Foram planejadas oficinas a serem coordenadas pelos primeiros alunos que passassem de nível, da graduação para o mestrado, e desse para o doutorado, bem como um grande evento para homenagear o primeiro que ganhasse o jogo, ou seja o *Prêmio Nobel de Atomística*.

A dinâmica do jogo foi elogiada por todos os participantes. Os textos das telas de transição funcionam como o Mestre de Jogo ou Narrador nos jogos de RPG, e simulam a atuação de um orientador acadêmico. Esse é um item que deve merecer especial atenção em qualquer implementação do EBPN.

Em função do cronograma para apresentação da dissertação, tivemos que limitar o número de questões a um total que resultou em desagradáveis repetições de questões quando os alunos erravam mais de duas vezes questões de mesmo nível. Nas próximas aplicações deveremos investigar qual o número mínimo de questões de modo que as repetições limitem-se a um valor aceitável.

Outro aspecto que deveremos dar atenção nas próximas aplicações é a inclusão de mais ilustrações, tanto nos enunciados das questões, quanto nas telas de transição.

## 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. Disponível em: <[http://portal.mec.gov.br/seb/arquivos/pdf/book\\_volume\\_02\\_internet.pdf](http://portal.mec.gov.br/seb/arquivos/pdf/book_volume_02_internet.pdf)>. , 2006
- CAMPOS, F. C. C. *et al.* O guia do físico das galáxias: um jogo virtual para o ensino de física por meio de conceitos de astronomia. 2014, [S.l: s.n.], 2014. p. 8. Disponível em: <[http://snea2012.vitis.uspnet.usp.br/snea3/?q=snea2014\\_resumo\\_CP67](http://snea2012.vitis.uspnet.usp.br/snea3/?q=snea2014_resumo_CP67)>.
- CAMPOS, F. C. S.; OLIVEIRA, A. F.; SILVA, J. R. N. DA. O desenvolvimento e análises de um jogo virtual para o ensino de astronomia: uma compreensão sobre as primeiras interações. *EmRede-Revista de Educação a Distância*, v. 2, n. 1, p. 21–36, 2015.
- COTARDIÈRE, P. *História das ciências. Da antiguidade aos nossos dias. Vol. I*. Lisboa: Texto & Grafia, 2010.
- CRACIUN, D. ROLE – PLAYING AS A CREATIVE METHOD IN SCIENCE EDUCATION. *Journal of Science and Arts Year*, v. 10, n. 112, p. 175–182, 2010.
- DAVID P. AUSUBEL. *Educational Psychology: a cognitive view*. New York: Holt, Rinehart and Winston, 1968.
- 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. Disponível em: <<http://www.scielo.br/pdf/rbef/v40n3/1806-1117-rbef-40-03-e3501.pdf>>.
- 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.

GASPAR, A.; MONTEIRO, I. C. C. Atividades experimentais de demonstrações em sala de aula: uma análise segundo o referencial da teoria de Vygotsky. *Investigações em Ensino de Ciências*, v. 10, n. 2, p. 227–254, 2005.

HILL, S. L. *Alphabet blocks*. . USA: [s.n.]. Disponível em: <<https://patentimages.storage.googleapis.com/2a/77/ce/4ac8085afa5d78/US21798.pdf>>. , 1858

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*, v. 7, p. 75–83, 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.

LI, M.-C.; TSAI, C.-C. Game-Based Learning in Science Education: A Review of Relevant Research. *Journal of Science Education and Technology*, v. 22, n. 6, p. 877–898, 2013. Disponível em: <<http://link.springer.com/10.1007/s10956-013-9436-x>>.

LOBO, V. M. M. *Peso atômico ou “massa atômica”?*

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

MARTINS, R. DE A. *Becquerel e a descoberta da radioatividade: uma análise crítica*. São Paulo: Livraria da Física, 2012.

MARTINS, R. DE A. Como Becquerel não descobriu a radioatividade. *Caderno Catarinense de Ensino de Física*, v. 7, p. 27–45, 1990.

MARTINS, R. L. C.; VERDEAUX, M. DE F. S.; SOUSA, C. M. S. G. DE. A utilização de diagramas conceituais no ensino de física em nível médio: um estudo em conteúdos de ondulatória, acústica e óptica. *Revista Brasileira de Ensino de Física*, v. 31, n. 3, p. 3401–12, 2009.

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.
- MOREIRA, M. A. Mapas conceituais. *Caderno Catarinense de Ensino de Física*, v. 3, n. 1, p. 17–25, 1986.
- MOREIRA, M. A.; MASINI, E. F. S. *Aprendizagem significativa: a teoria de David Ausubel*. São Paulo: Moraes, 1982.
- NOVAK, J. D. Concept Mapping: a useful tool for science education. *Journal of Research in Science Teaching*, v. 27, n. 10, p. 937–949, 1990.
- NOVAK, J. D.; CAÑAS, A. J. *The Theory Underlying Concept Maps and How to Construct and Use Them*. Disponível em: <<http://cmap.ihmc.us/docs/theory-of-concept-maps>>. Acesso em: 4 ago. 2015.
- PINHEIRO, L. A.; COSTA, S. S. C. DA; MOREIRA, M. A. *Do átomo grego ao Modelo Padrão: os indivisíveis de hoje*. . Porto Alegre: [s.n.], 2012.
- PIRES, A. S. T. *Evolução das ideias da física*. São Paulo: Livraria da Física, 2008.
- QIAN, M.; CLARK, K. R. Game-based Learning and 21st century skills: A review of recent research. *Computers in Human Behavior*, v. 63, p. 50–58, 2016.
- 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.
- VYGOTSKY, L. S. *A formação social da mente*. São Paulo: Livraria Martins Fontes, 1991.
- YIEN, J. M. *et al.* A game-based learning approach to improving students' learning achievements in a nutrition course. *The Turkish Online Journal of Educational Technology*, v. 10, n. 2, p. 1–10, 2011.

## **Apêndice A – Guia para aplicação do jogo Em Busca do Prêmio Nobel como recurso didático-pedagógico**

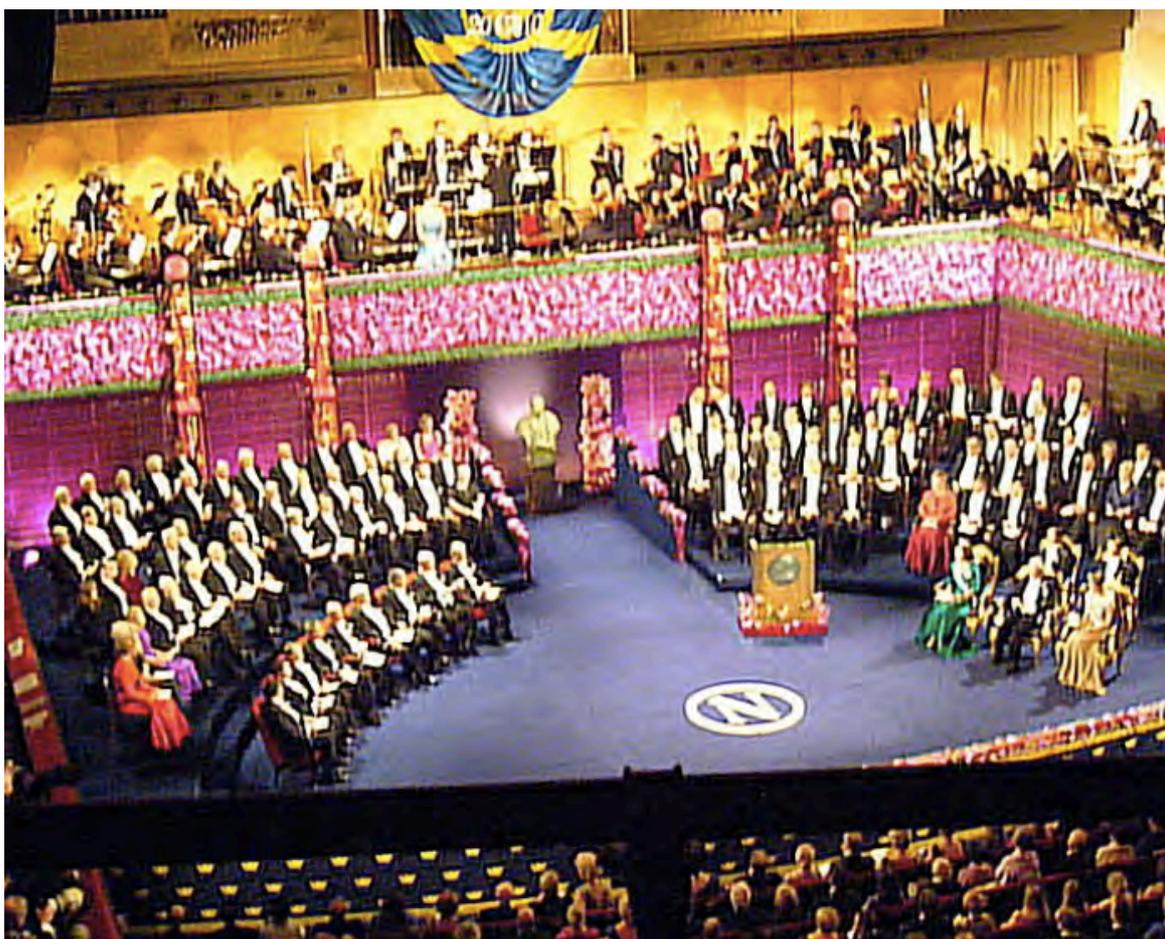
**MNPEF**  
Mestrado Nacional  
Profissional em  
Ensino de Física

UNIVERSIDADE FEDERAL  
**UFERSA**  
RURAL DO SEMI-ÁRIDO



**SBF**  
SOCIEDADE BRASILEIRA DE FÍSICA

## 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](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

<b>Sobre a capa .....</b>	<b>105</b>
<b>Apresentação .....</b>	<b>106</b>
<b>1 Fundamentos e funcionalidades do jogo EBPN .....</b>	<b>108</b>
<b>2 Atividades típicas para a preparação do jogo .....</b>	<b>108</b>
<b>2.1 Como criar uma aplicação .....</b>	<b>110</b>
2.1a Inserir ou editar questões .....	110
2.1b Inserir ou gerenciar conteúdo .....	110
<b>2.2 Como usar uma aplicação já instalada .....</b>	<b>111</b>
<b>3 Possíveis atividades didático-pedagógicas .....</b>	<b>112</b>
<b>4 Tópicos de Atomística e Física Moderna para transposição didática .....</b>	<b>113</b>
<b>4.1 Introdução .....</b>	<b>113</b>
<b>4.2 – Primórdios da atomística moderna, entre a física e a química .....</b>	<b>116</b>
<b>4.3 – Conteúdo de atomística utilizado no jogo EBPN.....</b>	<b>119</b>
4.3.1 – Conteúdo da biblioteca .....	120
4.3.2 – Conteúdo do Museu .....	164
4.3.3 – Mapas Conceituais .....	171
<b>Referências .....</b>	<b>175</b>

## 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:

3. Ambiente de aprendizagem;
4. Ambiente de jogo.

O ambiente de aprendizagem consiste em páginas de conteúdo em HTML e mapas conceituais confeccionados com a ferramenta CmapTools<sup>19</sup>. O ambiente de jogo consiste em um banco de dados MySQL<sup>20</sup>, 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.

