

**Código: Alumínio**

Ponto 1: Estrutura eletrônica, modelos atômicos e contextos históricos para a formação inicial de professores

O equilíbrio químico, fornece uma previsão das quantidades formadas e consumidas numa reação química, porém, não a velocidade desta reação. Isso será visto mais a frente.

O equilíbrio para gases, pode ser expresso pela pressão parcial dos mesmos. Assim, para uma reação como a combustão do dióxido de carbono,  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$  a constante dos gases,  $K_p$ , seria expressa pela relação:

$$\left( K_p = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]} \right) \quad K_p = \frac{P_{\text{SO}_3}^2}{P_{\text{SO}_2}^2 P_{\text{O}_2}}$$

A constante é maior quando são favorecidos os produtos e menor quando os reagentes. Logo, um  $K=0$ , correspondendo  $\Delta G^\circ$  a uma reação onde não há tendência de formação de produtos e nem reagentes. Um ponto importante é que as expressões da molaridade (soluções) e pressão (gases), em verdade, é substituída pelo conceito de atividade, que para líquidos puros é igual a 1 e para soluções (e sólidos) ou gases é igual a 1.

Há diferentes equilíbrios ainda, equilíbrio homogêneo (onde todas as espécies são do mesmo estado físico) e heterogêneo (onde podem haver espécies em diferentes estados físicos), como no caso da formação de precipitados, tema que não será abordado aqui.

Diferente do equilíbrio químico em que a expressão considera os coeficientes estequiométricos dos produtos e reagentes envolvidos, a cinética química é descrita a partir da velocidade das reações, que não é prevista a partir de tais coeficientes, mas sim, da

## Ponto 4: Cinética e equilíbrio químicos: teoria e fundamentos para a formação inicial de professores

O estudo da cinética e do equilíbrio químicos das reações compõe uma parte central e basilar dos estudos das ciências. Especial, quais são os fatores que podem interferir na velocidade das reações químicas e afetar o seu equilíbrio no contexto da formação inicial docente, emergem ainda, não apenas a compreensão dos conteúdos e conceitos complicados, mas a necessidade dos futuros professores em problematizar os conceitos e ideias científicas e realidade e concepções prévias dos estudantes. Portanto, esta é uma tarefa que exige uma articulação complexa em sala de aula (Maldaner, O; 2000).

O primeiro ponto importante é a noção de equilíbrio. No senso comum, ela pode estar associada a uma ideia estática. Diferente disso, o equilíbrio químico está relacionado a dinamicidade das reações, isto é, quando a velocidade de formação dos produtos é igual a velocidade de ~~seu~~ formação dos reagentes (Cetkin, Kaula, Lourenson, 2018).

Para uma reação genérica,  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ , a lei de ação das massas, isto é, a relação molar entre as espécies produzidas entre produtos e reagentes, será a constante de equilíbrio, denominada de  $K$ :

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Esta constante é determinada experimentalmente para cada reação.

O equilíbrio químico fornece uma previsão das quantidades formadas e consumidas numa reação química, porém, não a velocidade desta reação. Isso será visto, logo a frente.

O equilíbrio para gases pode ser expresso pela pressão parcial dos mesmos. Assim, para uma reação como a combustão do dióxido de carbono -  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$  a constante dos gases,  $K_p$ , seria expressa pela relação:

$$K_p = \frac{P_{\text{SO}_3}^2}{P_{\text{SO}_2}^2 \cdot P_{\text{O}_2}}$$

A constante é maior quando são favorecidos os produtos e menor quando os reagentes. Logo,  $K=0$ , corresponde a uma reação onde não há tendência de formar produtos ou reagentes. Um ponto importante é que as expressões da molaridade (soluções) e pressão (gases, em verdade é substituída por atividade (a<sub>i</sub>), 0 para líquidos puros e sólidos e 1 para soluções e gases.

Há diferentes equilíbrios químicos, homogêneos e heterogêneos (quando as espécies químicas apresentam diferentes estados físicos), como na formação de precipitados, tema que não será abordado.

