

Atividades de Ensino e de Pesquisa em Química

4

Atena
Editora

Ano 2020

Jéssica Verger Nardeli
(Organizadora)



Atividades de Ensino e de Pesquisa em Química

4

Atena
Editora

Ano 2020

Jéssica Verger Nardeli
(Organizadora)



2020 by Atena Editora

Copyright © Atena Editora

Copyright do Texto © 2020 Os autores

Copyright da Edição © 2020 Atena Editora

Editora Chefe: Profª Drª Antonella Carvalho de Oliveira

Diagramação: Natália Sandrini de Azevedo

Edição de Arte: Luiza Batista

Revisão: Os Autores



Todo o conteúdo deste livro está licenciado sob uma Licença de Atribuição *Creative Commons*. Atribuição 4.0 Internacional (CC BY 4.0).

O conteúdo dos artigos e seus dados em sua forma, correção e confiabilidade são de responsabilidade exclusiva dos autores. Permitido o download da obra e o compartilhamento desde que sejam atribuídos créditos aos autores, mas sem a possibilidade de alterá-la de nenhuma forma ou utilizá-la para fins comerciais.

Conselho Editorial

Ciências Humanas e Sociais Aplicadas

Profª Drª Adriana Demite Stephani – Universidade Federal do Tocantins

Prof. Dr. Álvaro Augusto de Borba Barreto – Universidade Federal de Pelotas

Prof. Dr. Alexandre Jose Schumacher – Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Mato Grosso

Profª Drª Angeli Rose do Nascimento – Universidade Federal do Estado do Rio de Janeiro

Prof. Dr. Antonio Carlos Frasson – Universidade Tecnológica Federal do Paraná

Prof. Dr. Antonio Gasparetto Júnior – Instituto Federal do Sudeste de Minas Gerais

Prof. Dr. Antonio Isidro-Filho – Universidade de Brasília

Prof. Dr. Carlos Antonio de Souza Moraes – Universidade Federal Fluminense

Profª Drª Cristina Gaio – Universidade de Lisboa

Profª Drª Denise Rocha – Universidade Federal do Ceará

Prof. Dr. Deyvison de Lima Oliveira – Universidade Federal de Rondônia

Prof. Dr. Edvaldo Antunes de Farias – Universidade Estácio de Sá

Prof. Dr. Eloi Martins Senhora – Universidade Federal de Roraima

Prof. Dr. Fabiano Tadeu Grazioli – Universidade Regional Integrada do Alto Uruguai e das Missões

Prof. Dr. Gilmei Fleck – Universidade Estadual do Oeste do Paraná

Prof. Dr. Gustavo Henrique Cepolini Ferreira – Universidade Estadual de Montes Claros

Profª Drª Ivone Goulart Lopes – Istituto Internazionele delle Figlie de Maria Ausiliatrice

Prof. Dr. Julio Candido de Meirelles Junior – Universidade Federal Fluminense

Profª Drª Keyla Christina Almeida Portela – Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Mato Grosso

Profª Drª Lina Maria Gonçalves – Universidade Federal do Tocantins

Prof. Dr. Luis Ricardo Fernando da Costa – Universidade Estadual de Montes Claros

Profª Drª Natiéli Piovesan – Instituto Federal do Rio Grande do Norte

Prof. Dr. Marcelo Pereira da Silva – Universidade Federal do Maranhão

Profª Drª Miranilde Oliveira Neves – Instituto de Educação, Ciência e Tecnologia do Pará

Profª Drª Paola Andressa Scortegagna – Universidade Estadual de Ponta Grossa

Profª Drª Rita de Cássia da Silva Oliveira – Universidade Estadual de Ponta Grossa

Profª Drª Sandra Regina Gardacho Pietrobon – Universidade Estadual do Centro-Oeste

Profª Drª Sheila Marta Carregosa Rocha – Universidade do Estado da Bahia

Prof. Dr. Rui Maia Diamantino – Universidade Salvador

Prof. Dr. Urandi João Rodrigues Junior – Universidade Federal do Oeste do Pará

Profª Drª Vanessa Bordin Viera – Universidade Federal de Campina Grande

Prof. Dr. William Cleber Domingues Silva – Universidade Federal Rural do Rio de Janeiro
Prof. Dr. Willian Douglas Guilherme – Universidade Federal do Tocantins

Ciências Agrárias e Multidisciplinar

Prof. Dr. Alexandre Igor Azevedo Pereira – Instituto Federal Goiano
Prof. Dr. Antonio Pasqualetto – Pontifícia Universidade Católica de Goiás
Prof. Dr. Cleberton Correia Santos – Universidade Federal da Grande Dourados
Profª Drª Daiane Garabeli Trojan – Universidade Norte do Paraná
Profª Drª Diocléa Almeida Seabra Silva – Universidade Federal Rural da Amazônia
Prof. Dr. Écio Souza Diniz – Universidade Federal de Viçosa
Prof. Dr. Fábio Steiner – Universidade Estadual de Mato Grosso do Sul
Prof. Dr. Fágner Cavalcante Patrocínio dos Santos – Universidade Federal do Ceará
Profª Drª Girlene Santos de Souza – Universidade Federal do Recôncavo da Bahia
Prof. Dr. Júlio César Ribeiro – Universidade Federal Rural do Rio de Janeiro
Profª Drª Lina Raquel Santos Araújo – Universidade Estadual do Ceará
Prof. Dr. Pedro Manuel Villa – Universidade Federal de Viçosa
Profª Drª Raissa Rachel Salustriano da Silva Matos – Universidade Federal do Maranhão
Prof. Dr. Ronilson Freitas de Souza – Universidade do Estado do Pará
Profª Drª Talita de Santos Matos – Universidade Federal Rural do Rio de Janeiro
Prof. Dr. Tiago da Silva Teófilo – Universidade Federal Rural do Semi-Árido
Prof. Dr. Valdemar Antonio Paffaro Junior – Universidade Federal de Alfenas

Ciências Biológicas e da Saúde

Prof. Dr. André Ribeiro da Silva – Universidade de Brasília
Profª Drª Anelise Levay Murari – Universidade Federal de Pelotas
Prof. Dr. Benedito Rodrigues da Silva Neto – Universidade Federal de Goiás
Prof. Dr. Edson da Silva – Universidade Federal dos Vales do Jequitinhonha e Mucuri
Profª Drª Eleuza Rodrigues Machado – Faculdade Anhanguera de Brasília
Profª Drª Elane Schwinden Prudêncio – Universidade Federal de Santa Catarina
Profª Drª Eysler Gonçalves Maia Brasil – Universidade da Integração Internacional da Lusofonia Afro-Brasileira
Prof. Dr. Ferlando Lima Santos – Universidade Federal do Recôncavo da Bahia
Prof. Dr. Fernando José Guedes da Silva Júnior – Universidade Federal do Piauí
Profª Drª Gabriela Vieira do Amaral – Universidade de Vassouras
Prof. Dr. Gianfábio Pimentel Franco – Universidade Federal de Santa Maria
Profª Drª Iara Lúcia Tescarollo – Universidade São Francisco
Prof. Dr. Igor Luiz Vieira de Lima Santos – Universidade Federal de Campina Grande
Prof. Dr. José Max Barbosa de Oliveira Junior – Universidade Federal do Oeste do Pará
Prof. Dr. Luís Paulo Souza e Souza – Universidade Federal do Amazonas
Profª Drª Magnólia de Araújo Campos – Universidade Federal de Campina Grande
Prof. Dr. Marcus Fernando da Silva Praxedes – Universidade Federal do Recôncavo da Bahia
Profª Drª Mylena Andréa Oliveira Torres – Universidade Ceuma
Profª Drª Natiéli Piovesan – Instituto Federaci do Rio Grande do Norte
Prof. Dr. Paulo Inada – Universidade Estadual de Maringá
Profª Drª Renata Mendes de Freitas – Universidade Federal de Juiz de Fora
Profª Drª Vanessa Lima Gonçalves – Universidade Estadual de Ponta Grossa
Profª Drª Vanessa Bordin Viera – Universidade Federal de Campina Grande

Ciências Exatas e da Terra e Engenharias

Prof. Dr. Adélio Alcino Sampaio Castro Machado – Universidade do Porto

Prof. Dr. Alexandre Leite dos Santos Silva – Universidade Federal do Piauí
Prof. Dr. Carlos Eduardo Sanches de Andrade – Universidade Federal de Goiás
Prof^a Dr^a Carmen Lúcia Voigt – Universidade Norte do Paraná
Prof. Dr. Eloi Rufato Junior – Universidade Tecnológica Federal do Paraná
Prof. Dr. Fabrício Menezes Ramos – Instituto Federal do Pará
Prof. Dr. Juliano Carlo Rufino de Freitas – Universidade Federal de Campina Grande
Prof^a Dr^a Luciana do Nascimento Mendes – Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia do Rio Grande do Norte
Prof. Dr. Marcelo Marques – Universidade Estadual de Maringá
Prof^a Dr^a Neiva Maria de Almeida – Universidade Federal da Paraíba
Prof^a Dr^a Natiéli Piovesan – Instituto Federal do Rio Grande do Norte
Prof. Dr. Takeshy Tachizawa – Faculdade de Campo Limpo Paulista