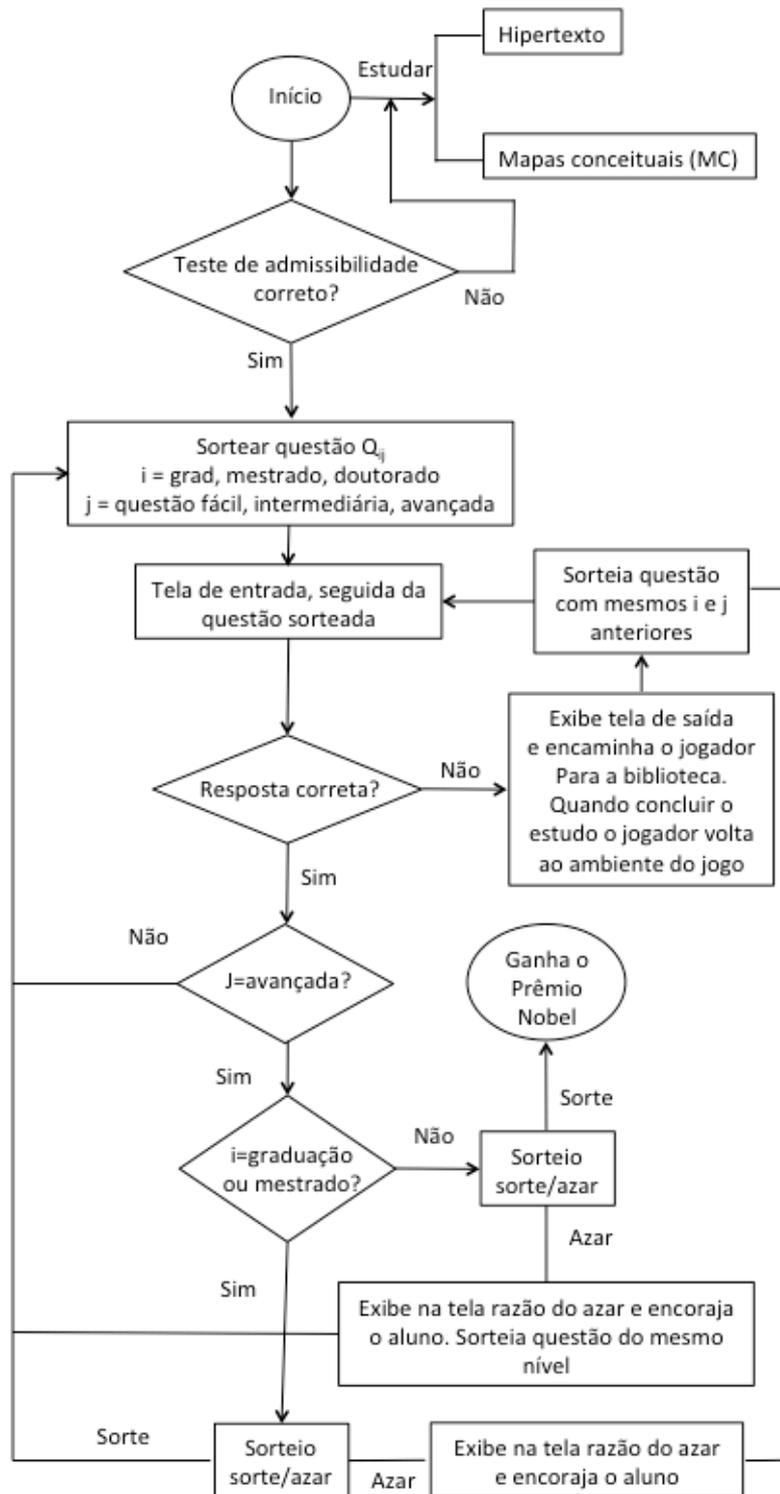
---

<sup>19</sup> <https://cmap.ihmc.us/>. Acesso em 20/01/2018.

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

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	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 ameixa, segundo o qual:			(não definida)
2	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 a matéria 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?			(não definida)
3	3	Sobre o modelo atômico idealizado por Rutherford, considere as seguintes afirmações: 1) Os prótons e os nêutrons são encastoados na eletrosfera.			(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**  
 Nenhum arquivo selecionado

**Título**

**Categoria**

- Modelo Atômico
- Propriedades Atômicas da Matéria
- Tabela Periódica
- Radioatividade

Figura 6 – Tela para cadastro de usuário.

### 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 metodológicos 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*<sup>21</sup> (...) 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 transfor-

---

<sup>21</sup> 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.

mações, desvinculadas de entidades que supostamente poderiam existir isoladamente, como os átomos.

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 no 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:

4. Biblioteca – conjunto de páginas em html com tópicos de atomística.
5. Museu – um conjunto de páginas em html com biografias dos principais cientistas que contribuíram para o desenvolvimento da atomística no final do século 19.
6. 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](#).

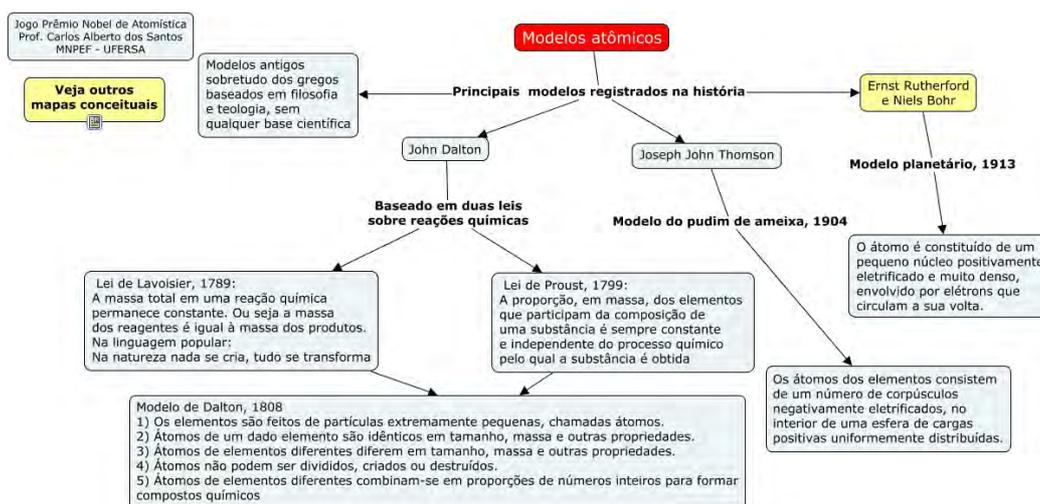
#### **4.3.1b – Eventos históricos que originaram a física moderna e a química moderna**

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 expresso<sup>22</sup>:

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 definidas<sup>23</sup>:

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.

<sup>22</sup> <https://manualdaquimica.uol.com.br/quimica-geral/lei-lavoisier.htm>. Acesso em 20/5/2018.

<sup>23</sup> [https://acervodigital.unesp.br/bitstream/123456789/41532/7/2ed\\_qui\\_m4d8\\_tm01\\_box4.pdf](https://acervodigital.unesp.br/bitstream/123456789/41532/7/2ed_qui_m4d8_tm01_box4.pdf). Acesso em 20/5/2018.

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 atômico<sup>24</sup>:

6. Os elementos são feitos de partículas extremamente pequenas, denominadas átomos.
7. Átomos de um dado elemento são idênticos em tamanho, massa e outras propriedades.
8. Átomos de elementos diferentes diferem em tamanho, massa e outras propriedades.
9. Átomos não podem ser subdivididos, criados nem destruídos.
10. 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_s01.html).
- ❖ [https://www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/mod06/m\\_s02.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](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

---

<sup>24</sup> <https://alunosonline.uol.com.br/quimica/constituicao-materia.html>. Acesso em 20/5/2018.

descobriu os raios-X<sup>25</sup>. A descoberta foi tão impactante, que quase toda a comunidade de físicos passou a estudar e repetir os 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 neutro<sup>26</sup>:

4. Cada elétron estaria emparelhado com uma partícula positivamente carregada. Esse par sempre estaria junto no átomo.
5. Elétrons orbitariam uma região central com partículas de carga positiva, cuja carga total seria igual a soma das cargas dos elétrons.
6. 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 aproxi-

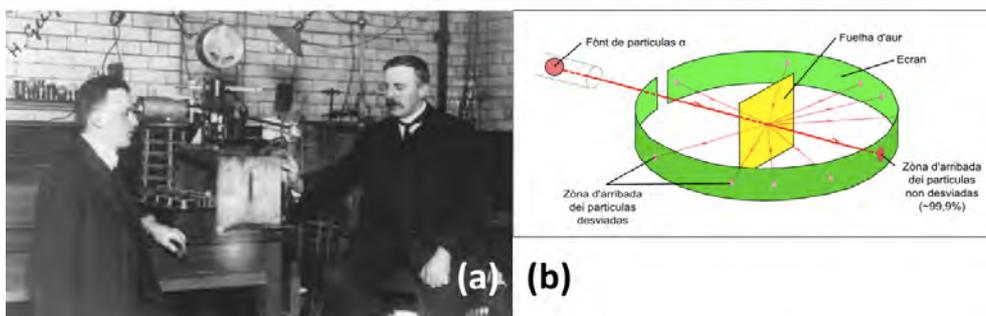
---

<sup>25</sup> [https://www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/mod06/m\\_s01.html](https://www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/mod06/m_s01.html). Acesso em 20/5/2018.

<sup>26</sup> <https://www.infoescola.com/quimica/modelo-atomico-de-thomson/>. Acesso em 20/5/2018.

madamente 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.

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 link<sup>27</sup>. (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 link<sup>28</sup>.



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 endereço<sup>29</sup>. 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

<sup>27</sup><https://commons.wikimedia.org/w/index.php?search=Rutherford+Geiger&title=Special:Search&profile=default&fulltext=1&searchToken=f17s9ftl8356de6om5h1yayzj#/media/File:Geiger-Rutherford.jpg>

<sup>28</sup>[https://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](https://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)

<sup>29</sup> [https://www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/mod06/m\\_s04.html](https://www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/mod06/m_s04.html).

sem necessidade de demonstração. Algo do tipo: isso é assim porque é. Não precisa demonstrar que é verdade.

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:

5. A que distância do núcleo esse elétron gira?
6. Ele pode girar a qualquer distância do núcleo?
7. Uma vez girando em determinada órbita, o elétron ficará para sempre nessa órbita?
8. 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?**

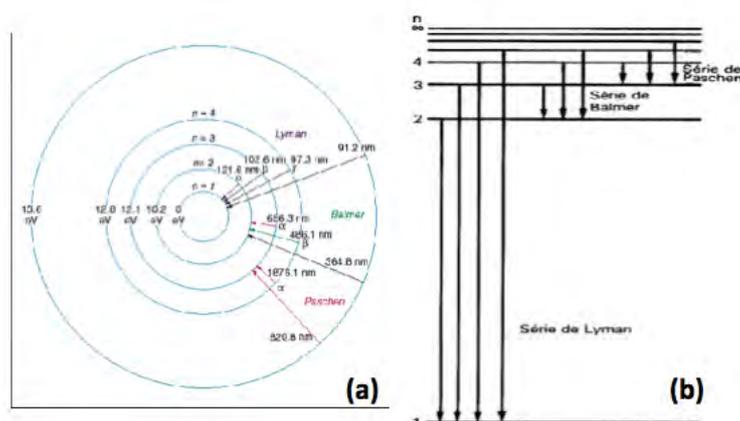
No caso do átomo de hidrogênio, o elétron pode ocupar qualquer órbita mais externa, desde que receba energia necessária para o salto ou transição. Pouco tempo depois que

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:

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

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

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

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,

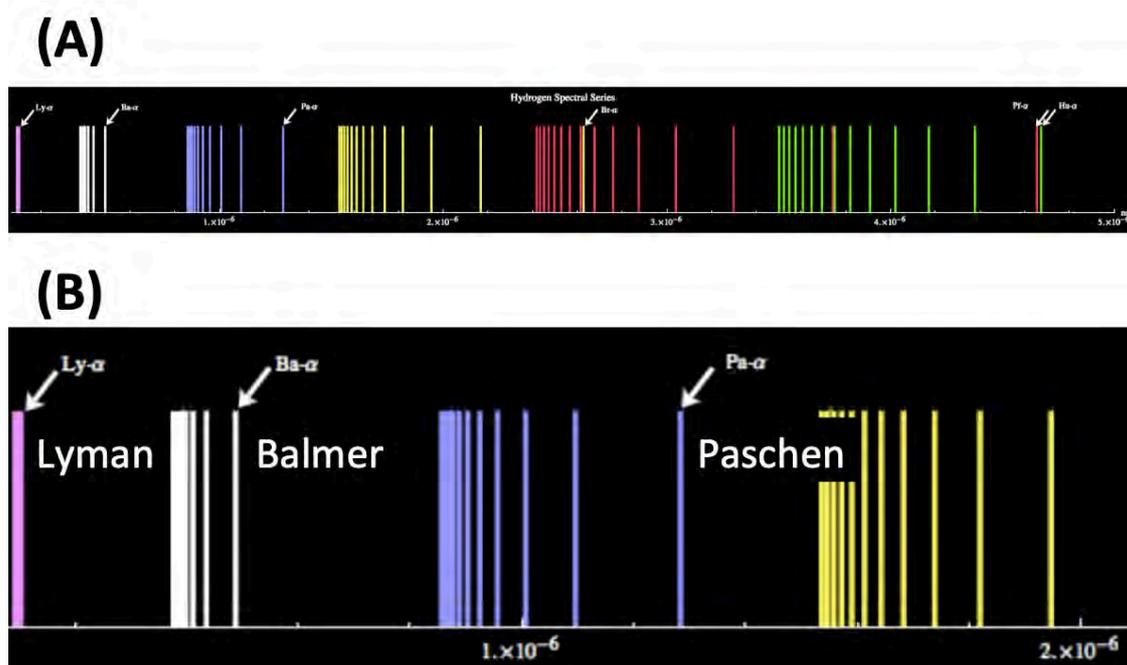
3. se o nível  $i$  é mais próximo do núcleo que o  $f$ , então o elétron terá que receber energia de uma radiação eletromagnética com frequência,  $f$ , tal que seu produto com a constante de Planck seja igual à diferença das energias.
4. por outro lado, se o nível  $i$  é mais afastado do núcleo que 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 link<sup>30</sup>. (A): Espectro completo. (B): Detalhando as primeiras linhas das séries de Lyman, Balmer e Paschen.

