

Evolução histórica dos modelos atômicos

Mateus Queiroz Marchesi *
m241583@dac.unicamp.br

Rogério Custódio
rogerct@unicamp.br
Universidade Estadual de Campinas, Instituto de Química

Informações sobre o artigo

Histórico

Submetido em 24 de agosto de 2023

Aceito em 06 de setembro de 2023

Palavras-chave:

Modelo atômico

Átomo

Atomismo

Thomson

Rutherford

Bohr

Sommerfeld

Schrödinger

Resumo

O conceito de átomo é um dos mais antigos da história e atualmente é o que prevalece no ensino da química. O modelo atômico evoluiu desde Demócrito e Platão, passando por diversas modificações para se alinhar com as observações feitas em cada época. Na era moderna, algumas das figuras mais significativas neste tópico são, dentre outros, John Dalton, John J. Thomson, Ernest Rutherford, Niels Bohr, Arnold Sommerfeld e Erwin Schrödinger, cujos modelos atômicos propostos são frequentemente ensinados em cursos de ensino médio e em diversas disciplinas de graduação em todo o mundo. Contudo, a atual abordagem deste tema pode levar os alunos a percepções incorretas, pois os modelos e seus princípios são apresentados sem muita discussão sobre suas justificativas e sem apresentar as controvérsias que cercam o seu desenvolvimento. Nesse artigo é apresentada a evolução dos modelos atômicos, destacando suas características e corrigindo os equívocos existentes sobre os modelos de Dalton e Thomson como são ensinados hoje. Ênfase especial foi dada aos artigos originais (fontes primárias) e trabalhos neles baseados.



Evolução histórica

A definição de “química” usualmente aceita é a de que se trata da área do conhecimento científico que se relaciona com “o estudo da matéria e de suas transformações” [1, 2]. No entanto, mesmo que não esteja claramente explicitado nessa definição, presume-se que a matéria seja composta por átomos e que as transformações ocorram quando eles se rearranjam.

Tal conceito, o de átomo, pode ser observado implícita ou explicitamente em vários tópicos das grandes áreas da química. Na química orgânica, as reações são analisadas considerando os movimentos de elétrons entre átomos, o que é conhecido como mecanismo de reação. Este conceito ajuda a entender como ligações químicas são formadas ou quebradas [3]. Já na química inorgânica, o foco recai sobre a disposição e simetria dos átomos metálicos e seus ligantes em compostos de coordenação para prever propriedades específicas desses compostos [4]. Na química analítica, usamos a “espectroscopia atômica” para identificar e quantificar elementos, especialmente metálicos, em diferentes amostras [5]. Por último, na físico-química, para entender propriedades macroscópicas de sistemas ter-

modinâmicos, utiliza-se a teoria cinética dos gases e a mecânica estatística, que visualizam esses sistemas como conjuntos de átomos ou moléculas [6].

De fato, a ideia da existência de partículas indivisíveis é bem antiga, cujos primórdios são associados ao filósofo atomista Demócrito (460 a.C. a 370 d.C.). Sua proposta sobre a natureza da matéria, como é hoje mais unanimemente compreendida [7], foi uma resposta ao problema do movimento, vigente em sua época: em seu sentido mais geral, o que é e como acontece a mudança?

Parmênides, filósofo da Grécia Antiga, recusava o fato de as coisas sofrerem alterações, pois isso, em sua filosofia, representava a passagem do ser ao não ser, uma impossibilidade. Sugeriu, pois, que todo movimento não passava de ilusão, e que tudo permanece tal como é. Com isso, filósofos posteriores, na tentativa de solucionar o problema apresentado por Parmênides, chegaram à conclusão de que, em toda mudança, deve haver princípios que não se alteram.

