

FUNDAÇÃO OSWALDO CRUZ

ESCOLA POLITÉCNICA DE SAÚDE JOAQUIM VENÂNCIO

LABORATÓRIO DE FORMAÇÃO GERAL NA EDUCAÇÃO BÁSICA

Samara Pinheiro Teixeira

MEYER E MENDELEEV:

Em busca de uma classificação periódica

Rio de Janeiro

2012

Samara Pinheiro Teixeira

MEYER E MENDELEEV:

Em busca de uma classificação periódica

Trabalho de Conclusão de Curso apresentado à Escola Politécnica Joaquim Venâncio como requisito parcial para a aprovação no curso técnico em nível médio em saúde com habilitação em Análises Clínicas.

Orientadora: Tânia de Oliveira Camel

Rio de Janeiro

2012

Samara Pinheiro Teixeira

MEYER E MENDELEV:

Em busca de uma classificação periódica

Trabalho de Conclusão de Curso apresentado à Escola Politécnica de Saúde Joaquim Venâncio como requisito parcial para aprovação no curso técnico de nível médio em saúde com habilitação em Análises Clínicas.

Aprovado em ___/___/___

BANCA EXAMINADORA

(Doutora Tânia de Oliveira Camel - Fiocruz)

(Mestre Virginia de Lourdes Mendes Finete - Fiocruz)

(Doutor Jairo Dias de Freitas - Fiocruz)

*Dedico este trabalho à minha mãe Marisa e à
minha avó Rosária.*

AGRADECIMENTOS

Agradeço primeiramente a Deus, por ter me ajudado a realizar o meu sonho de estudar na Escola Politécnica de Saúde Joaquim Venâncio, e também por não ter me deixado desistir deste sonho, nos momentos de fraqueza.

Agradeço a minha mãe Marisa que sempre tentou cumprir o papel de pai e mãe, “pãe”, na minha vida e sempre fez e faz tudo o que é possível por mim, a minha avó Rosária por ajudar na minha criação, ao meu namorado Eduardo por estar comigo nos momentos em que mais precisei e por todo apoio que ele me deu nesses cinco anos, me ajudando e me aconselhando, a minha tia Edith por sempre estar ao meu lado, acreditando junto comigo nos meus sonhos, a minha prima Jéssica que sempre me apoiou e me escutou quando eu mais precisei.

Agradeço, também a todos os meus professores por terem acrescentado muito na minha vida e por todo conhecimento que eles me passaram. Agradeço especialmente aos professores Jairo, Fabiano pelos quais, eu tenho muito carinho e, sobretudo a minha orientadora Tânia por toda a paciência que teve comigo, por todo o conhecimento que adquiri com ela e por me orientar neste trabalho.

“É muito melhor lançar-se em busca de conquistas grandiosas, mesmo expondo-se ao fracasso, do que alinhar-se aos pobres de espírito, que nem gozam muito nem sofrem muito, porque vivem numa penumbra cinzenta, onde não conhecem nem a vitória, nem a derrota.”

(Theodore Roosevelt)

RESUMO

A história da classificação periódica é um tema pouco abordado nas aulas de Química do ensino médio, pois, a tabela periódica é tratada apenas como um guia de pesquisa dos elementos químicos e de suas propriedades; no entanto, a classificação dos elementos tem em seu cerne uma importância muito superior a um simples guia de consulta. O processo de formação da classificação dos elementos não ocorreu do nada: muitos estudiosos se empenharam em formular uma lei que ordenasse os elementos. Assim, esse estudo apresenta os trabalhos de Dimitri Mendeleev e Lothar Meyer mostrando as suas respectivas propostas, uma vez que fizeram pesquisas independentes, que foram divulgadas no mesmo período e com classificações muito semelhantes. Descrevem-se essas duas concepções de lei periódica e os fatores determinantes que fizeram o trabalho de Meyer ser preterido em relação ao de Mendeleev pela comunidade científica, apresentam-se também os principais precursores de Mendeleev que tentaram formular uma classificação dos elementos conhecidos até então, a partir da análise dos artigos originais de Mendeleev, traduzidos para o inglês, como o “*Relationship of the Properties of the Elements to their Atomic Weights*” de 1869 e “*The periodic Law of the Chemical Elements*” de 1889. O trabalho fundamenta-se filosoficamente em obras como *O pluralismo Coerente da Química Moderna*, de Gaston Bachelard.

Palavras-chaves: Dimitri Mendeleev; Lothar Meyer; Classificação Periódica.

LISTA DE FIGURAS

FIGURA 1: Tratado Elementar da Química de LAVOISIER.....	18
FIGURA 2: Tabela com os 33 elementos propostos por LAVOISIER.....	19
FIGURA 3: Capa do Novo Sistema de Filosofia Química de Dalton e os símbolos utilizados por ele para diferenciar os elementos.....	22
FIGURA 4: Espectros solar e de vários elementos individuais.....	30
FIGURA 5: O espectroscópio de Bunsen e Kirchhoff.....	31
FIGURA 6: Fotografia de Döbereiner.....	33
FIGURA 7: Fotografia de Hess.....	35
FIGURA 8: Tabela dos não-metais propostas por Hess.....	35
FIGURA 9: Fotografia de Odling.....	36
FIGURA 10: A Classificação de Odling (1865).....	37
FIGURA 11: A Tabela Periódica de Odling.....	38
FIGURA 12: Fotografia de Newlands.....	39
FIGURA 13: Tabela de Newlands relacionada à Lei das Oitavas.....	40
FIGURA 14: Fotografia de Mendeleev.....	42
FIGURA 15: Tabela Vertical proposta por Mendeleev, de 1869.....	44
FIGURA 16: Segunda Tabela Horizontal proposta por Mendeleev, 1872.....	49
FIGURA 17: Propriedades do escândio (“eka-boro”) previstas por Mendeleev e encontradas por Nilson.....	51
FIGURA 18: Propriedades do Germânio (eka-silício) previstas por Mendeleev e as encontradas por Winkler.....	51
FIGURA 19: Propriedades previstas para o gálio (eka-alumínio), por Mendeleev, e as encontradas, por Boisbaudran.....	52

FIGURA 20: Elementos previstos por Mendeleev em 1872.....	52
FIGURA 21: Correção dos pesos atômicos.....	53
FIGURA 22: Fotografia de Meyer.....	54
FIGURA 23: Tabela elaborada por Meyer com os elementos organizados a partir de suas valências.....	55
FIGURA 24: Tabela proposta por Meyer, 1870.....	56
FIGURA 25: Gráfico com a curva de volume de Meyer.....	58

SUMÁRIO

1 INTRODUÇÃO	12
1.1 JUSTIFICATIVA	13
1.2 OBJETIVO	15
1.2.1 Objetivo Geral	15
1.2.2 Objetivos Específicos.....	15
2 ANTECEDENTES A LEI PERIÓDICA.....	16
2.1 A CLASSIFICAÇÃO.....	16
2.2 O ATOMISMO.....	20
2.3 A LEI VOLUMÉTRICA DE GAY-LUSSAC E A HIPÓTESE DE AVOGADRO.....	22
2.4 DIFERENÇA ENTRE O ÁTOMO QUÍMICO E O ÁTOMO FÍSICO.....	24
2.5 O CONGRESSO DE KARLSHURE	26
2.6 A ESPECTROSCOPIA	28
2.7 AS PRINCIPAIS TENTATIVAS DE CLASSIFICAÇÃO:.....	32
2.7.1 Johann Wolfgang Döbereiner.....	33
2.7.2 Germain Henry Ivanovitch Hess.....	34
2.7.3 William Odling.....	36
2.7.4 John Alexander Reina Newlands.....	39
3 DIMITRI IVANOVITCH MENDELEEV.....	42
4 JULIUS LOTHAR MEYER.....	54
5 CONCLUSÕES.....	62

6 REFERÊNCIAS.....	66
---------------------------	-----------

1 - INTRODUÇÃO

Atualmente na área educacional, grande parte dos professores de Química, quando vão ensinar a tabela periódica para seus alunos, não dão a devida importância de como ocorreu a formulação do sistema periódico. Hoje aceitamos o que nos é apresentado sem fazer nenhum questionamento, tais como: Quem formulou a tabela periódica que usamos hoje? Quando ela foi formulada? Como foi formulada?

Devido a esta falta de interesse pela construção de um determinado conhecimento, hoje, a tabela periódica é tratada como uma mera sistematização dos elementos químicos, e sua importância é atribuída apenas à possibilidade de consulta de alguns dados sobre os elementos. Contudo, a lei periódica ajudou o homem a conhecer e aprender mais a respeito da natureza. O processo de formação da classificação dos elementos não ocorreu do nada: muitos estudiosos se empenharam em formular uma lei que ordenasse os elementos.

Essa pesquisa trata da História da Classificação Periódica dos Elementos Químicos, e neste trabalho é descrita a construção do sistema periódico, visto que este tem utilidade em todas as áreas da Química, descrevendo a formação do cientista e as dificuldades que estes tiveram durante os seus estudos.

É discutido também o contexto científico do século XIX, que foi de extrema importância para a descoberta de novos elementos, destacando-se o método espectroscópico, além do importante debate científico que houve no Congresso de Karlsruhe em 1860. Nesse congresso, a apresentação do químico italiano Stanislao Cannizzaro elucidou a questão dos pesos atômicos e com esses, corretos, seria possível tentar uma classificação apoiada na sua sequência.

Neste trabalho é apresentada a classificação periódica como um instrumento que foi construído pelo trabalho de muitos estudiosos, não só atribuindo todos os méritos ao químico russo Dimitri Ivanovitch Mendeleev (1834 -1907), mas também aos

seus precursores e a Julius Lothar Meyer (1830-1895), que também formulou uma classificação simultaneamente a de Mendeleev.

É descrito não apenas a construção de um novo conhecimento, mas também o porquê da classificação de Mendeleev ter sido aceita pela comunidade científica em relação às de outros pesquisadores, e quais os fatores determinantes que fizeram com que a classificação de Lothar Meyer fosse preterida diante do trabalho de Mendeleev.

Para entender a construção do sistema periódico é preciso considerar que no século XIX havia uma grande discussão a respeito da Hipótese atômica, pois não havia um consenso sobre essa questão. Para propósito prático dos químicos do século XIX, o átomo químico era uma unidade de reação caracterizada por um único peso, e uma boa parte dos químicos de laboratório desejava trabalhar com um sistema coerente de peso (NYE, 1996).

O interesse pela história da classificação periódica surgiu devido à importância que a classificação teve e ainda tem para a sociedade, pois a partir da classificação dos elementos químicos novas questões foram levantadas e novos conhecimentos puderam ser adquiridos. Desse modo, esse estudo tem como objeto o trabalho dos pesquisadores que mais se destacaram na produção de uma classificação dos elementos químicos, Dimitri Mendeleev e Lothar Meyer, considerando suas respectivas propostas, uma vez que suas pesquisas foram independentes, apresentadas em períodos próximos, e com características semelhantes. Inclui-se nesse estudo o processo de formação intelectual e profissional de Mendeleev e Meyer no contexto científico em questão, bem como os fatores relevantes nas suas pesquisas.

1.1 JUSTIFICATIVA

A minha relação com a Química começou na 8ª série, no ensino fundamental, e eu sempre gostei dessa disciplina, devido a sua constante presença no cotidiano: isso me instigou a aprender mais sobre ela. Porém ainda encontro dificuldades em algumas áreas da Química; mas o desafio de conhecer mais sobre o conhecimento construído nesse campo me fez escolher esta área, para realizar o meu trabalho de conclusão de curso.

Um dos motivos que torna mais fascinante esta pesquisa é o caráter preditivo da ciência. Mendeleev quando desenvolveu sua lei periódica fez a previsão de elementos ainda desconhecidos, apenas com base em sua localização na tabela periódica, além de prever as propriedades desses elementos e de seus compostos. Houve três casos nos quais a concordância de propriedades foi muito grande, o que ajudou a confirmar a classificação proposta por Mendeleev; tais elementos foram gálio (*eca*-alumínio), escândio (*eca*-boro), e germânio (*eca*-silício).

A apresentação da classificação nos livros e cursos não contempla a grandiosidade do trabalho de Mendeleev, pois inclui apenas o conceito de número atômico formulado por Moseley, em 1913, não levando em consideração que originalmente as classificações foram feitas de acordo com a ordem crescente de peso atômico. Isso demonstra um grande descaso para com a história da formulação do sistema periódico.

Outro motivo pelo qual escolhi este tema é a restrita abordagem do assunto nos livros de Química do ensino médio, bem como a forma adotada para essa abordagem. Pesquisei em alguns livros didáticos muito adotados, tais como: Fundamentos da Química (Ricardo Feltre- 2005), Química – volume único (Usberco e Salvador, 2006), Química na abordagem do cotidiano (Tito e Canto, 1996) para verificar o tratamento dado a esse episódio da História da Química, e o que observei foi um resumo ínfimo associando Mendeleev a “descoberta” da classificação periódica. Para o aluno que está aprendendo sobre a “tabela periódica” é importante ressaltar que esse instrumento que ele irá utilizar constantemente não surgiu do nada, ou da simples inspiração de um cientista sobre o assunto. É importante acrescentar que ao classificar se tem a expectativa de produzir conhecimento, e que houve outros estudiosos que tentaram formular uma classificação para os elementos químicos para com isso obter uma lei natural. Dessa forma torna-se mais atraente e realista aprender os conceitos propostos na disciplina e se constrói outra imagem do fazer científico.

1.2 OBJETIVOS

1.2.1 Objetivo geral

Apresentar as classificações periódicas propostas por Meyer e Mendeleev, e como ocorreu a formulação das principais classificações que obtiveram certa evidência no século XIX.

1.2.2 Objetivos específicos

Apresentar alguns avanços científicos relevantes à classificação e que marcaram o século XIX, tanto na área técnica, como, por exemplo, a espectroscopia, como no campo das ideias com o Congresso de Karlsruhe, bem como alguns dos precursores da lei periódica como John A. R. Newlands, Johann Döbereiner, e Germain I. Hess.

Descrever o processo de elaboração da classificação periódica realizada por Mendeleev e por Meyer, demonstrando a importância dessa classificação bem como o processo de formação intelectual e profissional destes estudiosos.

Discutir a classificação como um meio de produção de conhecimento de caráter preditivo da ciência.