Diferente do equilíbrio químico, em que a expressão considera os coeficientes estequiométricos, a cinética química é descrita a partir da velocidade das reações, que não é predita pelos coeficientes, mas sim

da ordem de reação. Logo, para uma reação genérica  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ , a lei de velocidade média seria dada por:

$$V_m = -\frac{1}{a} \frac{[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{[D]}{dt}$$

Sendo mais prático o estudo da velocidade instantânea de uma reação química, um método para o cálculo da velocidade pode ser considerar  $t=0$  s, quando não há ainda a formação de produtos. Logo, a velocidade considerará apenas os quantidades iniciais dos reagentes. A ordem de reação, correspondente aos coeficientes que serão elevados reagentes é determinada experimentalmente, mantendo-se a concentração de um dos reagentes fixa e variando-se a segunda, observando o comportamento da velocidade (Braum et al., 2005)

Ex

$V_m$	$[A]$	$[B]$
$1 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$	0	1
$2 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$	0	2

Quando a concentração de um dos reagentes duplica e sua velocidade acompanha, a ordem de reação é 1, quando se quadruplica a molaridade do mesmo reagente e a velocidade se mantém, a ordem de reação é 2. Por outro lado, se não há mudanças na velocidade em função da molaridade, a ordem é 0.

A integração das funções de velocidade, fornece por sua vez, a possibilidade de encontrar as quantidades de produtos e reagentes em qualquer ponto da reação. Para ordens 0, a integral fornece a equação da velocidade  $[A] = [A]_0 - kt$  uma reta de função linear  $-k$ . Já reação de ordem 1, obtém-se que  $[A] = [A]_0 \cdot e^{-kt}$  é uma função exponencial e ordem 2  $\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$ .

Os fatores que afetam a velocidade e o equilíbrio são a temperatura, pressão, quantidade de reagentes e produtos (no caso do equilíbrio), presença de catalisador (cinética) obedecendo o princípio de Le Chatelier. Para ele, uma reação em perturbação realizada num sistema em equilíbrio dinâmico, tende a afetá-lo no sentido de minimizar tal perturbação.

Considerando o contexto da formação inicial de professores, uma proposta didática seria a experimentação investigativa, na qual os estudantes poderão relacionar aspectos macroscópicos, microscópicos e representacionais do conteúdo, investigando como as mudanças de temperatura, pressão, quantidades de reagentes e produtos podem afetar a velocidade das reações e o equilíbrio químico (Corvelho, 2018)

#### Referências

- Levine, Paula, Leavelman. Princípios de Química, Bookman, 2018.
- Brauner et al. Química: A Ciência Central, LTC, 2005.
- Corvelho, A.M.P. Ensino de Ciências por investigação, 2018.

Parte 1: Estrutura eletrônica, modelos atômicos e contextos históricos para a formação inicial dos professores.

No início do séc. XX, as recém descobertas sobre a natureza quântica da matéria e da estrutura eletrônica dos átomos produzia um novo paradigma da ciência: a mecânica clássica e newtoniana não era suficiente para explicar os fenômenos ao nível atômico e nem o caráter dualístico da onda-matéria.

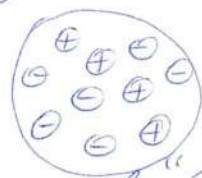
Perguntas como: "De que modo poderia um elétron orbitar em torno de um núcleo denso e positivo sem colapsar?" ou a conhecida "Catástrofe do ultravioleta" necessitaram dos cientistas esforços para a construção de um novo corpus teórico - a mecânica quântica. Desse modo, o desenvolvimento da estrutura de modelos atômicos e o desenvolvimento da estrutura eletrônica ocorreu concomitantemente às experimentações e a construção teórica de nomes relevantes para a ciência, tais como, Max Planck, Marie Curie, Champson, Rutherford, Niels Bohr, Heisenberg, Einstein e Erwin Schrödinger (Almeida, Paula, Lourenço 2018).

Partindo desse modo, do pressuposto de que a produção científica é humanística, coletiva, histórica, problemática e não neutra, e que o método científico não se dá como único método para a obtenção de uma "verdade", foi uma breve digressão para a discussão do contexto histórico em que desenvolvemos conhecimentos fundamentais para a construção de modelos teóricos mais plausíveis para o átomo e a compreensão da sua comportamento probabilístico e dual (onda-partícula).

