UNIVERSIDADE FEDERAL RURAL DE PERNAMBUCO

PRÓ-REITORIA DE PESQUISA E PÓS-GRADUAÇÃO

PROGRAMA DE MESTRADO PROFISSIONAL EM QUÍMICA EM REDE NACIONAL

SEQUÊNCIA DIDÁTICA INVESTIGATIVA SOBRE A ESPONTANEIDADE DAS REAÇÕES QUÍMICAS INCLUINDO AS REAÇÕES OSCILATES.

MATERIAL DE APOIO PARA PROFESSORES DO ENSINO MÉDIO

JULIANA RAYSA SILVA DOS SANTOS

Material associado à dissertação de mestrado de Juliana Raysa Silva dos Santos.

RECIFE, 2021.

APRESENTAÇÃO

Estimados Professores,

Como colega de profissão sei que ensinar traz consigo muitos desafios e que estamos sempre buscando superá-los. Um dos maiores desafios está no fato de que precisarmos estar sempre nos atualizando, seja em nossos currículos, conteúdos ou nossas estratégias de ensino. Desta forma, acredito que se você chegou até este material é por que está buscando mais conhecimento para sua área de ensino.

Quando ingressei no Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional, PROFQUI, tive oportunidade de atualizar meus conhecimentos quanto às estratégias de ensino e quanto aos conteúdos químicos. Com a ajuda do meu orientador, Professor Dr. Luciano de Azevedo, percebi que havia conteúdos físico-químicos que ainda não chegam ao ensino médio. Então, decidimos criar um material com um desses conteúdos, baseado em uma estratégia de ensino e compartilhar isso com os demais professores da área.

As pesquisas do professor Luciano sobre a espontaneidade das reações o levaram a perceber que havia um caso especifico, “as reações oscilantes”, que ainda não é muito divulgado/ explorado em sala de aula, embora já existam livros e pesquisas publicadas sobre o assunto. Fui apresentada ao conteúdo e achei muito interessante, pois até então não o conhecia e decidimos desenvolver o material voltado para a espontaneidade das reações, incluindo o caso das reações oscilantes, através da estratégia do ensino por investigação por meio de demonstrações experimentais, a fim de elaborar este material de apoio para professores do ensino médio.

Mesmo entendendo que a realidade escolar de cada professor é muito particular, buscamos desenvolver um material que não fosse extremamente complexo, com a maioria dos materiais utilizados sendo de fácil acesso e de baixo custo e que, de alguma forma, não sobrecarregasse as aulas do professor.

Portanto, sintam-se convidados a explorar este material e dele fazer uso não só como aquisição ou atualização de conhecimento e sim como forma de levar algo novo aos seus alunos.

Grata, Juliana.

1. PRESSUPOSTOS TEÓRICOS

1.1 DOS FUNDAMENTOS DA TERMODINÂMICA ÀS REAÇÕES OSCILANTES.

1.1.1 O início da Termodinâmica

O trabalho sobre as máquinas térmicas, publicado por Sadi Carnot no ano de 1824, deu início à termodinâmica, segundo Santos (2009). Em seus estudos, Carnot procurava melhoramentos para o rendimento das máquinas à vapor e para entender os limites dos rendimentos chegou à conclusão de que seria necessário o reestabelecimento do calórico, isto significava que era necessário a passagem de um corpo de maior temperatura para um corpo com menor temperatura.

Após esta descoberta, Carnot começou a pensar em uma máquina que pudesse trabalhar em um ciclo fechado e de maneira reversível. Segundo Santos (2009), ele estabeleceu como meta construir uma máquina que fosse capaz de ter o mínimo de perdas de calor, ou seja, obter a máxima eficiência.

O ciclo de Carnot, como ficou conhecido, foi idealizado para a máxima eficiência das máquinas e sua operação consistia em um sistema, com um gás perfeito, dividido em quatro etapas: duas isotérmicas, onde não haveria perda de potência motriz e duas adiabáticas, onde não haveria perda de calórico (que ele considerava como sendo um fluido), produzindo assim, trabalho.

1.1.2 A primeira lei da termodinâmica

De acordo com Santos (2009), a relação do calor com a energia só começou a se desenvolver no séc. XIX, por meio do médico alemão Julius Robert Mayer (1814-1878) que, em 1842, chegou à conclusão de que o trabalho útil realizado por uma máquina, seria resultante da diferença entre o calor absorvido pelo vapor e o calor liberado durante a sua condensação, sendo o absorvido sempre maior.

Em 1847, o físico britânico James Prescott Joule (1818-1898) conseguiu finalmente resolver de maneira satisfatória a questão do calor ao demonstrar a transformação de energia mecânica em calor. Em 1848, estabeleceu que a energia térmica de um gás é a energia de movimento (energia cinética) de suas moléculas (SANTOS, 2009, p. 82).

De acordo com Atkins e Paula (2012), a primeira lei pode ser expressa da seguinte forma: “a energia interna de um sistema isolado é constante”. (ATKINS E PAULA, 2012)

Esta lei nos traz uma função de estado denominada energia interna, U, a qual vai nos permitir identificar se uma transformação será permitida ou não. Isto significa que não podemos esperar que um sistema isolado, realize trabalho, volte para seu estado original e esteja pronto para realizar o mesmo trabalho. Para que as transformações sejam possíveis, a energia interna precisa ser constante.

$$\Delta U = q - w$$

Equação 01: variação da energia interna.

Desta forma, se tivermos um sistema e considerarmos o trabalho realizado sobre esse sistema, como w; a energia transferida na forma de calor para o sistema, como q; e a variação de energia interna, como ΔU, obteremos a formulação matemática para a primeira lei da termodinâmica, como mostrado na equação 01. A primeira lei mostra de forma lógica o “balanço energético” sofrido pelo sistema, mas não diz nada sobre a possibilidade do processo acontecer ou não, ou seja, não nos diz nada sobre a espontaneidade do processo. Uma indicação a esse respeito só surge com a segunda lei.

1.1.3 A segunda lei da termodinâmica

Em 1850 Clausius, abriu caminho para a formulação da segunda lei da termodinâmica ao afirmar que:

> O calor não pode nunca passar de um corpo mais frio para um corpo mais quente sem que ocorram ao mesmo tempo mudanças associadas. Tudo que sabemos em relação à troca de calor entre dois corpos de temperaturas diferentes confirma isso, pois o calor em toda parte manifesta uma tendência em igualar diferenças de temperatura, e consequentemente em passar numa direção contrária, isto é, do corpo mais quente para o mais frio. (CLAUSIUS, apud. AURANI, 1986).

Clausius chegou a inferir que a entropia é uma grandeza que se conserva em uma transformação reversível, como no caso da máquina de Carnot. Esta grandeza pode nos dizer, matematicamente, se um processo será reversível ou não. (SANTOS, 2009). Dessa forma, Clausius foi o primeiro a relacionar a entropia com a espontaneidade dos processos.

A entropia (*S*) é uma função de estado e segundo Atkins e De Paula (2012), funciona como um sinalizador da mudança espontânea. Desta forma, a entropia de um sistema em uma mudança espontânea aumenta conforme a equação 02.

$$\Delta S_{tot} > 0$$

Equação 02: Entropia total de um sistema.

Onde S_{tot} é a entropia total (sistema mais vizinhança). Assim: "os processos termodinamicamente irreversíveis são processos espontâneos e, portanto, são acompanhados por um aumento da entropia total." (ATIKINS E DE PAULA, 2012, p. 80)

Para a termodinâmica, a definição de entropia está baseada na variação de entropia d*S*, que será ocasionada por alguma mudança física ou Química e é expressa de acordo com a equação 03:

$$dS = dq_{rev}/T$$

Equação 03: variação de entropia.

