

UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO

FACULDADE DE FILOSOFIA, CIÊNCIAS E LETRAS DE RIBEIRÃO PRETO
PROGRAMA DE MESTRADO PROFISSIONAL EM QUÍMICA EM REDE NACIONAL

NILTON JOSÉ SANCHEZ

A eletricidade e as reações químicas com viés da metodologia investigativa no processo ensino-aprendizagem para o Ensino Fundamental e médio.

RIBEIRÃO PRETO - SP

2021

NILTON JOSÉ SANCHEZ

A eletricidade e as reações químicas explorando a metodologia investigativa no processo ensino-aprendizagem para o Ensino Fundamental e Médio.

Dissertação de Mestrado apresentada ao Programa de Mestrado de Química Profissional em Química em Rede Nacional da Universidade de São Paulo, campus de Ribeirão Preto, como requisito para obtenção do título de Mestre em Química.

Orientadora: Profa. Dra. Adalgisa Rodrigues de Andrade

RIBEIRÃO PRETO - SP

2021

FICHA CATALOGRÁFICA

Sanchez, N.J.

A eletricidade e as reações químicas explorando a metodologia investigativa no processo ensino-aprendizagem para o Ensino Fundamental e Médio. Ribeirão Preto, 2021.

p.: il. 81 ; 30cm

Dissertação de Mestrado, apresentada à Faculdade de Filosofia, Ciências e Letras de Ribeirão Preto, da Universidade de São Paulo, como parte das exigências para a obtenção do título de Mestre, Área Concentração: Ensino de Química.

Orientadora: Andrade, Adalgisa Rodrigues de.

1. Química; 2. Eletroquímica; 3. Eletricidade; 4. Metodologia Investigativa; 5. Educação.

DEDICATÓRIA

Dedico a realização desse meu trabalho de Mestrado, a minha falecida mãe, Arlete do Carmo Castro. Ela sempre me incentivou a estudar, e a ser uma pessoa correta. Hoje como professor, carrego em mim, muitos valores e ensinamentos da minha mãe.

AGRADECIMENTOS

Agradeço a Deus por me fazer acreditar no meu potencial e me dar forças para realizar esse importante trabalho. Além disso, agradeço a minha noiva Julia pelo amparo, por todas as que estive ao meu lado e nunca me deixou esmorecer.

A minha orientadora Profa. Dra. Adalgisa Rodrigues de Andrade, meus sinceros agradecimentos por ter paciência com as minhas falhas e depositar sua confiança e seu tempo nas inúmeras reuniões nas quais discutimos os aspectos do projeto e da dissertação. A Sra. sempre foi muito atenciosa, gentil nos comentários e nas críticas, e sem seu enorme conhecimento e sua sábia orientação, a conclusão do meu Mestrado não seria possível.

Agradeço também as Professoras Dra. Gláucia Maria da Silva Degrève e Dra. Márcia Andreia Mesquita Silva da Veiga por terem me ajudado na trajetória do meu Mestrado.

RESUMO

O trabalho tem por finalidade descrever o processo de ensino-aprendizagem da eletricidade e das reações químicas redox através da metodologia investigativa para o Ensino Fundamental e Médio. A abordagem do ensino da eletroquímica e de como a eletricidade está envolvida na química será realizada de acordo com os livros didáticos utilizados no Ensino Fundamental e Médio. Dessa forma, este trabalho tem por intuito aplicar os conceitos da química e da eletricidade ao cotidiano dos estudantes, respeitando as normas dos Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio (PCNEM), inclusive destacando a recente mudança proposta pelo novo currículo adotado pela Base Nacional Comum Curricular (BNCC). Diante do exposto, será destacado a questão da sustentabilidade através de novas formas de geração de energia, o conceito e aplicação da eletricidade, oxirredução e da eletroquímica. Esses conceitos serão abordados através da elaboração de um material didático voltado ensino da eletroquímica e da eletricidade, que será utilizado pelo professor e pelo aluno de forma presencial ou remota. Este material terá implicações na proposta pedagógica dentro de sala de aula e em casa, baseando-se na metodologia investigativa que utiliza atividades experimentais, vídeos, discussões em sala de aula, pesquisas e questionários, a fim de tornar o aluno autor do seu conhecimento.

Palavras-chave: Química; Eletroquímica; Eletricidade; Metodologia Investigativa; Educação.

ABSTRACT

This work aims to describe the teaching-learning process of electricity and redox chemical reactions through the investigative methodology for Elementary and High School. The approach to teaching electrochemistry and how electricity participates in chemistry will be based on textbooks used in Elementary and High School. Thus, this work aims to apply the concepts of chemistry and electricity to the daily lives of the students, respecting the standards of the National Curriculum Parameters for High School (PCNEM), highlighting the recent changes proposed by the new curriculum adopted by the Common National Base Curriculum (BNCC). Given the above, the issue of sustainability through new forms of energy generation, the concept and application of electricity, oxidation-reduction, and electrochemistry will be the focus of this research. Also, these concepts will be addressed through the development of teaching material aimed to teach of electrochemistry and electricity, which will be used by the teacher and the student in person or remotely. This material will have implications for the pedagogical proposal in the classroom and at home, based on the investigative methodology that uses experimental activities, videos, classroom discussions, surveys, and questionnaires, to make the student the author of his knowledge.