Conselho Técnico Científico

Prof. Me. Abrãao Carvalho Nogueira – Universidade Federal do Espírito Santo
Prof. Me. Adalberto Zorzo – Centro Estadual de Educação Tecnológica Paula Souza
Prof. Me. Adalto Moreira Braz – Universidade Federal de Goiás
Prof. Dr. Adaylson Wagner Sousa de Vasconcelos – Ordem dos Advogados do Brasil/Seccional Paraíba
Prof. Me. André Flávio Gonçalves Silva – Universidade Federal do Maranhão
Prof^a Dr^a Andreza Lopes – Instituto de Pesquisa e Desenvolvimento Acadêmico
Prof^a Dr^a Andrezza Miguel da Silva – Universidade Estadual do Sudoeste da Bahia
Prof. Dr. Antonio Hot Pereira de Faria – Polícia Militar de Minas Gerais
Prof^a Ma. Bianca Camargo Martins – UniCesumar
Prof^a Ma. Carolina Shimomura Nanya – Universidade Federal de São Carlos
Prof. Me. Carlos Antônio dos Santos – Universidade Federal Rural do Rio de Janeiro
Prof. Ma. Cláudia de Araújo Marques – Faculdade de Música do Espírito Santo
Prof^a Dr^a Cláudia Taís Siqueira Cagliari – Centro Universitário Dinâmica das Cataratas
Prof. Me. Daniel da Silva Miranda – Universidade Federal do Pará
Prof^a Ma. Daniela da Silva Rodrigues – Universidade de Brasília
Prof^a Ma. Dayane de Melo Barros – Universidade Federal de Pernambuco
Prof. Me. Douglas Santos Mezacas – Universidade Estadual de Goiás
Prof. Dr. Edwaldo Costa – Marinha do Brasil
Prof. Me. Eduardo Gomes de Oliveira – Faculdades Unificadas Doctum de Cataguases
Prof. Me. Eliel Constantino da Silva – Universidade Estadual Paulista Júlio de Mesquita
Prof. Me. Euvaldo de Sousa Costa Junior – Prefeitura Municipal de São João do Piauí
Prof^a Ma. Fabiana Coelho Couto Rocha Corrêa – Centro Universitário Estácio Juiz de Fora
Prof. Dr. Fabiano Lemos Pereira – Prefeitura Municipal de Macaé
Prof. Me. Felipe da Costa Negrão – Universidade Federal do Amazonas
Prof^a Dr^a Germana Ponce de Leon Ramírez – Centro Universitário Adventista de São Paulo
Prof. Me. Gevair Campos – Instituto Mineiro de Agropecuária
Prof. Dr. Guilherme Renato Gomes – Universidade Norte do Paraná
Prof. Me. Gustavo Krahl – Universidade do Oeste de Santa Catarina
Prof. Me. Helton Rangel Coutinho Junior – Tribunal de Justiça do Estado do Rio de Janeiro
Prof^a Ma. Jaqueline Oliveira Rezende – Universidade Federal de Uberlândia
Prof. Me. Javier Antonio Albornoz – University of Miami and Miami Dade College
Prof^a Ma. Jéssica Verger Nardeli – Universidade Estadual Paulista Júlio de Mesquita Filho
Prof. Me. Jhonatan da Silva Lima – Universidade Federal do Pará
Prof. Me. José Luiz Leonardo de Araujo Pimenta – Instituto Nacional de Investigación Agropecuaria Uruguay
Prof. Me. José Messias Ribeiro Júnior – Instituto Federal de Educação Tecnológica de Pernambuco

Profª Ma. Juliana Thaisa Rodrigues Pacheco – Universidade Estadual de Ponta Grossa
 Profª Drª Kamilly Souza do Vale – Núcleo de Pesquisas Fenomenológicas/UFPA
 Profª Drª Karina de Araújo Dias – Prefeitura Municipal de Florianópolis
 Prof. Dr. Lázaro Castro Silva Nascimento – Laboratório de Fenomenologia & Subjetividade/UFPR
 Prof. Me. Leonardo Tullio – Universidade Estadual de Ponta Grossa
 Profª Ma. Lilian Coelho de Freitas – Instituto Federal do Pará
 Profª Ma. Liliani Aparecida Sereno Fontes de Medeiros – Consórcio CEDERJ
 Profª Drª Lívia do Carmo Silva – Universidade Federal de Goiás
 Prof. Me. Lucio Marques Vieira Souza – Secretaria de Estado da Educação, do Esporte e da Cultura de Sergipe
 Prof. Me. Luis Henrique Almeida Castro – Universidade Federal da Grande Dourados
 Prof. Dr. Luan Vinicius Bernardelli – Universidade Estadual do Paraná
 Prof. Dr. Michel da Costa – Universidade Metropolitana de Santos
 Prof. Dr. Marcelo Máximo Purificação – Fundação Integrada Municipal de Ensino Superior
 Prof. Me. Marcos Aurelio Alves e Silva – Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de São Paulo
 Profª Ma. Marileila Marques Toledo – Universidade Federal dos Vales do Jequitinhonha e Mucuri
 Prof. Me. Ricardo Sérgio da Silva – Universidade Federal de Pernambuco
 Prof. Me. Rafael Henrique Silva – Hospital Universitário da Universidade Federal da Grande Dourados
 Profª Ma. Renata Luciane Polsaque Young Blood – UniSecal
 Profª Ma. Solange Aparecida de Souza Monteiro – Instituto Federal de São Paulo
 Prof. Me. Tallys Newton Fernandes de Matos – Faculdade Regional Jaguaribana
 Prof. Dr. Welleson Feitosa Gazel – Universidade Paulista

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP) (eDOC BRASIL, Belo Horizonte/MG)	
A872	<p>Atividades de ensino e de pesquisa em química 4 [recurso eletrônico] / Organizadora Jéssica Verger Nardeli. – Ponta Grossa, PR: Atena, 2020.</p> <p>Formato: PDF Requisitos de sistema: Adobe Acrobat Reader. Modo de acesso: World Wide Web. Inclui bibliografia ISBN 978-65-5706-111-4 DOI 10.22533/at.ed.114202206</p> <p>1. Química – Pesquisa – Brasil. I. Nardeli, Jéssica Verger. CDD 540</p>
Elaborado por Maurício Amormino Júnior – CRB6/2422	

Atena Editora
 Ponta Grossa – Paraná - Brasil
www.atenaeditora.com.br
 contato@atenaeditora.com.br

APRESENTAÇÃO

A coleção “Atividades de Ensino e de Pesquisa em Química” é uma obra que tem um conjunto fundamental de conhecimentos direcionados a industriais, pesquisadores, engenheiros, técnicos, acadêmicos e, é claro, estudantes. A coleção abordará de forma categorizada pesquisas que transitam nos vários caminhos da química de forma aplicada, inovadora, contextualizada e didática objetivando a divulgação científica por meio de trabalhos com diferentes funcionalidades que compõem seus capítulos.

O objetivo central foi apresentar de forma categorizada e clara estudos relacionados ao desenvolvimento de protótipo de baixo custo, análise do perfil químico de extratos, degradação de resinas, quantificação de flavonoides, estudo de substâncias antioxidantes e avaliação do grau de contaminação das águas. Em todos esses trabalhos a linha condutora foi o aspecto relacionado ao desenvolvimento, otimização e aplicação, entre outras abordagens importantes na área de química, ensino e engenharia química. Atividades de Ensino e de Pesquisa em Química 4 tem sido um fator importante para a contribuição em diferentes áreas de ensino e pesquisa.

Temas diversos e interessantes são, deste modo, discutidos aqui com a proposta de fundamentar o conhecimento de acadêmicos, mestres e todos aqueles que de alguma forma se interessam pela área de química. Possuir um material que demonstre evolução de diferentes metodologias, abordagens, aplicações de processos, caracterização substanciais é muito relevante, assim como abordar temas atuais e de interesse tanto no meio acadêmico como social.

Portanto, esta obra é oportuna e visa fornecer uma infinidade de estudos fundamentados nos resultados experimentais obtidos pelos diversos pesquisadores, professores e acadêmicos que desenvolveram seus trabalhos que aqui serão apresentados de maneira concisa e didática.