Em que dq_{rev} representa a quantidade infinitesimal de calor trocado reversivelmente, na temperatura T do sistema.

Em um processo químico a variação da entropia pode ser calculada por meio da diferença entre a entropia dos produtos e a entropia dos reagentes, conforme equação 04.

$$\Delta S = S_{\text{produto}} - S_{\text{reagente}}$$

Equação 04: variação de entropia em processos químicos.

Uma variação de entropia positiva é um indicativo de que a reação será espontânea, enquanto que uma variação de entropia negativa é um indicativo de que o processo não ocorrerá espontaneamente.

A reação do óxido de nitrogênio com o oxigênio para formação do dióxido de nitrogênio é um exemplo de reação em que a variação da entropia é negativa, ou seja, possui uma baixa entropia, conforme reação:

$$2\ NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)} \qquad \Delta S = -\ 146{,}7\ J/K.mol$$

Já a dissolução do cloreto de sódio, apresenta um exemplo de uma variação de entropia positiva, sendo considerada de alta entropia:

$$NaCl_{(s)} \rightarrow NaCl_{(aq)} \qquad \Delta S = +\ 43{,}4\ J/K.mol$$

Pelo valor da variação de entropia na formação do dióxido de nitrogênio temos um indicativo de reação produto-desfavorecida, onde o produto não será formado espontaneamente. Enquanto que, na dissolução do cloreto de sódio, há um indicativo de que o processo será espontâneo.

1.1.4 A interpretação estatística da entropia

Para Dahmen (2006), os estudos de Ludwig Boltzmann (1844-1906) possibilitaram a interpretação microscópica da entropia. Em seu trabalho de 1872, Boltzmann fundamentou a segunda lei por meio da aplicação de princípios mecânicos ao movimento das partículas de um gás. Ele analisou e explicou o motivo pelo qual os fenômenos naturais apresentam a intenção de se desenvolverem em um único sentido, ou seja, havia um aumento da entropia em sistemas irreversíveis e conseguiu com isso relacionar a entropia a um caráter probabilístico e com isso, introduziu a entropia estatística, calculando a probabilidade de um determinado sistema gasoso existir em um determinado estado caracterizado pela distribuição de energia nas suas partículas.

Ele partiu do princípio de que, segundo Atkins e De Paula (2012), um átomo ou molécula só podem assumir determinados níveis de energia e que o aumento da temperatura garante que as moléculas estarão distribuídas nestes níveis. Isto permitiu que ele relacionasse a distribuição das moléculas nos diversos estados energéticos com a entropia, propondo a equação 05:

$$S = k \ln W$$

Equação 05: entropia probabilística.

A equação 05 é um marco na Termodinâmica e inclusive foi colocada na lápide do túmulo de Boltzmann no cemitério em Viena (Áustria) onde ele foi sepultado.

k = 1,381 x 10^{-23} J K^{-1}e W é o número de *microestados*, as maneiras pelas quais as moléculas de um sistema podem ser distribuídas mantendo-se a energia total constante. (ATKINS E DE PAULA, 2012).

Se a quantidade de microestado, W, for igual a 1, a entropia, S, será 0, caracterizando os processos ditos reversíveis. Contudo, se W > 1 e S> 1, a quantidade de microestados aumenta, ocasionando o aumento da entropia, caracterizando os processos irreversíveis. Boltzmann relacionou a entropia com a probabilidade de cada estado e mostrou que a ordem natural é aquela em que os sistemas evoluem de estados menos prováveis para os mais prováveis.

O fato de a entropia mensurar a desordem da matéria durante os processos, decorre do fato de que quando há um movimento em um sistema, inicialmente ordenado, as partículas sofrem agitação e isso vai se transformando em um movimento caótico, gerando a desordem de suas moléculas constituintes. Essa transição é o que caracteriza todos os processos irreversíveis e os relacionam muito intimamente com o conceito de entropia. Assim, a essência natural da irreversibilidade é a desordem. Foi a partir daí que a entropia passou a ser chamada, como conhecemos hoje, como uma medida do grau de desordem (SANTOS, 2010).

Desta forma, Boltzmann conseguiu também fazer uma relação com a flecha do tempo onde diz que há um sentido preferencial do tempo para a maioria dos processos naturais, ou seja, é muito pouco provável que os acontecimentos sejam retroativos, porém não é impossível.

1.1.5 Gibbs e a Energia Livre

Boltzmann em sua proposta, não levou em consideração que as moléculas dos gases pudessem interagir entre si e, em consequência, alterar a entropia do sistema. Foi então que Gibbs, segundo Atkins e De Paula (2012), em 1875, formulou sua teoria para acrescentar ao sistema mecânico, as interações atômico-moleculares. A equação 06 mostra a variação da energia de Gibbs.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Equação 06: variação da energia de Gibbs.

onde ΔG é a variação da energia de Gibbs, ΔH a variação da entalpia, T a temperatura e ΔS a variação da entropia.

No que diz respeito à Química, segundo Atkins e De Paula (2012), as reações espontâneas serão caracterizadas por uma diminuição da energia de Gibbs, mantendo-se pressão e temperatura constantes.

Em condições de pressão e temperatura constantes, se a energia livre de formação dos produtos for maior que a dos reagentes, a variação da energia de Gibbs da reação será maior que zero e consequentemente a reação não será espontânea. Enquanto que se a energia de Gibbs de formação dos produtos for menor que a dos reagentes, a reação será espontânea.

A tabela 01 mostra a relação da variação da energia de Gibbs de uma reação Química com a espontaneidade do processo.

Condições determinantes para a espontaneidade das reações			
ΔH	**T.ΔS**	**ΔG**	**ESPONTANEIDADE**
+	-	> 0	NÃO
-	+	< 0	SIM
+	+	Se ΔH > T.ΔS, então: > 0	NÃO
		Se ΔH < T.ΔS, então: < 0	SIM
-	-	Se ΔH < T.ΔS, então: > 0	NÃO
		Se ΔH > T.ΔS, então: < 0	SIM

Tabela 01: condições para espontaneidade das reações. Fonte: própria, 2020.

Após a formulação estatística de Boltzmann e a contribuição de Gibbs sobre a espontaneidade das reações, um aspecto intrigante na natureza desafiava os cientistas: como a desordem aumenta em processos espontâneos e, no entanto, a natureza é repleta de exemplos de complexidade e de auto-organização? Vieram, então, as contribuições que levaram à Termodinâmica fora do equilíbrio ou do não-equilíbrio.

Esse importante aspecto no estudo da espontaneidade dos processos é a principal motivação de nosso trabalho. Atualmente os livros de Química são todos baseados nos fundamentos da Termodinâmica clássica que é baseada nas condições do equilíbrio térmico, é a chamada “Termodinâmica do equilíbrio”, que apenas mostra a relação da entropia com a desordem e deixa o aluno em um verdadeiro dilema. Enquanto estuda Química no ensino médio, o aluno também estuda Biologia, estuda os seres vivos, a célula e toda sua complexidade e nunca fará ideia de como a entropia se relaciona com tudo isso,

inclusive porque ele apenas associa a entropia com a desordem. Ora, como pode a natureza ser tão “organizada” se a Química me diz que nos processos espontâneos a “desordem” sempre aumenta? É disso que trataremos a partir de agora.

1.1.6 A termodinâmica afastada do equilíbrio

Segundo Capra, em seu livro A teia da vida,

> na linguagem de Boltzmann, a segunda lei da termodinâmica significa que qualquer sistema fechado tenderá para o estado de probabilidade máxima, que é um estado de desordem máxima. Matematicamente, esse estado pode ser definido como o estado atrator do equilíbrio térmico. Uma vez que o equilíbrio tenha sido atingido, é provável que o sistema não se afaste dele. Às vezes, o movimento aleatório das moléculas resultará em diferentes estados, mas estes estarão próximos do equilíbrio, e existirão somente durante curtos períodos de tempo. Em outras palavras, o sistema simplesmente flutuará ao redor do estado de equilíbrio térmico. (CAPRA, 1996, p.155).