Discutir os fatores que fizeram com que a lei periódica de Mendeleev se tornasse hegemônica em relação a outras tentativas de classificação.

2 -ANTECEDENTES À LEI PERIÓDICA

2.1 A CLASSIFICAÇÃO

Os seres humanos têm a necessidade de classificar, pois a classificação torna as coisas mais compreensíveis. As classificações conferem certa estabilidade ao ser humano, e permitem que este tenha uma sensação de domínio sobre os objetos e conseqüentemente sobre a natureza. Classificar é: "estabelecer hábitos, semelhanças e diferenças, reconhecer os lugares, os espaços, os seres, os acontecimentos; ordená-los, agrupá-los, aproximá-los uns dos outros, mantê-los em conjunto ou afastá-los irremediavelmente" (POMBO, O. 1998). As classificações permitem que novos conhecimentos sejam gerados.

Um exemplo prático cotidiano que mostra como a sistematização torna as coisas mais simples pode ser visto quando alguém vai ao supermercado e encontra seus produtos organizados por certa similaridade em determinadas seções: caso não houvesse uma organização, seria muito mais difícil encontrar o que se deseja. Logo, a classificação, em todos os seus aspectos, simplifica a vida humana.

A classificação por ser algo inerente ao homem é tão antigo quanto a humanidade. E a antiga arte de classificar parece algo instintivo, óbvio e irrefutável, onde nada é mais normal do que a sistematização de fatos e acontecimentos que fazem parte do cotidiano do ser, e também dos quadros mentais em que este está inserido. Como diz Foucault (1966: 10), a classificação são os "códigos ordenadores" da nossa cultura. Códigos fundamentais que "fixam logo à entrada, para cada homem, as ordens empíricas com que ele terá que lidar e em que se há de encontrar" (Foucault, 1966: 8), "onde os próprios conhecimentos enraízam a sua possibilidade" (Foucault, 1966: 10). As classificações são uma das formas fundamentais para construir o conhecimento. Segundo Rubem Alves, "a exigência de ordem se fundamenta na própria necessidade de sobrevivência" (ALVES, 2000). Se classifica para conhecer a ordem estabelecida.

No século IV a.C. o filósofo grego Aristóteles foi um dos primeiros a classificar os seres vivos, de acordo com características em comum existentes entre estes. Aristóteles dividiu os animais em duas categorias: os superiores (animais com sangue) e os inferiores (animais sem sangue). Posteriormente Aristóteles associou os animais com sangue aos vertebrados e os sem sangue aos invertebrados.

No século XVIII o naturalista, sueco Carolus Linnaeus (1707-1778) elaborou a nomenclatura binomial, usada até hoje, e a classificação científica dos seres. Para Linnaeus, a semelhança entre os seres vivos deveria ser o fator primordial para a classificação biológica e o que fez o trabalho de Linnaeus ser o preferido em relação aos outros, foram as características escolhidas por ele, que não se baseavam apenas nas aparências. Em sua obra *Systema naturae*, publicada em 1735, Linnaeus concebe a ideia de divisão e denominação. Ele agrupou as plantas, por suas características sexuais recém descobertas, como flores e frutos, e organizou os animais, por semelhanças em suas estruturas corporais.(AMABIS e MARTHO, 2006)

Em seu sistema de classificação Linnaeus estabeleceu uma hierarquização sendo que para ele, espécie era um grupo de indivíduos dotados de certas características estruturais típicas. A segunda categoria adotada por Linnaeus foi o gênero, que é mais abrangente que a espécie e inclui diferentes tipos de espécies que apresentam grande semelhança entre si. Linnaeus reuniu os gêneros semelhantes em famílias e as famílias semelhantes em ordens.

A nomenclatura binomial de Linnaeus consiste em nomear todo ser vivo por duas palavras, a primeira referindo-se ao nome genérico e a segunda, ao nome específico. Um exemplo são os cães e os lobos, que Linnaeus avaliava como duas espécies diferentes, porém semelhantes o bastante para serem colocados em uma mesma categoria chamada de gênero. Deste modo, Linnaeus atribuiu o mesmo nome genérico para cães e lobos, como *Canis*, mas como estes eram de espécies distintas, conferiu-lhes nomes específicos diferentes, respectivamente, *Canis familiaris* e *Canis lúpus*. (AMABIS e MARTHO, 2006).

A primeira tentativa de classificação dos elementos químicos, a ser destacada, foi proposta por Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794), em 1789 em seu *Traité Élémentaire de Chimie*, cujo frontispício se enquadra na Figura 1.

T R A I T É
É L É M E N T A I R E
D E C H I M I E,
 PRÉSENTÉ DANS UN ORDRE NOUVEAU
 ET D'APRÈS LES DÉCOUVERTES MODERNES;

Avec Figures :

Par M. LAVOISIER, de l'Académie des Sciences, de la Société Royale de Médecine, des Sociétés d'Agriculture de Paris & d'Orléans, de la Société Royale de Londres, de l'Institut de Bologne, de la Société Helvétique de Basle, de celles de Philadelphie, Harlem, Manchester, Padoue, &c.

T O M E P R E M I E R.



A P A R I S,

Chez CUCHET, Libraire, rue & hôtel Serpente.

M. D C C L X X X I X.

Sous le Privilège de l'Académie des Sciences & de la Société Royale de Médecine.

FIGURA 1: Tratado Elementar da Química de LAVOISIER

FONTE: LAVOISIER, Antoine. Tratado Elementar da Química, 1789.

Esta classificação se fundamentou nas propriedades físicas (metal e não-metal) e nas propriedades químicas referentes ao tipo de óxido constituído. Neste período Lavoisier agrupou cerca de 33 elementos, que foram organizados, conforme a Figura 2. A primeira classe é constituída por cinco substâncias das quais as duas primeiras são imponderáveis: luz, calórico, oxigênio, azoto e hidrogênio. Estas substâncias pertencem aos três reinos. A segunda classe é formada por seis “substâncias oxidáveis e acidificáveis”: enxofre, fósforo, carbono, radical fluórico, radical borácico, radical muriático. A terceira classe é formada por dezessete “substâncias metálicas, oxidáveis e acidificáveis”: antimônio, prata, arsênico, bismuto, cobalto, cobre, estanho, ferro, manganês, mercúrio, molibdênio, níquel, ouro, platina, chumbo, tungstênio, zinco. A quarta classe é a das cinco “substâncias salificáveis terrosas”: cal, magnésia, barita, alumina, e sílica. (LAVOISIER, 1790)

Lavoisier apresenta também no Tratado Elementar de Química, sua concepção de elemento operacional:

“Se, pelo termo elementos quisermos expressar aqueles átomos simples e indivisíveis dos quais a matéria é composta, é extremamente provável que nada saibamos sobre eles. Entretanto, se aplicarmos o termo elementos [...] para expressar nossa ideia do último ponto que a análise é capaz de alcançar, devemos admitir, como elementos, todas as substâncias nas quais somos capazes, por quaisquer meios, de reduzir os corpos por decomposição [...]. E nunca devemos supô-las como compostas, até que o experimento e a observação provem que são.” (LAVOISIER, 1790).

	Noms nouveaux.	Noms anciens correspondans.
<i>Substances simples qui se partissent en trois vé- rimes, & qu'on peut regarder comme les élé- mens des corps.</i>	Lumière	Lumière.
	Calorique	Chaleur.
		Principe de la chaleur.
		Fluides igné.
	Oxygène	Feu.
		Matière du feu & de la chaleur.
	Azote	Air déphlogistiqué.
		Air empiréal.
	Hydrogène	Air vital.
		Base de l'air vital.
<i>Substances simples non métalliques oxidables & acidifiables.</i>	Gaz phlogistiqué.	
	Mofète.	
	Base de la mofète.	
	Gaz inflammable.	
	Base du gaz inflammable.	
	Soufre	Soufre.
	Phosphore	Phosphore.
	Carbone	Charbon pur.
	Radical muriatique	Inconnu.
	Radical fluorique	Inconnu.
Radical boracique	Inconnu.	
<i>Substances simples métalliques oxidables & acidifiables.</i>	Antimoine	Antimoine.
	Argent	Argent.
	Arsenic	Arsenic.
	Bismuth	Bismuth.
	Cobalt	Cobalt.
	Cuivre	Cuivre.
	Etain	Etain.
	Fer	Fer.
	Manganèse	Manganèse.
	Mercure	Mercure.
<i>Substances simples salifiables terreuses.</i>	Molybdène	Molybdène.
	Nickel	Nickel.
	Or	Or.
	Platine	Platine.
	Plomb	Plomb.
	Tungstène	Tungstène.
	Zinc	Zinc.
	Chaux	Terre calcaire, chaux.
	Magnésie	Magnésie, base du sel d'epfom.
	Baryte	Barote, terre pesante.
Alumine	Argile, terre de l'alun, base de l'alun.	
Silice	Terre siliceuse, terre vitrifiable.	

FIGURA 2: Tabela com os 33 elementos propostos por LAVOISIER

FONTE: LAVOISIER, Antoine. Tratado Elementar da Química, 1789.

2.2 O ATOMISMO

A ideia de átomo surgiu na antiguidade a cerca de 400 a 500 anos antes de Cristo. Considera-se que o filósofo Grego Leucipo de Mileto foi o primeiro a conceber uma ideia de matéria constituída por partículas indivisíveis. Demócrito de Abdera¹, afirmava que a matéria era constituída por pequenas partículas, que denominou átomos (sem divisão). Porém, durante a idade média o que prevaleceu foi o pensamento de Aristóteles, que sustentava a ideia de matéria contínua. (FREITAS et al, 2000)

O nascimento da Química moderna no século XVIII teve como um dos seus fundadores Lavoisier, cientista que formulou a lei da conservação da massa, que diz que:

“Podemos afirmar, como um axioma incontestável, que, em todas as operações da arte e da natureza, nada é criado; uma quantidade igual de matéria existe antes e depois do experimento; a qualidade e a quantidade dos elementos permanecem precisamente as mesmas; e nada ocorre além de mudanças e modificações na combinação desses elementos. Desse princípio depende toda a arte de realizar experimentos químicos. Devemos sempre supor uma exata igualdade entre os elementos do corpo examinado e aqueles dos produtos de sua análise.” (LAVOISIER, 1790, p. 130-131).

Cumprе observar que o famoso enunciado: “Na natureza, nada se perde, nada se cria, tudo se transforma”, não é da autoria de Lavoisier. Também é importante salientar que Lavoisier não foi o primeiro a trabalhar com o pressuposto da conservação da massa, outros filósofos já pressupunham esta ideia. (FREITAS et al, 2000)

¹Marilena Chauí em Introdução a História da Filosofia, volume I, nos diz que do ponto de vista cronológico, não poderíamos colocar Leucipo e Demócrito juntos, pois o primeiro teria sua akmé por volta de 450 a.C., (conforme Apolodoro), enquanto o segundo nasceu em 460-459 a.C. O primeiro é de Mileto, e suas preocupações são fundamentalmente cosmológicas, enquanto o segundo, de Abdera, tem preocupações éticas e técnicas, num tipo de pensamento que já faz parte do período socrático. O motivo pelo qual são colocados juntos (e Demócrito é colocado entre os pré-socráticos) é a existência de um único corpo de doutrina reunido num conjunto de obras, conhecidas como da Escola de Abdera, no qual é difícil saber o que foi escrito por Leucipo e o que foi escrito por Demócrito ou outros membros da escola.

Posteriormente, Joseph Louis Proust (1754-1826) enunciou a lei das proporções constantes concluindo que:

“Nós devemos reconhecer uma mão invisível que mantém a proporção na formação dos compostos. Um composto é uma substância para a qual a natureza estabelece uma razão fixa, isto é, um ser que a natureza nunca cria outro, a não ser na mesma proporção, peso e medida”. (PROUST, 1799)

Tentando compreender a distribuição dos gases na atmosfera, o inglês John Dalton (1766-1844), em 1808, acabou por conceber uma teoria atômica, proferindo que: “Nenhum homem pode cortar um átomo.” (DALTON, 1808)

A teoria atômica de Dalton considerava o átomo como indivisível, maciço, impenetrável e indestrutível. Dalton identificou os átomos dos elementos químicos conhecidos e nesse sentido os átomos de Dalton possuem qualidades que os diferenciam e são caracterizados pelo peso atômico. Ele associou às suas ideias uma prática de caráter empírico que está muito mais no contexto da justificativa do que no contexto da descoberta. Foi fortemente influenciado por Newton na medida em que lera os “Principia” na sua formação, e também por Lavoisier. A teoria atômica de Dalton foi comunicada oralmente em 21 de outubro de 1803 à Sociedade Literária e Filosófica de Manchester. Mas foi divulgada no livro de Joseph John Thomson (1856-1940), *System of Chemistry*, que foi publicado em 1807 e recebeu muitas críticas. E a teoria foi publicada pelo próprio Dalton em seu livro (Figura 3) *A New System Chemical Philosophy*, em 1808. (CAMEL, 2004) O grande problema de Dalton foi o estabelecimento de pesos atômicos através de regras arbitrárias. Segundo Oki, Ele adotava uma "regra de simplicidade", considerando que, quando existisse um único tipo de composto formado por dois elementos diferentes este seria binário, o que envolveria a combinação de apenas um átomo de cada elemento. Esta regra, não era tão arbitrária segundo Dalton, pois resultava de circunstâncias físicas, uma vez que, um menor número de átomos combinados teria uma maior estabilidade mecânica. Qualquer outro composto que envolvesse novas combinações dos mesmos elementos deveria ter proporções distintas: 1:2 ou 1:3 ou outras, que envolvessem números inteiros e pequenos. Outro fator que levou a teoria atômica daltoniana a não ser aceita pela comunidade científica, foi o fato de Dalton ter dificuldade de distinguir os conceitos de

átomo e molécula, de estabelecer tantos tipos de átomos quanto o número de elementos conhecidos até então, e de considerar uma ideia metafísica: a indivisibilidade. (OKI, 2009).