Jéssica Verger Nardeli

SUMÁRIO

CAPÍTULO 1 1

CLASSIFICAÇÃO E PROPRIEDADES DOS COLOIDES

Rayane Erika Galeno Oliveira
Raiane de Brito Sousa
Karynna Emanuele da Silva Brito
Jaíne Mendes de Sousa
Marciele Gomes Rodrigues
Thalita Brenda dos Santos Vieira
Letícia de Andrade Ferreira
Paulo Sérgio de Araujo Sousa
Thaís Alves Carvalho
Matheus Ladislau Gomes de Oliveira
Creiton de Sousa Brito
Marcos Jadiel Alves

DOI 10.22533/at.ed.1142022061

CAPÍTULO 2 11

ENTROPIA EM UMA PERSPECTIVA EXPERIMENTAL NA QUÍMICA DO ENSINO MÉDIO

Tiago de Souza e Silva
Luciano de Azevedo Soares Neto

DOI 10.22533/at.ed.1142022062

CAPÍTULO 3 27

APERFEIÇOANDO O PROCESSO DE APRENDIZAGEM COM A UTILIZAÇÃO DE UM JORNAL DIDÁTICO NO ENSINO DE QUÍMICA

Luís Presley Serejo dos Santos
Maria Tereza Fabbro
Fabiana Cristina Corrêa Rodrigues
Silvana Rodrigues

DOI 10.22533/at.ed.1142022063

CAPÍTULO 4 38

CINÉTICA QUÍMICA: UMA PROPOSTA DE AULA CONTEXTUALIZADA PARA MOTIVAR O SABER CIENTÍFICO

Alessandra Stevanato
Danielle Mucin
Marcio Pereira Junior
Thaila Milena Oliveira de Jesus
Marcelo José dos Santos

DOI 10.22533/at.ed.1142022064

CAPÍTULO 5 53

MUSEU DA TABELA PERIÓDICA: ALUNO COMO PROTAGONISTA E OS BENEFÍCIOS PARA A APRENDIZAGEM

Ana Karoline Rocha de Oliveira
Breno Kelison da Silva Braga
Lee Marx Gomes de Carvalho

DOI 10.22533/at.ed.1142022065

CAPÍTULO 6	65
A APRENDIZAGEM DE CONCEITOS FUNDAMENTAIS DE QUÍMICA POR ESTUDANTES DO 9º ANO DO ENSINO FUNDAMENTAL II NO ENSINO HÍBRIDO	
Carlos Eduardo Pereira Aguiar	
DOI 10.22533/at.ed.1142022066	
CAPÍTULO 7	78
AS PERSPECTIVAS DE DOCÊNCIA INSERIDAS NOS PPC DOS CURSOS DE LICENCIATURA EM QUÍMICA DO IF GOIANO E SUAS IMPLICAÇÕES NA IDENTIDADE DOCENTE	
Dylan Ávila Alves	
Nyudara Araújo da Silva Mesquita	
Thaís Prado Siqueira	
DOI 10.22533/at.ed.1142022067	
CAPÍTULO 8	92
ENSINO-APRENDIZAGEM DE QUÍMICA GERAL VIA PROJETO DE ENSINO	
Suzana Maria Loures de Oliveira Marcionilio	
Patrícia Gouvêa Nunes	
Rosenilde Nogueira Paniago	
Mariana Chaves Santos	
Gislene Sepulber Santos	
DOI 10.22533/at.ed.1142022068	
CAPÍTULO 9	107
INVESTIGAÇÃO DOS HÁBITOS DE LEITURA EM AULAS DE QUÍMICA	
Drielly Campos da Silva	
Anelise Maria Regiani	
DOI 10.22533/at.ed.1142022069	
CAPÍTULO 10	116
O USO DA EXPERIMENTAÇÃO NO ENSINO DE CIÊNCIAS COM CRIANÇAS DO FUNDAMENTAL I EM UMA ESCOLA MUNICIPAL DO ALTO SERTÃO PARAIBANO	
Francisco Antonio Vieira Lins	
Francisco Mateus Alves de Sousa	
Elwis Gonçalves de Oliveira	
Maria Solange Martins da Silva	
Pedro Nogueira da Silva Neto	
Polyana de Brito Januário	
DOI 10.22533/at.ed.11420220610	
CAPÍTULO 11	128
OXIDAÇÃO DE COMPOSTOS ORGÂNICOS: DESVENDANDO UM CRIME COM A QUÍMICA	
Thereza Cristina Fraga Pimentel	
Daniela Kubota	
Josevânia Teixeira Guedes	
Tatiana Kubota	
Márcia Valéria Gaspar de Araújo	
DOI 10.22533/at.ed.11420220611	

CAPÍTULO 12	139
POSSIBILIDADES DE ADAPTAÇÃO CURRICULAR NO ENSINO DE CIÊNCIAS PARA ALUNOS COM DEFICIÊNCIA INTELECTUAL	
Heloísa Canato Affonso Maria Vitória Guidorzi Douglas da Hora Oliveira Joana de Jesus de Andrade Daniela Gonçalves de Abreu Favacho	
DOI 10.22533/at.ed.11420220612	
CAPÍTULO 13	150
PROJETO PENSE VERDE: EDUCAR COM RESPONSABILIDADE SOCIOAMBIENTAL	
Geisila Patricia da Silva Saar Roseli Maria de Jesus Soares Queila Barbosa Alvez Druzian Renata Ramos Rocha de Mattos	
DOI 10.22533/at.ed.11420220613	
CAPÍTULO 14	156
RESSIGNIFICAÇÃO DOS CONCEITOS DE QUÍMICA NO ENSINO MÉDIO, ATRAVÉS DO ASSUNTO ELETRONEGATIVIDADE	
Marco Antônio Moreira de Oliveira Marcelo Vieira Migliorini	
DOI 10.22533/at.ed.11420220614	
CAPÍTULO 15	171
WEBQUEST COMO FERRAMENTA PEDAGÓGICA NO ENSINO DE QUÍMICA: ELABORAÇÃO, APLICAÇÃO E ANÁLISE DE WEBQUEST NO CURSO TÉCNICO DE NUTRIÇÃO E DIETÉTICA	
Elenildo Gonçalves de Sousa Antonio de Santana Santos	
DOI 10.22533/at.ed.11420220615	
CAPÍTULO 16	178
O USO DO APP NEARPOD NO ENSINO SUPERIOR	
Graciele Fernanda de Souza Pinto	
DOI 10.22533/at.ed.11420220616	
SOBRE A ORGANIZADORA	180
ÍNDICE REMISSIVO	181

ENTROPIA EM UMA PERSPECTIVA EXPERIMENTAL NA QUÍMICA DO ENSINO MÉDIO

Data de aceite: 01/06/2020

Tiago de Souza e Silva

Licenciado em Química pela UFRPE
Especialista em Ensino de Ciência pelo IFPE
Mestre em Química pela UFRPE
tiagodessilva@hotmail.com

Luciano de Azevedo Soares Neto

Doutor em Físico-Química pelo Instituto de
Química de São Carlos-USP
Professor associado, Área de Físico-Química do
DQ-UFRPE
lucianoazevedo.ufrpe@gmail.com

RESUMO: Nesse trabalho apresentamos uma proposta de discussão da entropia para turmas de Química do Ensino Médio dentro de uma perspectiva experimental fazendo uso da formulação de Boltzmann e sua relação com a espontaneidade dos processos, chegando até o caso das reações oscilantes.

PALAVRAS- CHAVE: Entropia; Boltzmann; Espontaneidade.

ABSTRACT: In this work, we present a proposal to discuss entropy for high school chemistry classes from an experimental perspective using Boltzmann's formulation and its relationship with the spontaneity of processes, even in the

case of oscillating reactions.

KEYWORDS: Entropy; Boltzmann; Spontaneity.

1 | INTRODUÇÃO

O conceito de Entropia como encontrado na 2ª lei da termodinâmica foi proposto por Rudolf Clausius em 1867. Na definição de Clausius a entropia está diretamente relacionada com a reversibilidade e a irreversibilidade dos processos. Em 1877 a entropia foi relacionada com o número de estados possíveis para um determinado sistema através da formulação estatística de Ludwig Boltzmann. Dessa forma a entropia passou a ser descrita como uma medida da “desordem” de um sistema.

Por conseguinte, a relação do aumento da entropia em processos espontâneos é fundamental no estudo dos processos químicos, daí a importância de se discutir a entropia na formulação estatística de Boltzmann, mesmo que de forma qualitativa, através de experimentos voltados para turmas de química no ensino médio. Entendemos que trazendo uma discussão sobre a entropia para a sala de aula fazendo uso dos fundamentos da formulação de Boltzmann, fortaleceremos

o aprendizado dos alunos em um tema que sempre foi considerado complexo e abstrato para quem se inicia no estudo dos processos químicos.

Para não deixar a discussão sobre a entropia incompleta, não seria justo relacionar o aumento da entropia com a espontaneidade dos processos químicos e não discutir o que ocorre em uma reação oscilante. Por isso, finalizamos o nosso trabalho fazendo uma breve descrição de uma reação química oscilante e do trabalho de Ilya Prigogine com suas “estruturas dissipativas”.

2 | OS FUNDAMENTOS

2.1 Carnot e as máquinas térmicas

Na primeira metade do século XIX, as máquinas térmicas que inicialmente teriam a função de transformar o calor em trabalho (ou força motriz), esbarravam em um problema muito sério de rendimento na transformação do calor em energia mecânica (movimento). O problema seria realizar essa conversão de forma mais eficiente, pois do ponto de vista da conservação de energia, não haveria nem um tipo de restrição para transformar integralmente o calor em trabalho.