Como podemos verificar na afirmação de Capra acima, outro aspecto importante dos sistemas e que é parte fundamental quando se trata da energia, é a flutuação. Em um sistema, a energia na verdade se trata de uma média em torno da qual os valores se distribuem e desta forma, o valor real da energia do sistema oscila em torno dessa média. Não é difícil verificar a distribuição da energia das partículas na natureza, basta analisar a vaporização da água. O ponto de ebulição da água, na pressão atmosférica de 1 atm, é $100^{o}C$ mas, quando aquecemos uma determinada quantidade de água líquida, muito antes dos $100^{o}C$ percebemos que uma fração das moléculas de água já vaporizam.

A Termodinâmica clássica, guiada pela estatística de Boltzmann, serve para descrever os sistemas em que a energia se situa próxima da média, sem levar em conta as flutuações dos valores, é chamada “Termodinâmica do equilíbrio”. O estudo dos sistemas que se afastam do equilíbrio, a “Termodinâmica fora do equilíbrio”, ganhou um grande impulso a partir dos estudos do físico-químico belga naturalizado russo Ilya Prigogine (Figura 01) entre 1947 e 1967 chegando à descoberta das “estruturas dissipativas” que lhe renderam o Prêmio Nobel de Química de 1977.

Figura 01: Ilya Prigogine.

Fonte: Nobel Prize.
Disponível em: <https://www.nobelprize.org/prizes/chemistry/1977/prigogine/facts/> Acesso em: jan/2021.

Prigogine acreditava que a estatística de Boltzmann não considerava as diferenças existentes dentro de cada sistema, em que sistemas longe do equilíbrio podem ser capazes de se tornarem fonte de uma ordem, em meio à evolução da desordem. Afastada do equilíbrio, a matéria ganha novas propriedades, nas quais as flutuações e as instabilidades, segundo Carvalho (2012), são determinantes para a "escolha" de um novo regime de funcionamento do sistema.

Prigogine passou grande parte de sua pesquisa, procurando entender como em condições complexas, de caos, aleatoriedade, pode surgir um sistema com ordem e organização. E foi por meio da biologia, analisando a irreversibilidade temporal nos processos naturais, ou seja, sistemas abertos, que ele pôde confrontar o determinismo newtoniano. Afinal, uma pergunta fundamental ainda não tinha resposta: se a desordem sempre aumenta nos processos espontâneos, como os seres vivos conseguem ser tão organizados?

De acordo com Carvalho (2012), durante suas pesquisas, Prigogine percebeu que próximo às estruturas denominadas clássicas de equilíbrio, aparecem também o que chamou de "estruturas dissipativas". O termo "estruturas" é usado por respeito à definição dada por Prigogine, mas na realidade, são "sistemas".

De acordo com Santos (2010), Prigogine já na década de 40, percebeu que o aumento da entropia não poderia necessariamente ser implemento da desordem, pois haviam determinados sistemas químicos, sujeitos a agitação contínua, que geravam novos padrões e estados inesperados que contrariava o simples aumento da desordem (da entropia). Dessa forma, em alguns sistemas poderia existir uma função construtiva gerada a partir dos processos irreversíveis, esse é o campo de estudo da Termodinâmica fora do equilíbrio.

1.1.7 As reações Oscilantes

Um tipo de processo químico que sempre intrigou os cientistas era aquele em que o sistema apresentava oscilações. A reação Química acontecia de forma espontânea, mas retornava ao ponto inicial e iniciava outro ciclo. Inicialmente se pensava que talvez fosse algum tipo de equilíbrio químico, mas não era.

Segundo De Jesus (2018), os primeiros relatos sobre sistemas químicos oscilantes são datados de 1828, feitos por Fechner e em 1899, por Ostwald. Em 1910, A. J. Lokta observou oscilações, em espécies intermediárias, de sistemas homogêneos. Em 1931, H. A. Liebhafsky, estudando o oscilador de W. C. Bray de 1921, criou o oscilador BL.

A comunidade científica da época não deu muita atenção à estas descobertas. Acreditavam que as oscilações violariam a segunda lei da termodinâmica. Outro fator era o de que não existiam ainda métodos teóricos e experimentais que conseguissem explorar os mecanismos de reações complexas. Logo, os estudos publicados acabavam por cair no esquecimento.

Ainda de acordo com De Jesus (2018), em 1951, na Rússia, B. P. Belousov deu início à moderna era dos estudos dos processos oscilantes. Enquanto estudava o ciclo de Krebs, descobriu alguns processos químicos que apresentavam oscilações temporais. Esta descoberta só foi publicada em 1958 e mesmo assim, poucos cientistas tiveram acesso, visto que não se tinha muita divulgação.

Após alguns anos, A. M. Zhabotinsky deu continuidade ao trabalho de Belousov, e no início da década de 60, publicou diversos artigos sobre o mecanismo da reação estudada, conhecida hoje, como oscilador BZ. Outros tipos de osciladores começaram a surgir a partir da década de 60, graças a grande divulgação do oscilador BZ. Em 1973, T.

S. Briggs e W. R. Rauscher, descobriram um híbrido dos sistemas BZ e BL, que ficou conhecido como sistema BR (DE JESUS, 2018).

Comentando sobre o fato de um processo apresentar oscilação, De Jesus (2018) afirma que:

> Primeiro, quando a oscilação ocorre, o sistema está longe do equilíbrio e o ciclo se repete conforme a energia livre diminui. Segundo, a queda de energia pode se dar por, pelo menos, dois caminhos diferentes, e a reação procede alternando periodicamente um caminho e outro. Terceiro, um desses caminhos produz um intermediário que o outro caminho consome. Quando a concentração desse intermediário é baixa, a reação segue o caminho que a produz. Se a concentração é alta, a reação segue outro caminho. Assim, a reação repetidamente muda de um caminho para o outro. (DE JESUS, 2018, p. 206).

Essas reações são também chamadas de autocatalíticas e não violam a segunda lei da termodinâmica pois ocorrem por meio das concentrações dos intermediários e no final, chegam ao equilíbrio. Para um sistema homogêneo fechado, as oscilações seguiriam uma trajetória decrescente e tenderiam ao equilíbrio, ou seja, as oscilações seriam amortecidas. Contudo, para um sistema aberto, as oscilações poderiam ser mantidas indefinidamente. Um fator que pode contribuir para a autocatálise é a presença de elementos químicos como os halogênios, que possuem muitos estados de oxidação.

As reações oscilantes representam um caso clássico do que são as estruturas dissipativas de Prigogine. Através das reações oscilantes, se entende como surgem alguns casos clássicos de “auto-organização”. As estruturas dissipativas de Prigogine são hoje usadas pelo físico teórico Fritjof Capra como parte fundamental na busca por uma teoria que explique o surgimento da vida como a conhecemos e pela forma como ela se mantém e se relaciona com o nosso planeta. Nos livros “A teia da vida” (Capra, 1996), “A visão sistêmica da vida” (Capra e Luisi, 2014) e “A emergência da vida” (Luisi, 2013) é destacada a auto-organização baseada nas estruturas dissipativas como parte importante nos processos de biogênese e da evolução da vida no nosso planeta.

1.2 O ENSINO POR INVESTIGAÇÃO

No presente trabalho fizemos uso da metodologia do ensino investigativo. Para aqueles que não conhecem as características dessa estratégia de ensino, destacaremos a seguir alguns dos seus principais fundamentos.