Demócrito sugeriu que tal princípio eram partículas indivisíveis, às quais denominou átomos [8] (átomos, do gre-

go, significa indivisível [7]), de que toda matéria seria composta. Eles são infinitamente diversificados em número, forma e tamanho, perfeitamente sólidos e, entre um e outro, nada há, o que era chamado vazio ou vácuo [7, 8]. Dessa forma, toda mudança física era devida ao rearranjo dos átomos.

Apesar de sua hipótese solucionar o problema do movimento, ela não oferecia outras conclusões práticas, o que a fez ser considerada infrutífera [8]. Foi, então, sobrepujada pelas filosofias de Platão e Aristóteles. A primeira sendo muito influente durante o período antigo e idade média, e a segunda foi redescoberta no ocidente cristão somente no século XII, pelas traduções árabes das obras de Aristóteles [8].

É válido ressaltar que Platão também desenvolveu uma teoria atomista, mas diferia substancialmente da de Demócrito nos seguintes pontos: as partículas indivisíveis eram triângulos que se arranjam de modo a formar sólidos regulares constituintes da matéria. Assim, o átomo, isto é, a partícula última, não era um ente material tridimensional, mas uma forma imaterial bidimensional, constituindo, pois, uma filosofia não materialista. Além disso, Platão assumia a existência de apenas quatro elementos, a saber, água, terra, fogo e ar, cada um composto por um sólido regular diferente [9]. Apesar de tudo, a filosofia platônica exerceu influência nos séculos posteriores, não por sua visão atômica, mas quase que exclusivamente por seu idealismo.

O atomismo, portanto, tenuamente perdurou ao longo dos séculos por filósofos aderentes, podendo-se citar Tito Lucrecio (99-55 a.C.) e Robert Grosseteste (1175-1253) [10], mas seu ressurgimento teve início na metade do século XV, principalmente porque o tratamento quantitativo da matéria era facilitado por essa perspectiva. Os filósofos Nicholas de Cusa (1401-1464) e Giordano Bruno (1548-1600) foram uns de seus influentes propagadores [8]. No século XVII, a pesquisa quantitativa foi preferida à qualitativa no estudo da física, o que facilitou grandemente a aceitação do atomismo, este que fora defendido pelo filósofo Pierre Gassendi (1592-1655), pelo grande químico Robert Boyle (1627-1691) e pelo físico Isaac Newton (1643-1727) [8]. Não obstante, foi somente no final do século XVIII e início do XIX que tal corrente de pensamento passou por formulação baseada em investigações científicas, sobretudo graças ao cientista inglês John Dalton (1766-1844) [1].

O modelo de Dalton: uma sistematização do atomismo.

A época de Dalton fora marcada pela descoberta de importantes leis quantitativas concernentes à composição elementar de substâncias, como a *lei das proporções definidas* de Louis Proust (1754-1826) e a *lei da conservação de massa* de Antoine Lavoisier (1743-1794) [1, 8]. Baseando-se nelas, em seus experimentos e nos de outros cientistas [8], Dalton propôs seu modelo atômico, atualmente conhecido como “modelo da bola de bilhar”. Este postulava que cada elemento químico era formado por pequenas particu-

las, chamadas átomos, sendo que todos os de um mesmo elemento são absolutamente idênticos, enquanto os de dois elementos distintos diferem entre si em seu tamanho, massa e propriedades químicas [1].

O modelo de Dalton também postulava que substâncias compostas são formadas por átomos de pelo menos dois elementos diferentes (a molécula de O₂, por exemplo, era -lhe uma impossibilidade), de modo que a razão entre eles ou é um número inteiro ou uma fração simples, como 3/2, e que reações químicas consistiam apenas no rearranjo dos átomos das substâncias envolvidas, não havendo criação ou destruição destes [1]. Com as hipóteses de semelhante modelo, pode-se deduzir todas as leis quantitativas supracitadas.