---

<sup>30</sup><https://commons.wikimedia.org/w/index.php?search=Hydrogen+Spectral+series&title=Special:Search&profl=defaul&fulltext=1&searchToken=bdm44dmzvk8oqrj0ogrrzbac#/media/File:HydrogenSpectrum.png>



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 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:

4. Ele pode ir diretamente, do quinto nível para o primeiro, denominado nível fundamental.

5. Ele pode ir do quinto nível para o segundo e daí para o fundamental.
6. 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,

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

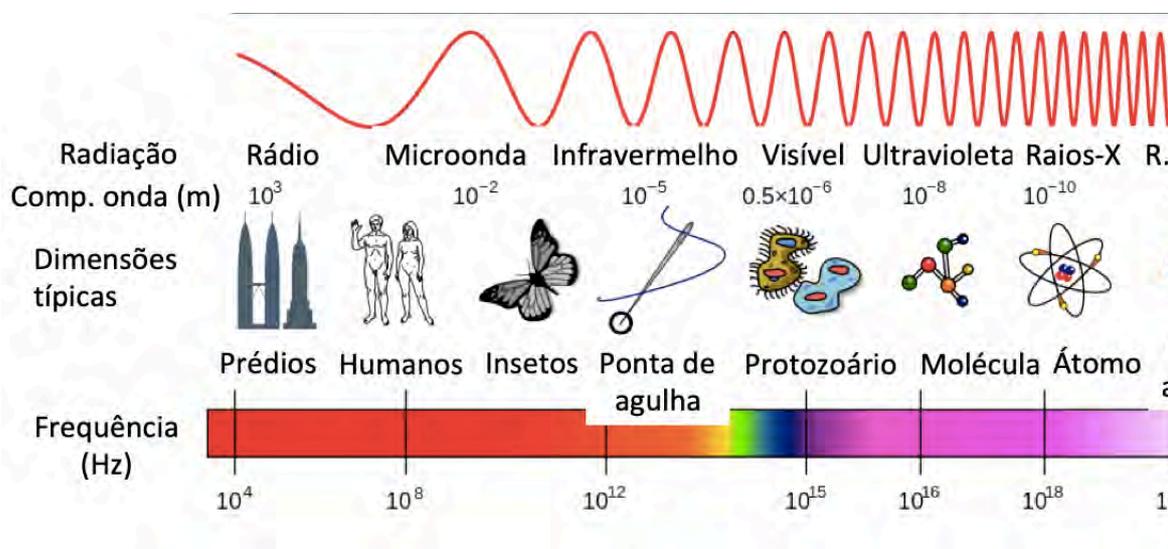
obtém-se o valor do comprimento de onda da radiação correspondente à primeira linha da série de Lyman:

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

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 link<sup>31</sup>.



<sup>31</sup> [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:EM\\_Spectrum\\_Properties\\_de.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:EM_Spectrum_Properties_de.svg)

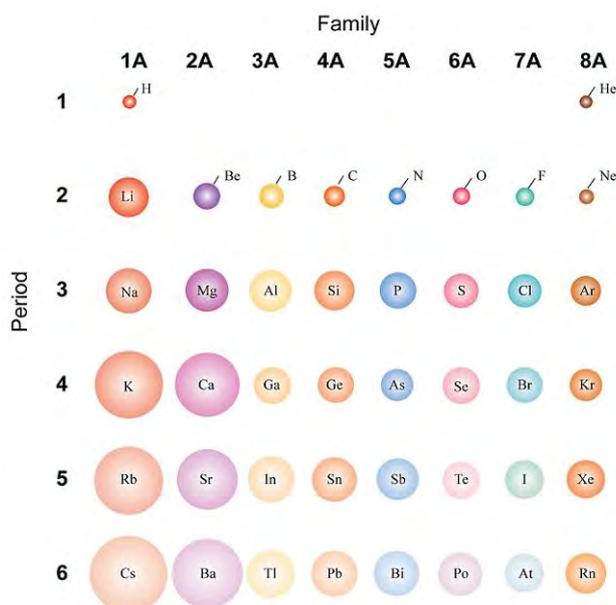
### 4.3.1e – Propriedades atômicas da matéria

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 (masculino / 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*.

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](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.

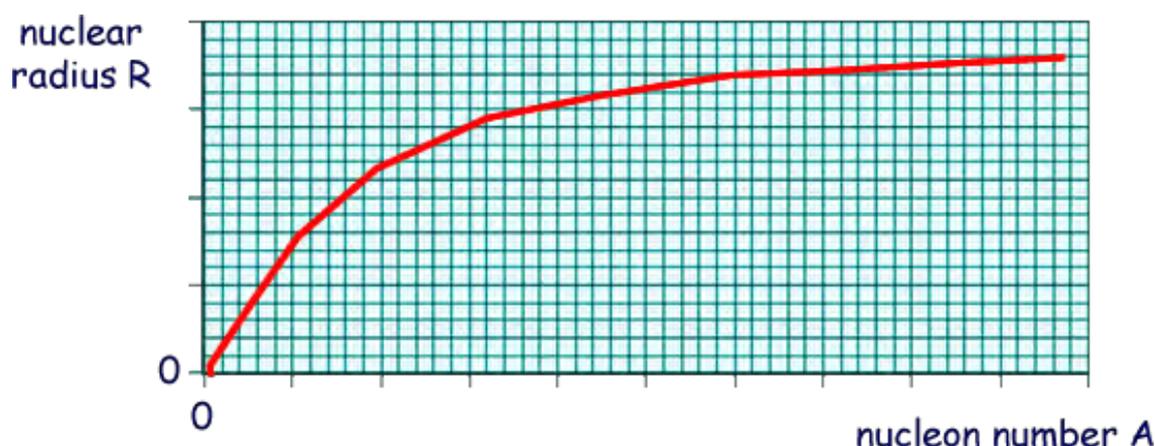
### **Raio nuclear e raio atômico**

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.

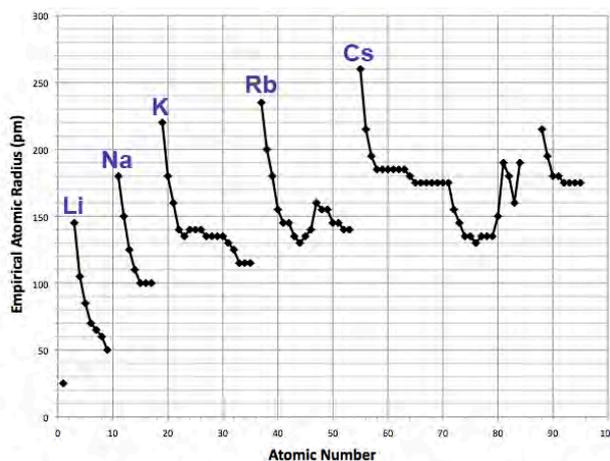
### Elétrons de Valência

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 e 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.

8. 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 . . .).
9. Cada orbital só comporta dois elétrons. Isso resulta do princípio de exclusão de Pauli, um resultado típico da teoria quântica.
10. A teoria quântica mostra que:
  11. s contém 1 orbital, portanto, no máximo 2 elétrons;
  12. p contém 3 orbitais, portanto, no máximo 6 elétrons;
  13. d contém 5 orbitais, portanto, no máximo 10 elétrons;
  14. 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](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:

5. A camada K tem 1 orbital;
6. A camada L tem 4 orbitais;
7. A camada M tem 9 orbitais;
8. A camada N tem 16 orbitais.

Então:

5. A camada K só pode conter o termo s (1 orbital);
6. A camada L só pode conter os termos s (1 orbital) e p (3 orbitais);
7. A camada M só pode conter os termos s (1 orbital), p (3 orbitais) e d (5 orbitais);
8. 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:

5. s contém no máximo 2 elétrons;
6. p contém no máximo 6 elétrons;
7. d contém no máximo 10 elétrons;
8. 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:  $2s^22p^6$ .
- M:  $3s^23p^63d^{10}$ .
- N:  $4s^24p^64d^{10}4f^{14}$ .

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.

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

Agora, vejamos se isto não é lógico:

4. 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.
5. 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.
6. 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.

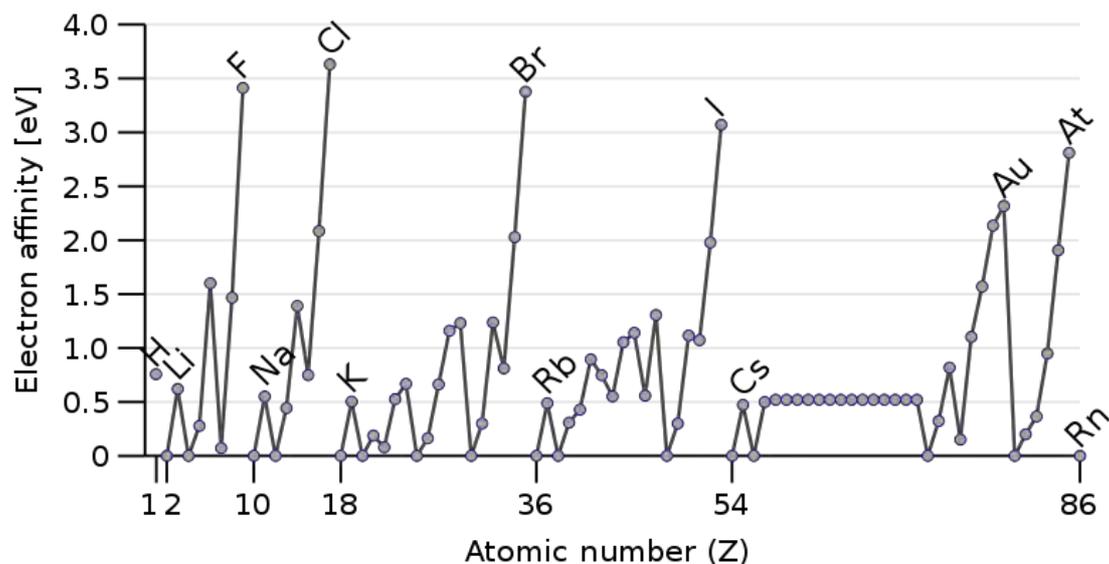
### Eletronegatividade, eletropositividade e afinidade Eletrônica

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:

4. Afinidade eletrônica é a quantidade de energia liberada por um átomo neutro quando ele ganha um elétron e torna-se um íon negativo.
5. Eletronegatividade é a tendência de um átomo em atrair elétrons nas reações químicas.
6. 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](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.

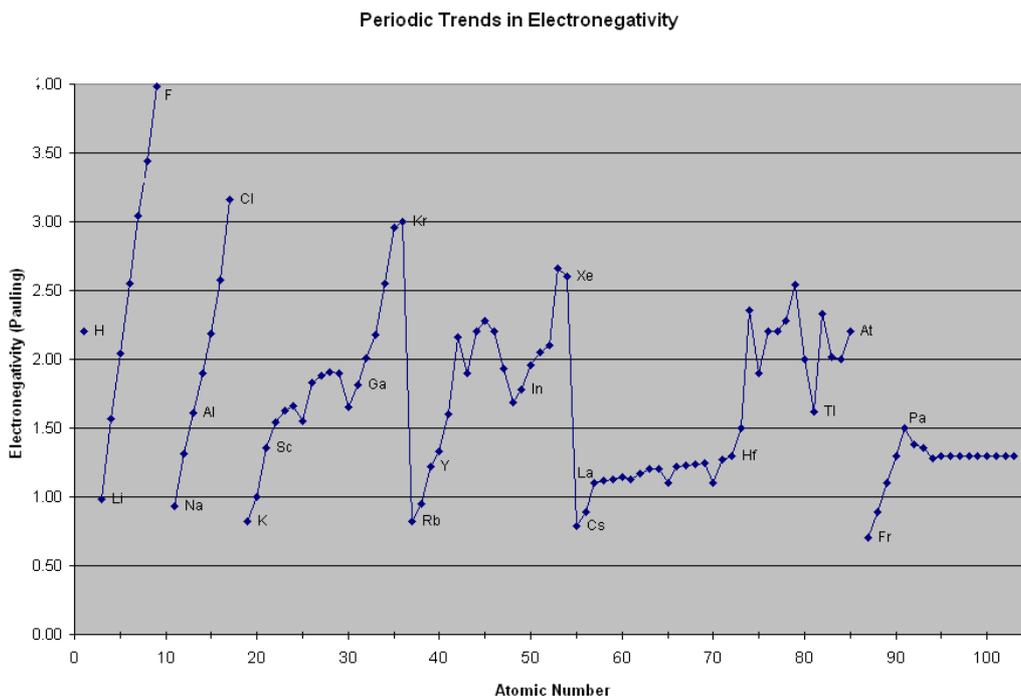
Vamos explicar esses resultados. O lítio tem 1 elétron na camada L, enquanto o flúor tem 7. Portanto, é muito mais fácil para o flúor receber 1 elétron para completar o octeto, do que o lítio receber 7. Portanto, o flúor é mais eletronegativo do que o lítio. Por outro lado, é muito mais fácil o lítio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

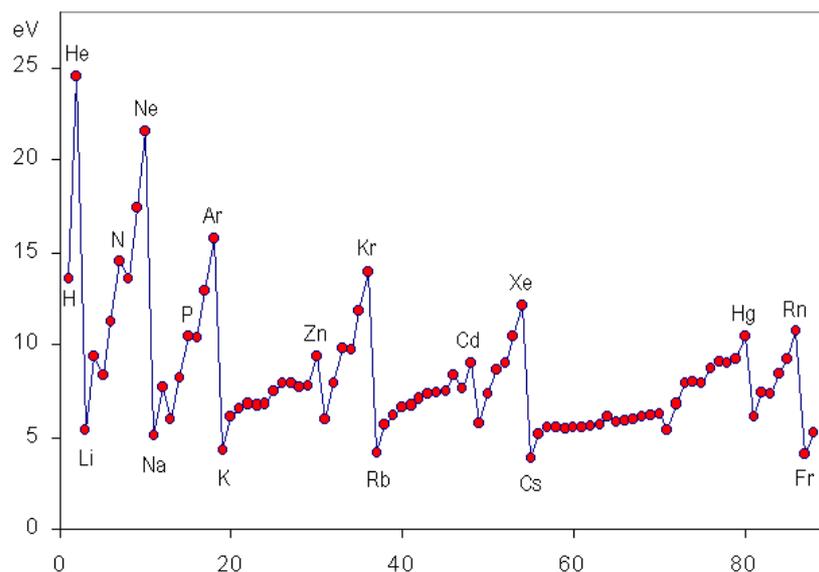
Figura 17 –Eletronegatividade em função do número atômico. Extraído em 20/5/2018, de <[https://www.angelo.edu/faculty/kboudrea/periodic/trends\\_electronegativity.htm](https://www.angelo.edu/faculty/kboudrea/periodic/trends_electronegativity.htm)>.