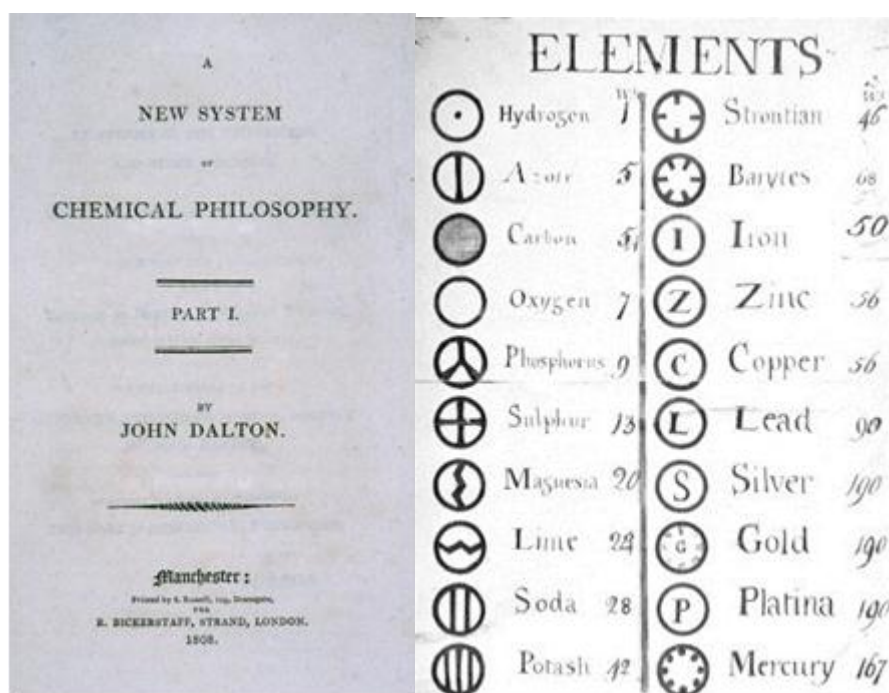


FIGURA 3: Capa do Novo Sistema de Filosofia Química de Dalton e os símbolos utilizados por ele para diferenciar os elementos.

FONTE: DALTON, John. Novo Sistema de Filosofia Química, 1808.

2.3 - A LEI VOLUMÉTRICA DE GAY-LUSSAC E A HIPÓTESE DE AVOGADRO

Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850), químico francês, que enunciou, em 1808, uma lei empírica sobre a relação entre os volumes gasosos em reações químicas, que pode ser expressa da seguinte forma:

"Gases [. . .] combinam-se entre si em proporções muito simples, e a contração de volume que eles experimentam durante a combinação também segue uma lei regular. Compostos de substâncias gasosas umas com as outras são sempre formados nas razões mais simples (nas proporções mais simples)

e de forma que quando um dos termos é representado pela unidade, o outro é 1 ou 2 ou no máximo 3 [...]". (GAY LUSSAC, 1809, vol. 4, p. 79.)

O trabalho de Gay-Lussac serviu de base para que o italiano Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856) formulasse sua hipótese dedutiva, em 1811. Avogadro, de acordo com o seu ponto de vista, usou o termo molécula ao invés de átomo. Sua hipótese pode ser expressa:

"A primeira hipótese que se apresenta a esse respeito, e que parece mesmo a única admissível, é supor que o número de moléculas integrantes num gás qualquer, é sempre o mesmo a volumes iguais, ou é sempre proporcional aos volumes [...]". (AVOGADRO, 1811)

Segundo OKI (2009), o termo "molécula constituinte" foi usado por Avogadro para se referir às moléculas de substâncias elementares (simples) e "molécula integrante" referia-se à molécula de uma substância composta. O termo "molécula elementar" era empregado para o átomo.

A Hipótese de Avogadro poderia ter articulado as ideias de Dalton e Gay-Lussac, porém esta Hipótese não teve sua importância reconhecida naquela época, nem o próprio Dalton a aceitou. Por meio dessa Hipótese era possível determinar as massas moleculares relativas de substâncias gasosas, isso porque, volumes iguais de gases contém o mesmo número de partículas, logo a relação entre as densidades dos gases deve ser igual à relação entre as massas destas partículas. Usando a sua Hipótese, Avogadro determinou a proporção de átomos nos compostos, chegando a fórmulas diferentes das obtidas por Dalton. Para Dalton a molécula da água era $H + O \longrightarrow HO$, no entanto, para Avogadro a molécula da água era formada a partir de $2 H_2 + 1 O_2 \longrightarrow 2H_2O$, proporção em volumes 2:1:2.

Para justificar essa proporção em volumes, Avogadro propôs que substâncias simples pudessem ser formadas por moléculas poliatômicas:

"[...] Mas um meio de explicar fatos deste tipo, em conformidade com a nossa Hipótese se apresenta de modo bastante natural. A saber, vamos supor que as moléculas constituintes de qualquer gás simples não são formadas de uma molécula elementar solitária, mas são feitas de um certo número dessas moléculas elementares, unidas por atração para formar uma molécula única.

E mais, supomos também que, quando moléculas destas substâncias vão se combinar com moléculas de uma outra, para formar a molécula de um composto, a molécula integrante que se deveria formar se quebra em duas ou mais partes... compostas da metade ou da quarta parte, etc...., do número de moléculas elementares que formavam a molécula constituinte da segunda substância. Assim sendo, o número de moléculas integrantes do composto se torna o dobro ou o quádruplo, etc...do que seria, caso houvesse a quebra da molécula integrante e passa a ser exatamente o número que é necessário para satisfazer o volume do gás resultante". (AVOGADRO, 1811, p.234)

Esta Hipótese sofreu forte oposição de Dalton e conflitava com a teoria eletroquímica de Jöns Jacob Berzelius (1779-1848), que postulava que átomos iguais se repeliam, assim não havendo a possibilidade de existir a formação de moléculas de substâncias simples.

2.4 - DIFERENÇA ENTRE O ÁTOMO FÍSICO E O ÁTOMO QUÍMICO

No século XIX, pelo fato de a Hipótese atômica não ser amplamente aceita pela comunidade científica e quando aceita não se relacionar com uma concepção única de átomo, não havia um consenso entre o átomo químico e o átomo físico.

Comentando sobre a dicotomia entre o átomo físico e o átomo químico, August Kekulé (1829-1896), químico, expôs a sua opinião em 1867 sobre o assunto:

"Eu não hesito em dizer que, de um ponto de vista filosófico, eu não acredito na existência real de átomos, tomando a palavra no seu significado literal de partículas indivisíveis de matéria. Eu prefiro esperar que nós possamos algum dia encontrar, para o que nós agora chamamos de átomos, uma explicação mecânico-matemática para o peso atômico, a atomicidade e numerosas outras propriedades dos chamados átomos. Como químico, porém, eu aconselho a suposição de átomos, não apenas como recomendável, mas como absolutamente necessária à Química. Eu irei até mais longe, e declaro minha crença de que átomos químicos existem, de modo que o termo seja compreendido para denotar aquelas partículas da matéria que não possam ser submetidas a divisões posteriores em metamorfoses químicas. Deverá o progresso da ciência levar à uma

teoria da constituição de átomos químicos, importante tal como um conhecimento poderia ser para a filosofia geral da matéria, isto seria apenas uma pequena alteração na própria química. O átomo químico permanecerá sempre a unidade Química". (KEKULÉ, 1867)

Já o átomo físico era tomado no seu sentido literal de partículas indivisíveis da matéria.

“Na Física, a ideia de átomo surgiu no contexto da teoria dinâmica do calor, retomada na primeira metade do século XIX e enfrentou muitos debates. Os átomos eram imaginados como partículas inelásticas ou pontos inerciais, submetidos a forças atrativas e repulsivas, que agiriam tanto dentro destas partículas quanto no meio entre elas.” (OKI, 2009).

Os químicos encontravam valores diferentes de peso atômico para o mesmo elemento, ocasionando assim divergência nas notações das fórmulas químicas e nos significados dos termos da linguagem química. O ácido acético, por exemplo, podia ser representado por 19 fórmulas químicas diferentes. (OKI, 2009)

Durante o século XIX existiam muitas divergências quanto aos termos usados pelos químicos, referentes aos átomos como, por exemplo: equivalente, proporção, peso atômico, volume.

Segundo Oki, grande parte dos químicos operava usando “pesos equivalentes”, que correspondiam aos pesos relativos de combinação das substâncias. Na definição de equivalente químico encontram-se implícitas três importantes características: eram obtidos empiricamente de dados analíticos; o valor calculado dependia do tipo de composto analisado; existia a possibilidade de um mesmo elemento apresentar mais de um valor de equivalente. Os pesos equivalentes de um dado elemento podiam ser numericamente iguais ao peso atômico ou a um submúltiplo deste.

O oxigênio era o elemento usado como padrão para os cálculos, embora fosse possível tomar outro elemento como referência na determinação dos pesos atômicos, como por exemplo, o hidrogênio que era adotado por alguns químicos.

2.5 CONGRESSO DE KARLSRUHE

No convite para o Congresso de Karlsruhe o químico alemão, Karl Weltzien (1813-1870) escreveu: “A Química alcançou tal estado de desenvolvimento que aos signatários parece necessário que seja realizado um encontro de um grande número de químicos envolvidos em pesquisas e ensino”. (MAAR, 2011, p. 373)

O congresso de Karlsruhe aconteceu em setembro de 1860, na cidade de Karlsruhe, na Alemanha, onde 129 químicos pertencentes a doze países participaram do encontro. Seu principal objetivo era buscar algum consenso sobre temas que interessavam a este grupo. Neste encontro foram priorizados: a diferença entre átomo e molécula e a investigação da possibilidade de convergência entre o atomismo químico e o físico.

Este congresso teve a participação decisiva do químico italiano Stanislao Cannizzaro (1826 – 1910) que nasceu em Palermo, capital da Sicília e estudou com Jean-Baptiste Dumas (1800-1884) e Henri Victor Regnault (1810-18780). Cannizzaro foi de grande importância para que dúvidas antigas fossem solucionadas, pois conseguiu mostrar a importância da Hipótese de Avogadro, que não fora aceita quando enunciada em 1811. Neste congresso foi distribuído um artigo de sua autoria: “Sunto di un Corso di Filosofia Chimica”. Este documento diferenciava átomo de molécula, a partir da Hipótese de Avogadro, além de defender a importância do peso atômico como propriedade fundamental para cálculos estequiométricos. Apesar da Hipótese de Avogadro só ter sido aceita em 1860, esta foi de grande importância para o desenvolvimento da Química, pois a partir deste momento houve a necessidade de admitir a existência de moléculas, de substâncias simples se dividindo nas reações de substituição.

No século XIX, os químicos não estavam conseguindo conciliar os dados empíricos com uma teoria geral, como uma teoria atômica que os explicasse. Dentre as dificuldades encontradas por eles estavam a impossibilidade de determinar os pesos atômicos, o uso dos pesos equivalentes determinados experimentalmente, a confusão gerada pela falta de esclarecimento em relação ao “átomo físico” (indivisível) e o “átomo químico” (efetivamente participante das reações). Isso só viria a ser resolvido

com a correta definição de átomo (referente a elementos) e molécula (referente a compostos), termos que eram usados indiscriminadamente. (MAAR, 2011)

Em sua teoria atômico-molecular, Cannizzaro, determinou os pesos atômicos pelo método da densidade de vapor, e percebeu que se a molécula de hidrogênio tem dois átomos (H_2), logo a densidade de vapor em relação ao átomo de hidrogênio deveria estar dobrada, pois tratava-se de uma relação feita a uma molécula de H_2 . Com a mesma linha de raciocínio as dúvidas em relação ao S, Hg, P e As desaparecem, e as moléculas em questão deveriam ser S_6 , Hg, P_4 e As_4 . (MAAR, 2011)

Dentre os químicos presentes no congresso de Karlsruhe, estavam Dimitri Ivanovich Mendeleev e Julius Lothar Meyer, que assistiram atentamente à exposição de Cannizzaro. Mendeleev e Meyer ficaram impressionados com a apresentação de Cannizzaro da Hipótese de Avogadro. Perceberam, então, a possibilidade de estabelecer uma classificação dos elementos conhecidos a partir dos seus pesos atômicos, agora, corrigidos.

Cannizzaro em seu *Sunto di um corso di filosofia chimica* disse: “Acredito que o progresso feito pela ciência nesses últimos anos confirmaram a Hipótese de Avogadro, de Dumas e de Ampère sobre a composição semelhante de substâncias no estado gasoso; isto é, volumes iguais dessas substâncias, sejam simples ou compostas, contêm igual número de moléculas: não, porém, igual número de átomos, pois moléculas de diferentes estados, podem conter diferente número de átomos, sejam de mesma natureza ou de naturezas diversas.” (MAAR, 2011)

O problema que fora resolvido no Congresso de Karlsruhe era acerca do uso indiscriminado das definições de “átomo” e “molécula”. A partir de dados empíricos e de uma diferenciação mais rigorosa entre “átomo” e “molécula” Cannizzaro conseguiu solucionar o problema antes posto.

2.6 ESPECTROSCOPIA

A espectroscopia se mostra importante, pois a partir do desenvolvimento desta técnica muitos elementos químicos foram descobertos, e com o aumento do número de elementos surgiu a necessidade de organizá-los.

O espectro de luz é conhecido desde a antiguidade. Mas, é somente no século XVII que o fenômeno é descrito de forma adequada por Newton, que fez uso de um prisma para decompor a luz em seu espectro, e utilizou um segundo prisma para recompor a luz. O espectro é o conjunto de cores obtidas na decomposição da luz solar (e este corresponde ao arco-íris, que varia do vermelho ao violeta), e também apresenta radiações invisíveis ao olho nu como o ultravioleta, o infravermelho, etc...

Em 1777, o químico sueco Carl Wilhelm Scheele (1742-1786), expôs várias amostras de cloreto de prata às diferentes radiações do espectro solar obtido com o prisma. Percebeu que o escurecimento do material se tornava mais intenso o quanto mais próximo da extremidade violeta ficava. Isto devia significar que a luz violeta era a mais energética do espectro, pois era a que mais acelerava a reação (FILGUEIRAS, 1996).

Em 1801, Johann Wilhelm Ritter (1776-1810), refez o processo realizado por Scheele, no entanto estendendo a região do espectro além do violeta, Ritter descobriu que o escurecimento do sal acontecia mais facilmente ainda, além do violeta: esta região invisível aos nossos olhos foi denominada de ultravioleta. Nesta mesma época, William Hyde Wollaston (1766-1828), chegou à mesma conclusão que Ritter (CAMEL, 2004).