Para Sá, Maués e Munford (2008), o ensino por investigação é uma estratégia que engloba atividades centradas no aluno, possibilitando o desenvolvimento da autonomia e da capacidade de tomar decisões, de avaliar e de resolver problemas.

Para Carlson, Humphrey e Reinhardt (2003), as atividades investigativas, potencializam a compreensão dos fenômenos e possibilitam a descoberta de explicações e métodos alternativos para encontrar a solução de determinado problema dos alunos envolvidos. Assim, os alunos se sentem mais confiantes para responderem as questões do mundo atual e para formularem novas concepções a partir dos conhecimentos prévios.

Para que consigamos atingir os objetivos através do ensino investigativo é preciso que as atividades envolvidas devam estar acompanhadas de situações problematizadoras, questionadoras e de diálogo, envolvendo a resolução de problemas e levando à introdução de conceitos para que os alunos possam construir seu conhecimento (CARVALHO et al, 1999). A participação do aluno é fundamental para esse tipo de estratégia.

Dentre os diversos tipos de atividades considerados investigativos, optamos pelas demonstrações experimentais investigativas.

1.2.1 Demonstrações experimentais investigativas

A experimentação é apontada pelos PCNs como um dos procedimentos que permitem aos estudantes não só obterem informações para elaboração de suas ideias e atitudes, como também para o desenvolvimento de autonomia com relação à obtenção do conhecimento (BRASIL, 1998).

Para Carvalho (2014), demonstrações experimentais investigativas são demonstrações que partem "da apresentação de um problema ou de um fenômeno a ser estudado e levam à investigação a respeito desse fenômeno" (CARVALHO, 2014, p. 26).

De acordo com Carvalho (2014), na idealização das demonstrações investigativas, um cuidado precisa ser tomado no que diz respeito à elaboração de uma questão problematizadora, pois a mesma deve despertar a curiosidade dos alunos e orientá-los quanto as "variáveis relevantes do fenômeno a ser estudado, fazendo com que eles levantem suas próprias hipóteses e propunham possíveis soluções" (CARVALHO, 2014).

A experimentação, através da observação de fenômenos em um curso de ciências, pode ainda ser um instrumento para a criação de conflitos cognitivos (CARVALHO, 2014). Laburú e Carvalho (1995), definem o conflito cognitivo como uma estratégia:

> "... segundo o qual o aluno aprende se suas ideias espontâneas sobre determinados fenômenos são colocadas em conflito com as observáveis, ou

> seja, se suas previsões ou antecipações elaboradas dentro de um esquema conceptual espontâneo são contrariadas por resultados experimentais.”

Segundo os autores, apenas por meio da observação e da ação, que são pressupostos básicos para uma atividade de demonstração investigativa, esses conflitos podem ser gerados.

Tendo em vista que o domínio do conhecimento químico, segundo Johnstone (1993, 2010), implica na compreensão das dimensões macroscópica (fenomenológica), submicroscópica (teórica) e representacional (simbólica), incluímos atividades, além das demonstrações, que favorecem a transição entre esses níveis para melhor compreensão do conteúdo.

2. SEQUÊNCIA DIDÁTICA PARA O CONTEÚDO DE ESPONTANEIDADE DAS REAÇÕES QUÍMICAS

Este trabalho apresenta uma sequência didática e foi desenvolvido para atender ao conteúdo “espontaneidade das reações químicas”, incluindo o caso das reações oscilantes e fazendo uso do ensino por investigação envolvendo demonstrações experimentais.

A sequência foi planejada para turmas do 2º ano do ensino médio, sendo dividida em cinco momentos, subdivididos em sete aulas e totalizando trezentos e cinquenta minutos.

PRIMEIRO MOMENTO

AULA 01 – ESPONTANEIDADE NO COTIDIANO
Expectativas de aprendizagem: Identificar processos que ocorrem de forma espontânea, no sentido em que são apresentados, em escala macroscópica, através de imagens de situações do cotidiano.
Duração total: 50 minutos.

Atividade 01: Apresentação do problema 01 e imagens de processos físicos e químicos.

Objetivo: Levantar os conhecimentos prévios dos alunos

Tempo de duração da atividade: 25minutos.

Recursos: Datashow, slides, notebook, ofício com a tabela 01.

Espaço: Sala de aula

Organização dos alunos: Individualmente em suas carteiras.

Nesta atividade, o professor irá lançar o problema inicial e em seguida, mostrar por meio de slides, as imagens apresentadas na figura 02 e solicitar que os alunos preencham a tabela 01. Ao final da aula o professor deverá recolher as respostas dos alunos ao problema 01.

Problema 01

No nosso dia a dia, nos deparamos com diversas situações que podem apresentar processos reversíveis e irreversíveis e que ocorrem de forma espontânea ou não, porém, na maioria das vezes não nos damos conta ou não procuramos explicações para aquilo que estamos vendo. Neste caso, você acredita que já viu algum desses processos? Se sim, cite. Você saberia explicar porque esses processos são espontâneos?

Fonte: Elaborado pela autora, 2020.

Figura 02: Imagens de processos reversíveis e irreversíveis no cotidiano.

Fonte: Elaborado pela autora, 2020.

Tabela 01: Análise das imagens apresentadas nos slides.

Imagem	O processo é reversível ou irreversível?	Ocorre espontaneamente?	Caso seja reversível, o processo inverso é espontâneo? Em que condições?
01			
02			
03			
04			
05			

(Fonte: Elaborado pela autora, 2020).

Atividade 02: Socialização das respostas dos alunos.

Objetivo: Promover uma discussão a partir das observações dos alunos aos fenômenos apresentados.

Tempo de duração da atividade: 25minutos.

Recursos: Datashow, slides, notebook, ofício com a tabela 01.

Espaço: Sala de aula

Organização dos alunos: Individualmente em suas carteiras.

Neste momento, o professor irá proporcionar uma interação entre os alunos, solicitando que os mesmos comparem e defendam suas respostas com os demais alunos.

COMENTÁRIOS

Baratieri et al. (2008), afirmam que o levantamento dos conhecimentos prévios dos estudantes propicia ao professor estabelecer relações com o conteúdo sobre o qual se concentrará o processo de ensino e a valorização de novos saberes e do próprio processo que será vivenciado. A utilização de imagens, compreende a dimensão macroscópica do conhecimento químico e proporcionam a observação dos fenômenos.

Segundo Duschl (1995), quando há oportunidade de conversação e argumentação durante as aulas, também se incrementam os procedimentos de raciocínios e as habilidades dos alunos para compreender os temas propostos.

DISCUSSÃO

O problema inicial busca estimular o que o aluno traz de concepção de espontaneidade e se ele consegue identificar algo espontâneo, no cotidiano. As imagens apresentadas posteriormente, os fazem refletir o que poderia ou não ser espontâneo e a reversibilidade dos processos físicos ou químicos. Enquanto que a socialização inicial, permitirá uma discussão, que embora ainda não seja científica, pode proporcionar uma reflexão dos conhecimentos prévios dos alunos.

As imagens 1, 2 e 4 são considerados processos irreversíveis e espontâneos, onde uma vez iniciado, não conseguem retornar ao seu estado inicial. Na imagem 3, a formação de gás carbônico, será decorrente de um deslocamento de equilíbrio, causado pelo aumento da pressão, ao agitar a garrafa. O reestabelecimento do equilíbrio, se dará de forma espontânea, quando a pressão interna for igual a externa. A imagem 5, nos mostra que o sentido de derretimento do gelo é espontâneo para uma temperatura acima de 0ºC, contudo o processo inverso só será espontâneo se T< 0ºC.

SEGUNDO MOMENTO

AULAS 02 E 03 – ESPONTANEIDADE NA PRÁTICA
Expectativa de aprendizagem: Compreender termos como entalpia, entropia e energia livre; identificar a nível macroscópico uma reação exotérmica e uma reação endotérmica, e como se dá a espontaneidade dessas reações a nível submicroscópico.
Duração total: 100 minutos

Atividade 03 – Demonstrações Experimentais I

Objetivo: Promover o levantamento de hipóteses para os experimentos demonstrados.