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](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:First_ionization_energies.png).



#### **4.3.1f – Diagrama de distribuição eletrônica**

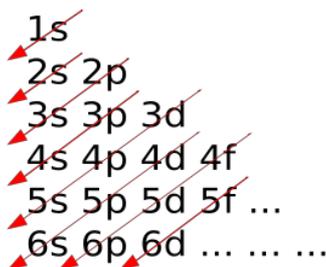
Já aprendemos o que significa camada atômica (K, L, M, N, etc), bem como o que são os termos espectroscópicos (s, p, d, f) e os orbitais. Vamos agora aprender como distribuir os elétrons em todos os níveis eletrônicos. Costumamos denominar essa distribuição como *configuração eletrônica*.

O chinês Pao-Fang Yi inventou um esquema simples para o preenchimento das camadas eletrônicas<sup>32</sup>. 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 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](https://pt.wikipedia.org/wiki/Diagrama_de_Linus_Pauling)>. Acesso em 10/6/2017.

<sup>32</sup> [https://pt.wikipedia.org/wiki/Diagrama\\_de\\_Linus\\_Pauling](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  $[\text{Ar}]3d^4s^2$ . 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
↓ Período	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 tabela<sup>33</sup> apresenta as configurações erradas.

<sup>33</sup> <https://www.todamateria.com.br/tabela-periodica/>. Acesso 10/6/2017.

### **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 uranilo 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.

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.

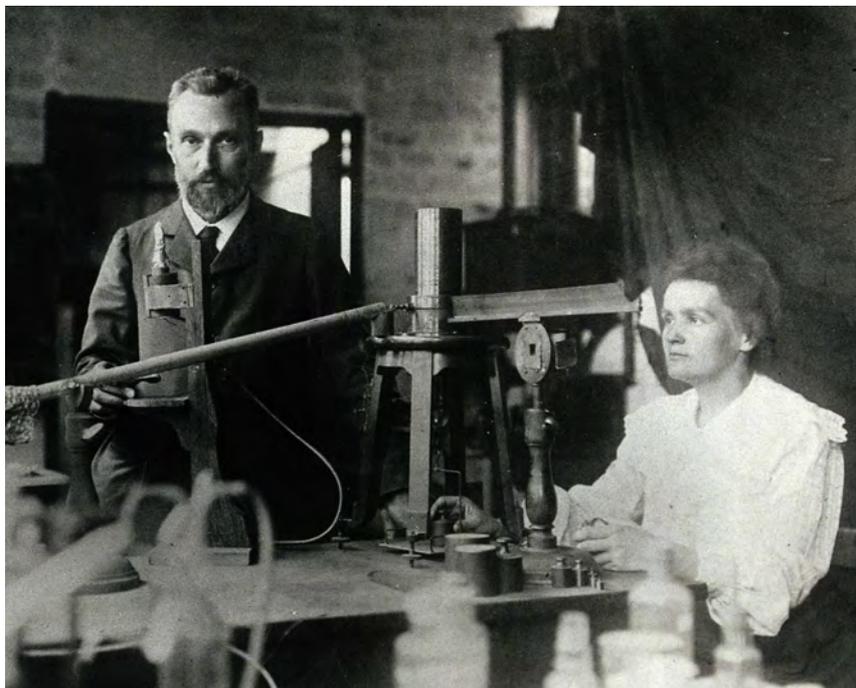
Entre os resultados obtidos por Becquerel e outros pesquisadores entre 1896 e 1897, teve um que chamou a atenção de Marie. Alguns pesquisadores mostraram que o urânio e seus compostos tinham a capacidade de ionizar o ar, ou seja tornar o ar condutor de eletricidade. Ela resolveu investigar essa propriedade, 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](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 uraninita. 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 naquela 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 dominar 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 consti-

tuído 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**

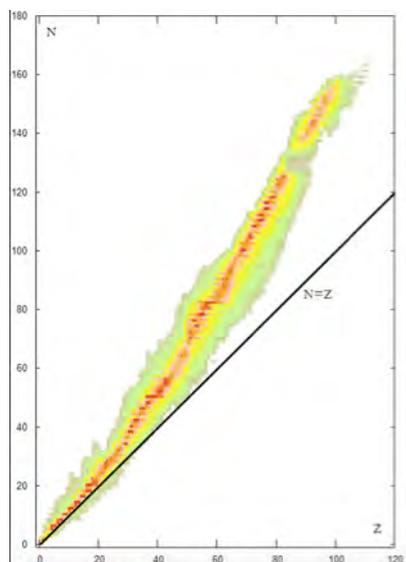
O número de prótons de um átomo, que é igual ao número de elétrons, é denominado número atômico e é representado pela letra  $Z$ . A soma do número de prótons e de nêutrons é o número de massa, representado pela letra  $A$ . Quando queremos mencionar prótons ou nêutrons, como partículas no interior do 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](https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/7a/Isotopes_and_half-life.png)>, em 10/6/2017.



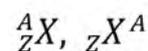
Uma explicação simples para o aumento do número de nêutrons nos átomos pesados, é que o volume do núcleo cresce menos do que o número prótons e nêutrons e tende para um valor constante, como sugere a Figura 23. Então, com o crescimento do número de nucleons o núcleo vai ficando mais denso, os prótons 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.

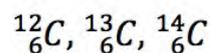
### **Isótopos, isóbaros e isótonos**

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.

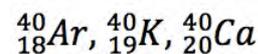
Um **nuclídeo** X, com número atômico Z e número de massa A é representado por um desses símbolos:



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



**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.

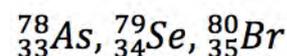
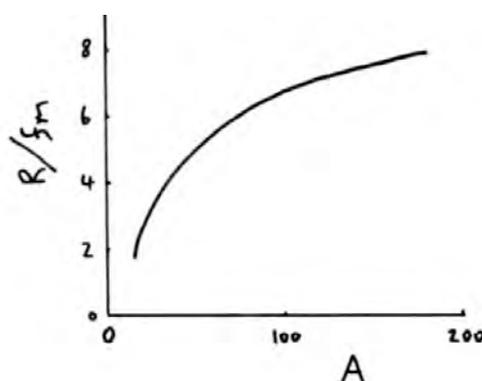


Figura 23 – Raio nuclear, em femtômetro (fm), em função do número de massa. Extraído em 10/6/2017, de <<http://physicsnet.co.uk/a-level-physics-as-a2/radioactivity/nuclear-radius/>>.



### 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 decaimen-

to, 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,

$$\text{Próton} + \text{Elétron} = \text{Nêutron}.$$

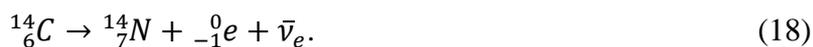
O problema é que nessa equação a energia está desbalanceada. Ou seja, não há conservação de energia. Talvez você queira saber como concluímos que não há conservação de energia nessa transformação. Não podemos discutir aqui essa questão, pois não dominamos os conceitos necessários. Basta sabermos que 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

$$\text{Próton} + \text{Elétron} = \text{Nêutron} + \text{Antineutrino}$$

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 link<sup>34</sup>. (b) versão impressa em russo. Extraída em 10/6/2017, desse link<sup>35</sup>.

<sup>34</sup>[https://commons.wikimedia.org/w/index.php?search=Mendeleev%27s+1869+periodic+table&title=Special:Search&profile=images&fulltext=1&searchToken=dlcitsxgbdvocc9bki6lwpltg#/media/File:Mendeleev\\_law.jpg](https://commons.wikimedia.org/w/index.php?search=Mendeleev%27s+1869+periodic+table&title=Special:Search&profile=images&fulltext=1&searchToken=dlcitsxgbdvocc9bki6lwpltg#/media/File:Mendeleev_law.jpg)

<sup>35</sup>[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Mendeleev%27s\\_1869\\_periodic\\_table.png](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Mendeleev%27s_1869_periodic_table.png)

*Система элементов, составленная по весу и химическому сходству.*

*Менделѣевъ*

H=1	Li=7	Na=23	K=39	Rb=85,4	Cs=133
Be=9,1	B=11	Mg=24	Zn=65,2	Ag=108	Hg=200
C=12	Si=28	Al=27,1	?=68	Ur=116	Au=197?
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		
Ca=40	Sr=87,6	Ba=137	Pb=207		
?=45	Ce=92				
?Er=56	La=94				
?Yl=60	Di=95				
?In=75,5	Th=118?				

*Эта таблица была составлена по весу и химическому сходству. В ней выделены группы элементов, сходные по своим свойствам. В некоторых местах стоят знаки вопроса, так как для этих элементов не было найдено достаточного количества соединений.*

*1869.*

## 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=197,1.
	Fe=56	Ru=104,4	Ir=198.
	Ni=59	Pd=106,4	O=199.
	Co=59	Pt=106,4	O=199.
	Cu=63,4	Ag=108	Hg=200.
Be=9,1	Mg=24	Zn=65,2	Cd=112
B=11	Al=27,1	?=68	Ur=116
C=12	Si=28	?=70	Sn=118
N=14	P=31	As=75	Sb=122
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
		Ca=40	Sr=87,6
		?=45	Ce=92
		?Er=56	La=94
		?Yl=60	Di=95
		?In=75,5	Th=118?

D. 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 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*<sup>36</sup>. 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.

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

---

<sup>36</sup> <https://www.if.ufrgs.br/tex/fis142/fismod/mod05/index.html>. Acesso em 20/6/2018.

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 acrésci-

mo 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 se-

guintes. 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**

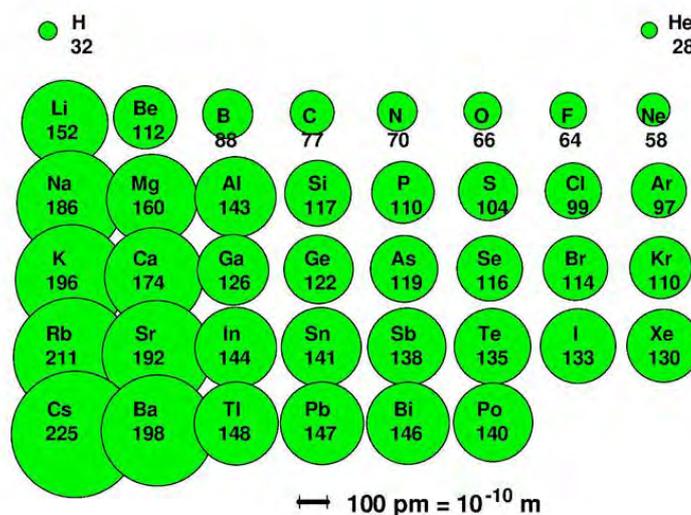
O raio nuclear cresce com o número de massa,  $A$ , que é a soma do número de prótons e nêutrons, do modo como ilustra a Figura 2.7. O crescimento é quase linear para os átomos leves, e depois tende para um valor constante nos átomos pesados.

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 link<sup>37</sup>.

---

<sup>37</sup> [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Periodensystem\\_mit\\_Atomradien.pdf](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Periodensystem_mit_Atomradien.pdf)



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.

### 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 na 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 distância 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.