Algumas particularidades da visão de Dalton a respeito de sua teoria devem ser ressaltadas. Primeiramente, o termo átomo, segundo ele, refere-se à menor unidade de alguma substância, de modo que preserve suas características [8]. Assim, o que hoje se entende por átomo e substância eram ambos considerados átomos por Dalton, que chamava o primeiro de simples, ou elementar, e o segundo, de composto. Além disso, ele jamais supusera que átomos eram indivisíveis, como diz “Não sabemos se qualquer um desses corpos denominados elementares é absolutamente indecomponível” [11]. Destaca-se, porém, que ele acreditava na existência de partículas indivisíveis [8], querendo, pois, dizer, com as palavras anteriores, que os átomos, tais como ele e os demais cientistas concebiam na época, poderiam ser divisíveis, por falta de evidências do contrário.

De fato, Jöns J. Berzelius (1779-1848), eminente químico do século XIX, foi quem lhe sugeriu, numa carta particular de 1812, a indivisibilidade mecânica dos átomos elementares, bem como seu formato esférico [8], o que sugere Dalton não haver proposto formas aos átomos. Com efeito, ele havia sugerido semelhante formato apenas à disposição espacial com que os átomos se rearranjam uns em relação aos outros, devido às interações de atração e repulsão, esta que era regida por uma atmosfera de calor: “Qualquer que seja, pois, a forma ou figura do átomo sólido abstratamente, quando rodeado por tal atmosfera, ela deve ser globular.” [12], sendo esta a razão pela qual os representa por esferas em suas ilustrações. Às partículas últimas de um certo elemento ou substância, importava apenas a assunção de um mesmo formato, não importando qual, segundo o diz: “Portanto, devemos concluir que as partículas últimas de todos os corpos homogêneos são perfeitamente similares em peso, forma, etc.” [12]. Disso fica evidente que o “modelo da bola de bilhar” erroneamente atribui a proposta de esferas indivisíveis ao cientista inglês.

Não obstante, a teoria atômica de Dalton foi amplamente aceita pelos mais influentes químicos dele contemporâneos, sobretudo Berzelius, admitindo-se, também, a indivisibilidade dos átomos, e adotada durante o decorrer do século XIX, embora não sem oposição. Isso se deu principalmente pelo fato de o atomismo ser conhecido por mero consenso dentre químicos e físicos, sem razões científicas que o comprovasse [8]. Dentre os principais críticos, pode-se citar o filósofo inglês William Whewell (1794-1866),

que afirmou que as menores quantidades de matéria observáveis ainda eram suficientemente maiores que as dimensões dos átomos, de modo a não ser possível garantir a indivisibilidade destes. Whewell assegurou, pois, que a postulação de partículas divisíveis com mesmas dimensões que as dos átomos explicaria os resultados experimentais pelo menos igualmente bem [8], e, de fato, sua posição viria a ser comprovada por experimentos posteriores que elucidariam a estrutura interna dessas supostas partículas indivisíveis.

Thomson e Rutherford: os modelos de partículas.

Uma série de experimentos iniciados a partir da segunda metade do século XIX levaram, em 1858 [13] e 1886 [8], respectivamente, à descoberta de raios catódicos e canais, e de sua composição por partículas massivas e carregadas eletricamente: estes, por partículas com carga positiva, aqueles, por partículas com carga negativa. Estas, ainda, foram admitidas como portadores de cargas elétricas negativas elementares e denominadas elétrons em 1891 por Johnstone Stoney (1826-1911). Mais tarde, outros experimentos identificaram os elétrons com as partículas que causavam a emissão de radiação visível por gases eletrificados, e as que compunham raios canais, com os resultados de experimentos eletrolíticos envolvendo cátions monovalentes [8], sugerindo que elas eram oriundas dos átomos. Adicionalmente, experimentos realizados em 1895 e 1896 levaram, primeiramente, à descoberta de fenômenos radioativos e, secundamente, que estes causavam o decaimento de alguns elementos em outros, e.g. urânio em polônio e rádio, em ausência de reações químicas, o que não poderia acontecer, supondo-se a indivisibilidade dos átomos.