Tempo de duração da atividade: 50 minutos.

Recursos: Materiais e reagentes, Fichas de experimentos I e II e questionário I.

Espaço: Laboratório de ciências.

Organização dos alunos: Grupos de 5 alunos.

Neste momento, o professor irá demonstrar dois experimentos, sendo um endotérmico e o outro exotérmico. Cada grupo deverá anotar suas observações nas fichas I e II contendo os procedimentos de cada experimento e ao final, responder ao questionário I.

Ficha de experimento I

EXPERIMENTO I: O comprimido que pega fogo	
Materiais e reagentes - Comprimidos de Permanganato de Potássio - Glicerina - Folha de papel	Procedimento: Amasse três comprimidos de permanganato de potássio em uma folha de papel. Em seguida, adicione algumas gotas de glicerina. Observe e anote o que ocorreu. Fonte: Manual do mundo, 2012.
Anotações:	

Fonte: Elaborado pela autora, 2020.

Ficha de experimento II

EXPERIMENTO II: Entrando numa fria	
Materiais e reagentes - Hidróxido de bário octahidratado - Cloreto de amônio - Pedaço de Madeira - Álcool em gel - Béquer - Bastão de vidro - Termômetro	Procedimento: Em um béquer coloque 10g de hidróxido de bário octahidratado e em outro béquer adicione 10g de cloreto de amônio, com um termômetro, meça a temperatura dos 2. Em seguida, adicione partes iguais de hidróxido de bário octahidratado e cloreto de amônio, no béquer e mexa com o auxílio de um bastão de vidro. Coloque um pouco de álcool em gel em cima de um pedaço de madeira e em seguida coloque o béquer em cima. Meça agora a temperatura da mistura. Fonte: Souza e Silva, 2020 (adaptado).
Anotações:	

Fonte: Elaborado pela autora, 2020.

Questionário I

Responda: Q1: Observando a reação I, você acredita que ela ocorreu de forma espontânea ou não espontânea? E a II? Q2: A reação I pode ser considerada como reversível ou irreversível? E a II? Explique. Q3: Houve formação de novas substâncias na reação I? e na II? Se sim, evidencie. Q4: Você acredita que houve liberação ou absorção de calor na reação I? e na II? Explique. Q5: O que aconteceu com a “desordem” nos processos I e II?

Fonte: Elaborado pela autora, 2020.

Atividade 04 (parte 01): conceituação dos termos termodinâmicos

Objetivo: introduzir conceitos termoquímicos como entalpia, entropia e energia livre.

Tempo de duração da atividade: 50 minutos.

Recursos: Ficha de experimentos I e II, slides, Datashow.

Espaço: Sala de aula.

Organização dos alunos: Grupos de 5 alunos.

Após a demonstração de cada experimento, o professor irá conceituar os termos termodinâmicos como entalpia, entropia, energia livre e espontaneidade das reações. Esta fundamentação dos conceitos, pode ser abordada a partir dos questionamentos, levantamento de hipóteses e observações dos alunos, com uma aula expositiva dialogada, de maneira que o professor atue como mediador, oportunizando a fala e discussões dos estudantes.

COMENTÁRIOS

A experimentação é apontada pelos PCNs como um dos procedimentos que permitem aos estudantes não só obterem informações para elaboração de suas ideias e atitudes, como também para o desenvolvimento de autonomia com relação à obtenção do conhecimento (BRASIL, 1998).

Com a demonstração destes experimentos, buscamos chamar a atenção do aluno para o fenômeno e estimular a participação por meio de suas observações, com perguntas direcionadas que podem gerar conflitos cognitivos e com isso promover maior interação entre os alunos, numa dimensão macroscópica, ou seja de observação dos fenômenos, mas objetivando atingir a compreensão da dimensão microscópica e representacional, por meio da conceituação e a simbologia pertinente, como fórmulas e equações.

A ideia não é realizar um experimento apenas para provar uma teoria, mas, a partir do experimento, criar situações que o aluno comece a pensar, a questionar e se sinta incluído no seu processo de aprendizagem e a partir disso, o professor inserir a teoria.

DISCUSSÃO SOBRE OS EXPERIMENTOS

Experimento I: O comprido que pega fogo

O contato da glicerina com o comprimido de permanganato faz com que uma chama seja formada (figura 03). A liberação de energia dada pela reação, permite evidenciar que se trata de uma reação que libera calor, ou seja, exotérmica, logo, a variação da entalpia da reação será negativa. Outra evidência facilmente perceptível, é que a reação se dá em um único sentido, caracterizando sua irreversibilidade. Nota-se ainda, que a reação se processa, apenas pela interação dos reagentes, de maneira que pode ser dita como espontânea.

Figura 03: formação da chama após a reação.

Disponível em: <https://manualdomundo.uol.com.br/experiencias-e-experimentos/como-fazer-fogo-com-um-comprimido-e-glicerina/>. Acesso em 10 de nov. de 2020.

A equação para a reação:

$$14\ KMnO_4 + 4\ C_3H_5(OH)_3 \rightarrow 7\ K_2CO_3 + 7\ Mn_2O_3 + 5\ CO_2 + 16\ H_2O$$

A explicação científica para o fenômeno ocorrido na reação, está baseada no caráter probabilístico da entropia de Boltzmann, dado pela equação $S = k\ \ln W$, que estabelece que os sistemas que se desenvolvem em um único sentido, ditos irreversíveis, tendem a um aumento na desordem e consequentemente da entropia.

Quando a reação se processa, ocorre a formação de um número de substâncias como produtos bem maior do que existia nos reagentes, ou seja, com certeza teremos um aumento no número de estados (micro estados) possíveis para mais substâncias, aumentando a entropia (S), ou seja, aumentando a “desordem”.

A espontaneidade da reação pode ser esclarecida a partir da equação de Gibbs, $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. Para que esta reação seja considerada espontânea devemos ter o ΔG negativo, e é o que ocorre. Pela produção de calor sabemos que a variação da entalpia é negativa. O termo $T.\Delta S$ é positivo já que a variação da entropia (ΔS) é positiva e T também. Com o sinal negativo o termo $- T\Delta S$ é negativo resultando em um ΔG negativo, que é o esperado para confirmar a espontaneidade da reação.

Experimento II: Entrando numa fria

Se a temperatura for medida antes e após o experimento, notaremos que a reação é extremamente endotérmica, ou seja, precisa de calor para ocorrer.

Ao misturar os reagentes, e colocar o béquer em cima da madeira, contendo o álcool em gel, observa-se que o béquer gruda, como se ficasse praticamente colado à madeira (figura 04). Além disso, outro ponto que vale destacar, é que a reação se dá pela mistura de dois sólidos, o que não é muito comum, tendo em vista que a mobilidade entre moléculas em compostos sólidos é muito inferior quando comparadas com um estado líquido ou gasoso.

Figura 04: béquer "grudado" na madeira após reação endotérmica.

Fonte: Souza e Silva, 2020.

A equação para a reação:

$$2\ NH_4Cl_{(s)} + Ba(OH)_2.8H_2O_{(s)} \rightarrow 2\ NH_{3(g)} + BaCl_{2(s)} + 10\ H_2O_{(l)}$$

Como já abordado no experimento anterior, a espontaneidade de uma reação será dada pela equação de Gibbs. De acordo com Souza e Silva, podemos calcular a espontaneidade desta reação a partir dos valores extraídos da tabela 02.

Tabela 02: Valores de Entalpia e Entropia em (KJ/mol) e (J/mol. K) das substâncias a 298K.