As máquinas térmicas se “recusavam” a funcionar de forma idealizada, e além do mais, será que uma máquina térmica operando no sentido contrário, seria um refrigerador ideal? E porque existiria uma preferência espontânea para um fluxo ir de um corpo quente para o corpo frio, e não o sentido contrário? Esses e outros questionamentos eram colocados em discussão, porém sem ter uma resposta clara para tais perguntas, mesmo porque, até então não se conhecia a natureza do calor.

Foi buscando responder esses questionamentos que o engenheiro e militar francês Nicolas Leonard Sadi Carnot em 1824 escreveu o livro intitulado *Refléxions sur la Puissance Motrice du Feu et sur les Machines Propres à Développer Cette Puissance*. Carnot era adepto da teoria do calórico, teoria essa que postulava ser o calor (ou calórico) um fluido imponderável e substancial. Em seu livro Carnot sugeriu que existiria mais “potência motriz” na fonte quente do que na fonte fria, e que quando o calor “caía” da fonte quente para a fonte fria, a “potência motriz” era transformada em trabalho mecânico.

Carnot fez uma observação importante na época que foi comparar a queda da água de um moinho com uma máquina térmica, dizendo que o volume de queda de água e a diferença de altura, assim como o calórico e a diferença de temperatura entre uma fonte quente e uma fonte fria são relevantes. Carnot em suas reflexões sobre o funcionamento das máquinas térmicas, e comparando-as com o funcionamento de um moinho, chegou à seguinte conclusão: “A potência motriz do calor é independente dos agentes que trabalham para realizá-lo; sua quantidade é fixada unicamente pelas temperaturas dos corpos entre os quais se faz o transporte do calórico” (QUADROS, 1996, pg.54).

O que Carnot descreveu em seu trabalho foi a possibilidade de se maximizar a eficiência de máquinas térmicas, utilizando um sistema cíclico e reversível, ou seja, poderia funcionar como um refrigerador se fosse operado de forma inversa, realizado por um gás perfeito, passando por quatro etapas de transformações, duas isotérmicas e duas adiabáticas, porém não haveria desperdício de calórico nas etapas adiabáticas, e nem de potência motriz nas etapas isotérmicas.

Carnot continuou com o conceito de calórico (calor) como sendo um fluido material, assim como já era defendido por Lavoisier no século XVIII. Sua teoria previa apenas o fluxo do calórico da fonte quente, à fonte fria e não explicava a criação e nem a distribuição do calórico, contudo trouxe inúmeras contribuições para a termodinâmica clássica mesmo tendo uma concepção equivocada sobre o calor. Devemos também a Carnot a influência direta sobre o trabalho de Lord Kelvin que definiu a escala absoluta de temperatura em 1848. Foi nesse trabalho que Kelvin levando em consideração a teoria do calórico e a da máquina ideal elaborada por Carnot, propôs o conceito de temperatura absoluta.

2.2 Clausius e a definição da entropia

Por volta de 1850, Rudolf Clausius retoma a discussão sobre a teoria do calórico e o problema do rendimento das máquinas térmicas. Em seu primeiro trabalho publicado em 1850 "*On the moving force of heat and the laws of heat which may be deduced there from*", Clausius concluiu que o calor seria uma forma de energia e estabeleceu a sua relação com o trabalho, daí então a primeira lei da termodinâmica passou a expressar um princípio de conservação para essas duas formas de energia (PÁDUA, 2009, pg. 96).

Apesar da primeira lei da termodinâmica conseguir explicar as transformações de energia em termos de calor e trabalho, a mesma não era suficiente para explicar a espontaneidade dos processos. Foi que Clausius deu um passo importante nesse sentido quando afirmou: "É impossível que uma máquina térmica que trabalhe ciclicamente transfira a energia como calor de um corpo frio para outro quente, sem que um agente externo realize trabalho".

A partir dessa afirmativa de Clausius ficou evidente a ideia de que um processo não espontâneo seria aquele que necessita de um trabalho externo para ocorrer. Já no tocante à reversibilidade Clausius em 1854 publicou o trabalho *On a modified form of the second fundamental the order in the mechanical theory of heat*, onde ele determinou que para que um processo fosse reversível o valor de equivalência (número ao qual era obtido quando se somava o quociente do calor reversível dividido pela temperatura absoluta da fonte de calor) deveria ser maior que zero nas transformações em que o calor fluía do corpo quente para o corpo frio (PÁDUA, 2009, pg. 96).

No ano de 1867 em seu trabalho intitulado *on different forms of the fundamental equations of the mechanical theory of heat and their convenience for application*, Clausius afirmou que "a variação de entropia do universo aumenta numa mudança espontânea",

essa afirmação ficou conhecida como a segunda lei da termodinâmica, trazendo assim a sua grande contribuição para a elaboração do conceito de entropia (PÁDUA, 2009, pg 97).

2.3 Ludwig Boltzmann e a interpretação probabilística da entropia.

Coube ao físico austríaco Ludwig Boltzmann dar uma interpretação mecânico-molecular para a segunda lei da termodinâmica, utilizando elementos estatísticos para representar a dinâmica das partículas. Boltzmann incorporou assim um caráter probabilístico à segunda lei da termodinâmica (PEREIRA, 1997), introduzindo uma nova abordagem, que passou a ser conhecida como Termodinâmica Estatística.

A abordagem da termodinâmica clássica (Clausius-Carnot) sobre o conceito de entropia já tinha indicado que a mesma seria uma medida da dispersão da energia, ou seja, a energia em um sistema tenderia de uma forma mais concentrada para uma forma mais dispersa nos processos irreversíveis, porém ainda não tinha explicado o porquê dessa dispersão (KOTZ, 2016, pag. 834).

A estratégia de Boltzmann para explicar o porquê da dispersão da energia foi adotar a ideia de que seriam permitidos vários estados possíveis de energia para as partículas de um sistema de forma que a energia total do sistema permaneça constante. Assim, Boltzmann estabeleceu uma distribuição de probabilidade para esses vários estados, indicando que algumas distribuições seriam mais prováveis à medida que elas tivessem mais “maneiras de ocorrer”, cada estado possível seria chamado de “microestado” de energia.

Sendo assim, o sistema evoluiria dos estados menos prováveis aos estados mais prováveis, permitindo então a relação da entropia com a probabilidade dos estados possíveis. Dessa forma, segundo Boltzmann, os sistemas seguiriam um caminho natural, determinado pelas probabilidades dos estados até que o equilíbrio fosse atingido (KOTZ, 2016, pag. 834).

A interpretação probabilística de Boltzmann e o princípio dela decorrente, conhecido como o princípio da ordem de Boltzmann, permite prever a formação de estruturas físicas ordenadas e descrever a coexistência de fases num sistema em equilíbrio. A termodinâmica do equilíbrio oferece uma resposta satisfatória para um número enorme de fenômenos físico-químicos, mais é insuficiente para descrever sistemas abertos, os quais não se sujeitam ao formalismo dos sistemas fechados por alimentarem-se do fluxo de matéria e de energia que lhes vem do mundo externo, por isso pode-se até se isolar um cristal perfeito, mas uma célula não sobreviveria separada do seu meio (CONCEIÇÃO, 2010).

2.4 A contribuição de Ilya Prigogine.

Prêmio Nobel de Química de 1977, o russo naturalizado belga Ilya Prigogine trouxe grandes contribuições para o estudo da entropia quando o sistema encontra-se fora do

equilíbrio. Prigogine introduziu o conceito das “estruturas dissipativas” que seria uma situação em que aconteceria ordem dentro da desordem, essa ordem se sustentaria através do fornecimento de energia de Gibbs e de outros fatores que levariam a uma situação de auto-organização.

A contribuição de Prigogine veio esclarecer que só definir a irreversibilidade como aumento da desordem não explica a ordem natural das coisas, não explica a existência de tantos sistemas “organizados” como as células, ponto fundamental no entendimento da vida como a conhecemos. Entretanto em relação ao universo temos dois elementos importantes em termos de energia: um elemento criador da desordem associado ao sistema com a dissipação de energia, e um elemento criador da ordem associado à entrada de energia da vizinhança para o sistema, ambos interligados.

Esta ideia de uma entropia construtiva longe do equilíbrio delineia um desvio e anuncia uma ruptura com a termodinâmica clássica, onde quanto mais um sistema se afasta do equilíbrio, mais as causas dos fenômenos que nele se desenrolam têm a tendência de gerar efeitos inéditos e, por consequência, imprevisíveis.

De maneira simplificada, a geração de entropia é obtida a partir da entropia total numa separação linear entre a entropia oriunda dos processos que ocorrem de maneira reversível e aqueles relacionados aos processos irreversíveis, ou de maneira similar associando-se a variação total de entropia ao fluxo de entropia entre o entorno e o sistema e a um termo interno ao sistema, dessa forma se controla o quanto o sistema se afasta do equilíbrio (CHAUI-BERLINCK E MARTINS).