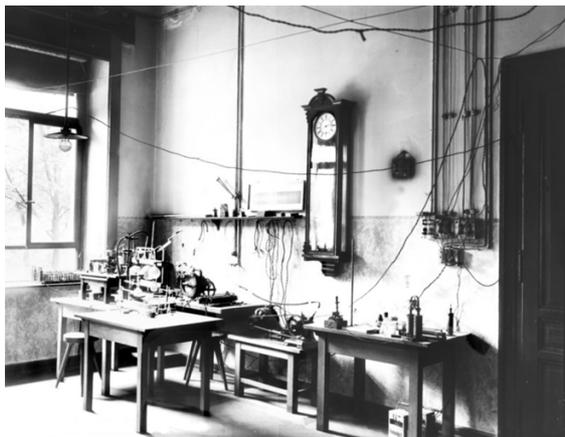
#### **4.3.2a – Wilhelm Conrad Roentgen (1845-1923)**

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 publiquei 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 link<sup>38</sup>. Acesso em 5/7/2018.

---

<sup>38</sup> [https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/d/d2/Room\\_where\\_R%C3%B6ntgen\\_found\\_x-rays.jpg](https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/d/d2/Room_where_R%C3%B6ntgen_found_x-rays.jpg)



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 link<sup>39</sup>. Acesso em 5/7/2018.



#### **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.

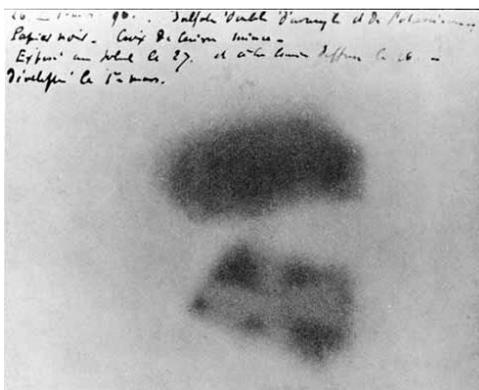
Esta imagem exibida na Figura 29 não é a primeira obtida com o sulfeto duplo de urânio e potássio, mas certamente é a mais famosa. Ela está na origem da descoberta da radioatividade.

<sup>39</sup> [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](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)

### **4.3.2c – 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](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](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.

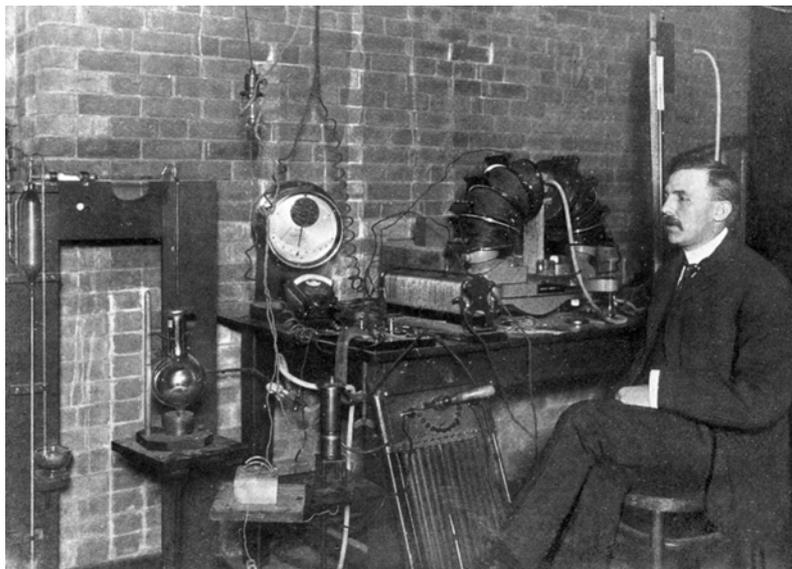


Figura 33 – Rutherford e Geiger na Universidade McGill. Extraído de <<https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Geiger-Rutherford.jpg>>. Acesso em 5/7/2018.