Contudo, a descoberta dos raios X (1895) gerou uma controvérsia a respeito da natureza dos raios catódicos em 1896: de um lado, cientistas ingleses criam serem eles compostos por partículas, de outro, alemães acreditavam serem perturbações eletromagnéticas no éter. Não foi, porém, um embate entre dois grupos cujas teorias eram bem definidas, pois internamente em ambos havia opiniões diferentes a respeito da respectiva teoria.

John Joseph Thomson (1856-1940), antes de semelhante evento, simpatizava mais com a visão etérea [13], mas, com o afloramento da discussão e as investigações que fez sobre os raios catódicos, publicou um artigo em 1897, no qual mostrou sua mudança de opinião [14]. Há, inclusive, uma tese que afirma Thomson ter sido precipitado ao concluir a natureza corpuscular dos raios catódicos. Isso pode ser sustentado pelo que escreveu em seu artigo ao ressaltar a incapacidade da teoria etérea de prever resultados, por falta de conhecimento das leis que regem o éter, o que não acontecia com a teoria de partículas, sendo esta, portanto, mais conveniente de ser admitida [14].

Independentemente disso, fato é que os resultados de Thomson foram corroborados por outros experimentos, de modo que logo no ano seguinte (1898), a controvérsia já havia encerrado, prevalecendo a teoria corpuscular

[13]. Dessa forma, no início do século XX, já era consenso entre os cientistas que átomos eram compostos por elétrons e que eram eletricamente neutros [1], o que levou Thomson a propor um novo modelo atômico em 1904 [8]: uma esfera carregada positivamente de maneira uniforme, cujo raio media aproximadamente o raio atômico ($\sim 10^{-10}$ m) [15], à qual os elétrons, responsáveis por sua massa, estão integrados [1], sendo que as cargas destes e daquela somam-se a zero. Semelhante modelo não só preservou os avanços que o de Dalton alcançara, como também conciliou as descobertas da segunda metade do século XIX e promoveu possibilidades para explicações de fenômenos elétricos e radioativos a partir da estrutura da matéria.

Há, porém, grande desentendimento a respeito do modelo sugerido por Thomson: o cientista não concebia as partículas dos raios catódicos como sendo elétrons, pois as chamava de corpúsculos [14] e afirmava serem um vórtex no éter, pois não acreditava no vácuo [13]. De fato, relutou em aceitar o emprego do termo “elétron”. Até mesmo quando propôs seu modelo, em 1904, ainda falava em corpúsculos [16], mas o consenso científico fortemente o tinha por uma partícula elementar de carga elétrica negativa. Ademais, seu modelo atômico popularizou-se pelo nome “pudim de passas” (*plum-pudding* do inglês), analogia que falha em representá-lo corretamente: a massa do pudim leva a crer que a região de carga positiva do átomo é massiva e oferece resistência mecânica à passagem de outros corpos, mas Thomson a afirmou ser apenas uma região positivamente eletrificada no espaço, a qual não ofereceria resistência alguma [16, 17].

Em decorrência disso, a imagem massiva do pudim sugere que as passas, isto é, os elétrons, encontram-se estáticos no interior do átomo, caso que Thomson realmente chegou a considerar [16, 18]. Além disso, ela também induz à visualização de uma disposição aleatória dos elétrons no interior do átomo, mas Thomson afirmou se disporem em circunferências ao redor do centro da esfera atômica, tanto no caso estático, quanto no dinâmico [16]. Uma discussão a respeito da origem do termo “pudim de passas” pode ser encontrada em [19].

Diferentemente do modelo de Dalton, o de Thomson não perdurou muito, embora bem aceito entre 1904 e 1910 [19], pois logo neste último ano, Hans Geiger (1882-1945) realizou experimentos sobre o espalhamento de partículas alfa (α) incididas sobre uma finíssima folha de ouro no laboratório de Ernest Rutherford (1871-1937). Este, por sua vez, em 1911, interpretou os resultados obtidos e concluiu que toda a matéria de carga positiva do átomo deveria estar concentrada no centro deste, denominado núcleo por ele, pois alguns desvios muito grandes dessas partículas não eram de modo algum previstos pelo modelo de Thomson [8, 15].