Quando Carnot disse que existia uma restrição para que o calor não fosse integralmente transformado em trabalho pelas máquinas térmicas, e Clausius no enunciado da primeira lei fala de um princípio de conservação de energia, mas na segunda lei da termodinâmica diz que nem toda energia transferida num processo poderia ser recuperada, não se tinha até então uma compreensão de como seria a organização espacial e temporal dessas duas manifestações de energia.

Ao passo que hoje nós sabemos muito bem essa diferença, sendo assim quando a energia é transferida na forma de calor, não há uma organização espacial e temporal no movimento das moléculas, e quando a manifestação de energia se dá na forma de trabalho, existe certa organização e direcionamento das moléculas, sendo essa a origem da “energia não recuperada” e da irreversibilidade do processo, causando os chamados *fenômenos dissipativos*.

Em 1967, Prigogine apresentou pela primeira vez sua concepção de estruturas dissipativas em uma conferência proferida em um Simpósio do prêmio Nobel em Estocolmo, e publicou a teoria completa, juntamente com Paul Gransdorff, em 1971 (SPIRE, 1999), afirmando que estas estruturas não apenas se mantêm num estado estável longe do equilíbrio, como são passíveis de evoluir e de se auto organizarem.

As estruturas dissipativas correspondem, portanto a uma forma de organização

longe do equilíbrio. Tais estruturas constituem uma das mais influentes e ricas descrições de sistemas dotados de auto-organização.

3 | EXPERIMENTOS

3.1 Experimento 1: O efeito da Temperatura

Em um pequeno aquário adiciona-se água na temperatura ambiente até metade do seu volume. Com cuidado colocamos imersos na água dois pequenos recipientes de vidro (erlenmeyer ou garrafa de vidro bem pequena). Em um dos recipientes usa-se água morna com um corante solúvel em água (laranja na imagem 1) e no outro recipiente coloca-se água gelada com outro corante solúvel em água (azul na imagem1). Os dois recipientes devem ter a boca coberta com filme plástico (pvc) para evitar que os líquidos se misturem. Uma vez imersos na água do aquário, os plásticos que cobrem a boca dos recipientes devem ser retirados de forma que os recipientes fiquem sem tampa.

Observa-se que o líquido laranja se dispersa rapidamente, se posicionando na parte superior. O líquido azul permanece dentro do recipiente sem que aja a dispersão do seu conteúdo.

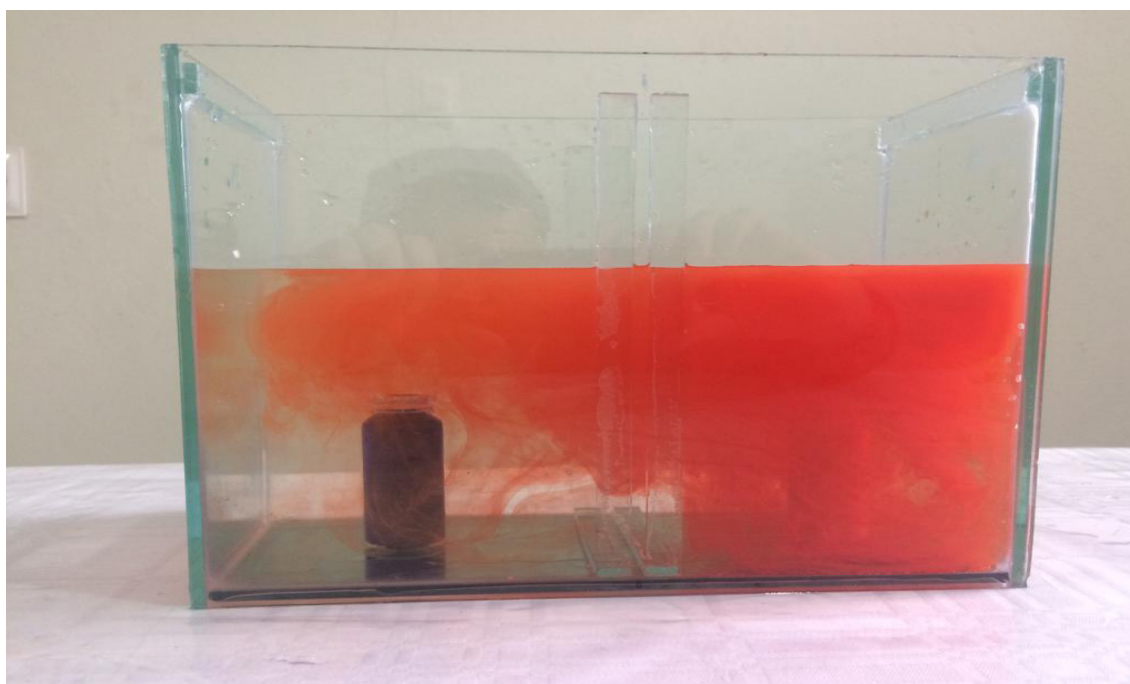


Imagem1: mistura contendo água, líquido quente (laranja) e frio (em azul) não se misturando.

Fonte: própria do autor.

COMENTÁRIO

Foram utilizadas soluções de água com corantes, moléculas semelhantes em suas estruturas e polaridades. Um ponto importante é que a água mais quente (laranja) é menos densa e por isso se posiciona na parte superior e a água fria é mais densa, ficando dentro

do recipiente. Porém, um aspecto importante está no efeito causado pela temperatura na movimentação das partículas de forma que visualmente o aluno percebe claramente a influência da temperatura na movimentação das partículas e conseqüentemente no aumento da desordem.

3.2 Experimento 2: Será só a temperatura a causadora da “desordem”?

No seguinte experimento teremos as duas misturas (água + corante) que foram utilizados nos frascos do experimento 1, ambas na mesma temperatura. As duas misturas são colocadas no aquário que agora possui uma parede móvel separando os líquidos. A parede móvel é retirada lentamente para evitar turbulência nos líquidos.

Na imagem 2, verificamos que ao levantarmos a parede, os dois líquidos que se encontravam na mesma temperatura, se misturam facilmente, gerando uma solução de coloração violeta ao centro do recipiente. Porém fica no ar a seguinte pergunta: porque estando na mesma temperatura os líquidos se misturaram?

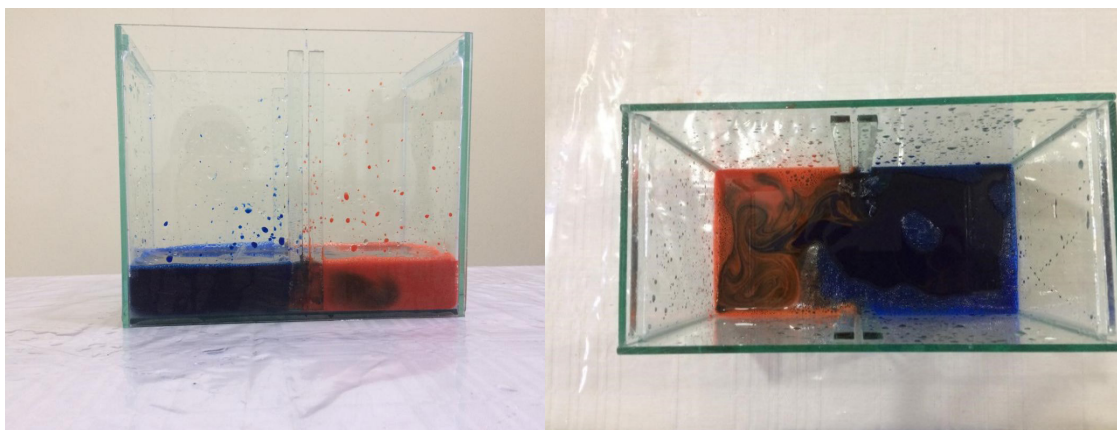


Imagem2: mistura contendo água, líquido quente (laranja) e frio (em azul) se misturando.

Fonte: própria do autor.

COMENTÁRIO

Esse experimento foi idealizado teoricamente pelo físico norte-americano Richard Feynman em seu livro “Sobre as leis da física” (Feynman, 2012), adaptamos suas ideias sobre a irreversibilidade nesse experimento. Nesse caso o experimento nos traz uma discussão que foi iniciada no experimento anterior, sobre a questão da diferença de temperatura ser a grande responsável pela mistura dos líquidos. Agora, com as misturas dos corantes na mesma temperatura os alunos vão ter que imaginar outros fatores que possam explicar a mistura dos líquidos.

Aproveitamos esse experimento para introduzir de forma qualitativa noções acerca da distribuição de energia que as moléculas apresentam, dessa forma mostraremos aos alunos de Química do ensino médio as bases conceituais da Termodinâmica Estatística, ponto fundamental para o entendimento da irreversibilidade dos processos químicos.

Não vamos discutir a diferença da natureza entre as moléculas de água e dos

corantes, na verdade porque esse aspecto não assume real importância na discussão da mistura que acontece.