#### **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 --> LL
    C -- explain the relationship between pairs of --> LW
  
```

Figura 35 – Mapa geral sobre atomística.

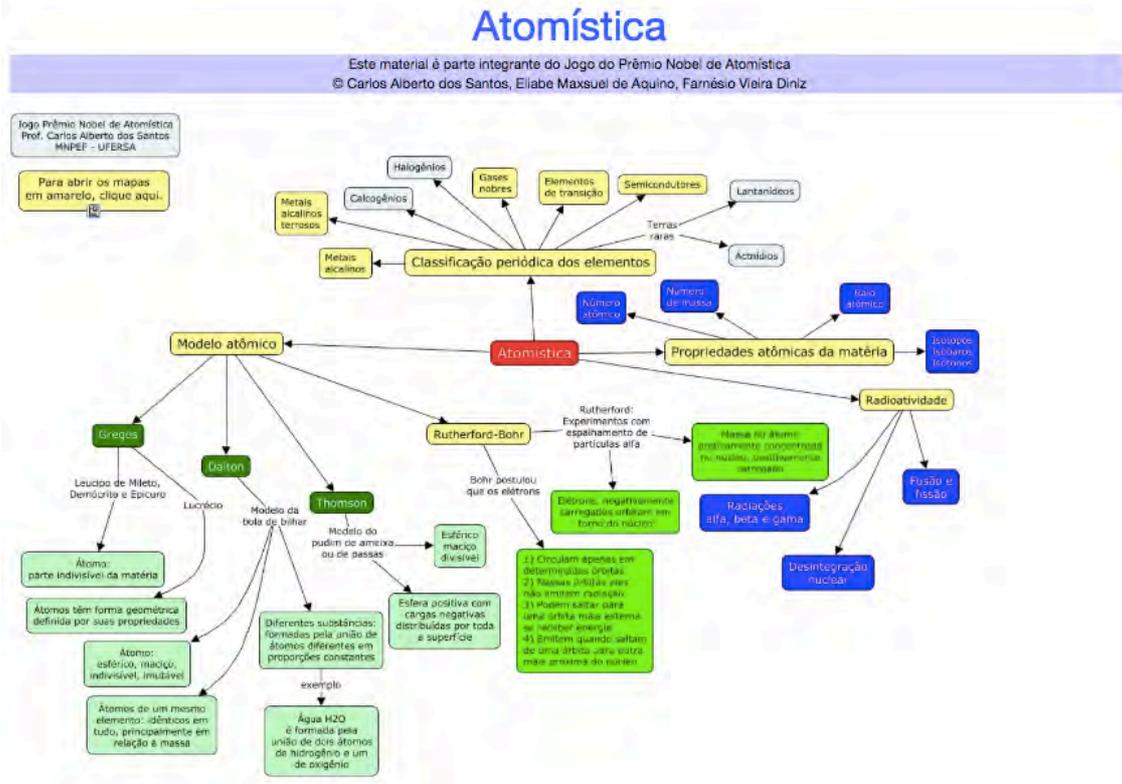


Figura 36 - Mapa conceitual sobre modelos atômicos.

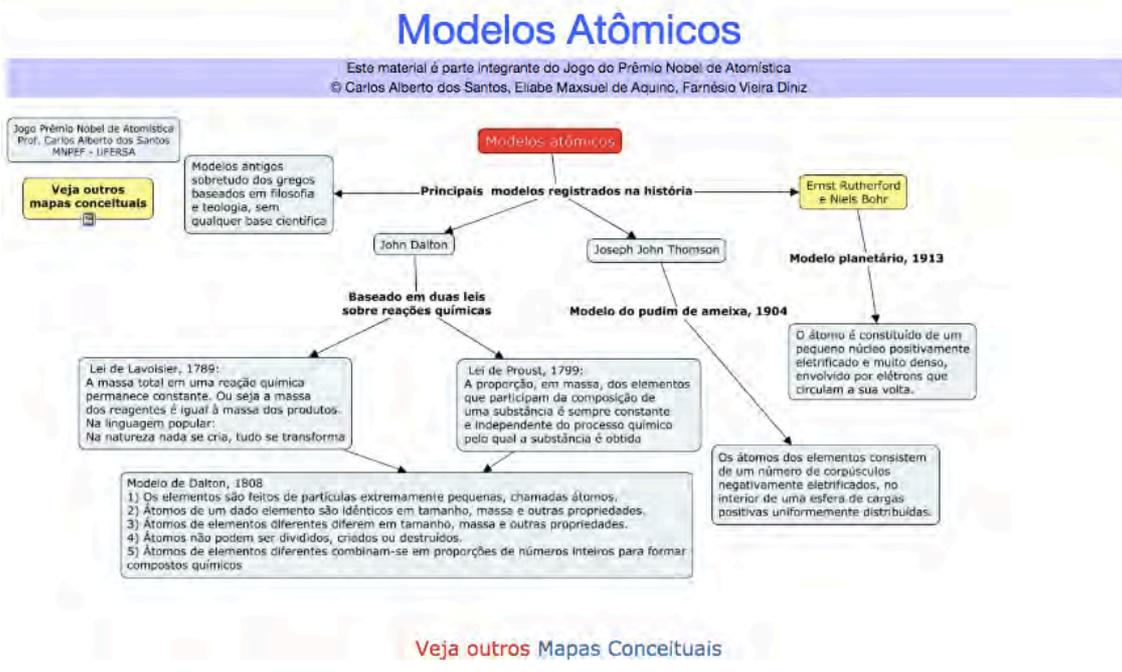


Figura 37 – Mapa conceitual sobre propriedades atômicas da matéria.

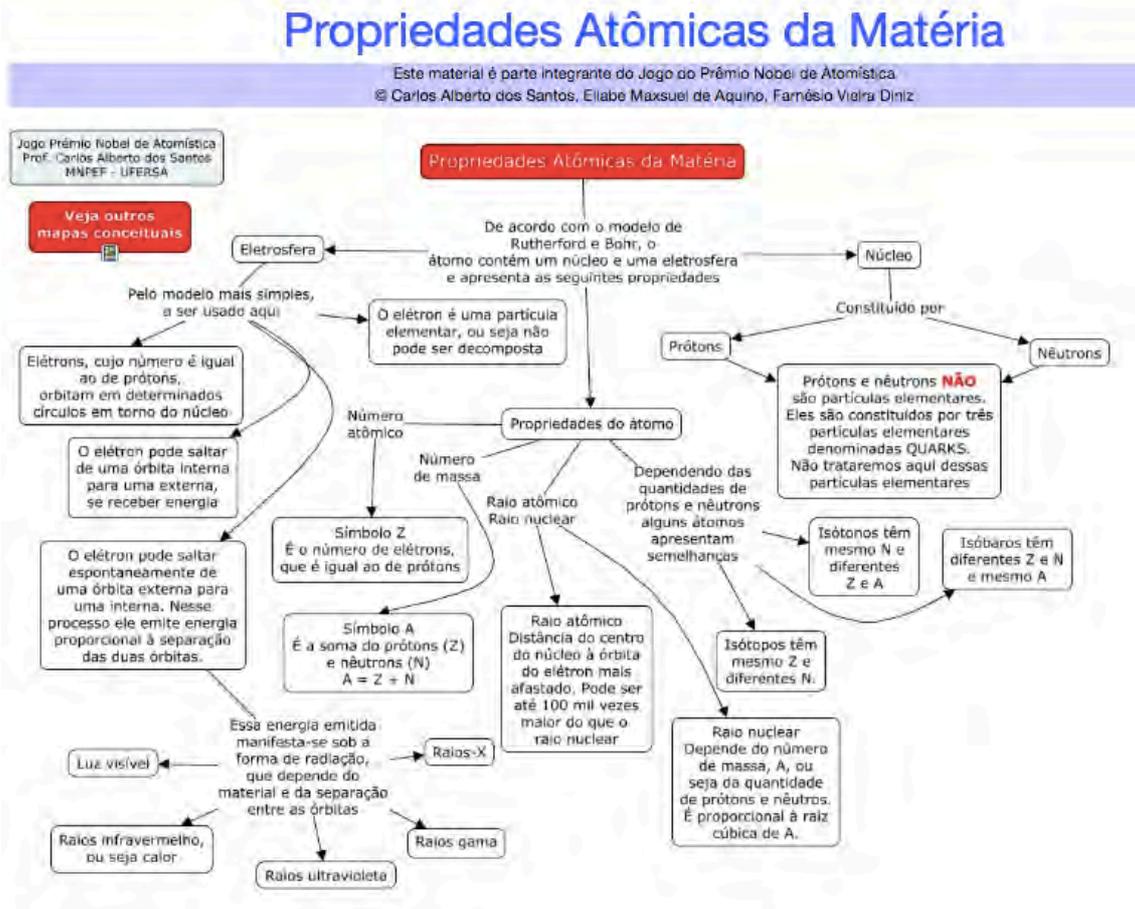
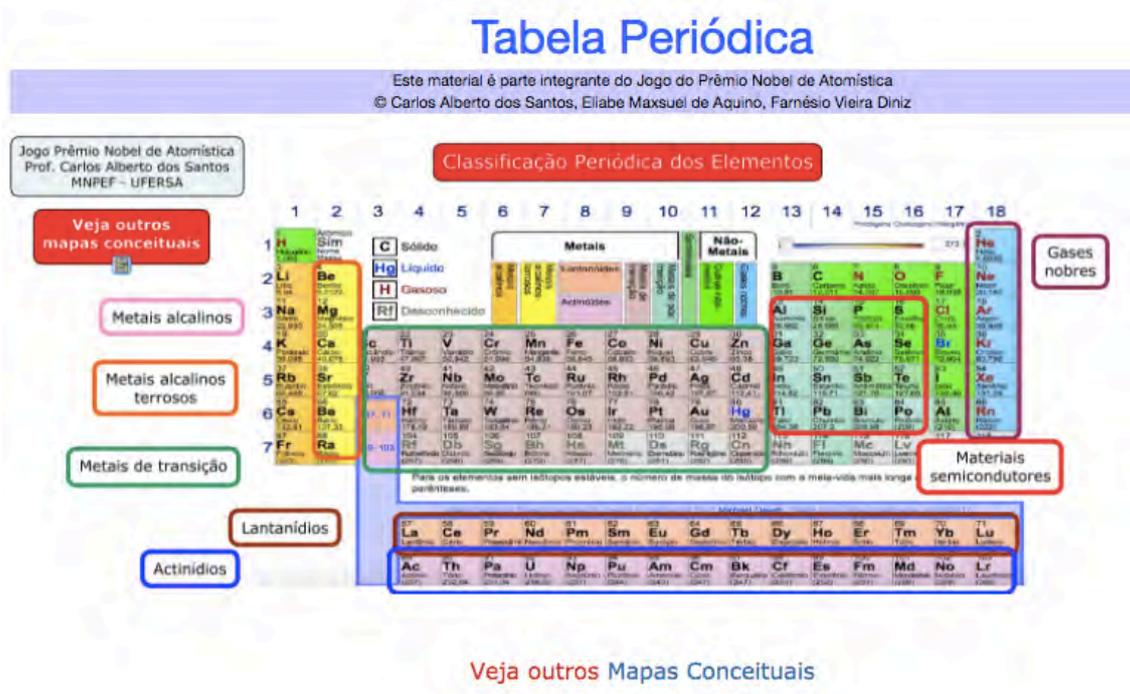


Figura 38 – Mapa conceitual sobre a tabela periódica.



## 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.

## Apêndice B – Algumas questões utilizadas no jogo EBN

1) Considerando-se um elemento M genérico qualquer, que apresenta configuração eletrônica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ , pode-se afirmar que:

- I. seu número atômico é 25;
- II. possui 7 elétrons na última camada;
- III. apresenta 5 elétrons desemparelhados;
- IV. pertence à família 7A.

Estão corretas as afirmações:

- a) I e III somente.
- b) II e IV somente.
- c) I e IV somente.
- d) I, II e III somente.
- e) II, III e IV somente.

2) Os interruptores brilham no escuro graças a uma substância chamada sulfeto de zinco (ZnS), que tem a propriedade de emitir um brilho amarelo esverdeado depois de exposta à luz. O sulfeto de zinco é um composto fosforescente. Ao absorverem luz os elétrons são estimulados a se afastarem do núcleo. Pouco tempo depois eles retornam aos seus lugares de origem e emitem luz amarela esverdeada de fraquíssima intensidade, só perceptível em ambiente escuro. Isso acontece quando você desliga o interruptor. A partir dessas informações, pode-se concluir que o melhor modelo atômico que representa o funcionamento dos interruptores no escuro é o de:

- a) Dalton
- b) Rutherford-Bohr
- c) Heisenberg
- d) Thomson
- e) Lavoisier

3) O feldspato é representado pela fórmula geral (AB<sub>4</sub>O<sub>8</sub>), onde A pode ser os elementos Ca, Na ou K, e B pode ser Al e/ou Si. Em relação aos símbolos Ca, Na, K, Al, Si, é correto afirmar que eles representam respectivamente:

- a) Cálcio, nitrogênio, criptônio, alumínio, silício.
- b) Cálcio, sódio, potássio, alumínio, selênio.
- c) Cálcio, sódio, potássio, alumínio, silício.
- d) Cádmio, sódio, criptônio, prata, silício.
- e) Cádmio, sódio, potássio, alumínio, silício.

4) Suponha que no modelo de Bohr para o átomo de hidrogênio, o elétron seja excitado para o quinto nível de energia. Quantos fótons podem ser emitidos no processo de desexcitação?

- a) Somente 1.
- b) No máximo 4.
- c) No máximo 5.
- d) Somente 2.
- e) Somente 3.

5) Indique, entre as alternativas abaixo aquela que identifica o átomo de um determinado elemento químico e o diferencia de todos os outros.

- a) Massa atômica.
- b) Número de elétrons.
- c) Número atômico.
- d) Número de nêutrons.
- e) Peso atômico.

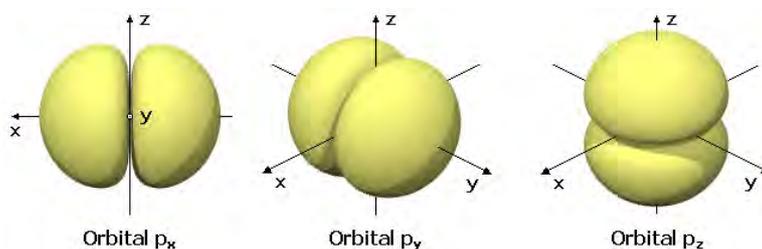
6) O elemento radioativo natural  ${}_{90}\text{Th}^{232}$ , após uma série de emissões alfa e beta, isto é, por decaimento radioativo, converte-se em um isótopo não-radioativo, estável, do elemento chumbo,  ${}_{82}\text{Pb}^{208}$ . O número de partículas alfa e beta, emitidas após o processo, é, respectivamente, de:

- a) 5 e 2.
- b) 5 e 5.
- c) 6 e 4.
- d) 6 e 5.
- e) 6 e 6

7) O átomo, na visão de Thomson, é constituído de:

- A) níveis e subníveis de energia.
- B) cargas positivas e negativas.
- C) núcleo e eletrosfera.
- D) grandes espaços vazios.
- E) orbitais.

8) Em um átomo, quantos elétrons podem ocupar o termo p, representado na figura pelos seus orbitais  $p_x$ ,  $p_y$  e  $p_z$ ?

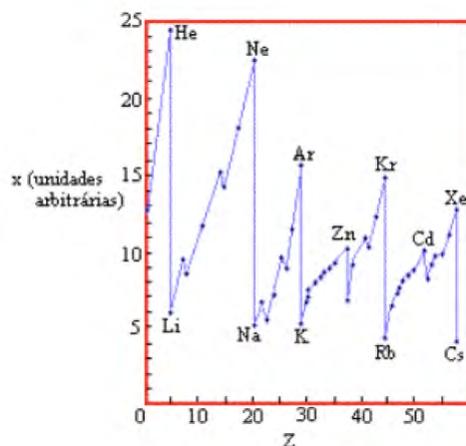


- a) 3
- b) 2
- c) 4
- d) 6
- e) 5

9) Se  ${}_{26}\text{Fe}^{57}$  e  ${}_{27}\text{Co}^{57}$  são espécies de elementos diferentes que possuem o mesmo número de massa, uma característica que os distingue sempre é o número de:

- a) elétrons na eletrosfera.
- b) elétrons no núcleo.
- c) nêutrons na eletrosfera.
- d) nêutrons no núcleo.
- e) prótons no núcleo.

10) O gráfico mostra a variação de determinada propriedade X em função do número atômico Z.



Considere as seguintes afirmações (Adaptado de CEUB):

- (1) Nada se pode dizer a respeito da periodicidade dessa propriedade.
- (2) A propriedade X é uma propriedade periódica.

- (3) O valor de X aumenta continuamente em função de Z.  
 (4) X é uma propriedade aperiódica.  
 (5) O valor de X é sempre menor para os elementos do início de cada período em comparação com o valor dos elementos no final do período em pauta.

Quais afirmações estão corretas?

- a) (1) e (3)  
 b) (2) e (3)  
 c) (1) e (5)  
 d) (2) e (5)  
 e) (3) e (5)

11) Na tabela periódica, os elementos químicos estão ordenados (Adaptado de FUVEST):

- a) Rigorosamente segundo seus números atômicos crescentes, o que implica em raios nucleares crescentes.  
 b) De maneira tal que os ocupantes de uma mesma família têm o mesmo número de níveis de energia.  
 c) De tal modo que todos os elementos de transição se localizam no mesmo período.  
 d) Segundo seus volumes atômicos crescentes e pontos de fusão decrescentes.  
 e) De maneira tal que o volume nuclear, ponto de fusão e energia de ionização variam periodicamente.

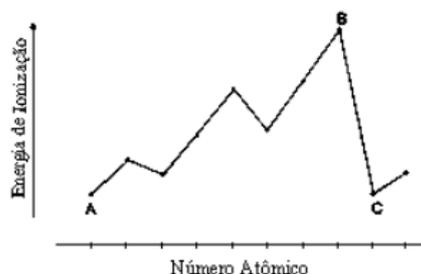
12) Os gases nobres são os únicos elementos químicos que têm a camada de valência com o número máximo de elétrons (dois ou oito). Esse fato proporciona estabilidade química a eles. Sabendo que os elementos químicos hidrogênio, flúor, sódio, potássio e argônio têm respectivamente números atômicos 1, 9, 11, 19 e 18, qual das espécies abaixo pode ser considerada estável (Adaptado de FMU)?

- a)  $\text{H}^{1+}$   
 b)  $\text{F}^0$   
 c)  $\text{Na}^{1-}$   
 d)  $\text{K}^+$   
 e)  $\text{Ar}^{2-}$

13) Sabendo que o número atômico do potássio é 19, quais são as respectivas distribuições eletrônicas do último nível das espécies químicas K,  $\text{K}^+$ ,  $\text{K}^{2+}$  (Adaptado de PUC-RJ):

- a)  $4s^0$  ;  $4s^1$  ;  $4s^2$   
 b)  $4s^1$  ;  $3s^2 3p^6$  ;  $3s^2 3p^5$   
 c)  $4s^1$  ;  $4s^2$  ;  $4s^2 4p^1$   
 d)  $4s^2$  ;  $4s^1$  ;  $4s^2 4p^6$   
 e)  $4s^1$  ;  $4s^2$  ;  $4s^3$

14) O gráfico mostra a variação da energia de ionização em função do número atômico.



Sabendo que os períodos 1 a 4 começam e terminam com os seguintes números atômicos

Período 1: 1 - 2 / Período 2: 3 - 10 / Período 3: 11 - 18 / Período 4: 19 - 36, escolha a alternativa com os números atômicos corretos de A, B e C, respectivamente (Adaptado de PUC-RJ).

- a) A = 1; B = 8; C = 9.  
 b) A = 11; B = 18; C = 19.  
 c) A = 10; B = 17; C = 18.  
 d) A = 12; B = 19; C = 20.  
 e) A = 2; B = 9; C = 10.

15) Considerando-se um elemento químico que apresenta configuração eletrônica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ , pode-se afirmar que (Adaptado de ACAFE):

I. seu número atômico é 25;

II. possui 7 elétrons na última camada;

III. apresenta 5 elétrons desemparelhados;

IV. pertence ao terceiro período.

Estão corretas somente as afirmações:

a) I e III

b) II e IV

c) I e IV

d) I, II e III

e) II, III e IV

## Apêndice C – Entrevistas dos alunos

Entrevistas com alunos que participaram do jogo.

No início de cada entrevista era feito o seguinte esclarecimento:

(nome do aluno), essa entrevista é parte da pesquisa que eu estou fazendo com o prof. Farnésio. Para que ela tenha validade, é importante que os entrevistados não conversem sobre as entrevistas até que todos tenham sido entrevistados. No final vocês serão informados e daí poderão discutir entre si. Desde já agradecemos sua participação.

### Aluno1

[19:01] Entrevistador: Boa noite, (nome do aluno)!

[19:01] Entrevistador: Você está aí?

[19:02] Aluno1: Boa noite

[19:05] Entrevistador: Já tinha estudado atomística antes de conhecer o Jogo do Prêmio Nobel?

[19:05] Aluno1: Já tinha estudado alguns daqueles assuntos.

[19:06] Entrevistador: O que você tinha estudado?

[19:08] Aluno1: Propriedades atômicas, tabela periódica e modelos atômicos.

[19:10] Entrevistador: O jogo melhorou seu conhecimento a respeito dos conteúdos que você já tinha estudado?

[19:11] Aluno1: Melhorou sim, porque tanto me fez adquirir novos conhecimentos como me fez lembrar algumas coisas.

[19:12] Entrevistador: Depois de jogar você teve aulas sobre atomística? Como foi seu rendimento no curso depois do jogo? Acredita que o curso contribuiu para seu rendimento?

[19:14] Aluno1: sim, tive aulas. Melhorou porque com o jogo aprendi mais coisas sobre atomística. Acredito que melhorou meu rendimento.

[19:15] Entrevistador: Que novos conhecimentos você aprendeu com o jogo?

[19:17] Aluno1: Foi mais conhecimento sobre os modelos atômicos

Não foram nem novos, eu acho que eu já tinha esquecido e o jogo me fez lembrar

[19:18] Entrevistador: Quando foi a última vez que você acessou o jogo?

[19:19] Aluno1: Quando eu terminei as 35 questões. Eu nunca mais joguei

[19:20] Entrevistador: O que você ainda lembra do conteúdo do jogo?

[19:21] Aluno1: Lembro mais sobre os modelos atômicos .

[19:23] Entrevistador: Você saberia dizer, em poucas palavras, como é o modelo de Bohr?

[19:24] Entrevistador: Ou, o que mais te chama a atenção no modelo de Bohr?

[19:24] Aluno1: O modelo Bohr foi tipo uma evolução do modelo do Rutherford.

[19:24] Entrevistador: certo, mas como é esse modelo?

[19:25] Aluno1: Ele fala que os elétrons que giram ao redor do núcleo não giram ao acaso, mas eles descrevem órbitas determinadas

[19:26] Entrevistador: OK, isso basta para a entrevista. Não precisa entrar nos detalhes das órbitas e das energias, etc.

[19:27] Entrevistador: Tem algo no jogo que não lhe agradou?

[19:32] Aluno1: O que eu acho que não agradou quase ninguém que jogou na nossa turma foi só a quantidade de perguntas por que o resto eu achei bom tanto a qualidade das perguntas como também a opção que o jogo dava da biblioteca para nós estudarmos

[19:35] Entrevistador: Você já respondeu a próxima pergunta, mas vou colocá-la assim mesmo

[19:35] Entrevistador: O que mais lhe agradou no jogo?

[19:35] Entrevistador: Você tem sugestões para melhorar o jogo?

[19:37] Aluno1: O que mais me agradou foi como eu já disse a qualidade das perguntas por que as perguntas eu gostei muito. Tinha umas que era preciso mesmo você ir na biblioteca. O outro ponto que gostei foi da biblioteca por que lá tinha muito conteúdo

[19:37] Aluno1: Como eu já disse, para melhorar o jogo deveria aumentar a quantidade das perguntas

[19:38] Entrevistador: Maravilha. Muito obrigado, (nome do aluno) e sucesso em seus estudos.