Com isso, Rutherford promoveu grande avanço no conhecimento da estrutura atômica: átomos possuem um pequeníssimo núcleo eletricamente positivo (raio $\sim 10^{-14}$ m) que contém praticamente toda sua massa, ao redor do qual os elétrons se dispõem, região vazia cujo raio vale aproximadamente o raio atômico até então conhecido ($\sim 10^{-10}$ m). A carga do núcleo seria um múltiplo inteiro, Z , da carga

elementar e ($\sim 1,61 \times 10^{-19}$ C) e existiriam Z elétrons, tornando, assim, o átomo neutro [15].

O modelo de Rutherford, no entanto, não chamou muita atenção de outros cientistas [17], principalmente pelo fato da ausência de explicações sobre sua estabilidade mecânica: era admitido que os elétrons circulavam o núcleo em órbitas circulares ou elípticas, semelhantemente ao sistema planetário, ou Saturnico, o que implicava, primeiramente, na aproximação dos elétrons ao núcleo, segundo a teoria eletromagnética, e, conseqüentemente, na emissão de um espectro eletromagnético contínuo, contrariamente ao do hidrogênio obtido experimentalmente, que apresentava emissões discretas em comprimentos de onda bem definidos [18].

Bohr e Sommerfeld: o modelo quântico clássico.

Niels Bohr (1885-1962), presente em Cambridge desde 1911 [17], estava ciente tanto dos resultados espectroscópicos para o hidrogênio e da instabilidade do modelo de Rutherford como também do desenvolvimento da física quântica, iniciada por Max Planck (1858-1947) em 1900. Isso fortemente o encorajou a aprimorar o modelo nuclear anterior, o que o levou a propor quatro postulados [15]. Com eles, Bohr elaborou um modelo nuclear, em 1913 [17], segundo o qual o elétron ocupa órbitas circulares quantizadas ao redor do núcleo, isto é, existiam em números discretos, não mais havendo uma infinidade de órbitas possíveis, o que também quantizava a energia total do átomo. Adicionalmente, emissões e absorções de radiação aconteciam quando o elétron transitava entre duas orbitais possíveis, de modo que a energia do fóton envolvido era igual à diferença entre as energias das orbitais, e sua frequência era dada pela equação de Planck,

$$\nu = (E_i - E_f)/h$$

Com seus resultados, Bohr foi capaz de explicar com precisão as linhas do espectro de hidrogênio para a chamada série de Balmer, um conjunto de linhas de emissão específico que já era conhecido, e, com grande sucesso, previu as séries de Lyman, Brackett e Pfund, que foram posteriormente descobertas [15, 18].

Na medida em que o elétron se ligava ao núcleo por uma força proporcional ao inverso do quadrado da distância

$$F \propto 1/r^2$$

órbitas elípticas também eram possíveis. Não obstante Bohr estivesse ciente disso, ao afirmar que “Nesse caso, o elétron descreverá órbitas elípticas estacionárias” [18], apenas Arnold Sommerfeld (1868-1951) explorou essa característica, a fim de explicar a estrutura fina das linhas espectrais do hidrogênio, que eram diferenças de energia muito pequenas para uma certa órbita, na ordem de dez mil vezes menores que as diferenças entre os níveis previstos pelas órbitas circulares do modelo de Bohr [15]. Para tanto, Sommerfeld partiu de regras de quantização,

que enunciara juntamente com William Wilson (1875-1965), em 1916, e de mecânica relativística, e chegou a uma equação para a energia total do átomo de hidrogênio que envolvia dois números quânticos, um chamado principal (n), também existente no modelo de Bohr, e outro, azimutal (n_θ), que determinava a órbita ocupada pelo elétron. Os novos resultados foram capazes de explicar com sucesso a estrutura fina do espectro.