A discussão é feita em cima do aspecto estatístico da energia apresentada pelas moléculas, ou seja, a distribuição de energia. A mistura ocorre lentamente porque embora a temperatura das misturas sejam a mesma, o que ocorre é que a temperatura a que nos referimos na verdade representa uma “média” da temperatura que cada partícula apresentaria. A temperatura é uma grandeza que mede indiretamente a energia das partículas, temperatura alta, mais energia, temperatura baixa, menos energia.

Como a temperatura representa uma média, isso significa que a energia das partículas também possui uma média e conseqüentemente existe um número de moléculas com energia acima da média e são essas moléculas que se movem com mais frequência, se chocando com as moléculas vizinhas, dessa forma a mistura dos líquidos vai acontecendo. Com esta explicação estamos fazendo uso da interpretação molecular da segunda lei da termodinâmica, introduzida por Boltzmann.

Segundo Boltzmann, a distribuição das moléculas nos diversos valores (níveis) de energia está diretamente relacionada com a entropia, pois foi através de sua famosa expressão $S = K \cdot \ln W$, que ele propôs que a entropia de um sistema S seria uma função do número de microestados de energia, ou seja, o número de maneiras pelas quais, as moléculas de um sistema podem ser distribuídas, mantendo-se a energia total do sistema constante.

Em verdade, quando dizemos que um sistema está “desordenado”, a nível microscópico, estamos nos referindo a um sistema com um número maior de microestados associados à mesma energia total, e que levaria a uma maior distribuição das partículas nos diferentes valores da energia.

No caso do primeiro experimento, as moléculas de água no líquido em laranja, ou seja, com maior temperatura estão distribuídas em um número maior de microestados de energia maior do que as moléculas de água no líquido em azul, por isso a água com corante laranja se mistura com maior velocidade, diferentemente da água com corante azul.

3.3 Experimento 3: Analisando a relação da temperatura com a solubilidade, investigando o caso do Iodeto de Chumbo II

Imagine que se tenha uma mistura contendo uma solução incolor de iodeto de potássio com outra solução incolor contendo nitrato de chumbo (II), formando uma mistura reacional amarelada como mostrado na imagem 3:



Imagem 3: Mistura contendo iodeto de potássio e nitrato de chumbo

Fonte: própria do autor.

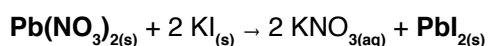
Logo de início iremos verificar a formação de um precipitado de cor amarelada se formando ao fundo do Erlenmeyer, como mostrado na figura 4 abaixo:



Imagem 4: Formação do precipitado de iodeto de chumbo (II)

Fonte: própria do autor.

A equação química a seguir mostra o resultado dessa reação é:



O composto formado por precipitação nesta reação é iodeto de chumbo (II), que após ser filtrado e colocado em meio aquoso, torna-se é um composto pouco solúvel em água fria, e um pouco mais solúvel em água quente, produzindo uma solução amarelo escuro quando aquecido. Quando a mistura é resfriada, adquire uma coloração amarelo claro, com a formação de uma “chuva de prata” como mostrado na imagem 5 a baixo. Se aquecermos a mistura e novamente esfriar o efeito torna a acontecer.

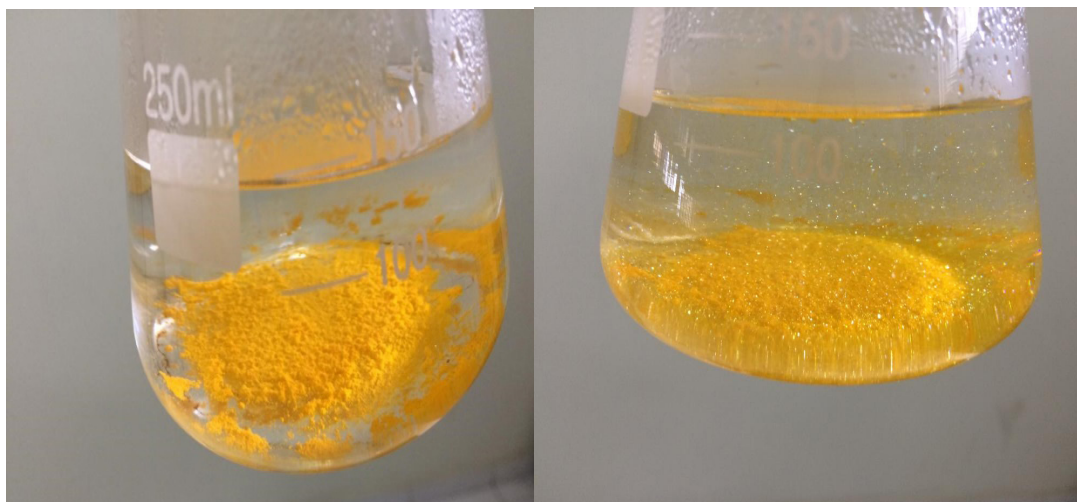


Imagem 5: iodeto de chumbo aquecido e iodeto de chumbo resfriado formando a “chuva de prata”

Fonte: própria do autor

Após a observação desse efeito, podemos fazer a seguinte pergunta norteadora: por que o iodeto de chumbo (II) apresenta essa mudança de coloração por conta do resfriamento da solução? Ou ainda, fazermos o seguinte questionamento: temos aí um processo reversível?

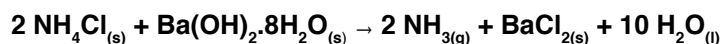
COMENTÁRIO

O PbI_2 formado na reação precipita porque seu K_{ps} na temperatura de 25°C é de $9,8 \cdot 10^{-9}$, resultando em uma solubilidade de $0,0790\text{g}/100\text{ ml}$ de água, que é muito baixa. Ou seja, poucas moléculas de PbI_2 passam para a fase aquosa. Quando aquecemos a mistura, a solubilidade aumenta, ou seja, com o aumento da temperatura uma fração maior de moléculas de PbI_2 adquirem mais energia e passam para a fase aquosa se solubilizando, esse fato é comprovado com o resfriamento. Quando a mistura é resfriada às moléculas que tinham passado para a fase aquosa retornam para a fase sólida precipitando novamente, a tal “chuva de prata”. Mais uma vez vemos o efeito da distribuição de energia pelas partículas (moléculas).

3.4 Experimento 4: Espontaneidade com reagentes sólidos?

Grande parte dos processos químicos que encontramos na natureza ocorre em meio aquoso ou gasoso. Nesse experimento iremos observar um caso curioso, uma reação química que ocorre de forma espontânea, mesmo com os reagentes no estado sólido, daí vem um questionamento interessante, qual seria essa “força propulsora” que levaria uma reação no estado sólido a ser espontânea?

Foram colocados para reagir em um béquer, uma quantidade de cloreto de amônio e igual quantidade de hidróxido de bário octahidratado em cima de um pedaço de madeira seca que por sua vez continha um pouco de álcool gel, como mostrado na imagem 3 abaixo. A reação química que ocorre é:



Misturamos os reagentes com um bastão de vidro e logo em seguida observamos que o béquer contendo a mistura reacional praticamente está “colado” na madeira, como se estivesse “congelado”, mais afinal de contas, o que realmente deve ter acontecido com o béquer contendo a mistura reacional?



Imagem 3: Reação com reagentes sólidos: cloreto de amônio com hidróxido de bário octahidratado

Fonte: própria do autor.

Ao realizarmos este experimento com os alunos em sala de aula, podemos lançar algumas perguntas norteadoras, ou também chamadas de questionamentos de investigação, tais como:

1. O que justifica uma reação entre dois reagentes sólidos ser espontânea?
2. O que pode ter sido determinante na espontaneidade nesse caso?

COMENTÁRIO

Se formos analisar o meio em que as reações químicas acontecem veremos que a maioria desses processos ocorre em fase líquida e gasosa, uma minoria acontece na fase sólida. Esse fato é perfeitamente justificado pelo argumento de que nas fases líquida e gasosa a mobilidade das partículas é bem maior, sendo o contrário na fase sólida.

A espontaneidade de um processo é determinada pela diminuição da energia de Gibbs segundo a equação: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, onde o ΔG é a variação da energia de Gibbs, ΔH é a variação da entalpia, ΔS a variação da entropia, e T a temperatura absoluta (Kelvin). Portanto, para que a variação da energia de Gibbs seja negativa, determinando a espontaneidade do processo, teremos que avaliar os valores do ΔH e do ΔS . No caso da reação em questão temos os seguintes dados termodinâmicos na Tabela 1:

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 ₂ O _(l)	-285,83	69,91
NH ₄ Cl _(s)	-314,43	94,60
Ba(OH) ₂ .8H ₂ O _(s)	-3347,00	302,01

Tabela 1: Valores de Entalpia e Entropia em (KJ/mol) e (J/mol. K) das substâncias a 298K.

Fonte: Seção de dados termodinâmicos do livro Físico-Química, Peter Atkins e Júlio de Paula, 8ªed, LTC.