Em 1800, o inglês William Herschel (1738-1822), ao realizar um experimento com o bulbo de um termômetro, identificou a região do infravermelho. Herschel colocou o bulbo do termômetro em cada região colorida do espectro solar e percebeu que a temperatura aumentava devido a incidência de luz, observando que quanto mais próximo o bulbo estivesse da região vermelha mais rápido a temperatura aumentava. Este aumento de temperatura se deve à agitação térmica que a luz provoca. Quando o bulbo do termômetro foi colocado além do vermelho visível, o aumento de temperatura

ocorreu mais rapidamente, revelando a passagem de radiação invisível, que foi denominada de infravermelho (FILGUEIRAS, 1996).

William Hyde Wollaston (1766-1828) descobriu que ao trabalhar com um feixe de luz muito estreito, em torno de 0,01 mm, o espectro solar apresentava sete linhas negras sobrepostas às cores brilhantes. Cinco dessas linhas foram relatadas como limites das cores observadas, porém as outras duas foram observadas no interior da região amarelo-esverdeada e da azul (FILGUEIRAS, 1996).

O alemão Joseph Fraunhofer (1787-1826), responsável por construir instrumentos ópticos, constatou que o espectro solar tem centenas de linhas negras sobre as cores. Fraunhofer nomeou as linhas mais fortes com as letras do alfabeto, de A até I, mapeou 574 linhas entre a linha B (no vermelho) e a linha H (no violeta). Havia linhas também nas regiões invisíveis do espectro (FILGUEIRAS, 1996). Na Figura 4 é possível observar o espectro solar de vários elementos; o primeiro apresenta o espectro contínuo do Sol, no qual estão sobrepostas várias linhas negras correspondentes aos espectros de absorção de elementos químicos presentes no Sol. Os seguintes são espectros de emissão de vários elementos.

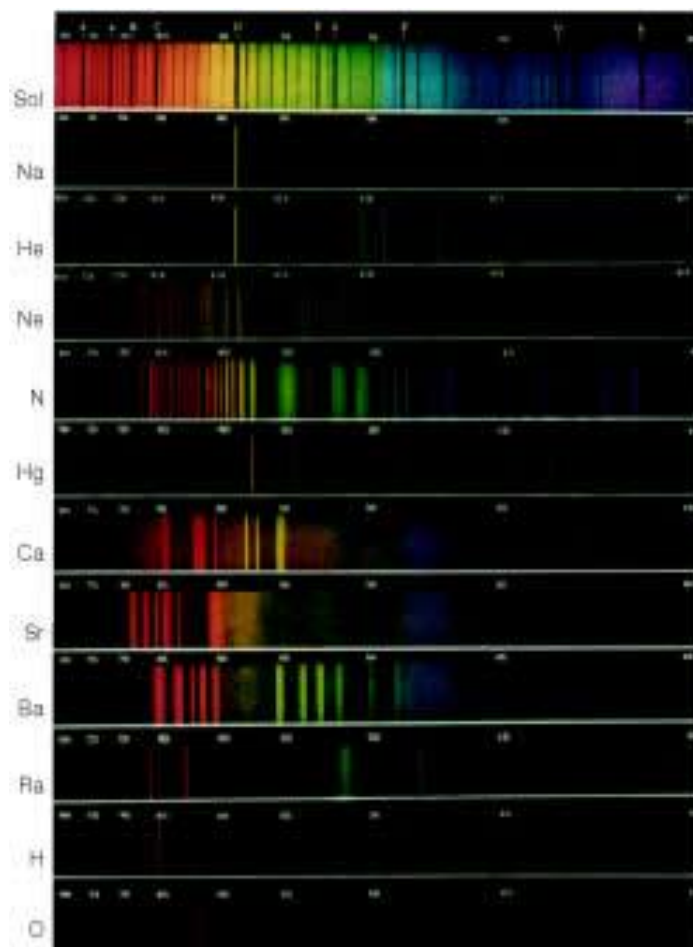


FIGURA 4: Espectros solar e de vários elementos individuais.

FONTE: FILGUEIRAS, Carlos. A espectroscopia e a Química, 1996.

Fraunhofer notou que ao passar por um prisma a luz emitida por materiais incandescentes, tinha como resultado um espectro discreto, ou seja, que contém apenas energias de certos valores bem definidos, e não contínuo como o espectro solar, que possui energias distribuídas continuamente em certa faixa de valores (FILGUEIRAS, 1996).

Mas foi a colaboração de dois grandes cientistas de Heidelberg, na Alemanha, que trouxe grandes impactos à Química e à Física. Robert Wilhelm Eberhard von Bunsen (1811-1899), o químico, inventor do Bico de Bunsen se associou com o físico Gustav Robert Kirchhof (1824-1887) e inventaram o espectroscópio em 1860 (Figura 5).

Anteriormente, os fenômenos de absorção e emissão não eram relacionados, mas Bunsen e Kirchhof os relacionaram: “o espectro de um gás incandescente era o reverso, isto é, as linhas brilhantes eram convertidas em linhas escuras, quando se tinha uma fonte de luz de intensidade suficiente e essa emitia um espectro contínuo”. (CAMEL, 2004)

Assim, Kirchhof formulou a lei da radiação eletromagnética, ao relacionar os fenômenos de emissão e absorção. Nesta ele diz: “ Para todo corpo a razão entre poder de absorção e poder de emissão para qualquer radiação é uma função universal do comprimento de onda e da temperatura, isto é, independente da natureza do corpo.” (CAMEL, 2004)

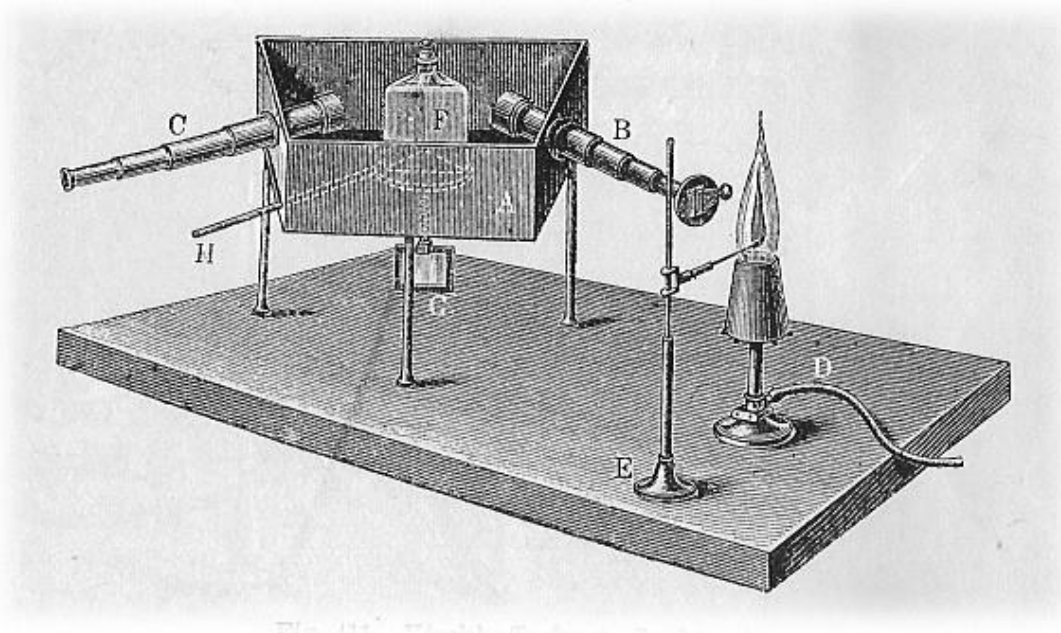


FIGURA 5: O espectroscópio de Bunsen e Kirchhoff.

FONTE: FILGUEIRAS, Carlos. A espectroscopia e a Química, 1996.

A Figura 5 apresenta o espectroscópio que Bunsen e Kirchhoff usaram para a análise química, o que possibilitou a descoberta de novos elementos como, por exemplo, o céσιο em 1860, que produzia um espectro de emissão com linhas azuis, e o rubídío em 1862, que produzia um espectro com linhas vermelhas. Em poucos anos, a espectroscopia possibilitou a descoberta de um grande número de elementos químicos,

pois apesar da análise espectral ser um método simples, possui grande sensibilidade para identificar traços de elementos conhecidos ou desconhecidos em substâncias terrestres.” (FILGUEIRAS, 1996). E a descoberta de novos elementos contribuiu para a formulação da lei periódica.

2.7 AS PRIMEIRAS TENTATIVAS DE CLASSIFICAÇÕES

Houve várias tentativas classificatórias como: M. von Pettenkofer (1850), Dumas (1851,1858, 1859), P. Kremers (1852 e 1856), J. H. Gladstone (1853), J. P. Cooke (1854 e 1855), W. Odling (1857) E. Lenssen (1857), J. Mercer (1858) e M. Carey Lea (1860). Mas dois desses precursores destacaram-se: Dumas e William Odling (1829-1921). Dumas, ainda em 1851, estabeleceu relações numéricas (altamente especulativas) entre os pesos atômicos de algumas famílias de elementos, as quais foram publicadas em 1858 e 1859. Odling publicou, em 1857, uma classificação de 13 grupos, muitos deles triadas. (AÉCIO, et al. 1997)

Neste trabalho destaco quatro classificações. A primeira é a de Döbereiner que é umas das primeiras classificações e ainda não apresenta a ideia de periodicidade. A segunda é a de Hess por este ter introduzido a ideia de família. A terceira é a classificação de Odling, que tem sua importância, pois Mendeleev faz referência a esta. E a quarta é a de Newlands, classificação que já apresenta um periodismo das características dos elementos químicos.

2.7.1 - Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849)

Döbereiner nasceu em Bug, próximo de Hof/ Francônia, Alemanha, em 13 dezembro, de 1780. Foi aprendiz de farmácia em Munchenberg e um químico autodidata. Trabalhou em uma empresa têxtil e numa cervejaria, adquirindo conhecimentos como alvejamento, tinturaria, fermentações.(MAAR, 2011)



FIGURA 6: Fotografia de Döbereiner

FONTE: WIKIPÉDIA

Em 1820 descobriu a ação catalítica da platina na reação entre o oxigênio e o hidrogênio, com o inflamar do hidrogênio sobre “esponja de platina” em presença de ar, sem que a platina se alterasse ou consumisse. E uma consequência prática de seus estudos sobre a catálise foi a construção do “acendedor de Döbereiner”, uma espécie de isqueiro baseado na inflamabilidade do hidrogênio frente a um catalisador de platina.(MAAR,2011)

Döbereiner deixou importantes contribuições na classificação periódica e na catálise.

Johann Döbereiner é considerado pela maioria dos historiadores como o primeiro a preocupar-se com os aspectos de periodicidade entre os elementos químicos. Em 1817 formulou as “tríades de Döbereiner” que além de se basear explicitamente em relações numéricas, se baseava muito mais em analogias entre os elementos. E em 1829 Döbereiner publicou artigo nos *Annalen der Physik und Chemie* de Poggendorff, que foi titulado “Uma tentativa de agrupar as substâncias elementares de acordo com suas analogias”. Em seu artigo Döbereiner viu que lhe interessavam muito as determinações de Berzelius sobre os pesos atômicos do bromo e do iodo, pois talvez o peso atômico do bromo seja a média dos pesos atômicos do cloro e do iodo.

Cálcio: 40,08

Estrôncio: 87,62 Média: 88,70

Bário: 137,33

Cloro: 35,45

Bromo: 79,90 Média: 81,18

Iodo: 126,90

Haviam quatro tríades inquestionáveis para Döbereiner:

- Cl, Br e I (os Halogênios)
- S, Se, e Te (os Calcogênios)
- Li, Na e K (os Alcalinos)
- Ca, Sr e Ba (os Alcalinos-terrosos)

As tríades de Döbereiner são compostas por três elementos que fazem parte da mesma família, no qual, a média do peso atômico entre dois elementos de pesos extremos é igual o peso atômico do elemento central. (TOLENTINO et al, 1997)

No entanto, a sua “lei das tríades”, só consegue ser aplicada em nove dos 54 elementos conhecidos. Deste modo, foi recusada por seus contemporâneos.

2.7.2 Germain Henry Ivanovitch Hess (1802-1850)

Hess nasceu em 7 de agosto de 1802, em Genebra, na Suíça, porém se naturalizou russo. Estudou medicina na universidade de Tartu, no entanto se interessou por Química, e foi estudar com Jöns Jakob Berzelius na universidade de Estocolmo. Hess foi o responsável por fazer a primeira lei da termoquímica, a lei de Hess. (TOLENTINO et al, 1997)



FIGURA 7: Fotografia de Hess

FONTE: WIKIPÉDIA

Com relação periódica, Hess publicou no seu manual Fundamentos da Química Pura uma classificação de quatro grupos de elementos (não-metais) com propriedades Químicas semelhantes.

Iodo	Telúrio	Carbono	Nitrogênio
Bromo	Selênio	Boro	Fósforo
Cloro	Enxofre	Silício	Astato
Flúor	Oxigênio		

FIGURA 8: Tabela dos não-metais propostas por Hess

FONTE MAAR, 2011.

Hess introduziu a ideia de “família” de elementos químicos. E pronunciou: “Essa classificação, todavia, está longe de ser algo natural, sem dúvida, porém, unindo-

se elementos e grupos muito parecidos e, ao ir ampliando-se nossos conhecimentos, ela poderá ser aperfeiçoada.” (HESS, 1849 apud AÉCIO et al. 1997)

2.7.3 William Odling (1829-1921)

Odling nasceu em Southwark, próximo à Londres, em 5 de setembro de 1829. Na área acadêmica se formou em Medicina em Oxford em 1851. Ele também foi professor de Química na mesma Universidade.



FIGURA 9: Fotografia de Odling.