Substâncias	Entalpia padrão de formação (KJ/mol)	Entropia padrão (J/mol.K)
$BaCl_{2(s)}$	-858,60	123,68
$NH_{3(g)}$	-46,11	192,45
$H_2O_{(l)}$	-285,83	69,91
$NH_4Cl_{(s)}$	-314,43	94,60
$Ba(OH)_2.8H_2O_{(s)}$	-3347,00	302,01

Fonte: Seção de dados termodinâmicos do livro Físico-Química, Peter Atkins e Júlio de Paula, 8°ed, LTC (apud Souza e Silva, 2020).

De acordo com os cálculos realizados por Sousa e Silva (2020), a entalpia da reação é 166 KJ/mol, enquanto a entropia seria 0,989 KJ/mol, vide cálculos a seguir. Cálculo da entalpia:

$$\Delta H°reação = \Sigma np\ \Delta H°f\ (produtos) - \Sigma nr\ \Delta H°f\ (reagentes)$$

$$\Delta H°reação = (\Delta H°f\ BaCl_2(s) + 10\Delta H°fH2O(l) + 2\Delta H°fNH_3(g)) -$$

$$(\Delta H°fBa(OH)2.8H_2O(s) + 2\Delta H°fNH_4Cl(s))$$

$$\Delta H°reação = (-858,60 + 10.\ -285,83 + 2.-46,11) - (-3347 + 2.\ -314,43)$$

$$\Delta H°reação = 166 \text{ KJ/mol}$$

Cálculo da entropia:

$$\Delta S°reação = \Sigma np\ S°(produtos) – \Sigma nr\ S°\ (reagentes)$$

$$\Delta S°reação = (S°BaCl_2(s)+10S°H2O(l)+2S°NH_3(g))–(S°Ba(OH)2.8H_2O(s)+ S°NH_4Cl(s))$$

$$\Delta S°reação = (123,68 + 10.69,91 + 2.\ 192,45) – (123,68 + 94,60)$$

$$\Delta S°reação = 989,68 \text{ J/mol.K} = 0,989 \text{ KJ/mol}$$

Considerando que a temperatura e a pressão do sistema são constantes, na ordem de 298K e 1 atm, respectivamente, e realizando o cálculo da energia livre de Gibbs, chega-se ao valor de -128 KJ, ainda segundo Souza e Silva (2020).

Cálculo da energia livre:

$$\Delta G°reação = \Delta H°reação – T.\ \Delta S°reação$$

$$\Delta G°reação = 166 – 298.\ 0,989$$

$$\Delta G°reação = 166 – 294 = -128 \text{ KJ}$$

Como a variação da energia livre da reação é negativa, podemos concluir que a reação é espontânea, porém como o termo T.ΔS°reação é maior do que o termo ΔH°reação, concluímos que essa reação é entropicamente conduzida, ou seja, a desordem do sistema contribui mais para a espontaneidade da reação do que o fluxo de energia térmica do sistema. (Souza e Silva, 2020. p. 71).

TERCEIRO MOMENTO

AULA 04 – APROFUNDANDO OS CONCEITOS TERMOQUÍMICOS
Expectativa de aprendizagem: Compreender termos como entalpia, entropia e energia livre; identificar reações espontâneas por meio de fórmulas e equações.
Duração total: 50 minutos

Atividade 04 parte 02: conceituação dos termos termodinâmicos.

Objetivos: Revisar e aprofundar os conceitos termoquímicos estudados na aula anterior.

Tempo de duração da atividade: 50 minutos.

Recursos: Slides, Datashow, cadernos, quadro branco.

Espaço: Sala de aula.

Organização dos alunos: Individualmente em suas carteiras.

Neste momento, o professor deverá retomar os conceitos introduzidos na aula anterior, podendo fazer uso de exercícios utilizando as fórmulas de entalpia, entropia e energia livre, visando uma melhor compreensão do que foi discutido anteriormente.

COMENTÁRIO

A explicação, descrição e utilização de modelos teóricos, foram desenvolvidas para dar sentido ao que é observável experimentalmente e a utilização de fórmulas e equações podem ser utilizados para facilitar o pensamento e a comunicação sobre as experiências. Estes fatores compreendem os níveis de conhecimento submicroscópico e simbólico e devem estar claros para os estudantes.

QUARTO MOMENTO

AULAS 05 E 06 – PROBLEMATIZANDO A DESORDEM

Expectativa de aprendizagem: Identificar a nível macroscópico uma reação oscilante, e como se dá a espontaneidade dessas reações a nível microscópico.

Duração total: 100 minutos.

Atividade 05: Apresentação do problema 02.

Objetivo: Promover o levantamento de hipóteses para os experimentos demonstrados.

Tempo de duração da atividade: 10 minutos.

Recursos: Ficha com o problema 02.

Espaço: Sala de aula.

Organização dos alunos: Individualmente em suas carteiras.

O Professor, deverá apresentar o problema 02 à turma, aguardar que os alunos respondam a partir de seus conhecimentos e no final, recolher as respostas.

Problema 02
Quando estudamos, anteriormente, os processos que são espontâneos, percebemos que nesses processos há um aumento da entropia e consequentemente do grau de desordem e ao pensarmos na natureza, notamos que há uma tendência natural à desordem. Contudo, se observarmos mais atentamente o crescimento das plantas, a formação de folhas, ou até mesmo o desenvolvimento dos seres humanos e dos animais, por exemplo, podemos chegar à conclusão de que são sistemas desordenados ou organizados? É possível haver ordem em meio a desordem? Você poderia explicar como isso é possível?

Fonte: Elaborado pela autora, 2020.

Atividade 06: Demonstrações experimentais II e explicação dos fenômenos observados.

Objetivo: conceituar os aspectos termoquímicos para reações oscilantes.

Tempo de duração da atividade: 90 minutos.

Recursos: Fichas dos experimentos III e IV e Questionário II.

Espaço: Laboratório de ciências.

Organização dos alunos: Grupos de 5 pessoas.

Após a problematização, o professor irá demonstrar dois experimentos de reações oscilantes. Os alunos deverão anotar suas observações nas fichas de experimentos III IV e responder ao questionário II. Em seguida, o professor deverá discutir com os alunos e fornecer as explicações científicas para os fenômenos demonstrados. Por fim, os alunos levarão suas fichas para casa e em grupo, farão um relatório para ser entregue na aula posterior.

Ficha de experimento III.

Experimento III: Oscilador Espacial Belousov- Zhabotinsky	
Materiais e reagentes: - Solução I: 5g de bromato de sódio ($NaBrO_3$) + 2ml de ácido Sulfúrico (6M) + 65ml de água destilada. - Solução II: 1g de Ácido Malônico ($CH_2(CO_2H)_2$) dissolvido em 10ml de água destilada. - Solução III: 1g de Brometo de Sódio (NaBr) dissolvido em 10ml de água destilada. Ferroína ($C_{36}H_{24}FeN_6^{+2}$) como indicador. - Placa de Petri	Procedimento: Misturar 6ml da solução I com 1ml da solução II e após 1minuto adicionar 0,5ml da solução C e colocar uma fina camada da solução em uma placa de petri. Observar, analisar e escrever o que está ocorrendo. Fonte: Kench, 2018. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=LL3kVtc-4vY>. Acesso em: 5 fev. 2020.
Anotações:	

Fonte: Elaborado pela autora, 2020.

Ficha de experimento IV

Experimento IV: Oscilador de Brigss-Rauscher (BR)	
Materiais e reagentes: - Solução I: água oxigenada 3%. - Solução II: Iodato de potássio dissolvido em água destilada + ácido sulfúrico 6M. - Solução III: Ácido Malônico + sulfato de manganês (II) monohidratado + amido. - Béquer - Bastão de vidro	Procedimento: - Em um béquer, adiciona-se as soluções I e II, sob agitação contínua e após 1 minuto, adiciona-se a solução III e continua agitando com auxílio de um bastão de vidro. Observar, analisar e escrever o que está ocorrendo.
Anotações:	

Fonte: De Jesus, 2018.