## **Aluno2**

[20:32] Entrevistador: Boa noite, (nome do aluno). Você está aí?

[20:32] Aluno2: Estou

[20:35] Entrevistador: Já tinha estudado atomística antes de conhecer o Jogo do Prêmio Nobel?

[20:36] Aluno2: Sim, no primeiro ano do ensino médio, mas foi algo passageiro.

[20:39] Entrevistador: O que você tinha estudado?

[20:40] Aluno2: Isótopos, Isóbaros, Isótonos e modelos atômicos. Foi só um bimestre de atomística. Também conheci a tabela periódica.

[20:41] Entrevistador: O jogo melhorou seu conhecimento a respeito dos conteúdos que você já conhecia? Pode fazer um relato a esse respeito?

[20:44] Aluno2: Melhorou bastante. Eu sempre confundia isótopos, isótonos e isóbaros. O jogo e o professor Farnésio me ajudaram bastante, mais ainda na parte da tabela periódica. Pois eu só tinha conhecido a tabela periódica. Não sabia nem dos números atômicos. Teve uma pergunta logo no começo do jogo, que perguntava a propriedade atômica mais importante do átomo, eu coloquei peso atômico, agora eu sei que é o número atômico ou o número de prótons. Não sabia o q era eletronegatividade, eletropositividade, afinidade eletrônica, energia de ionização.

[20:46] Entrevistador: Depois de jogar você teve aulas sobre atomística? Como foi seu rendimento no curso depois do jogo? Acredita que o curso contribuiu para seu rendimento?

[20:46] Aluno2: Aprendi muitas coisas nesse jogo, joguei e por mim jogaria mais vezes até aprender tudo. Esse jogo realmente é muito massa, gostei bastante.

[20:47] Entrevistador: Você disse que tinha estudado atomística no primeiro ano. Depois não estudou mais? Só durante o jogo?

[20:48] Aluno2: Aulas a mais foi só com o prof. Farnésio q reforçou algumas coisas para nós. Meu rendimento foi muito melhor, muito mesmo. Antigamente a probabilidade de eu acertar uma questão de atomística era mínima, cresceu bastante a chance de eu acertar. Outra coisa q gostei bastante, o prof. Farnésio mandou-nos apresentar um tema do jogo. Foi muito massa também.

[20:50] Entrevistador: Quando foi a última vez que você acessou o jogo?

[20:51] Aluno2: Não lembro. Faz um tempo.

[20:52] Entrevistador: OK!

[20:52] Entrevistador: O que você ainda lembra do conteúdo do jogo?

[20:53] Entrevistador: Você já falou sobre isso acima. Quer dizer mais alguma coisa?

[20:53] Aluno2: Lembro de muita coisa. Propriedades atômicas da matéria, modelos atômicos, um pouco sobre radioatividade q n sei muito, distribuição eletrônica, tabela periódica

[20:56] Entrevistador: Tem algo no jogo que não lhe agradou?

[20:57] Aluno2: O Senhor basicamente quer q eu fale um pouco de cada conteúdo q eu aprendi é? E sobre o jogo é?

[20:59] Entrevistador: Algo no jogo em si, não em relação ao conteúdo, mas em relação à dinâmica do jogo, disponibilização de conteúdo, facilidade de achar, e se a leitura do material lhe agradou.

[20:59] Aluno2: Só uma coisinha besta, mas dá para melhorar, pq teve pessoas q finalizaram o jogo por tentativa, se n acertasse ia na outra, tipo isso, ou seja, acho q ele errou umas 20 vezes no mínimo n sei, seria muito mais massa e competitivo, emocionante e show se caso vc errasse três questões ou quatro, vc voltasse para o nível 1 de novo, pra n acontecer o exemplo acima sabe

[20:59] Aluno2: Seria muito melhor. Aí sim ia saber q a pessoa fez direito e se esforçou.

[21:00] Entrevistador: Boa essa ideia de voltar para um nível anterior. Vamos pensar nisso.

[21:02] Entrevistador: Pelas suas respostas dá para ter ideia do que você gostou no jogo. Tem uma pergunta no esquema da entrevista nesse sentido. Vou apresenta-la porque se você quiser pode complementar o que já disse

[21:02] Entrevistador: O que mais lhe agradou no jogo?

[21:02] Aluno2: O jogo é muito legal, a forma q ele foi feito é perfeita, só seria melhor se fosse do jeito que eu disse acima, mas o resto tá perfeito. É muito massa q antes de lançar a pergunta ele diz o conteúdo, isso é muito massa mesmo. Gosto também q quando vc n sabe a pergunta e vai estudar logo depois, quando vc volta a pergunta é diferente, isso é muito massa, muito mesmo. Aí vc volta e estuda mais

[21:03] Aluno2: Gostei muito também da biblioteca, muito mesmo. Teve uma pergunta do modelo atômico q respondi só olhando para a imagem gif, sobre a ideia de Bohr. A biblioteca foi bem feita mesmo

[21:05] Entrevistador: A próxima pergunta você já respondeu, mas vou repeti-la, para você complementar o que já disse, se quiser.

[21:05] Entrevistador: Você tem sugestões para melhorar o jogo?

[21:04] Aluno2: Outra coisa q não gostei muito, é o caso de uma pergunta se repete umas 4 vezes, eu sei q é difícil criar perguntas ou arranjar muitas perguntas, mas é chato vc avançar 4 níveis bem facinho, n tem graça, massa é algo competitivo

[21:06] Entrevistador: Já sabíamos desse problema, mas a questão é que tínhamos um prazo para rodar o jogo. Já estamos trabalhando nisso. Teremos que triplicar o número de questões.

[21:05] Aluno2: A estrutura sabe, é muito massa e muitos conteúdos e a forma q é explicado, gostei muito mesmo, o jogo é muito criativo e vc aprende muita coisa. Tem mais uma coisa, n sei se é possível, mas seria muito melhor, muito mesmo, se caso vc terminasse o jogo tivesse mais conteúdos, outros temas, n sei se é possível, mas seria muito massa mesmo, desse jeito muitas pessoas iriam jogar, é muito legal o jogo parabéns.

[21:07] Entrevistador: Basicamente você respondeu adiantado algumas questões. Essa é a última

[21:07] Entrevistador: O que você diz sobre as apresentações que você e seus colegas fizeram depois de alguns ganharem o Prêmio Nobel de Atomística?

[21:08] Aluno2: Perfeito, aposto q vai ficar muito massa, aposto mesmo, se possível eu queria jogar de novo, é muito massa, quero aprender cd vez mais nesse jogo

[21:08] Entrevistador: Você disse que gostou. Pode fazer mais algum comentário?

[21:10] Entrevistador: Tenho outro aluno de mestrado que está trabalhando com o jogo sobre eletricidade. Quando estiver pronto e você quiser podemos criar seu login. Mas, isso vai demorar uns meses. Ele está começando agora. Esse sobre atomística, o prof. Farnésio vai atualiza-lo quando terminar a dissertação.

[21:10] Aluno2: Gostei também do teste logo no começo, bem pensado, antigamente eu quase n saia do teste, agora eu consigo terminar o jogo rápido, aprendi muita coisa nesse jogo. Gostei também daqueles gráficos eu acho, esqueci o nome, diagrama n sei, é muito bom, tem coisas q n tem no conteúdo e é bom vc estudar pra saber de tudo

[21:10] Entrevistador: mapas conceituais.

[21:11] Aluno2: Isso, tinha esquecido.

[21:12] Entrevistador: Ok, (nome do aluno) muito obrigado pela participação na pesquisa, que será utilizada pelo prof. Farnésio na sua dissertação de mestrado.

[21:12] Entrevistador: Sucesso em seus estudos.

[21:12] Entrevistador: Abraço

### **Aluno3**

[19:55] Entrevistador: Boa noite, (nome do aluno). Você está aí?

[19:56] Aluno3: Boa noite, estou sim

[19:59] Entrevistador: Já tinha estudado atomística antes de conhecer o Jogo do Prêmio Nobel?

[20:00] Aluno3: Sim, no colégio no primeiro ano, mas não lembrava muito..

[20:00] Entrevistador: O que você tinha estudado?

[20:03] Aluno3: Os modelos atômicos, tabela periódica, diagrama de pauling, isótopos, isóbaros..

[20:05] Entrevistador: O jogo melhorou seu conhecimento a respeito dos conteúdos que você já conhecia? Pode fazer um relato a esse respeito?

[20:07] Aluno3: Sim, com o jogo algumas matérias que eu não estava lembrando, pude relembrar e aprender algumas matérias que eu não tinha visto..

[20:07] Entrevistador: Você está no 2 ou no 3 ano?

[20:08] Aluno3: 3 ano

[20:08] Entrevistador: Depois de jogar você teve aulas sobre atomística? Se teve, como foi seu rendimento no curso depois do jogo? Acredita que o jogo contribuiu para seu rendimento?

[20:10] Aluno3: Sim, melhorou bastante meu aprendizado, com o jogo pude aprender mais..

[20:10] Entrevistador: Quando foi a última vez que você acessou o jogo?

[20:12] Entrevistador: Ok, faz tempo, não é?

[20:12] Entrevistador: O que você ainda lembra do conteúdo do jogo?

[20:13] Aluno3: Radioatividade, diagrama de pauling, tabela periódica e alguns modelos atômicos

[20:14] Entrevistador: Diga alguma coisa sobre radioatividade

[20:15] Aluno3: Essa matéria ainda não tinha visto, com o jogo pude aprender. Como por exemplo tem tipos de elementos radioativos

[20:18] Entrevistador: Você lembra de alguns elementos radioativos?

[20:18] Aluno3: Sim, urânio, cézio

[20:22] Entrevistador: Você lembra quem descobriu a radioatividade?

[20:22] Aluno3: Não

[20:23] Entrevistador: Qual modelo atômico você lembra?

[20:31] Aluno3: Modelo de Thomson

[20:31] Aluno3: Que era chamado de pudim não lembro o resto

[20:31] Entrevistador: o modelo de Thomson, pudim de ameixa

[20:32] Aluno3: Isso

[20:32] Entrevistador: o que você lembra dele?

[20:32] Aluno3: Do Rutherford e Dalton mas não lembro quais eram os modelos deles

[20:33] Aluno3: Parece que podia ser positiva e negativa as cargas

[20:34] Entrevistador: Ok, cargas positivas e negativa tudo junto, uma espécie de maçaroca. Por isso era chamado de pudim de ameixa. As cargas positivas era o pudim, e os elétrons eram as ameixas.

[20:34] Entrevistador: Tem algo no jogo que não lhe agradou?

[20:36] Aluno3: Até que eu gostei, mas poderia melhorar nas perguntas e na dinâmica do jogo

[20:37] Entrevistador: Sobre as perguntas já sabemos que eram poucas. O problema é que tínhamos um tempo para fazer o jogo rodar e não tivemos tempo de elaborar um grande número de perguntas. Deveríamos ter o triplo de perguntas.

[20:37] Entrevistador: Quanto à dinâmica, o que poderia melhorar?

[20:38] Aluno3: Poderia ter imagens junto com as perguntas, para não ficar muito cansativo, só com texto igual ao enem

[20:39] Entrevistador: Vamos pensar nisso.

[20:40] Entrevistador: O que mais lhe agradou no jogo?

[20:40] Aluno3: O conhecimento que eu ganhei

[20:41] Entrevistador: Você tem mais sugestões para melhorar o jogo, além da inclusão de figuras?

[20:42] Aluno3: Não, só essas

[20:42] Entrevistador: O que você diz sobre as apresentações que você e seus colegas fizeram depois de alguns ganharem o Prêmio Nobel de Atomística?

[20:43] Aluno3: Foi boa, alguns do meus colegas, pareciam meios nervosos, mas foi boa..

[20:44] Entrevistador: Normal o nervosismo, mas você acha que foi proveitoso?

[20:45] Entrevistador: A ideia é que tivesse mais alunos jogando, para que as oficinas fossem coordenadas pelos que estavam mais avançados, para dar as dicas aos que estavam com alguma dificuldade.