FONTE: THE CHEMICAL SOCIETY

A classificação de Odling foi considerada como uma descoberta independente do sistema periódico, e o próprio Mendeleev afirma ter conhecido a classificação de Odling, que foi lida e publicada na *Chemical Society*. No entanto, a sua classificação não teve reconhecimento na época nem foi valorizada pela historiografia da Ciência. (MAAR, 2011)

Em sua classificação em 1864, Odling, fez relação entre periodicidade e “valência máxima”, como por exemplo:



H 1			Mo 96	W 184
			-	Au 196,5
			Pd 106,5	Pt 197
Li 7	Na 23	Zn -	Ag 108	Hg 200
Gl 9	Mg 24	65	Cd 112	Tl 203
B 11	Al 27	-	-	Pb 207
C 12	Si 28	-	Sn 118	Bi 210
N 14	P 31	As 75	Sb 122	-
O 16	S 32	Se 79,5	Te 129	-
F 19	Cl 35,5	Br 80	I 127	-
	K 39	Rb 85	Cs 133	-
	Ca 40	Sr 87,5	Ba 137	-
	Ti 48	Zr 89,5	-	Th 131
	Cr 52,5	-	V 138	-
	Mn 55			

(L = Li; G = Be)

FIGURA 10: A Classificação de Odling (1865)

FONTE: MAAR, 2011.

Na Figura 10 observa-se que os elementos que se combinam por valência com o cloro foram agrupados na primeira coluna vertical da tabela.

Na classificação de Odling, os elementos foram reunidos em grupos com propriedades análogas (propriedades dos seus compostos) e também por ordem crescente de peso atômico; estes pesos atômicos foram propostos por Cannizzaro, a partir da reforma de Charles Frédéric Gerhardt (1816-1856) e Auguste Laurent (1807-1853). (AÉCIO, et al. 1997)

As propriedades estabelecidas por Odling foram as capacidades caloríficas atômicas e a regularidade dos volumes atômicos. Observando a sua tabela (Figura 11) percebe-se a existência de grupos de elementos bastante familiares, tais como flúor, cloro, bromo e iodo; cálcio, bário e estrôncio; nitrogênio, fósforo, arsênio e bismuto; oxigênio, enxofre, selênio e telúrio; e vários outros (TOLENTINO, et al.1997). Mas, existem grupos que não estavam corretos como: Li, Na, K, Rb, Cs. Estes se apresentavam separados.

				Ro 104	Pt 197
				Ru 104	Ir 197
				Pt 106·5	Os 199
..... H 1	"	"	Ag 108	Au 198·5	
"	"	Zn 65	Cd 112	Hg 200	
..... L 7	"	"	"	Tl 203	
G 9	"	"	"	Pb 207	
..... B 11	Al 27·5	"	U 120	"	
C 12	Si 28	"	Su 118	"	
..... N 14	P 31	As 75	Sb 122	Bi 210	
O 16	S 32	Se 79·5	Te 129	"	
..... F 19	Cl 35·5	Br 80	I 127	"	
..... Na 23	K 39	Rb 85	Cs 133	"	
Mg 24	Ca 40	Sr 87·5	Ba 137	"	
	Ti 50	Zr 89·5	Ta 138	Th 231·5	
	"	Ce 92	"		
	Cr 52·5	Mo 96	{ V 137		
	{ Mn 55		{ W 184		
	Fe 56				
	{ Co 59				
	Ni 59				
	{ Cu 63·5				

FIGURA 11: A Tabela Periódica de Odling

Fonte: MAAR, 2011.

2.7.4 John Alexander Reina Newlands (1837-1898)

Newlands nasceu em Londres, Inglaterra, em 26 de novembro de 1837. Foi aluno de August Wilhelm Hofmann no Royal College of Chemistry em Londres. Newlands era químico industrial e foi responsável por uma refinaria de açúcar. (MAAR, 2011)

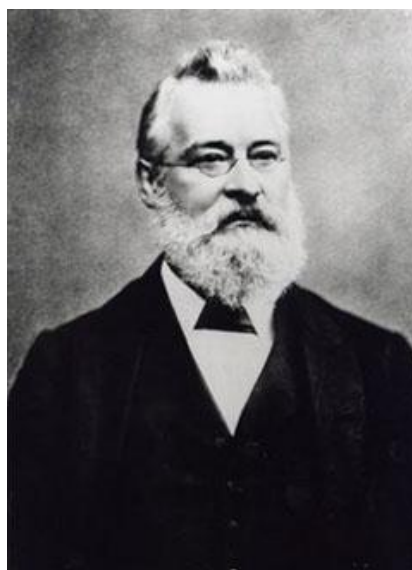


FIGURA 12: Fotografia de Newlands

FONTE: WIKIPÉDIA

Newlands ficou conhecido como um dos precursores da lei periódica, com a sua “Lei das oitavas” em 1860. Newlands ordenou os elementos conhecidos em ordem crescente de seus pesos atômicos e observou que os elementos, se comparados na horizontal da tabela, apresentavam propriedades semelhantes. Além de concluir que “o oitavo elemento, a contar de um determinado, é uma espécie de repetição do primeiro – como se fosse a oitava nota numa oitava de música”, ou seja, havia uma repetição de propriedades a cada grupo de oito elementos, o que Newlands associou com as notas musicais. (TOLENTINO et al, 1997) Como se pode observar na Figura 13, quando comparamos os elementos dispostos em uma horizontal é possível detectar propriedades químicas semelhantes para, , Li, Na, K, Cu, Rb, Ag, Cs e Tl, por exemplo.

H 1	F 8	Cl 15	Co-Ni 22	Br 29	Pd 36	I 42	Pb-Ir 50
Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Tl 53
Gl 3	Mg 10	Ca 17	Zn 14	Sr 31	Cd 38	Ba-V 45	Pb 54
B 4	Al 11	Cr 18	Y 25	Ce-La 32	U 40	Ta 46	Th 56
C 5	Si 12	Ti 19	In 26	Zr 33	Sn 39	W 47	Hg 52
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di-Mo 34	Sb 41	Nb 48	Bi 55
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Ro-Ru 35	Te 43	Au 49	Os 51

FIGURA 13: Tabela de Newlands relacionada à Lei das Oitavas

FONTE: TOLENTINO, et al. Alguns aspectos históricos da classificação periódica dos elementos químicos, 1997.

Todavia a “Lei das Oitavas” apresentava alguns problemas, pois para alguns elementos, especialmente os de maior peso atômico, as propriedades não se encaixavam. Outro fator que contribuiu para a não aceitação da classificação de Newlands foi o fato dele dispor o ferro afastado do cobalto e níquel, que foram apresentados juntos, e afastou o cromo do manganês, os quais formam óxidos de composição semelhante, senão todos, pelo menos a maioria. De acordo com a tabela de Newlands, é possível concluir que o ferro teria propriedades semelhantes ao S (enxofre) e ao Se (selênio) (CAMARGO, 2007)

Ao observarmos as palavras do próprio Newlands é possível perceber qual foi o critério que o orientou na sua tentativa: “nessa difícil tarefa de agrupar os corpos elementares, fui guiado mais pelas características químicas do que por aspectos físicos, e, portanto, não levei em conta a distinção geralmente feita entre metais e não-metais”. (MAAR, 2011)

Quando Newlands comunicou sua lei à Sociedade Química de Londres, foi ridicularizado por seus contemporâneos, recebendo até comentários irônicos, como o do professor de física experimental do *University College* de Londres, George Carey Foster (1835-1919), que disse que Newlands “poderia ter classificado os elementos em ordem alfabética”. (MAAR, 2011)

Apesar de ser ridicularizado por seus pares, Newlands avançou no sentido de reconhecer uma periodicidade das propriedades dos elementos e também por utilizar os pesos atômicos propostos por Cannizzaro. Newlands só teve seu trabalho reconhecido, em 1887, quando recebeu a Medalha Davy, pela Sociedade Química de Londres, cinco anos após a outorga a Mendeleev e a Lothar Meyer.

Em 1878 Newlands publicou uma carta em defesa do seu trabalho, estabelecendo as prioridades, que o orientaram, que foram:

1. O estabelecimento de uma listagem dos elementos segundo seus pesos atômicos, capaz de mostrar periodicidades em propriedades.
2. O uso dessa “Lei das Oitavas” para:
 - a. Prever pesos atômicos ainda não determinados, como no caso do elemento In (índio).
 - b. Prever novos elementos e seus pesos atômicos, como no caso do Ge (germânio).
 - c. Decidir entre mais de um peso atômico determinado para um mesmo elemento, qual o correto.
 - d. Adotar os pesos atômicos de Cannizzaro.
 - e. Inverter algumas sequências de elementos para atender à periodicidade.
 - f. Garantir que a correção de pesos atômicos e a descoberta de novos elementos não invalidem o sistema.
 - g. A percepção de algumas relações diagonais, como no caso do Li (lítio) e Mg (magnésio). Tais relações são que: ambos formam cloretos e brometos que se hidrolisam lentamente e são solúveis em etanol. Ambos formam nitratos cristalinos incolores ou levemente coloridos por reação direta com azoto a temperaturas elevadas; ambos ardem no ar apenas com a formação do óxido normal e ambos formam carbonatos que se decompõem por aquecimento. (MAAR, 2011)

3- MENDELEEV

Dimitri Ivanovitch Mendeleev nasceu em 7 de fevereiro de 1834 em Tobolsk, no oeste da Sibéria, Rússia. Mendeleev era o filho caçula do professor Ivan Pavlovitch Mendeleev e de Maria Dimitrievna, sua família era proprietária da primeira fábrica de vidro da Sibéria. Com a morte do seu pai, Ivan, em 1847, sua família se viu sem sustento, por esse motivo Maria Dimitrievna, reabriu a fábrica de vidro, que se encontrava fechada naquela época, para manter sua família. Nesta fábrica Mendeleev pode aprender muito com os químicos. Mas, alguma fatalidade fez a fábrica incendiar-se, acabando assim com o sustento da família. Mesmo com a situação precária, a mãe de Mendeleev, moveu todos os esforços para fazer dele um professor, pois ela acreditava na sua capacidade intelectual; por isso aos 57 anos Dimitrievna se dirigiu com Mendeleev e sua irmã à Universidade de Moscou, porém Mendeleev não foi aceito, pois não era nascido no local. Então, eles seguiram viagem até São Petesburgo, onde foi aceito no Instituto Pedagógico, e se dedicou à Matemática, à Física e à Química. Neste mesmo período sua mãe faleceu, o que causou um grande impacto psicológico a Mendeleev, que ficou doente, com tuberculose.

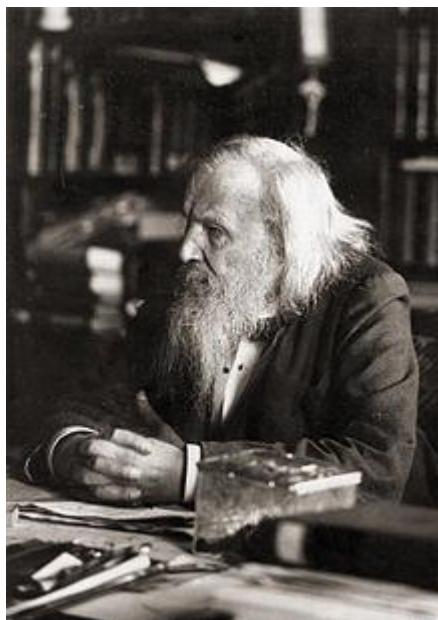


FIGURA 14: Fotografia de Mendeleev

FONTE: WIKIPÉDIA

Na área acadêmica Mendeleev teve como seus professores o químico Alexander Woskresenski (1809-1880) que descobriu a Teobromina, um alcaloide primário encontrado no cacau, por isso também achado no chocolate; O físico Heinrich Friedrich Emil Lenz (1804-1865) que formulou a Lei de Lenz, e o matemático e astrônomo Mikhail Ostrogradsky (1802-1861) que estudou o movimento de um corpo elástico. Em

1865 na Universidade de São Petersburgo defendeu sua tese sobre o comportamento de misturas de álcool e água. Antes, em 1856, seguirá para Heidelberg para estudar com Bunsen e Kirchhoff. Em Paris, Mendeleev trabalhou com o químico e físico francês, Regnault, conhecido por suas medidas das propriedades térmicas dos gases. Após participar do Congresso de Karlsruhe, retornou a São Petersburgo, onde se tornou professor da Universidade em 1865.

Dentre todas as suas contribuições para a Química, a mais importante foi o desenvolvimento da lei periódica dos elementos químicos que deu origem a atual classificação periódica.

Mendeleev em suas primeiras classificações ordenava os elementos de acordo com o aumento do peso atômico em filas verticais de modo que as filas horizontais contenham elementos análogos, ainda ordenados pelo aumento do peso atômico Figura 15. (MENDELEEV, 1869)

			K= 49	Rb = 65	Cs = 133		
			Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137		
				Yt = 88	Di = 138	Er = 178	
			-	Zr = 90	Ce = 140	La = 180	Th= 231
			Ti = 48	Nb = 94	-	Ta = 182	-
			V = 51	Mo = 96	-	W = 184	U = 240
			Cr = 52		-	-	-
			Mn = 55	-	-	Os = 195	-
			Fe = 56	Ru = 104	-	Ir = 197	
			Co = 59	Rh = 104	-	Pt = 198	
H = 1	Li = 7	Na = 12	Ni = 59	Pd = 106	-	Au = 199	
	Be = 9,4	Mg = 24	Cu = 63	Ag = 108	-	Hg = 200	
	B = 11	Al = 27,3	Zn = 65	Cd = 112	-	Tl = 204	
	C = 12	Si = 28		In = 113	-	Pb = 207	
	N = 14	P = 31	-	Sn = 118	-	Bi = 208	
	O = 16	S = 32		Sb = 122	-	-	
	F = 19	Cl = 35,5	-	Te = 125?	-	-	
			As = 75	I = 127			
			Se = 78				
			Br = 80				

FIGURA 15: Tabela Vertical proposta por Mendeleev, de 1869

FONTE: MAAR, 2011.