Apesar das corretas previsões, os modelos de Bohr e Sommerfeld ainda apresentavam inconsistências que eram alvo de críticas, tais como a instabilidade mecânica do sistema, a não aplicabilidade para sistemas não periódicos ou para átomos com maior número de elétrons, e, por um viés mais filosófico, a insatisfação com o conceito de salto quântico introduzido por Bohr [15].

A inovação quântica de Schrödinger.

Apesar do desenvolvimento teórico feito por Werner Heisenberg (1901-1976) e Max Born (1882-1970) a respeito das órbitas do elétron em 1925, foi apenas em 1926 que Erwin Schrödinger (1887-1961) apresentou um novo modelo que solucionou os inconvenientes anteriores, sendo, ao mesmo tempo, melhor aceito pela comunidade científica. Ao apresentar sua descrição da mecânica quântica, por ele chamada mecânica ondulatória (*wave mechanics*), Schrödinger descrevia as propriedades de um sistema físico por uma entidade matemática chamada função de onda,

$$\psi(\vec{r}, t)$$

Esta possui um caráter periódico intrínseco, que implicava na generalização da quantização de energia para qualquer sistema [20, 21], diferentemente da física quântica clássica. No mesmo ano, Max Born enunciou uma interpretação física para o quadrado do módulo de ψ , isto é, $|\psi|^2$, que corresponderia à densidade de probabilidade da presença das partículas que compunham o sistema ao longo do espaço. Por exemplo, no caso do átomo de hidrogênio, não mais se fala em posições definidas assumidas pelo elétron, como fizera Bohr, mas na probabilidade de se encontrá-lo numa determinada região do espaço ao se fazer uma medida. Isso solucionou o problema do salto quântico, uma vez que não mais havia restrição para a posição do elétron no átomo.

Dessa forma, o modelo do átomo de hidrogênio passou a ser entendido como um núcleo positivo de carga $+e$ estático, por sua massa ser muito maior que a do elétron, com a presença deste sendo distribuída radialmente ao seu redor, podendo ser visualizada como uma nuvem (ou neblina) esférica com maior densidade nas regiões mais prováveis de se encontrar o elétron, que dependem da expressão da função de onda. Por mais diferente que tal nova descrição pudesse parecer, suas previsões corroboraram os resultados anteriores, a exemplo das regiões de maior probabilidade eletrônica coincidirem exatamente com as órbitas do modelo de Bohr [15].

O mais importante é que o modelo de Schrödinger foi capaz não só de descrever átomos que possuem mais de

um elétron, mas também considerar a possibilidade de existência de ligações químicas para a formação de moléculas. Este é o modelo atualmente admitido, devido a suas previsões fortemente validadas por diversos experimentos e a sua vasta aplicação, como em cálculos de níveis de energia moleculares ou para previsões espectroscópicas.