Questionário II

Responda:
Q1: Observando a reação III, você acredita que ela ocorreu de forma espontânea ou não espontânea? E a IV?
Q2: A reação III pode ser considerada reversível ou irreversível? E a IV. Explique.
Q3: Você acredita que houve liberação ou absorção de calor, na reação III? E na IV? Explique.
Q4: O que você acha que aconteceu com a entropia do processo oscilante?

Fonte: Elaborado pela autora, 2020.

COMENTÁRIOS

Com os experimentos III e IV, que demonstram as reações oscilantes espacial de Belousov-Zhabotnsky (BZ) e a oscilante de Briggs-Rauscher (BR), respectivamente, busca-se além de despertar a curiosidade, estimular o levantamento de hipóteses dos alunos. Almeja-se ainda, que eles pelo menos tentem de alguma forma explicar se o que eles estão visualizando, são sistemas ordenados e o motivo para estes fenômenos acontecerem.

Só a partir das contribuições dos alunos, o professor deverá, de maneira mediadora, dar a explicação científica para os fenômenos demonstrados.

Este tipo de reação é uma excelente ferramenta a ser utilizada quando se deseja atrair a atenção dos alunos, pois cria uma expectativa pela aparição de uma nova cor, despertando o interesse em descobrir o que ocorre durante estes experimentos (Arroio et al, 2006).

Para De Jesus (2018), nas reações oscilantes, os íons intermediários, irão reagir provocando o que chamamos de oscilações, geralmente, caracterizadas por cores diferentes. Estas oscilações podem demorar alguns segundos, minutos e até mesmo dias e meses, mas em algum momento elas irão parar. É como se pegassem caminhos alternativos para chegarem à um determinado ponto, que seria o fim da reação, ou seja, a ação ocorre enquanto a energia flui e por este motivo, estas reações não confrontam a segunda lei da termodinâmica, pois a energia vai se dissipar, mas no tempo dela.

Podemos perceber que estas oscilações são extremamente organizadas, tanto na sequência das cores do experimento III, quanto nas estruturas do experimento IV, mesmo tendo a tendência natural à desordem.

Quando pensamos em tudo que é vivo, percebemos que há uma tendência natural para o estado de entropia máximo, ou como costumamos chamar, estado de desordem. Porém, quando passamos a analisar, de forma mais detalhada, notamos que há uma organização. As plantas, as células, o corpo humano, enquanto vivos, são organizados.

DISCUSSÃO SOBRE OS EXPERIMENTOS

EXPERIMENTO III: Oscilador Espacial Belousov- Zhabotinsky

Ao adicionar as soluções I e II na placa de Petri, a solução resultante permanece incolor. No momento que a solução III é adicionada, a solução apresenta uma cor laranja. Ao adicionar a ferroína, a solução apresenta uma coloração marrom avermelhada. A reação não se processa de maneira "rápida", é necessário um período de 35min para que as primeiras oscilações apareçam. Desta forma, sugerimos, que o professor inicie esta reação, coloque um cronômetro de 30min e enquanto isso, realize o experimento IV. (KENCH, 2018)

No início da reação a concentração de íon brometo é muito alta. Os íons brometos reagem rapidamente com os íons bromatos para formar o bromo, de coloração laranja:

$$BrO^{3-} + 5\ Br^{-} + 6\ H^{+} \rightarrow 3\ Br_2 + 2\ H_2O$$

O bromo reage com o ácido malônico (MA) para produzir o ácido bromo malônico, e regenerar um íon brometo.

$$Br_2 + MA \rightarrow BrMA + Br^{-} + H^{+}$$

Em outra reação o íon brometo reage com os bromatos de uma forma diferente, produzindo, o ácido bromoso e o hipobromoso. Esta reação ocorre, devido ao

esgotamento dos íons brometos, que não consegue mais produzir bromo. E assim, outro processo pode ser assumido. (KENCH, 2018)

$$BrO^{3-} + Br^{-} + 2H^{+} \rightarrow HBrO_2 + HOBr$$

A reação seguinte, ocorre com a ferroína, o ácido bromoso e o íon bromatos. O principal efeito é detectado na oxidação do íon ferroína, pois traz sua forma vermelha 2^{+} para a sua forma azul, 3^{+}. Esta reação também produz mais ácido bromoso, criando um *loop* de retorno, positivo. No entanto, chegará um ponto, onde não haverá mais oxidação, e ela terminará. (KENCH, 2018)

$$2\ Fe^{2+} + BrO^{3-} + HBrO_2 + 3\ H^{+} \rightarrow 2\ Fe^{3+} + 2HBrO_2 + H_2O$$

O excesso de ácido bromoso formado, começa a se dissociar em ácido hipobromoso e regenera alguns íons brometos. Os três processos a seguir, começam a assumir o controle, onde o ácido malônico e o ácido bromo-malônico reduzem a ferroína de volta ao seu estado 2+, vermelho. (KENCH, 2018)

$$Br_2 + HCOOH \rightarrow 2\ Br^{-} + CO_2 + 2\ H^{+}$$

$$6\ Fe^{3+} + MA + 2\ H_2O \rightarrow 6\ Fe^{2+} + HCOOH + 2CO_2 + 6\ H^{+}$$

$$4\ Fe^{3+} + BrMA + 2H_2O \rightarrow 4\ Fe^{2+} + Br^{-} + HCOOH + 2CO_2 + 5H^{+}$$

Estas reações são mais lentas que as outras, portanto, só assumem o controle, após as outras terminarem. O efeito geral deles, é a regeneração dos íons brometos, que permitem que o ciclo se repita por muitas vezes. Mas os reagentes se esgotam lentamente, e quando não há mais ácido malônico, a ferroína não pode mais ser reduzida a 2+. (KENCH, 2018)

Figura 05: Oscilador espacial baseado no sistema BZ.

Fonte: Kench, 2018.

A explicação para formação de ondas (figura 05), está no fato dos íons se espalharem por difusão. No entanto, o consumo de brometo é perfeitamente uniforme em toda solução e em alguns pontos, desenvolverá uma leve deficiência de brometo. Isto cria um gradiente de concentração e faz com que os íons brometos nas áreas circundantes se difundam em sua direção. Ao fazer isso, ele restaura a reação no centro do ponto de nucleação, mas diminui a concentração de brometo nas áreas circundantes. Isso permite que a reação competitiva assuma o controle e oxide o ferro para sua forma azul, criando um anel azul, que terá uma concentração reduzida de brometo e novamente o brometo das áreas ao redor se difundem em sua direção, permitindo que a onda se mova lentamente e se propague até a parede da placa. O ciclo pode se repetir muitas vezes e muitas ondas saírem de um mesmo ponto. (KENCH, 2018).

EXPERIMENTO IV: Oscilador de Brigss-Rauscher (BR)

Ao serem misturadas as três soluções, observa-se que a solução oscila entre âmbar, azul e incolor, sob agitação contínua. A oscilação dura aproximadamente 7 minutos à temperatura ambiente, gerando 35 oscilações e por fim, a coloração torna-se completamente azulada.

Figura 06: oscilador BR.

Disponível em: <https://100cia.site/index.php/quimica/item/7943-como-hacer-la-reaccion-de-briggs-rauscher.> Acesso em: 5 fev. 2020.