No artigo *Elements and Atoms* de 1869 Mendeleev exhibe suas conclusões da seguinte maneira:

1. Os elementos, dispostos de acordo com seus pesos atômicos, exibem uma variação gradativa evidente de propriedades.
2. Elementos quimicamente análogos têm ou pesos atômicos similares (Pt, Ir, Os), ou pesos que aumentam proporcionalmente (K, Rb, Cs).
3. A organização segundo o peso atômico corresponde à *valência* do elemento e, em certa medida, a diferença em comportamento químico, por exemplo Li, Be, B, C, N, O, F.
4. Os elementos distribuídos mais amplamente na natureza têm pesos atômicos *pequenos*, e todos esses elementos são marcados pela distinção de seu comportamento. Eles são, portanto, os elementos mais *representativos*; assim, H, o elemento mais leve, é acertadamente escolhido como o mais representativo.
5. A magnitude do peso atômico determina as propriedades do elemento. Dessa maneira, no estudo dos compostos, não apenas as quantidades e propriedades dos elementos e seus comportamentos recíprocos devem ser levados em consideração, mas também a peso atômico dos elementos. Por isso, os compostos S e Tl [sic – refere-se a Te], Cl, e J (refere-se ao iodo), expõe não apenas analogias, mas também notáveis diferenças.
6. É possível prever a descoberta de muitos *novos* elementos, por exemplo, análogos ao Si e Al, cujos pesos atômicos estariam entre 65-75.
7. Alguns poucos pesos atômicos provavelmente irão requerer correção; por exemplo, o Te não pode ter peso atômico de 128, senão entre 123-126.
8. A partir da classificação, algumas novas analogias entre os elementos são descobertas a partir da magnitude dos pesos atômicos. Assim, B (?) [aparentemente, ele quis dizer Ur] aparece como um análogo de B e Al, um fato que é justificado quando seus compostos são comparados. (MENDELEEV, 1869)

Pode ser observada no item dois, a relação que Mendeleev faz entre os elementos análogos, ou seja, que têm aspectos similares entre si, como o peso atômico destes que são também similares, como ocorre com a Platina, Irídio e Ósmio. Estes três metais fazem parte do grupo da platina, que é um metal prateado-branco, de estrutura cúbica compacta, brilhante, maleável, dúctil e que pode ser trabalhado e soldado a quente. O irídio, um metal branco prateado, semelhante a platina, mas com uma tonalidade ligeiramente amarelada, é muito duro e quebradiço; entre os elementos conhecidos é mais resistente a corrosão, cristaliza com estrutura compacta cúbica. O ósmio é um metal branco-azulado, muito duro e quebradiço, e o mais denso dos elementos conhecidos, dentre os metais platínicos, é o que possui ponto de fusão mais alto (3033°C). Nesta análise dos elementos podem ser observadas as características comuns dos metais, que além de possuírem analogia entre si, apresentam pesos atômicos similares, tendo-se Platina, Irídio e Ósmio respectivamente: 78, 77 e 76. (MENDELEEV, 1869)

No entanto, existem elementos da mesma família que apresentam o comportamento químico similar, mas não idêntico: há diferenças devidas à diferença no peso atômico. Por exemplo, ambos o cloro e o iodo formam compostos com um átomo de hidrogênio: HCl e HI. Esses compostos são similares, já que são ambos gases corrosivos que se dissolvem imediatamente na água. Todavia, eles diferem no que o HI tem, por exemplo, um ponto de ebulição e de fusão maiores do que o do HCl (típico do mais pesado em um par de compostos relacionados) (MENDELEEV, 1869)

Mendeleev em sua conferência Faraday em 1889 utiliza a palavra “periodicidade”, termo que é certamente adequado para descrever a repetição cíclica das propriedades evidentes nessa organização.

O princípio da periodicidade utilizado por Mendeleev é aparente nessa primeira sentença: a repetição da propriedade Química em uma série de elementos organizados a partir de seus pesos atômicos. Há também a diferença cosmiológica entre o esquema de Mendeleev e os modelos modernos de classificação, que ordenam os elementos em fileiras horizontais para que as famílias dos elementos apareçam em colunas verticais. Mendeleev usou este tipo de arranjo pouco tempo depois em 1871. (BACHELARD, 2009)

Em sua classificação, Mendeleev se baseava nas propriedades físicas de cristalização; e em observações propriamente químicas, das quais os tipos de combinação parecem revelar um parentesco entre os elementos. Para isso Mendeleev começou a fazer combinações entre os elementos, observando o que foi chamado de valência, para cada elemento.

A valência de um elemento é essencialmente o número de ligações que o elemento pode fazer quando forma compostos com outros elementos. Um átomo de hidrogênio, por exemplo, pode fazer apenas uma combinação, logo sua valência é um; nós podemos chamá-lo de monovalente. Um átomo de oxigênio pode fazer ligação com dois átomos de hidrogênio, logo sua valência é dois. Alguns elementos, particularmente os mais pesados, têm mais do que uma valência característica. (Por exemplo, o chumbo tem valência 2 e 4; o tálio tem valência 1 e 3). (MENDELEEV, 1869).

Mendeleev chegou à conclusão de que se combinasse um mesmo elemento com o oxigênio, formando um composto oxigenado, e com o hidrogênio, formando um corpo hidrogenado, a soma das valências do oxigênio e hidrogênio seria oito. Esta tese de Mendeleev não tinha raízes experimentais visíveis.

O azoto [nitrogênio] se combina com uma quantidade de oxigênio maior: Az^2O^5 , mas, em compensação, só fixa uma pequena quantidade de hidrogênio em AzH^3 . Como sempre a *soma dos equivalentes de oxigênio e de hidrogênio combinados com um átomo de elemento é igual a oito*. O mesmo ocorre com os outros elementos colocados nas mesmas condições. Assim, o enxofre forma SO^3 ; aí se encontram, para um átomo de enxofre, seis equivalentes de oxigênio, e em SH^2 dois equivalentes de hidrogênio, no total de oito equivalentes. E a mesma proporção em Cl^2O^7 e ClH . Por sua generalidade e simplicidade, essas relações mostram que a propriedade que têm os elementos de se combinar com outros elementos, tão diversos como o oxigênio e o hidrogênio, está sujeita a uma lei única e geral (BACHELARD, 2009).

Nestas relações ponderais de combinação, Mendeleev usa também o termo analogia. No entanto, ele prefere se apoiar diretamente nos pesos atômicos dos elementos; para Mendeleev todas as propriedades de uma substância dependem justamente de seu peso. Esta afirmação na opinião de Bachelard ainda se revela uma prova obscura, mas para Mendeleev a interdependência entre o peso e todas as propriedades estaria garantida “porque todas elas são função das mesmas condições ou das mesmas forças que determinam o peso do corpo; ora, este é diretamente proporcional à massa da substância”. (BACHELARD, 2009)

Deste modo surge a necessidade de dispor os elementos de acordo com o seu peso atômico, e o mais impressionante é que a classificação feita anteriormente por Mendeleev, que propunha a capacidade de combinação de determinados elementos com o oxigênio e o hidrogênio, a classificação por oitava, agora pode ser entendida na classificação geral, conforme se pode observar na Figura 16, pois “as diversas oitavas se correspondem e, de uma a outra, as mais variadas propriedades se repetem”. (BACHELARD, 2009) Em 1869 Mendeleev anunciou então a lei: “As propriedades dos corpos simples, como a forma e as propriedades das combinações, são uma função periódica da grandeza do peso atômico”. (BACHELARD, 2009)

	I --- R ₂ O	II --- RO	III --- R ₂ O ₃	IV RH ₄ RO ₂	V RH ₃ R ₂ O ₃	VI RH ₂ RO ₃	VII RH R ₂ O ₇	VIII --- RO ₄
1	H 1							
2	Li 7	Be 9.4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3	Na 23	Mg 24	Al 27.3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35.5	
4	K 39	Ca 40	? 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe, Co, Ni, Cu 56, 59, 59, 63
5	Cu 63	Zn 65	? 68	? 72	As 75	Se 78	Br 80	
6	Rb 85	Sr 87	? Yt 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	? 100	Ru, Rh, Pd, Ag 104, 104, 106, 108
7	Ag 108	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 125	I 127	
8	Cs 133	Ba 137	? Di 138	? Ce 140	? ?	? ?	? ?	?, ?, ?, ?
9	? ?	? ?	? ?	? ?	? ?	? ?	? ?	
10	? ?	? ?	? Er 178	?? La 180	Ta 182	W 184	? ?	Os, Ir, Pt, Au 195, 197, 198, 199
11	Au 199	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208	? ?	? ?	
12	? ?	? ?	? ?	Th 231	? ?	U 240	? ?	

FIGURA 16: Segunda Tabela Horizontal proposta por Mendeleev, 1872.

FONTE: MAAR, 2011.

Em sua tabela há oito grupos de elementos, devido à existência das oito formas de óxidos. Mendeleev, confiante, formula uma oposição contra o uso de representação por curvas:

A lei periódica real não corresponde à modificação progressiva do peso atômico; ou seja, não exprime uma função contínua. Por ser uma lei Química, que tem como ponto de partida a noção dos átomos e das moléculas combinando-se em proporções múltiplas, isto é, de maneira interrompida e não contínua, ela se apoia antes de tudo nas formas das combinações; ora, essas formas não são numerosas, são aritmeticamente simples e se repetem sem apresentar transições ininterruptas; por isso cada período só contém um número determinado de termos. É impossível que entre Mg que dá MgCl₂ e

Al que dá AlCl_3 exista um numero intermediário; há necessariamente solução de continuidade, de acordo com a lei das proporções múltiplas. (BACHELARD, 2009)

A similitude entre os elementos, não é o bastante para fazer a classificação. É necessário estabelecer critérios para ordenar o que a priori podem ser apenas aparências. De acordo com Bachelard acabou-se postulando uma essência sem poder apreciar a ligação ou a função que vai unir as características que retemos como essencial e as múltiplas propriedades que a manifestam.

Classificar qualitativamente era difícil, pois como o próprio Mendeleev indica: “O lítio e o bário têm várias propriedades análogas às do sódio ou do potássio; sob outros aspectos, eles se aproximam do magnésio ou do cálcio.” Para escapar dessa diversidade de qualidades, Mendeleev recorreu a características quantitativas. Baseando-se nas propriedades físicas de cristalização, e nas observações propriamente químicas.

Uma das características mais impressionantes da lei periódica de Mendeleev é o caráter preditivo desta. Mendeleev previu novos elementos pela vacância, apenas na classificação periódica, além de prever as propriedades destes elementos, e também de seus compostos. Nesse sentido Mendeleev, previu três elementos que foram determinantes para que sua lei periódica fosse aceita pela a Sociedade de Química; tais elementos eram: o Escândio (*eka-boro*), *Germânio (eka-silício)* e *Gálio (eka-alumínio)*, como se pode observar nas Figuras 17 e 18 e 19 respectivamente.

O escândio foi descoberto por Lars Fredrick Nilson (1840-1899) em 1879. O nome refere-se ao novo elemento encontrado em minerais da Escandinávia.

	Eka-boro	Escândio
Peso atômico	44	44
Óxido formado	Eb_2O_3	SC_2O_3
Peso específico do óxido	3,5	3,86

Óxido mais básico que o do alumínio	Sim	Sim
Óxido não solúvel em óxidos	Sim	Sim
Sais incolores	Sim	Sim
Carbonatos insolúveis em água	Sim	Sim
Provável método de descoberta	Não Espectroscópico	Não Espectroscópico

FIGURA 17: Propriedades do escândio (“eka-boro”) previstas por Mendeleev e encontradas por Nilson

FONTE: AÉCIO, et al. 1997.

O germânio foi descoberto por Clemens Alexander Winkler (1838-1904) em 1886. Winkler nomeou o novo elemento em homenagem a Alemanha (do latim Germania = Alemanha)

	Eka-silício	Germânio
Peso atômico	72	72,6
Peso específico	5,5	5,47
Volume atômico	13	13,22
Valência	4	4
Calor específico	0,073	0,076
Peso específico do dióxido	4,7	4,703
Volume molecular do dióxido	22	22,16

FIGURA 18: Propriedades do Germânio (eka-silício) previstas por Mendeleev e encontradas por Winkler

FONTE: AÉCIO, et al. 1997.

O gálio foi descoberto por Paul Émile Lecoq de Boisbaudran (1838-1912) em 1875. O nome do elemento foi dado em homenagem à França (Galia em latim).

	Eka-alumínio	Gálio
Peso atômico	68	69,9
Peso específico	5,9	5,94
Fórmula do óxido formado	Ea_2O_3	Ga_2O_3
Provável método de descoberta	Espectroscópico	Espectroscópico

FIGURA 19: Propriedades previstas para o gálio (eka-alumínio), por Medeleev, e as encontradas, por Boisbaudran

FONTE: AÉCIO, et al. 1997.

Além de prever esses três elementos, Mendeleev fez outras previsões (Figura 20):

Série	Previsões	P.A.	Correspondente ao
4	<i>eca</i> -boro	44	Escândio (Nilson, 1879)
5	<i>eca</i> -alumínio	68	Gálio (Lecoq de Boisbaudran, 1875)
5	<i>eca</i> -silício	72	Germânio (Winkler, 1886)
6	<i>eca</i> -manganês	100	O suposto masúrio; tecnécio
8	<i>eca</i> -manganês	190	Rênio (Noddack, Tacke, Berg, 1925)
9	<i>eca</i> -iodo		Astato (Segré, Corson, MacMillan, 1940)
10	<i>eca</i> -césio	175	Frâncio (Perey, 1939)
10	<i>tri</i> -manganês		Bório, elemento 107 (Münzenberg, 1981)
10	<i>eca</i> -bário	225	
11	<i>dvi</i> -telúrio	212	Polônio (Curie, 1898)
12	<i>eca</i> -tântalo etc.	235	Protactínio (Hahn, Meitner, 1917)

FIGURA 20: Elementos previstos por Mendeleev em 1872

FONTE: MAAR,2011.

Além disso, Mendeleev fez correções nos pesos atômicos dos elementos químicos:

Berílio	9 ou 14? → 9
Ítrio	de 60 → 88 (valência 3)
Cério	de 92 → 138 (valência 4)
Urânio	de 120 → 240
Telúrio	de 125 → 128 (sugestão equivocada)

FIGURA 21: Correção dos pesos atômicos

FONTE: MAAR, 2011.

3 - LOTHAR MEYER

Julius Lothar Meyer nasceu em Varel, ducado de Oldenburg, em 19 de agosto de 1830; na área acadêmica, seu interesse era, sobretudo, por línguas, ciências naturais e matemática. Deu início ao estudo de Medicina em 1851 em Zurique e Wurzburg, doutorando-se na última universidade em 1854. (MAAR, 2011).



FIGURA 22: Fotografia de Meyer
FONTE: WIKIPÉDIA

Para aprimorar seus conhecimentos de Química, Meyer dirigiu-se à Heidelberg, onde estudou com notáveis químicos como Bunsen, August Kekulé Von Stradonitz (1829-1896) e Johann Friedrich Wilhelm Adolf von Bayer (1835 - 1917).