Começamos investigando o quanto de energia térmica entra no sistema através do cálculo do ΔH da reação. Sendo a entalpia uma função de estado, podemos calcular da seguinte forma:

$$\Delta H^{\circ}_{\text{reação}} = \sum n_p \Delta H^{\circ}_{f(\text{produtos})} - \sum n_r \Delta H^{\circ}_{f(\text{reagentes})}$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{reação}} = (\Delta H^{\circ}_{f, \text{BaCl}_{2(s)}} + 10\Delta H^{\circ}_{f, \text{H}_2\text{O}_{(l)}} + 2\Delta H^{\circ}_{f, \text{NH}_{3(g)}}) - (\Delta H^{\circ}_{f, \text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}_{(s)}} + 2\Delta H^{\circ}_{f, \text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}})$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{reação}} = (-858,60 + 10 \cdot -285,83 + 2 \cdot -46,11) - (-3347 + 2 \cdot -314,43)$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{reação}} = 166 \text{ KJ/mol}$$

Façamos o cálculo da ΔS° da reação, sendo a entropia também uma função de estado, podemos calculá-la da seguinte forma:

$$\Delta S^{\circ}_{\text{reação}} = \sum n_p S^{\circ}_{(\text{produtos})} - \sum n_r S^{\circ}_{(\text{reagentes})}$$

$$\Delta S^{\circ}_{\text{reação}} = (S^{\circ}_{\text{BaCl}_{2(s)}} + 10S^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}_{(l)}} + 2S^{\circ}_{\text{NH}_{3(g)}}) - (S^{\circ}_{\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}_{(s)}} + S^{\circ}_{\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}})$$

$$\Delta S^{\circ}_{\text{reação}} = (123,68 + 10 \cdot 69,91 + 2 \cdot 192,45) - (302,01 + 94,60)$$

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

Quando colocamos esses valores na expressão da energia livre de Gibbs, e consideramos que a temperatura e a pressão do sistema são constantes, sendo da ordem de 298 K, e 1 atm, temos:

$$\Delta G^{\circ}_{\text{reação}} = \Delta H^{\circ}_{\text{reação}} - T \cdot \Delta S^{\circ}_{\text{reação}}$$

$$\Delta G^{\circ}_{\text{reação}} = 166 - 298 \cdot 0,989$$

$$\Delta G^{\circ}_{\text{reação}} = 166 - 294 = -128 \text{ KJ}$$

Como a variação da energia livre da reação é negativa, podemos concluir que a reação

é espontânea, porém como o termo $T.\Delta S^{\circ}_{\text{reação}}$ é maior do que o termo $\Delta H^{\circ}_{\text{reação}}$, 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, além do fato que, no produto dessa reação encontramos mais moléculas dispersas do que nos reagentes, e ainda por cima, temos substâncias no estado gasoso, algo que não ocorre nos reagentes, pois só verificamos substâncias no estado sólido, ou seja, a entropia é bem maior nos produtos do que nos reagentes.

3.5 Experimento 5: O caso de uma Reação Oscilante

Neste experimento, trataremos de um caso bastante curioso: o caso de uma oscilação química. Mais afinal, o que seria uma oscilação química? E como e porque ela ocorre? A resposta a essas perguntas virão logo adiante.

A reação oscilante é tão intrigante que até bem pouco tempo atrás, acreditava-se que esse tipo de reação violava a segunda lei da termodinâmica por conta da auto-organização que se observava. Quem primeiro esclareceu corretamente o que acontece em uma reação oscilante foi o físico-químico russo naturalizado belga Ilya Prigogine.



Imagem 4: Soluções utilizadas na reação oscilante.

Fonte: própria do autor.

Solução A: dissolveu-se 2,38 g de NaBrO_3 em 70 mL de água destilada.

Solução B: dissolveu-se 2,24 g de ácido malônico e 0,42 g de NaBr em 70 mL água destilada.

Solução C: colocou-se 10 mL de H_2SO_4 concentrado em 60 mL de água destilada e esperou-se o seu esfriamento, para em seguida dissolver 0,74 g de $\text{Ce}(\text{NH}_4)_2(\text{NO}_3)_6$.

Logo após foram misturadas as soluções da seguinte forma.

Etapa 1: Em um béquer de 250 mL juntou-se a solução A com a solução B até a **descoloração da solução Âmbar, durante 1 minuto.**

Etapa 2: Adicionou-se a solução C a mistura da solução A com B.

Etapa 3: Adicionou-se 20 gotas do indicador ferroína 0,05 M.

Ao realizarmos este experimento com os alunos em sala de aula, podemos lançar as nossas perguntas norteadoras tais como:

1. As reações oscilantes seguem ou não a segunda lei da termodinâmica?
2. Essa reação seria reversível ou irreversível?

COMENTÁRIO

Segundo Prigogine (1967) a reação em questão acontece em um número muito grande de etapas, dependendo da sequência das reações químicas, uma etapa produz um intermediário que por sua vez vai participar como reagente em outra etapa química, dessa forma um percurso é favorecido porque a energia de Gibbs depende da concentração dos reagentes participantes, então um “caminho” é favorecido.

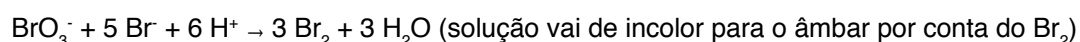
Prigogine chamou de “estrutura dissipativa” a esse emaranhado de reações químicas que ficam oscilando e sempre acontecendo em “ciclos” até que o consumo de determinado reagente determine o final do processo. Todo o processo ocorre em uma condição distante do equilíbrio termodinâmico. A oscilação indica que o sistema se comporta como se existisse uma “ordem dentro da desordem”.

Em 1951 na Rússia um químico chamado Boris Belousov descobriu que durante a oxidação do ácido cítrico pelo íon bromato catalisado pelo íon cério, ocorriam oscilações temporais quando o íon Ce^{+4} passava do estado de oxidação (IV) para o íon Ce^{+3} no estado de oxidação (III), provocando uma mudança na coloração de amarelo para incolor.

Anos depois, em 1961 outro químico chamado Anatol Zhabotinsky, substituiu o ácido cítrico pelo ácido malônico, e o íon cério pela ferroína, dando origem a um tipo de oscilador chamado “oscilador BZ” (para fazer menção a Belousov- Zhabotinsky) (COUTINHO, 2018).

Mecanismo da reação.

Processo 1: Redução do íon bromato pelo íon brometo



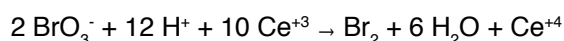
Processo 2: Consumo do Br_2 pelo ácido malônico



O consumo do Br_2 faz com que perca a coloração âmbar e a presença do indicador

ferroína torna a solução azulada.

A reação global fica assim:



Uma vez que o processo 1 fornece uma quantidade suficiente de intermediários e consome a maior parte de Br^- , o processo 2 começa a dominar. O processo 2 produz o íon Ce^{+4} e Br_2 e ambos oxidam a matéria orgânica, gerando íons brometo, como a concentração deste íon volta a aumentar, o processo 1 volta a dominar, acarretando num sistema oscilatório, esse comportamento oscilatório de espécies intermediárias é acompanhado pelo decréscimo da energia livre de Gibbs da reação global (COUTINHO,2018).

Para reações oscilantes, tanto para sistemas abertos como para sistemas fechados, o sistema poderá oscilar se apresentar as seguintes características:

1- Quando a oscilação ocorre, o sistema está longe do equilíbrio e o ciclo se repete conforme a energia livre diminui.

2- A queda de energia pode se dar por, pelo menos, dois caminhos diferentes, e a reação procede alternando periodicamente um caminho e outro.

3- Um desses caminhos produz um intermediário que o outro caminho consome.

Quando a concentração desse intermediário é baixa, a reação segue o caminho que o produz. Se a concentração é alta, a reação segue o outro caminho. Assim, a reação repetidamente muda de um caminho para outro. Essas reações são ditas auto catalíticas. Para um sistema fechado e homogêneo, as oscilações seriam amortecidas ao longo de uma trajetória descendente e tendendo ao equilíbrio.

Resumindo, a oscilação química é o resultado do controle da variação da energia de Gibbs total por conta das etapas que são favorecidas. A grande quantidade de etapas apresentando uma quantidade grande de componentes químicos faz com que o aumento da entropia seja significativo, fazendo com que a variação da energia de Gibbs permaneça negativa. O processo vai oscilar até que as substâncias que funcionam como os reagentes e que determinam o início do ciclo sejam consumidas parando o processo. O fato de o processo ser cíclico induz à falsa ideia de que o processo seja reversível quando na verdade ele funciona com a diminuição da energia de Gibbs e com o controle no aumento da entropia.

Em um sistema aberto, onde reagentes são introduzidos e produtos retirados constantemente, oscilações sustentáveis poderiam ser mantidas indefinidamente. As oscilações não dependeriam se o reagente é introduzido por transporte de massa ou é formado por reações químicas (COUTINHO, 2018).