A primeira noção de átomo, de origem grega, foi proposta por Leucipo e Demócrito, por volta do século IV a.C. O pensamento destes filósofos, compreendia que a matéria poderia ser dividida até se chegar a uma unidade (átomo) indivisível, daí o seu nome.

Essa ideia, já pressupunha que átomos de diferentes elementos químicos combinar-se-iam para a constituição de substâncias. Porém, a proposição de um modelo pareceria somente no séc XVIII por Dalton. No modelo de "bolas", o átomo é concebido como uma esfera ~~de massa~~ maciça, indivisível que combinar-se-ia com outros elementos para formar novas substâncias (mantendo a ideia de seus constituintes). Por Dalton, dois elementos representariam massas diferentes. Nos séculos XVIII e XIX, os estudos a respeito da emissão de radiação em espectro de linhas do átomo de hidrogênio evidenciava por sua vez uma natureza quantizada de matéria, o que foi denominado por Max Planck de quanta, em 1900.

Neste ponto, J. J. Thomson já conduzia experimentos sobre os raios catódicos, demonstrando empiricamente que gases submetidos a uma diferença de potencial, poderiam emitir radiação carregada eletricamente negativa. A partir disso, propôs um modelo conhecido como "pudim com passas" para o átomo, propondo que cargas negativas estariam distribuídas em torno de cargas positivas, similar ao modelo abaixo:

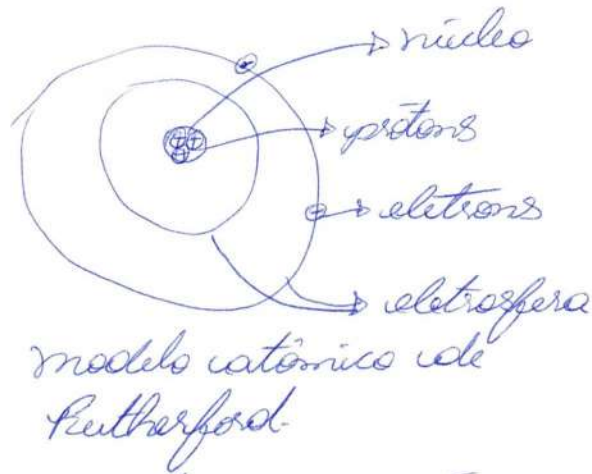


modelo "Pudim com Passas".

Pouco tempo depois, por volta de 1903, seria o pupilo de Thomson, seu aluno Rutherford, a contestar tal modelo. Realizando um experimento elaborado com raios  $\alpha$  (descobertos no estudo da radioatividade) incididos sobre uma folha de metal. Rutherford constatou que alguns destes raios  $\alpha$  atravessavam a folha de ouro sem sofrer desvios, enquanto outros, sofriam desvios de grande ordem (ricochetes)



evidenciando a presença de um núcleo denso e positivo e o espaço vazio entre este núcleo e a eletrosfera. Deste modo, propôs um modelo atômico nuclear, representando agora a descoberta (já deduzida) de prótons (Braun et al; 2005)



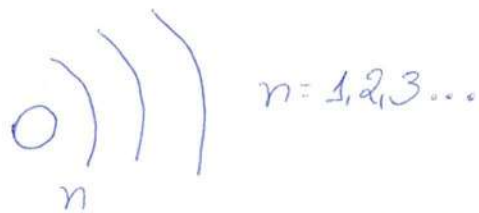
A pergunta que intrigava a época era como o elétron poderia orbitar em torno do núcleo, já que pela dedução da física clássica, ao perder energia, o elétron orbitaria até colidir com seu núcleo. Neste período, Max Planck já havia mostrado que a troca de energia entre um oscilante e o seu núcleo ocorria em quantas, descrito pela fórmula  $E = h \cdot \nu$

$$\begin{array}{c} \downarrow \text{frequência} \\ \text{constante de Planck } (3,28 \times 10^{-19} \text{ J}\cdot\text{s}) \end{array}$$

Incorporando tais ideias, Niels Bohr propôs um modelo eletrônico para o átomo, no qual o elétron só orbitaria em certos níveis de energia discretos e que ao transitar de um nível de energia menor para um nível de maior energia, absorveria energia do entorno, emitindo-a em espectros discretos ao retornar para o seu estado fundamental. Logo,

$$h\nu = E_{\text{superior}} - E_{\text{inferior}}$$

Seu modelo, portanto, poderia ser descrito em termos de níveis de energia.