Em 1859 iniciou-se na carreira docente em Breslau, e, em 1866, foi nomeado efetivo da cadeira de Química, na área de Química Inorgânica na Faculdade de Neustadt-Eberswalde, próxima a Berlim, onde permaneceu até 1868, quando foi para a Politécnica em Karlsruhe.

Finalmente, em 1876, assumiu a cadeira de Química na Universidade de Tubingen, onde permaneceu até o fim de sua vida. Meyer além de ter contribuído na elaboração do sistema periódico, também teve semelhante importância como precursor e pioneiro da Físico-Química. (MAAR, 2011)

Lothar Meyer foi um dos químicos que mais levou a sério as propostas de Cannizzaro no Congresso de Karlsruhe, aceitando os pesos atômicos corrigidos por Charles Frédéric Gerhardt (1816-1856). No seu livro-texto “Die Modernen Theorien der Chemie” (“As Modernas Teorias da Química”) em 1864 já fez uso da nova teoria atômico-molecular. Neste livro-texto Meyer elaborou uma classificação periódica, na qual faltavam alguns elementos e apresentavam dados inexatos referentes a outros elementos.

Meyer, em 1864, adotou a valência, também chamada de atomicidade, para organizar sua tabela; em seu texto, ele deixa claro a relação entre valência e peso atômico. Deste modo, Meyer, elabora uma tabela composta por seis colunas de acordo com a sua valência (Figura 23).

V	4	3	2	1	1	2
					Li	Be
	C	N	O	F	Na	Mg
	Si	P	S	Cl	K	Ca

FIGURA 23: Tabela elaborada por Meyer com os elementos organizados a partir de suas valências

FONTE: KUZNETZOV, 1970, 75.

Sua classificação inicial, de 1864, foi sendo aperfeiçoada e uma nova classificação foi apresentada, em 1868, porém, essa não foi publicada, ela continha 52 elementos, postos em 15 colunas, e apresentava muitas imperfeições.

Meyer escreve pela primeira vez falando sobre o assunto dos pesos atômicos e da periodicidade dos elementos químicos, em 1869, no artigo em que escreveu denominado, “A natureza dos elementos químicos em função de seus pesos atômicos”. Este artigo foi escrito depois de Mendeleev já ter apresentado seu primeiro artigo sobre o assunto:

“As regularidades que existem entre os valores numéricos dos pesos atômicos não só estão sendo procuradas por vários autores entre elementos muito diferentes, mas também são representadas de maneiras muito diversas. Como

não mais baseamos nossas considerações nos assim chamados “equivalentes” de Gmelin, mas usamos os pesos atômicos determinados de acordo com as leis de Avogadro e de Dulong e Petit, a representação dessas regularidades foi muito simplificada. Mesmo em 1864 encontrei regularidades que incluíram no mesmo esquema famílias de elementos químicos tidas até então como completamente diferentes. Através da correta determinação dos pesos atômicos tornou-se possível desde então dispor no mesmo esquema elementos agora descobertos...” [...] “Mendeleev mostrou que tal arranjo pode ser obtido, se os pesos atômicos de todos os elementos, sem seleção arbitrária prévia, forem simplesmente dispostos numa única série de acordo com a magnitude de seus valores atômicos; essa série é dividida em setores, e estes se sucedem de modo inalterado. A seguinte tabela é essencialmente idêntica à apresentada por Mendeleev”. (MAAR, 2011)

I.	II.	III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.	IX.
	B=11,0	Al=27,3		--		?In=113,4	Tl=202,7	
			--		--		--	
	C=11,97	Si=28		--		Sn=117,8		Pb=206,4
			Ti=48		Zr=89,7		--	
	N=14,01	P=30,9		As=74,9		Sb=122,1		Bi=207,5
			V=51,2		Nb=93,7		Ta=182,2	
	O=15,96	31,98		Se=78		Te=128?		--
			Cr=52,4		Mo=95,6		W=183,5	
--	F=19,1	Cl=35,38		Br=79,75		J=126,5		--
			Mn=54,8		Ru=103,5		Os=198,6 ?	
			Fe=55,9		Rh=104,1		Ir=196,7	
			Co=Ni=58,6		Pd=106,2		Pt=196,7	
Li=7,01	Na=22,99	K=39,04		Rb=85,2		Cs=132,7		--
			Cu=63,3		Ag=107,66		Au=196,2	
?Be=9,3	Mg=23,9	Ca=39,9		Sr=87,0		Ba=136,8		--
			Zn=64,9		Cd=111,6		Hg=199,8	

FIGURA 24: Tabela proposta por Meyer, 1870.

FONTE: SCERRI, 2007.

De acordo com Maar, as tabelas de Mendeleev e Meyer eram muito semelhantes. Em sua opinião, a tabela de Meyer apresentava até mesmo melhorias em relação à de Mendeleev (MAAR, 2011)

Nesta época, ainda era aceita com frequência a ideia de Proust, de que os átomos de todos os elementos eram formados a partir dos átomos de hidrogênio. No entanto, Meyer, não tinha como ignorar a exatidão dos valores quebrados dos pesos atômicos, alguns determinados por ele próprio. Para Meyer os valores quebrados dos pesos atômicos poderiam ser explicados supondo que durante a “união” perdia-se maior ou menor quantidade de “energia”, assim causando a redução da massa.

Apesar de Meyer inicialmente ter usado a valência como um critério de classificação, posteriormente ele não se utiliza mais desta propriedade, talvez por influência do positivismo, porque o conceito valência não era algo claro e geraria muitas controvérsias, como por exemplo, a valência constante ou variável e a sua relação com a afinidade química. Assim, Meyer, se referiu ao assunto:

[...] uma grandeza constante, uma propriedade invariável do átomo ou um simples modo de ser do átomo, que varia essencialmente com as circunstâncias externas e é determinado por elas. É evidente que as pesquisas Químicas avançariam bastante se conseguissem demonstrar que a constituição dos compostos resulta necessariamente de uma capacidade invariável de saturação dos átomos e das circunstâncias externas sob a ação das quais esses átomos reagem entre si. Para adotar essa via, é preciso antes de tudo procurar um valor químico invariável, atribuindo aos átomos uma capacidade de saturação constante, para explicar por essa Hipótese as regularidades que a experiência nos faz descobrir na constituição dos compostos químicos. Ao contrário, supor – o que é absolutamente hipotético – que a capacidade de saturação é a variável não é um meio de progredir: tal progresso só seria possível se houvesse uma teoria que explicasse as causas de tal variabilidade. (BACHELARD, 2009)

Para Meyer a “pseudovariabilidade” das valências dependia das condições externas do átomo.

No entanto, Mendeleev insistiu na periodicidade da valência, que ocasionava uma periodicidade relativa para todas as combinações, que tal corpo pudesse formar

com outros. A ordem dos períodos condensam as características Químicas de peso atômico e de valência, deste modo, se resumem todas as correspondências e todas as combinações Químicas. Apesar de Mendeleev formular sua lei periódica apoiado mais nas características Químicas, Meyer consegue provar que suas curvas coordenam propriedades físicas e classifica coeficientes. (BACHELARD, 2009)

Meyer ao propor uma classificação para os elementos estava interessado na periodicidade das propriedades físicas, o que se observa a partir da associação a sua classificação, em 1870, da curva de volume, na qual ele expõe a periodicidade dos volumes atômicos: metais alcalinos aparecem no pico da curva, os não metais nos ramos laterais ascendentes da curva, e os metais nos ramos laterais descendentes da curva e nos “vales” (Figura 25). (MAAR, 2011)

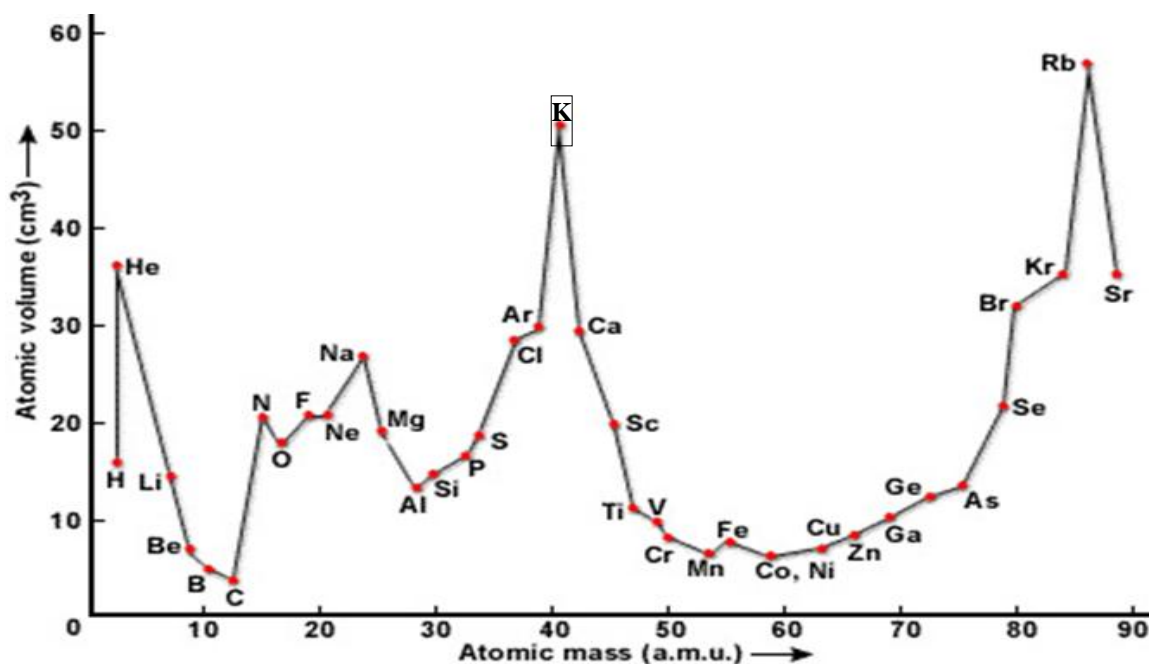


FIGURA 25: Gráfico com a curva de volume de Meyer.

FONTE: MAAR, 2011.

Meyer demonstra na curva de volumes a periodicidade do volume atômico dos elementos em função dos seus pesos atômicos. A periodicidade evidencia-se, pois, à medida que o peso atômico aumenta o volume atômico inicialmente diminui, depois aumenta, atingindo um valor máximo e reduz novamente e assim sucessivamente. Com

base nessa constatação, Meyer elaborou uma tabela que refletia esse comportamento e incorporou-a na segunda edição do seu livro, que foi publicado tardiamente em 1872. (TOLENTINO et al., 1997)

Em sua curva, Figura 25, Meyer, representava a variação de uma quantidade, colocando essa quantidade em ordenadas, e os pesos atômicos em abscissas. Depois, procurou entre as propriedades físicas, a propriedade mais próxima possível da realidade atômica; sobre a curva assim obtida, Meyer, tentou condensar todas as propriedades físicas. (BACHELARD, 2009)

No entanto, as propriedades físicas nem sempre conseguiam demonstrar uma relação de periodicidade. De tal modo que Bachelard diz:

Assim, por exemplo, L. Meyer, traça a curva das temperaturas absolutas do ponto de fusão dos corpos simples em função dos seus pesos atômicos. Imediatamente os períodos aparecem. Os dois primeiros, que se referem aos elementos leves, são muito nítidos; os dois seguintes são um pouco menos regulares e mais amplos; o quinto, que especifica os elementos de pesos atômicos elevados, quase não aparece. (BACHELARD, 2009)

Devido à superficialidade do ponto de fusão, foi necessário considerar uma característica atômica. E como átomo tem peso, Meyer trabalhou perto do peso atômico com o volume atômico. Cumpre observar que, segundo Bachelard, para Meyer o átomo não é um conceito, nem mesmo um conceito científico, é uma coisa. Deste modo, se tornava importante esclarecer a origem experimental à definição de volume atômico. Por isso, Meyer afirma:

Uma das raras propriedades dos corpos que, até o presente, foram medidas com precisão é sua densidade no estado sólido; essa densidade mostra-se claramente como função periódica do peso atômico; ela diminui e aumenta regularmente à medida que o peso atômico diminui e aumenta. A dependência na qual está a densidade em relação aos pesos atômicos se manifesta, sobretudo, quando se considera não a própria densidade, mas a relação do peso atômico com a densidade; em outras palavras, quando se considera não a massa que está contida na unidade de volume, mas o volume ocupado pela massa dos átomos. Esse volume, que chamaremos de *volume atômico*, ainda não pode ser medido de forma absoluta, mas é possível relacioná-lo com uma unidade relativa, comparando o espaço ocupado por

massas (dos diversos elementos) proporcionais a seus pesos atômicos.
(BACHELARD, 2009)

Para estabelecer os pesos atômicos, às vezes era necessário usar a densidade, mas essa deveria ser obtida a partir da substância no estado gasoso, pela Hipótese de Avogadro. (BACHELARD, 2009)

Entretanto, a noção de volume atômico é derivada da relação entre peso atômico (poder de combinação Química) e a densidade no estado sólido, não havendo nenhuma retórica ao relacionar a variação da densidade no estado sólido com os pesos atômicos, pois a densidade dos elementos em sua forma gasosa e a densidade dos mesmos elementos em sua forma sólida não se traduz por paralelismo ou proporcionalidade. A densidade na forma sólida está sujeita a periodicidade. A noção de volume atômico estabelecida pela relação do peso atômico passou a ser considerada a variável independente, e a curva de volumes por peso atômico serviu de base para Meyer, que relacionou à curva as propriedades de fusibilidade e a volatilidade, bem como outras propriedades físicas:

Todos os elementos gasosos ou facilmente fundíveis, líquidos abaixo do vermelho, encontram-se nos trechos ascendentes da curva e nos pontos máximos da curva de volumes; todos os elementos de difícil fusão e inaudíveis pelos métodos atuais encontram-se nos trechos descendentes e nos pontos mínimos. Outra característica, a maleabilidade, só se encontra nos elementos que estão colocados a um mínimo ou a um máximo da curva ou que os seguem imediatamente. (BACHELARD, 2009)

Tais corpos maleáveis, segundo, Meyer se cristalizam regularmente. De modo contrário, os corpos situados nos trechos descendentes, voláteis, mais ou menos quebradiços, não cristalizam regularmente. Outras características como a dilatação, a refração da luz e a propriedade de oferecer compostos coloridos seguem do mesmo modo, com maior ou menor nitidez, ao ritmo da lei dos volumes atômicos. (BACHELARD, 2009)

A representação de Meyer tornou-se interessante por ligar sistematicamente, qualidades que inicialmente eram consideradas muito diferentes ou só apareciam em

uma proporcionalidade sem termo distinto, e que agora aparecem na perfeita reciprocidade da fenomenologia. (BACHELARD, 2009)

A descrição feita por Bachelard pode ser observada, por exemplo:

A condutibilidade de calor e de eletricidade está intimamente ligada à ductilidade e à maleabilidade² dos elementos; como estas, é uma função periódica dos pesos atômicos, cuja periodicidade coincide com a dos volumes atômicos, mas de tal modo que, a partir do potássio, dois períodos de maleabilidade coincidem com um período de condutibilidade. (BACHELARD, 2009, pág.100)

Mesmo com tantas propriedades físicas se relacionando, qualquer relação ponderal entre os elementos só poderia ser feita se partissem dos pesos atômicos; atualmente, sabe-se que a variável imprescindível é o número atômico.