COMENTÁRIO

Apresentar para os alunos do ensino médio um caso atípico como o de uma reação

oscilante tem a tendência de aguçar a curiosidade dos mesmos. E este é um ponto fundamental para despertar a aptidão para o estudo científico, usando uma propriedade termodinâmica fundamental para o entendimento dos processos químicos: a entropia. Ao observar uma reação oscilante o aluno verá que pode existir uma “ordem dentro da desordem”, é claro que o aprofundamento no nível do ensino médio nos fundamentos deixados por Prigogine é inviável, mas a simples observação do fenômeno com o repasse de um mínimo de informação induzirá o aluno a novas concepções sobre os aspectos termodinâmicos dos processos.

REFERÊNCIAS

ATKINS, Peter; De Paula, Júlio. **Físico-Química**, Vol 1, 8ª ed, Editora LTC, Rio de Janeiro, 2006.

AURANI, Katya. **As origens da segunda lei da termodinâmica**: entropia e probabilidade de estado, Editora UFABC, São Bernardo do Campo - SP, 2015.

CONCEIÇÃO, Maria. R.S **Ilya Prigogine: Estabilidade afastada do equilíbrio e irreversibilidade temporal**. Goiânia-GO 2010.

COUTINHO DE JESUS, Honerio. **Show de Química**: aprendendo química de forma lúdica e experimental, LF Editorial, Espírito santo – ES, 2018.

FEYNMAN, R. P., **Sobre as leis da Física**, Tradução Marcel Novais, Rio de Janeiro, 2012.

NUNES, Djalma. **A termodinâmica no ensino médio**: ênfase nos processos irreversíveis. São Paulo: 2009.

PÁDUA, Antônio; PÁDUA, Cléa; SILVA, João. **A história da termodinâmica clássica**: Uma ciência fundamental, Editora Estadual de Londrina, Londrina-PR, 2009.

PEREIRA Jr, Alfredo. **Irreversibilidade física e ordem temporal na tradição Boltzmanniana**, Editora UNESP, São Paulo-SP, 1997.

PRIGOGINE, Ilya. **O nascimento do tempo**, Edições 70, Lisboa-PT, 2008.

QUADROS, Sérgio. **A termodinâmica e a invenção das máquinas térmicas**, Editora Scipione. São Paulo-SP 1996.

KOTZ, John C. **Química geral e reações químicas**, Vol 2, Editora CENGAGE, São Paulo- SP, 2016.

SPIRE, Arnaud. **O pensamento Prigogine**. Coleção Epistemologia e Sociedade, Lisboa-PT 1999.

ÍNDICE REMISSIVO

A

Aluno 17, 26, 29, 31, 36, 38, 40, 41, 42, 44, 45, 46, 47, 53, 54, 55, 57, 59, 60, 61, 62, 63, 64, 81, 84, 93, 95, 96, 99, 100, 101, 102, 103, 104, 106, 109, 110, 111, 118, 125, 129, 130, 131, 140, 142, 144, 146, 147, 148, 156, 158, 159, 162, 171, 175, 178, 179

Análises 78, 81, 83, 84, 85, 86, 88, 90, 108, 114

Aprendizagem 9, 27, 28, 29, 30, 31, 32, 34, 36, 37, 38, 39, 41, 42, 46, 47, 48, 49, 53, 54, 55, 56, 57, 58, 59, 60, 61, 62, 63, 64, 65, 66, 67, 68, 69, 70, 71, 72, 74, 75, 76, 77, 82, 85, 91, 92, 93, 95, 96, 97, 98, 102, 104, 105, 106, 108, 113, 116, 118, 123, 124, 126, 127, 128, 129, 130, 135, 137, 138, 143, 144, 146, 148, 149, 152, 158, 159, 160, 161, 162, 165, 166, 167, 168, 169, 171, 172, 173, 176, 178

Aprendizagem Interativa 27

B

Boltzmann 11, 14, 18

C

Cinética 2, 38, 39, 42, 43, 44, 45, 47, 49, 51, 137

Coleta 41, 44, 119, 134, 150, 151, 152, 153, 154, 155, 174

Coloides 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9

Conceitos 1, 2, 3, 4, 8, 28, 29, 30, 34, 39, 40, 41, 42, 47, 61, 65, 67, 70, 71, 72, 73, 74, 75, 82, 87, 90, 96, 100, 102, 103, 106, 108, 113, 120, 123, 124, 131, 143, 145, 146, 147, 155, 156, 157, 158, 159, 160, 162, 166, 167

Contextualização 27, 29, 38, 43, 44, 47, 53, 55, 64, 128, 130, 131

Currículo 27, 30, 40, 56, 63, 140, 142, 143, 144, 145, 146, 148, 149

E

Educação 1, 30, 37, 40, 42, 47, 48, 49, 56, 57, 59, 60, 61, 63, 64, 65, 67, 68, 69, 70, 72, 76, 78, 79, 80, 81, 82, 83, 84, 85, 86, 87, 88, 89, 90, 91, 92, 93, 95, 96, 97, 98, 99, 104, 105, 106, 107, 108, 114, 116, 117, 124, 127, 128, 137, 138, 139, 140, 141, 142, 143, 147, 149, 150, 151, 152, 153, 155, 156, 167, 168, 170, 173, 177, 178

Educação Ambiental 150, 151, 152, 153, 155

Educar 150, 151, 153

Eletronegatividade 156, 157, 158, 159, 160, 161, 162, 163, 164, 166, 167

Ensino 9, 10, 11, 17, 25, 26, 27, 28, 29, 30, 31, 32, 34, 36, 37, 38, 40, 41, 42, 43, 45, 46, 47, 48, 49, 53, 54, 55, 57, 58, 60, 61, 62, 63, 64, 65, 66, 67, 68, 69, 70, 71, 74, 75, 76, 80, 82, 83, 84, 85,

86, 87, 89, 90, 91, 92, 93, 95, 96, 97, 98, 99, 101, 102, 104, 105, 106, 107, 108, 112, 113, 114, 115, 116, 117, 118, 119, 120, 124, 126, 127, 128, 129, 130, 131, 135, 137, 138, 139, 140, 141, 142, 143, 144, 145, 146, 148, 149, 150, 152, 156, 157, 158, 159, 161, 162, 165, 166, 167, 168, 169, 170, 171, 172, 173, 174, 176, 177, 178, 179

Ensino de Ciências 41, 64, 82, 114, 115, 116, 117, 120, 126, 131, 137, 138, 139, 140, 143, 144, 145, 146, 159, 168, 170

Ensino Híbrido 65, 66, 67, 69, 70, 75, 76

Entropia 11, 12, 13, 14, 15, 18, 21, 22, 23, 25, 26

Espontaneidade 11, 12, 13, 20, 21, 23

Estratégias 28, 58, 65, 75, 92, 93, 97, 99, 101, 105, 108, 110, 113, 115, 117, 126, 135, 137, 159, 165, 166, 171

Experimentação 41, 46, 48, 49, 55, 56, 102, 103, 116, 118, 119, 120, 124, 126, 128, 130, 131, 132, 137, 138, 159, 168, 170

Experimentos 11, 16, 41, 46, 101, 103, 116, 117, 118, 119, 120, 121, 123, 124, 125, 128, 131, 134, 135, 136, 144, 146, 148

I

Identidade Docente 78, 80, 82, 83, 87, 88

IF Goiano 78, 79, 80, 81, 82, 84, 88, 90, 93, 94, 95, 96, 98

Inclusão 114, 140, 141, 142, 143, 148, 149, 159

J

Jornal 27, 29, 30, 31, 32, 33, 34, 35, 36, 37

L

Laboratório 44, 45, 48, 65, 67, 69, 70, 71, 72, 73, 78, 87, 89, 98, 99, 101, 103, 104, 119, 126

Leitura 29, 30, 31, 32, 33, 35, 36, 37, 39, 44, 107, 108, 109, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 139, 143, 146, 176

M

Materiais 5, 8, 10, 42, 43, 44, 47, 57, 61, 66, 70, 80, 92, 93, 111, 116, 117, 118, 119, 120, 121, 122, 123, 148, 153, 157, 159, 174, 180

Medicamentos 39, 42, 145

Metodologias 28, 48, 53, 54, 55, 57, 58, 59, 61, 63, 64, 69, 95, 96, 99, 102, 112, 117, 118, 124, 137, 178, 179

Metodologias Ativas 54, 55, 57, 59, 61, 63, 64, 69, 178, 179

P

Projeto De Ensino 92, 93, 95, 97, 98, 99, 101, 104, 105

R

Racionalidade Técnica 78, 80, 83, 85, 87, 89, 90, 91

Releitura 156, 166

Ressignificação 156, 157, 158, 159, 160, 161, 166, 167

S

Superfície 2, 3, 4, 43, 45, 51, 52, 180

T

Tecnologia 1, 9, 10, 28, 30, 37, 40, 47, 68, 69, 75, 76, 91, 92, 93, 95, 107, 108, 116, 149, 172, 176

W

Webquest 171, 172, 173, 174, 175, 176

 **Atena**
Editora

2 0 2 0