modelo atômico de Bohr  
para o átomo de hidrogênio

A compreensão de que a matéria teria características ondulatórias, compeliu os cientistas a formalização da teoria quântica. Einstein trouxe contribuição sobre a natureza corpuscular da onda, com o efeito fotoelétrico ( $E = h\nu - \phi$ ). De Broglie, por volta de 1920, conseguiu relacionar a energia associada à matéria ( $\lambda = \frac{h}{p}$ ).

Faltava na física, uma equação para a descrição do movimento de partícula-onda quânticas. Foi daí que veio a contribuição fundamental do sueco Erwin Schrödinger em 1923. Schrödinger obteve esta formulação considerando uma equação de onda ( $\Psi, \psi(x)$ ), essencial, denominada função de onda:

$$E(\Psi) = \underbrace{\frac{\hbar^2}{2m} \frac{d^2\Psi}{dx^2}}_{\text{energia cinética}} + \underbrace{V(x)}_{\text{energia potencial}}$$

A partir de um modelo de caixa (considerando uma onda propagando-se numa distância  $L$ ) estabeleceu os níveis dos níveis quânticos para o átomo de hidrogênio:

$$E = -\frac{h^2}{n^2} \text{ em que } n = 1, 2, 3 \dots$$

mae Planck interpretou os quadrados da função de onda como a densidade de probabilidade de se encontrar um elétron. A função de onda descreve o átomo em termos de orbitais atômicos.

Depois disso, Heisenberg estabeleceu a ideia de que não se pode conhecer simultaneamente a posição de um elétron e o seu momento linear (Princípio da incerteza de Heisenberg). A noção de probabilidade não foi o princípio aceita pela comunidade científica (inclusive sendo ironizada por Einstein).

O desenvolvimento da estrutura atômica também sofreu modificações cujos desdobramentos levaram à compreensão dos conceitos de nível quântico principal, nível secundário (ou quântico angular), subníveis eletrônicos ( $s, p, d, f$ ) e spin.

Além do nível quântico principal,  $n$ , o átomo representa níveis quânticos secundários,  $l$ , cujo número varia de 0 a 3, subníveis cujas energias para o átomo neutro obedecem a relação  $s < l < d < f$ , e o número quântico magnético ( $-$  ou  $+$ ). Um exemplo para o átomo de lítio cujo  $Z=3$ , seria:

$n$	$l$	subnível	spin	
				$1s^2$
				$2s^1$
2	0	$s$	$+1$	

Configuração de gás nobre  
 $[\text{He}]2s^1$

De tal modo, considerando o contexto de formação de professores para o ensino do tema, é necessária uma abordagem que favoreça aos futuros professores o trabalho docente que possibilite a superação de noções ingênuas por parte dos estudantes de ensino médio, logo, uma proposta pedagógica pode ser o uso da história e filosofia das Ciências (HFC). O professor pode iniciar utilizando textos científicos de referência para promover questões como "o que é o átomo? Quais as representações conhecidas sobre ele? Existe alguma modelo correto para descrever o átomo?". Tais questões podem ser problematizadas pelo docente no momento inicial da aula, partindo-se para a abordagem de aspectos históricos e sociológicos de como as descobertas implicaram no desenvolvimento tecnológico e suas consequências positivas e negativas (ex. como a bomba atômica). A avaliação deve considerar as visões críticas desenvolvidas pelos alunos (Schmetzler, Santos, 2003).

Concluo que a historiografia das ciências pode contribuir para uma formação mais cidadã, isto é, que possibilite ao estudante compreender como os conhecimentos científicos estão imbricados num contexto político e social, e produzidos de forma não-neutra em sociedade (Maldaner, 2000).

## Referências bibliográficas

Atkins, Paula, Leavelson, Princípios de Química, Bookman, 2018.

Braun et al. Química: A Ciência Central, LTC, 2005.

Schneitzler, Sontes. A formação superior no ensino de Química, Unijuí, 2003

Maldaner, O. A formação inicial e continuada no ensino de Química, 2000.