Referências

- [1]- **Chang R.** Chemistry. 10th ed. McGraw-Hill Higher, New York, 2009, p. 4, 42-48.
- [2]- **Brown TL, LeMay HE, Bursten BE, Burdge JR.** Química, A Ciência Central, 9^aed., Pearson Education, São Paulo, 2005. p. 1-2.
- [3]- **Clayden J, Greeves N, Warren S.** Organic Chemistry, 2nd ed., Oxford University Press, New York, 2012, p. 139.
- [4]- **Miessler GL, Fischer PJ, Tarr DA.** Inorganic Chemistry, 5th ed., Pearson. New York, 2014, p. 75.
- [5]- **Skoog DA, West DM, James HF.** Fundamentos de Química Analítica, Tradução da 8^a ed. norte americana, Cengage, São Paulo, 2006.
- [6]- **Levine IN.** Physical Chemistry, 6th ed. McGraw-Hill Higher, New York, 2009. p. 442-465.
- [7]- **Stanford Encyclopedia of Philosophy**, <https://plato.stanford.edu/entries/democritus/#2> acessado em 2 de agosto de 2023.
- [8]- **Mierzecki R.** The Historical Development of Chemical Concepts, 1st ed, PWN- Polish Scientific Publishers, Warszawa, 1991, p. 28-32, 93-123, 151-158.
- [9]- **Stanford Encyclopedia of Philosophy**, <https://plato.stanford.edu/entries/atomism-ancient/#PlatPlatPyth> - acessado em 7 de agosto de 2023.
- [10]- **Cross R, Paasch JT.** The Routledge Companion to Medieval Philosophy, 1st ed, Taylor & Francis, New York, 2021, p. 184-192.
- [11]- **Dalton J.** A New System of Chemical Philosophy vol. 1, pt. 2, Printed by S. Russell ... for R. Bickerstaff, ... London, 1808, p. 221. Disponível em: <https://library.si.edu/digital-library/book/newssystemofchemi12dalt> - acessado em 21 de agosto de 2023.
- [12]- **Dalton J.** A New System of Chemical Philosophy vol. 1, pt. 1. Printed by S. Russell ... for R. Bickerstaff, ... London, 1808, pp. 145. Disponível em: <https://library.si.edu/digital-library/book/newssystemofchemi11dalt> - acessado em 21 de agosto de 2023.
- [13]- **Falconer I.** Corpuscles, Electrons and Cathode Rays: J. J. Thomson and the 'Discovery of the Electron'. The British Journal for the History of Science, 1987, 20: 241-276. doi: <https://doi.org/10.1017/S0007087400023955>.
- [14]- **Thomson JJ.** Cathode Rays. Philosophical Magazine, 1897, 44: 293-316. Disponível em: <https://web.lemoyne.edu/~giunta/thomson1897.html> - acessado em 18 de agosto de 2023.
- [15]- **Eisberg R, Resnick R.** Física Quântica: Átomos, Moléculas, Sólidos, Núcleos e Partículas, Editora Campus, 24^a reimpressão, Rio de Janeiro, 1979, p. 123-161.
- [16]- **Thomson JJ.** On the Structure of the Atom: An Investigation of the Stability and Periods of Oscillation of a Number of Corpuscles arranged at equal intervals around the Circumference of a Circle; with Application of the results to the Theory of Atomic Structure. Philosophical Magazine, 1904, 7: 237-265. doi: [10.1080/14786440409463107](https://doi.org/10.1080/14786440409463107).
- [17]- **Heilbron JL.** Rutherford-Bohr atom. American Journal of Physics, 1981, 49: 223-231. doi: [10.1119/1.12521](https://doi.org/10.1119/1.12521).
- [18]- **Bohr N.** On the Constitution of Atoms and Molecules. Philosophical Magazine. 26:151,1-25. doi: [10.1080/14786441308634955](https://doi.org/10.1080/14786441308634955).
- [19]- **Hon G, Goldstein BR.** J. J. Thomson's plum-pudding atomic model: the making of a scientific myth. Annalen der Physik, 2013, 525: A129-A133. doi: <https://doi.org/10.1002/andp.201300732>.
- [20]- **Custodio R.** Mecânica Quântica: Conceitos e desenvolvimentos iniciais. Revista Chemkeys [Online], 2021, v.3, e021001 - 6pp. Disponível em: <https://econtents.bc.unicamp.br/inpec/index.php/chemkeys/article/view/15466> doi: 10.20396/chemkeys.v3i00.15466
- [21]- **Custodio R, Gomes AS, Martins LR.** Postulados da mecânica quântica. Revista Chemkeys [Online], 2018, 3, 1-5. Disponível em: <https://econtents.bc.unicamp.br/inpec/index.php/chemkeys/article/view/9638> doi: 10.20396/chemkeys.v0i3.9638