² A ductilidade e maleabilidade são propriedades que representam o grau de deformação que um material suporta até o momento da sua ruptura. A diferença entre eles é que a ductilidade se refere a formação de filamentos e a maleabilidade permite a formação de delgadas lâminas do material sem que este se rompa, tendo em comum que não existe nenhum método para quantificá-los. (WIKIPEDIA)

5 - CONCLUSÃO

Pode-se concluir que o desenvolvimento da lei periódica causou uma revolução na Química, pois a partir desta foi possível entender melhor a lei que regia os elementos químicos.

Na década anterior, Darwin descobrira que todas as formas de vida progrediam por evolução. E dois séculos antes Newton descobrira que o universo operava segundo a gravidade. Os elementos químicos eram a cavilha entre os dois. A descoberta dessa estrutura faria pela Química o que Newton fizera pela Física e Darwin pela Biologia. Revelaria o esquema do universo. (STRATHERN, 2002)

A classificação além de organizar os elementos químicos, permitiu antever a existência de elementos químicos que ainda não tinham sido descobertos e prever as propriedades desses elementos e os compostos que estes formariam.

Fazendo uma analogia da classificação com mercadorias de um supermercado, pode-se dizer que é necessário ter um critério lógico para organizar os produtos, assim ocorre também com as pesquisas feitas pelos cientistas que encontraram um modo lógico de organizar os elementos químicos, que se baseia nas suas características. De acordo com Gerhardt “classificar é estabelecer analogias”.

Houve muitos estudiosos que tentaram organizar os elementos químicos, as primeiras tentativas de organização não tinham a preocupação da periodicidade. Mas entre os estudiosos que fizeram classificações periódicas, destacam-se: Gustav Tschermak (1836-1927), A. B. de Chancourtois (1820-1886), Alexander Newlands (1837-1898), William Odling (1829-1921), Lothar Meyer (1830-1895), Detlef Hinrichs (1836-1923), Dimitri Mendeleev (1834-1907), Lewis R. Gibbes (1810-1894).

Outros estudiosos também tentaram classificar os elementos químicos como Antoine Lavoisier em 1789 e André-Marie Ampère em 1816, nomes não muito comentados quando se fala do assunto.

No entanto, os que obtiveram maior êxito foram Dimitri Mendeleev e Lothar Meyer que dispuseram os elementos em ordem crescente de peso atômico, Mendeleev mais apoiado nas propriedades Químicas e Meyer nas físicas. Ambos chegaram a

resultados bem semelhantes, no entanto a lei periódica de Mendeleev foi aceita pela sociedade científica ao invés do que foi proposto por Meyer.

Ambos avançaram mais que seus antecessores e participaram do congresso de Karlsruhe, sendo fortemente influenciados pelas ideias de Cannizzaro (TOLENTINO et al., 1997). Trabalharam de forma independentemente, mas conseguiram formular uma lei periódica. Lothar Meyer propôs sua primeira tabela em 1864, e foi capaz de demonstrar graficamente o periodismo em função dos pesos atômicos (SCERRI, 2007; Trindade et al., 1989), e apresentando uma segunda versão, expandida, apenas em 1872. Um ano antes, Mendeleev publicara os resultados de suas pesquisas e, em 1871, lançou uma nova versão da sua tabela e chegou a um grau de exatidão que todos os seus contemporâneos não alcançaram (BELTRAN et al., 1991). Por isso, credita-se à Mendeleev o mérito de ter formulado a lei periódica, que resultou na prática na tabela periódica, um dos instrumentos de consulta mais utilizados por estudantes de Química em todo mundo. (PERUZZO; CANTO; 2006)

Os fatores determinantes que fizeram Meyer ser preterido à Mendeleev foram primeiramente o fato de Mendeleev ter apresentado um artigo sobre o tema no dia 1º de março de 1869, ao passo que, Meyer só expôs o resultado dos seus estudos depois. Além disso, as conclusões de Meyer eram duvidosas, pois, ele não conseguiu explicar as irregularidades de sua tabela, como por exemplo, os elementos que estavam fora de ordem e que não se encaixavam nos seus grupos aparentes. Por estes motivos, Meyer, não conseguiu formular uma lei periódica que fosse algo natural.

Mendeleev, após tantos estudos e tantas tentativas classificatórias conseguiu estabelecer sua classificação após criar uma ficha para cada elemento químico. Em cada ficha ele escreveu o símbolo de cada elemento, o seu peso atômico e uma pequena lista de suas propriedades. Exausto, de suas tentativas de organizar as fichas, ele dormiu e sonhou com uma tabela onde todos os elementos se encaixavam perfeitamente, e quando acordou, Mendeleev foi imediatamente pô-los em uma folha de papel. (CAMARGO, 2007)

Mendeleev, quando expôs sua lei periódica, organizou sua tabela por ordem crescente de peso atômico e pelas valências, deste modo, sua lei periódica surgiu de forma natural. O que tornou a lei de Mendeleev mais fascinante, foi o caráter preditivo

que ela demonstrou ter, pois sua lei previu elementos ainda não descobertos, como, por exemplo, o *eka*-alumínio, conhecido atualmente como Gálio. A medida que suas previsões foram se confirmando, sua lei pode ser apreendida com mais clareza. Pode se dizer que a tabela periódica alcançou a maioria. Após a descoberta do Gálio e do Escândio (1875 e 1879 respectivamente), a tabela passou a ser aceita e a constar nos livros-textos de modo regular a partir de 1895. (MAAR, 2011)

A classificação periódica foi tão importante de maneira que o historiador Scerri escreve: “A descoberta do sistema para classificar os elementos representa o ponto culminante de um número de desenvolvimentos científicos, e não um repentino *brainstorm* de um indivíduo. Contudo, os historiadores usualmente consideram um evento para assinalar o nascimento formal da moderna tabela periódica: a 17 de fevereiro de 1869, um professor russo de Química, D. I. Mendeleev completou a primeira de suas numerosas tabelas periódicas”. E mais adiante: “A tabela periódica dos elementos é um dos mais poderosos ícones na Ciência: um único documento que consolida muito de nosso conhecimento sobre Química” {...} “Apesar das dramáticas mudanças que ocorreram na Ciência nos últimos cem anos – a saber, o desenvolvimento das teorias da relatividade e da mecânica quântica – não houve revolução na natureza básica da tabela periódica”. (MAAR, 2011)

O trabalho de Meyer e o de Mendeleev ilustram muito bem a competição de “teorias” no fazer científico. Pois, ambos, foram influenciados pela apresentação de Cannizzaro no congresso de Karlsruhe, e fizeram classificações periódicas muito semelhantes, que foram propostas praticamente no mesmo período de tempo, isso demonstra que houve uma “corrida” na busca da classificação periódica.

A classificação periódica foi um trabalho que teve a influência de muitos estudiosos, e hoje, após mais de 200 anos, a tabela periódica continua como núcleo do estudo de Química, a classificação se manteve incólume às transformações ocorridas, pois sua essência se manteve inalterada.

Deste modo, este estudo se mostra importante, pois promove um verdadeiro entendimento da classificação periódica pelos alunos do ensino médio, visto que, atualmente a aula de “tabela periódica” é lecionada de forma que o aluno “decora” a tabela periódica, mas não a entende. Este trabalho mostra, também, que um

conhecimento não surge do nada, pois no desenvolvimento da classificação periódica, houve muitos estudiosos que se empenharam na busca de uma classificação para os elementos químicos.

6 - REFERÊNCIAS

ALVES, Rubem. **Filosofia da Ciência Introdução ao Jogo e as suas Regras**. 5ª edição; Edições Loyola, São Paulo, Brasil, 2000.

AMABIS, J.; MARTHO, G. **Fundamentos da Biologia moderna**: volume único. 4.ed. – São Paulo: Moderna, 2006.

AVOGADRO, 1811 apud Leicestr, H. M.; Klickstein, H. S.; **A source book in chemistry 1400-1900**, McGraw-Hill Books Company: New York, 1952, p. 232.

BACHELARD, G. **O Plurarismo Coerente da Química Moderna**. Tradução de Estela Santos Abreu. Rio de Janeiro: Contraponto, 2009.

BAIA, F.; Porto, P. **Sobre o Conceito de Elemento Químico de Dimtrii Mendeleev**. Grupo de Pesquisa em História da Ciência e Ensino de Química, GHQ, Instituto de Química, USP.

BRAGA, Marco; GUERRA, Andreia; FREITAS, Jairo; REIS, José. **Lavoisier e a Ciência no Iluminismo**. 4 edição - Atual editora, 2000.

CAMARGO, Guilherme. **O fogo dos deuses: uma história da energia nuclear: Pandora 600 a.c.-1970/Guilherme CAMARGO-2ª edição revista e atualizada**. Rio Janeiro: Contraponto, 2007.

CAMEL, Tânia de Oliveira; KOEHLER, Carlos B. G.; FILGUEIRAS, Carlos A. L.. **A Química orgânica na consolidação dos conceitos de átomo e molécula**. Quím. Nova, São Paulo, v. 32, n. 2, 2009 . Available from <http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0100-40422009000200045&lng=en&nrm=iso>. access on 13 Dec. 2012. <http://dx.doi.org/10.1590/S0100-40422009000200045>.

CAMEL, Tânia de Oliveira; KOEHLER, Carlos B. G.; FILGUEIRAS, Carlos A. L.. **Entre o discreto e o contínuo: os átomos de éter**. Tese Dissertação (mestrado)- Universidade Federal do Rio de Janeiro, Coordenação dos Programas de Pós-Graduação de Engenharia, Programa de Engenharia de Produção, 2004.

DAHLBERG, I. **Teoria da Classificação, Ontem e Hoje**. <www.conexaorio.com/bit/dahlbergteoria/dahlberg_teoriam.htm> . Acessado em 03 de maio de 2012.

FILGUEIRAS, Carlos A.L. **A espectroscopia e a Química da descoberta de novos elementos ao limiar da teoria quântica.** Química nova na escola. Nº 3, maio 1996.

KEKULÉ, 1867 apud Mierzecki, R.; **The historical development of chemical concepts, Polish Scientific Publishers e Kluwer Academic Publishers:** Varsóvia e Dordrecht, 1991, p. 129.

LAVOISIER, Antoine-Laurent. **Tratado Elementar de Química;** tradução Fulvio Lubisco. São Paulo: Madras, 2007.

MARR, Juergen Heinrich. História da Química Química - **Segunda parte: De LAVOISIER ao sistema periódico.** Florianópolis : Editora Papa-Livro, 2011.

MENDELEEV, D. **Elements and Atoms: Chapter 12 Mendeleev's First Periodic Table.** <http://web.lemoyne.edu/~giunta/ea/mendeleevann.html>. Acessado em 02 de fevereiro de 2012.

MENDELEEV, D. **Elements and Atoms: Chapter 13 Mendeleev's later reflections.** <http://web.lemoyne.edu/~giunta/ea/MENDELann.HTML>. Acessado em 02 de fevereiro de 2012.

NYE, Mary Jo. **Before big Science: the pursuit of modern chemistry and physics 1800-1940.** Ed. Harvard University Press – 1996.

OKI, Maria da Conceição Marinho. **A História da Química possibilitando o conhecimento da natureza da ciência e uma abordagem contextualizada de conceitos químicos: um estudo de caso numa disciplina do curso de Química da UFBA-2006.**

OKI, Maria da Conceição Marinho. **Controvérsias Sobre o atomismo não Século XIX.** Quím. Nova , São Paulo, v 32, n. 4, de 2009. Disponível a partir do <http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S010040422009000400043&lng=en&nrm=iso>. acesso em 08 de Julho de 2012. <http://dx.doi.org/10.1590/S0100-40422009000400043>.

PERUZZO, Francisco; Canto, Eduardo. **Química na abordagem do cotidiano** – 4. Ed. – São Paulo: Moderna, 2006.

POMBO, Olga. **Da Classificação dos Saberes, Leituras**. Revista da Biblioteca de Lisboa, n. 2, Primavera, p. 19-33, 1998.

RELAÇÃO DIAGONAL. In Infopédia [Em linha]. Porto: Porto Editora, 2003-2013. [Consult. 2013-01-02]. Disponível em: <URL: [http://www.infopedia.pt/\\$relacao-diagonal](http://www.infopedia.pt/$relacao-diagonal)>.

SILVA, Víctor A. M. da; ALMEIDA, Maria A. V. de. **A construção histórica da tabela periódica visando orientar ações didático-pedagógicas**, 2010.

STRATHERN, P. **O Sonho de Mendeleiev. A Verdadeira História da Química**. Traduzido por BORGES, M. L. X. de A. Rio de Janeiro : Jorge Zahar Editor, 2002.

TOLENTINO, Mario; ROCHA-FILHO, Romeu C.; CHAGAS, Aécio Pereira. **Alguns aspectos históricos da classificação periódica dos elementos químicos. Quím. Nova**, São Paulo, v. 20, n. 1, Feb. 1997. Available from <http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S010040421997000100014&lng=en&nrm=iso>. access on 04 July 2012. <http://dx.doi.org/10.1590/S0100-40421997000100014>.

Wikipédia < www.wikipédia.com.br >