[20:46] Aluno3: Sim, pelo que eu vi, todos estavam bastante informados sobre as informações que o jogo apresentava, tipo, os conteúdos. Acho que todos já terminaram o jogo

[20:48] Entrevistador: É todos concluíram. Agora o prof. Farnésio está escrevendo sua dissertação de mestrado, com os resultados do jogo.

[20:48] Entrevistador: Muito obrigado pela colaboração na pesquisa. Sucesso nos estudos.

[20:49] Aluno3: Obrigado, estou precisando mesmo, amanhã já tem avaliação...

#### **Aluno4**

[15:00] Entrevistador: boa tarde, (nome do aluno)!

[15:00] Entrevistador: Você está aí?

[15:04] Aluno4: Estou

[15:05] Entrevistador: Vamos começar a entrevista?

[15:05] Aluno4: Vamos

[15:05] Entrevistador: Já tinha estudado atomística antes de conhecer o Jogo do Prêmio Nobel?

[15:05] Aluno4: Sim

[15:06] Entrevistador O que você tinha estudado?

[15:06] Aluno4: Eu já havia estudado os modelos atômicos e as semelhanças atômicas

[15:07] Entrevistador: Em que ano você está agora?

[15:07] Aluno4: Estou no segundo ano do ensino médio

[15:09] Entrevistador: O jogo melhorou seu conhecimento a respeito dos conteúdos que você já conhecia? Pode fazer um relato a esse respeito?

[15:13] Aluno4: Sim, eu entendi melhor os experimentos feitos para chegar até os modelos atômicos

[15:13] Entrevistador: O que você ainda lembra dos modelos atômicos que aprendeu no jogo?

[15:14] Aluno4: Lembro da estrutura, dos criadores de cada modelo, das características

[15:15] Entrevistador: O que mais lhe chamou a atenção no modelo de Bohr?

[15:17] Aluno4: A complexidade do modelo, é o mais atual e o mais difícil, com certeza o que mais me chama atenção é a quantidade de camadas

[15:17] Entrevistador: Depois de jogar você teve aulas sobre atomística? Se teve, como foi seu rendimento no curso depois do jogo? Acredita que o jogo contribuiu para seu rendimento?

[15:20] Aluno4: Depois do jogo eu vi pouco sobre atomística, mas conversando com pessoas de outras turmas eu percebi que melhorei meu conhecimento sobre o assunto. Acredito que o jogo melhorou meu rendimento

[15:24] Entrevistador: Quando foi a última vez que você acessou o jogo? Faz tempo?

[15:25] Aluno4: Faz tempo. Ano passado ainda

[15:25] Entrevistador: O que você ainda lembra do conteúdo do jogo?

[15:27] Aluno4: A parte que eu mais me recordo é das semelhanças atômicas. No jogo haviam várias questões sobre esse assunto lembro sobre esse assunto

[15:28] Entrevistador: Você se refere às diferentes propriedades atômicas? Energia de ionização, valência, número atômico, etc?

[15:30] Aluno4: Me refiro aos isótopos, isótonos, isóbaros, isoeletrônicos

[15:30] Entrevistador: OK!

[15:30] Entrevistador: Tem algo no jogo que não lhe agradou?

[15:31] Aluno4: Só a repetição de perguntas, algumas perguntas que eu já havia acertado apareciam novamente para responder

[15:32] Entrevistador: Sabemos desse problema. É que não tivemos tempo de elaborar a quantidade de questões necessárias. Tínhamos que ter o triplo de questões.

[15:32] Entrevistador: O que mais lhe agradou no jogo?

[15:34] Aluno4: O que mais me agradou foi quando eu errava uma questão, eu ia estudar, depois de estudar, vinha outra questão para responder e a questão que eu tinha errado antes só vinha mais na frente, então se eu não me lembrasse da resposta, eu tinha que estudar novamente

[15:35] Entrevistador: Você tem sugestões para melhorar o jogo, além dessa questão do número de perguntas?

[15:36] Aluno4: Não, minha única reclamação é essa

[15:36] Entrevistador: O que você diz sobre as apresentações que você e seus colegas fizeram depois de alguns ganharem o Prêmio Nobel de Atomística?

[15:37] Entrevistador: Você teria alguma sugestão para melhorar esse evento que chamamos de oficina?

[15:38] Aluno4: Eles aprenderam também vários assuntos e passaram para os outros de forma eficiente, mostrando que dominavam o que estavam falando

[15:39] Entrevistador: Muito obrigado, (nome do aluno). Sua colaboração foi muito importante para a dissertação de mestrado do prof. Farnésio.

[15:39] Entrevistador: Boa sorte nos seus estudos.

[15:39] Aluno4: Oficina é o evento onde os alunos fazem as apresentações?

[15:39] Entrevistador: Sim, é esse evento.

[15:39] Aluno4: Obrigado. Acho q para melhorar o evento precisaria só de suporte, para ter apresentações com slide

[15:41] Entrevistador: A ideia era que se o jogo fosse aplicado numa turma grande, à medida que alguns fossem ganhando o Prêmio Nobel, eles poderiam fazer uma oficina com dicas para os outros. Mas essa ideia ficou um pouco prejudicada porque a turma era muito pequena. Mas, mesmo assim acho que vocês gostaram do evento, não?

[15:41] Entrevistador: Ótima sugestão dos slides.

[15:42] Aluno4: Sim, acrescentou muito aos alunos e fez com que bons alunos estudassem juntos

[15:43] Entrevistador: Maravilha! Boa sorte e mais uma vez, obrigado!

## **Aluno5**

[09:02] Entrevistador: bom dia, (nome do aluno). Você está aí?

[09:08] Aluno5: Bom dia, professor. Estou sim

[09:10] Entrevistador: Por favor, depois da entrevista avise seus colegas que vocês já podem comenta-la. Antes eu tinha pedido para ninguém comentar até que encerrássemos todas as entrevistas. Desde já agradecemos sua colaboração na pesquisa da dissertação do prof. Farnésio.

[09:10] Entrevistador: Já tinha estudado atomística antes de conhecer o Jogo do Prêmio Nobel?

[09:11] Aluno5: Já

[09:11] Entrevistador: Em que ano você está agora?

[09:11] Aluno5: Já terminei

[09:12] Entrevistador: Você estava no 3 ano quando jogou, é isso?

[09:12] Aluno5: Isso mesmo

[09:12] Entrevistador: O que você tinha estudado sobre atomística?

[09:12] Aluno5: No momento não lembro. Sou péssimo de memória

[09:13] Entrevistador: Assim por alto, só os nomes dos assuntos. Alguma palavra que lembre os assuntos. Você tinha estudado em que série?

[09:14] Aluno5: Bem, acho que são os modelos atômicos, modelo da bola de bilhar, pudim de passas etc que não lembro agora

[09:14] Entrevistador: perfeito!

[09:14] Aluno5: Se não me engane, acho que no 1 ano, por isso eu não lembro muito bem

[09:15] Entrevistador: O jogo melhorou seu conhecimento a respeito dos conteúdos que você já conhecia? Pode fazer um relato a esse respeito?

[09:16] Aluno5: Melhorou sim! Eles já estavam caindo no esquecimento, pq já fazia dois anos que não os estudava. Foi aí que o prof. Farnésio apareceu com esse projeto e ajudou bastante em relação a esses assuntos

[09:16] Entrevistador: O que você ainda lembra do conteúdo do jogo?

[09:17] Aluno5: De conteúdo, eu lembro dos modelos. Única coisa que me vem na cabeça

[09:18] Entrevistador: Tem algo no jogo que não lhe agradou?

[09:19] Aluno5: Muito texto. Poderia ter mais ilustrações, para a vista não ficar tão cansada diante de tantas palavras. Ilustrações também é uma ótima forma de ensino. Ajuda bastante

[09:20] Entrevistador: Maravilha. Ouvimos a mesma reclamação de outros alunos. Vamos pensar nisso.

[09:20] Entrevistador: O que mais lhe agradou no jogo?

[09:21] Aluno5: Foi a função da biblioteca. Isso foi bem inovador! Caso errasse a pergunta, o jogo automaticamente jogava você para um conteúdo para estudar sobre o mesmo que você errou. Isso foi legal

[09:21] Entrevistador: Beleza!

[09:22] Entrevistador: Você tem sugestões para melhorar o jogo, além de incluir mais ilustrações?

[09:23] Aluno5: Bom, acho que na programação dele. As vezes rodava no celular, as vezes não.

[09:24] Entrevistador: Ops, essa é nova para mim. Não sabia que isso acontecia. Vamos ter que investigar isso.

[09:24] Entrevistador: O que você diz sobre as apresentações que você e seus colegas fizeram depois de alguns ganharem o Prêmio Nobel de Atomística?

[09:25] Aluno5: Foi legal. Uns aprendendo com os outros. Incentivando o estudo compartilhado, né?!

[09:26] Entrevistador: Muito obrigado, (nome do aluno). Sua entrevista foi muito importante para a melhoria do jogo. Você me fez conhecer algo que não sabia, essa história da instabilidade no celular.

[09:26] Entrevistador: Sucesso nos seus estudos.

[09:27] Aluno5: Muito obrigado, professor. Tudo de bom pro senhor!

## Apêndice D – Artigo aceito para publicação na Revista Brasileira de Ensino de Física.

Como o teor do artigo foi inteiramente extraído da dissertação, apresentaremos aqui apenas o resumo.

Revista Brasileira de Ensino de Física, vol. 41, nº 3, e20180268 (2019)  
[www.scielo.br/rbef](http://www.scielo.br/rbef)  
 DOI: <http://dx.doi.org/10.1590/1806-9126-RBEF-2018-0268>

Produtos e Materiais Didáticos  
  
 Licença Creative Commons

### Ensinando Atomística com o Jogo Digital “Em busca do Prêmio Nobel”

Teaching atomística with the digital game “In search of the Nobel Prize”

Farnésio Vieira da Silva Diniz<sup>1,2</sup>, Carlos Alberto dos Santos<sup>\*3</sup>

<sup>1</sup>Escola de Ensino Fundamental e Médio Prof. Jader Moreira de Carvalho Fortaleza, CE, Brasil

<sup>2</sup>Universidade Federal Rural do Semiárido, Centro de Ciências Exatas e Naturais, Mestrado Nacional Profissional em Ensino de Física, Mossoró, RN, Brasil

<sup>3</sup>Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia do Rio Grande do Norte, Natal, RN, Brasil

Recebido em 20 de setembro, 2018. Revisado em 12 de Novembro, 2018. Aceito em 15 de Novembro, 2018

Apresenta-se um produto educacional que consiste no uso do jogo *Em Busca do Prêmio Nobel* para abordar tópicos de atomística em uma escola pública de Fortaleza, com INSE médio-baixo. O jogo contém dois ambientes administrados por um código PHP. O ambiente de estudo é aberto ao público a partir do endereço <http://www.jp-nobel.com.br/>, e consiste em páginas html e mapas conceituais sobre atomística. O ambiente de jogo consiste em questões similares às aquelas exigidas em várias edições do ENEM. Telas de transição são associadas a cada questão. Tais telas funcionam como o Mestre de Jogo ou Narrador nos jogos de RPG, e simulam a atuação de um orientador acadêmico. Essa estrutura de comunicação agradou a todos os que participaram do projeto. Atividades de socialização, com oficinas coordenadas pelos alunos à medida que progrediam no jogo foram planejadas mas não executadas em função da coincidência do cronograma do jogo com a realização do ENEM. Para minimizarmos avaliar esse tipo de atividade, quando todos concluíram o jogo, foi realizado um evento no qual cada um apresentou sua experiência durante o jogo. O evento foi apreciado por todos.

**Palavras-chave:** jogo educacional, ensino de física, ensino de ciências, atomística.