Segundo Arroio et al (2006), ao serem misturadas as três soluções, o íon iodato reagirá com a água oxigenada produzindo HIO, esta reação é catalisada pelo manganês, e será parcialmente reduzido a I^- pela água oxigenada. O HOI reagirá com o I^- e formará o I_2, que reagirá lentamente com o ácido malônico, formando o iodeto, mediante as reações:

$$2H_2O_2 + IO_3^- + H^+ \rightarrow HIO + 2O_2 + 2H_2O$$

$$H_2O_2 + HOI \rightarrow I^- + O_2 + H^+ + H_2O$$

$$I^- + HOI + H^+ \rightarrow I_2 + H_2O$$

$$I_2 + CH_2(CO_2H)_2 \rightarrow ICH(CO_2H)_2 + H^+ + I^-$$

Efeito catalítico do manganês:

$$HIO_2 + IO_3^- + H^+ \rightarrow 2IO_2^{\bullet} + H_2O$$

$$IO_2^{\bullet} + Mn^{2+} + H_2O \rightarrow Mn(OH)^{2+} + HIO_2$$

$$Mn(OH)^{2+} + H_2O_2 \rightarrow Mn^{2+} + H_2O + HOO^{\bullet}$$

$$2\ HOO^{\bullet} \rightarrow H_2O_2 + O_2$$

$$2\ HIO_2 \rightarrow IO_3^- + HOI + H^+$$

Segundo De Jesus (2018), quando o I_2 é produzido, a solução adquire a cor âmbar, ao ser formada uma concentração de I^- superior à de HIO, a solução passa para cor azul. As oscilações só se encerram quando todo o ácido malônico é consumido. Como pode ser observado na figura 06.

QUINTO MOMENTO

AULA 07 – MOMENTO DE REFLEXÃO
Objetivos: Proporcionar um momento de reflexão sobre o que foi abordado durante as aulas anteriores.
Duração total: 50 minutos.

Atividade 07: Análise e reflexão sobre o que foi discutido nas aulas anteriores.

Tempo de duração da atividade: 50 minutos.

Recursos: Fichas dos problemas e questionários.

Espaço: Sala de aula.

Organização dos alunos: Individualmente em suas carteiras.

O professor deverá promover uma reflexão com os estudantes sobre o que eles responderam inicialmente aos problemas apresentados e compararem suas novas respostas aos problemas após as atividades e explicações científicas para os fenômenos demonstrados. O momento serve também para o professor avalie se os objetivos e expectativas propostos foram alcançados e minimizar possíveis erros conceituais e dúvidas que os alunos ainda tenham. Este momento é interessante, que o professor questione sobre a desordem aumentar nos processos espontâneos e a questão da "ordem" na natureza, utilizando o caso das reações oscilantes.

Avaliação

Os alunos deverão ser avaliados continuamente durante todo o processo de aplicação da sequência, por meio de seus questionamentos, posicionamentos, dúvidas, levantamento de hipóteses, discussão com os demais colegas. Outra forma de avaliar os estudantes será por meio do comparativo das respostas aos problemas 01 e 02, do que eles tinham de conhecimento prévio e o que eles adquiriram de conhecimento cientifico para explicarem os fenômenos. Os relatórios e questionários também serão utilizados como avaliação. Com isso, espera-se que o professor tenha dados suficientes para analisar o aprendizado dos alunos e que as dimensões microscópicas, macroscópicas e representacionais do conhecimento químico sejam supridas.

3. REFERÊNCIAS

ARROIO ET AL., **O Show Da Química:** Motivando O Interesse Científico. - Quim. Nova, Vol. 29, No. 1, 173-178, 2006.

ATKINS P. e DE PAULA J. **Físico-Química** – Vol. 1, 9ª edição – Editora LTC, São Paulo, 2012.

AURANI, K. M. **Ensino de conceitos:** estudo das origens da 2ª lei da termodinâmica e do conceito de entropia a partir do século XVIII. 1986. 113 p. Dissertação (Mestrado) – Instituto de Física, Faculdade de Educação, Universidade de São Paulo, São Paulo, 1986.

BARATIERI, S. M. et al. **Opinião dos estudantes sobre a experimentação em Química no Ensino Médio**. Experiências em Ensino de Ciências, v. 3, p. 19-31, 2008.

BRASIL. Secretaria de Educação Fundamental. **Parâmetros curriculares nacionais:** Ciências Naturais. Secretaria de Educação Fundamental. Brasília: MEC / SEF, 1998. 138 p.

CAPRA, F. **A teia da vida**. 11. ed. São Paulo: Cultrix, 1996.

CARLSON, L.; HUMPHREY, G.; REINHARDT, K. **Weaving science inquiry and continuous assessment**. Thousand Oaks, CA: Corwin. 2003.

CARVALHO, A. M. P. ; Santos, E. I. ; Azevedo M. C. P. S. ; Date, M. P. S. ; Fujii, S.R.S.;Nascimento,V. B.(1999). **Termodinâmica:** Um ensino por investigação. 1. ed. São Paulo: Universidade de São Paulo - Faculdade de Educação, 1999.

CARVALHO, R. F. **Temporalidade e historicidade em Ilya Prigogine.** 2012, 160p. Dissertação (Mestrado). – Universidade Federal de Goiás, Faculdade de História, 2012.

CARVALHO, A. M. P. (Org.). **Calor e Temperatura:** um ensino por investigação. 1ª ed. São Paulo: Editora Livraria da Física, 2014.

DAHMEN, S. R. **A obra de Boltzmann em Física**. Rev. Bras. Ensino Fís. vol.28 no.3 São Paulo, 2006.

DE JESUS C.H., **Show de Química**: aprendendo Química de forma lúdica experimental. 3ª edição; São Paulo, Editora livraria da física, 2018.

DUSCHL, R. A. **Más allá del conocimiento:** los desafíos epistemológicos y sociales de la enseñanza mediante el cambio conceptual. Enseñanza de Las Ciencias, v.13, n.1, p. 3-14, 1995.

JOHNSTONE, A.H. **The Development of Chemistry Teaching**, The Forum, v. 70, n 9, 1993.

JOHNSTONE, A. H. **You can't get there from here**. Journal of Chemical Education, v. 87 n. 1, p. 22 - 29, 2010.

KENCH, T. **Recreating one of the weirdest reations**. In canal NileRed, 2018. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=LL3kVtc-4vY&t=8s>. Acesso em: 5 fev. 2020.

LABURÚ, C. E. & CARVALHO, A. M. P. (1995). **Uma descrição da forma do pensamento dos alunos em sala de aula**. *Revista Brasileira de Ensino de Física*, V17, 3, setembro, 243-254, 1995.

SÁ, E. F.; MAUÉS, E. R. C.; MUNFORD, D. **Ensino de Ciências com caráter investigativo I**. In: CASTRO, Emília Caixeta de; MARTINS, Carmen Maria de Caro; MUNFORD, Danusa (orgs.). Ensino de Ciências por Investigação – ENCI: Módulo I. Belo Horizonte: UFMG/FAE/CECIMIG, 2008.

SANTOS R. C. M, **Ilya Prigogine**: Estabilidade afastada do equilíbrio e irreversibilidade temporal. 2010. 79f. – Dissertação (Mestrado) – Universidade Federal de Goiás. Faculdade de Filosofia. Programa de pós-Graduação em Filosofia. Goiânia, 2010.

SANTOS, Z. T. S. dos., **Ensino de entropia**: um enfoque histórico e epistemológico. 2009. 169f. Tese (Doutorado em Educação) – Universidade Federal do Rio Grande do Norte. Centro de Ciências Sociais Aplicadas. Programa de Pós-Graduação em Educação. Rio Grande do Norte, 2009.

SOUZA E SILVA, T. **Entropia e Termodinâmica estatística**: uma proposta para Química no ensino médio - Manual sobre entropia para o professor de Química do ensino médio – Universidade Federal Rural de Pernambuco. Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional, Pernambuco, 2020.