## Roteiro 6 - História, Filosofia e Sociologia das Ciências no Ensino de Química.

A compreensão de que a ciência que se ensina difere-se da ciência que se pratica, levou pesquisadores da área de Ciências nos EUA, Europa e mais recentemente no Brasil (a partir da década de 80), a refletirem sobre o currículo das Ciências e sua abordagem nos sala de aula.

Assim, a História e Filosofia das Ciências (HFC), contendo suas interações em sociedade passou a ser uma abordagem investigada e implementada em alguns sala de aula, mais especificamente no ensino de Química (Beltram, 2013).

Juntamente com a introdução do CTS (ciência, tecnologia e sociedade), a HFC ganhou repercussões importantes em eventos científicos (ENEA, SBC, ENPEC) e revistas especializadas, tais como, Química Nova, RBPC (Revista Brasileira de pesquisas no ensino de Ciências) e a Revista Brasileira de História e Filosofia das Ciências.

Não, porém, grupos que não são favoráveis ao uso desta abordagem. Entre os argumentos contrários, há a crítica que a história contada pelos textos é simplória e demais dogmática, não representando as contradições da sua construção social num recorte temporal. Um exemplo que pode citar sobre essa superficialidade é que em vários livros didáticos houveram diversas atribuições sobre a distribuição eletrônica de Lénus Pauling.

Leadimo com a crítica de que deve haver maior cuidado em tais ideologias, já que não é preciso citar exemplos nos quais nem mesmo os cientistas reconhecem suas limitações e origens. Por outro lado, os fatos históricos observados dentro de um contexto histórico podem favorecer uma melhor compreensão das relações imbricadas entre conceitos, equações e sua produção.

Subsidiariamente contrário é apresentado por Thomas Kuhn ao apontar que a rigidez nos fatos científicos poderia "relaxar o espírito científico" daqueles que estão a caminho de serem esulturados cientificamente (Silva, Lidiane, 2020). Credo que tal premessa (de rigidez) nem poderia ser alcançada por nós da ciência.

Cyros de Sso, pesquisador em todo o mundo e defensor de tal perspectiva, alega que a HFC pode contribuir para a desconstrução de uma visão ingênua da ciência e do cientista, de modo a usufruir de uma leitura mais crítica do mundo e das implicações entre a própria CTS. Logo, passa de uma visão de métodos científicos rígidos, algorítmicos e infalíveis e do cientista detentor do saber, neutro e objetivo, possibilitaria ao sujeito que ingressa na linguagem científica um entendimento mais humanístico, histórico, problemático, social e crítico ao das nossas produções científicas e tecnológicas.

Por sua vez, possibilitar ao estudante o desmembramento de uma visão crítica das Ciências, pode sair num objetivo idealizado do ensino, o que certamente pode ocorrer ao afastamento de professores da educação básica sobre esta sua implementação.

Além disso, percebemos que muitos das pesquisas desenvolvidas no ensino de Química, são pouco revisi-  
tadas num contexto mais crítico sobre as condições ma-  
teriais da sala de aula e da escola. Não poucas materi-  
ais didáticos produzidos e divulgados sobre HFC, há  
tempo escasso nas aulas para a abordagem mais profun-  
didade de discussões pertinentes sobre a construção e  
a natureza dos Ciências (MDC), existe também a ne-  
cessidade de formação docente continuada sobre o tema  
(Perinade, 2003).

Porém, é necessária e pertinente a contribuição dos  
educadores químicos em aproximações dialógicas com a  
escola permitindo que aspectos da historiografia de con-  
tistas e dos conceitos possibilite a superação (ainda que  
em parte) de noções estereotipadas que podem desfundar  
uma discussão mais madura da sociedade (assim como  
no pandemia).

Deste modo, uma proposta de intervenção deve ser  
organizada a partir de materiais bibliográficos (como tex-  
tos e a formação apropriada do professor. Filmes, textos  
de divulgação científica, seminários e visitas são possi-  
bilidades.

Beltan, M. H. R. A História e Filosofia das Ciências. 2013  
Silva, Lidaine. A História ~~de~~ e Filosofia da Ciência no  
ensino de Química: entre a negação e o adeis. 2020.  
Brindade. Dissertação. 2003.