Keywords: Chemistry; Electrochemistry; Electricity; Investigative Methodology; Education.

LISTA DE FIGURAS

FIGURA 1 - ALEGORIA DO "MITO DA CAVERNA" DE PLATÃO DE JAN SAENREDAM (1604)	17
FIGURA 2 - PLATÃO E ARISTÓTELES EM RECORTE DO PLANO CENTRAL DA ESCOLA DE ATENAS DE RAFAEL SANZIO (1509)	19
FIGURA 3 - PRINCIPAIS ETAPAS DO MÉTODO CIENTÍFICO	28
FIGURA 4 - CONTEÚDOS DE QUÍMICA PARA A 2ª SÉRIE DO ENSINO MÉDIO	41
FIGURA 5 - SUBTEMAS DE QUÍMICA PARA O ENSINO FUNDAMENTAL.....	42
FIGURA 6 - CONTEÚDOS DE QUÍMICA PARA O ENSINO FUNDAMENTAL	43
FIGURA 7 - CONTEÚDOS DE QUÍMICA PARA O ENSINO FUNDAMENTAL (CONT.)	44
FIGURA 8 - PCNEM A ELETRICIDADE NAS TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS E SUAS IMPLICAÇÕES ENERGÉTICAS	45
FIGURA 9 - NOVO ENSINO MÉDIO - GRADE CURRICULAR	49
FIGURA 10 - QUESTÃO ENEM 2014 – PROVA ROSA QUESTÃO 60.....	53
FIGURA 11 - REAÇÃO DE OXIRREDUÇÃO DO ZINCO METÁLICO EM MEIO ÁCIDO	55
FIGURA 12 - UMA CÉLULA DE DANIELL. O ZINCO METÁLICO(NO BÉCHER ESQUERDO) ESTÁ IMERSO EM 1MOL.DM-3 DE ZNSO ₄ (AQ). O COBRE METÁLICO (BÉCHER DIREITO) ESTÁ IMERSO EM 1MOL.DM-3 DE CU ₂ SO ₄ (AQ). A CÉLULA PRODUZ UMA FEM DE 1,10V	60
FIGURA 13 - FLUXO DE ELÉTRONS DO ELETRODO DE ZINCO PARA O ELETRODO DE COBRE ATRAVÉS DO FIO CONDUTOR	61
FIGURA 14 - FLUXO DE ÂNIOS E CÁTIOS ATRAVÉS DA PONTE SALINA.....	62
FIGURA 15 - NOMENCLATURA DOS ELETRODOS UTILIZADOS NA ELETROQUÍMICA ONDE OCORRE A OXIDAÇÃO E REDUÇÃO.....	63
FIGURA 16 - ESQUEMA DO FUNCIONAMENTO DE UMA PILHA UTILIZANDO ELETRODOS DE ZINCO E COBRE, UNIDOS POR UM FIO CONDUTOR E IMERSOS NAS SUAS RESPECTIVAS SOLUÇÕES CONECTADAS POR UMA PONTE SALINA	64
FIGURA 17 – ELETRODO PADRÃO DE HIDROGÊNIO.....	65
FIGURA 18 - CÉLULA ELETROQUÍMICA EMPREGADA NA DETERMINAÇÃO DE E ⁰ DO PARA REDOX $Ag + aq / Ag^0$..	66
FIGURA 19 - ESQUEMA DO PROCESSO DE CORROSÃO DO AÇO NA PRESENÇA DO OXIGÊNIO DO AR	72
FIGURA 20 - QUESTÃO DA 1ª FASE DA FUVEST 2018 ENVOLVENDO O CONCEITO DE ÂNODO DE SACRIFÍCIO	75
FIGURA 21 - PURIFICAÇÃO DE UM ELETRODO DE COBRE ATRAVÉS DA ELETRÓLISE	84
FIGURA 22 - REPRESENTAÇÃO DE UM GERADOR ELÉTRICO DE CORRENTE CONTÍNUA.....	86
FIGURA 23 - CÉLULA ELETROQUÍMICA DE UMA ELETRÓLISE ÍGNEA DE NaCl	86
FIGURA 24 – REPRESENTAÇÃO ESQUEMÁTICA DE UMA CÉLULA ELETROLÍTICA ÍGNEA PARA PRODUÇÃO DE CLORO.	87
FIGURA 25 – ESQUEMA DE UMA CÉLULA DE ELETRÓLISE AQUOSA DE UMA SOLUÇÃO DE NaCl.....	88
FIGURA 26 – FILA DE PRIORIDADE DE DESCARGA DE CÁTIOS E ÂNIOS UTILIZADA NA ELETRÓLISE AQUOSA	90
FIGURA 27 - FACILIDADE DE DESCARGA EM ELETRÓLISE AQUOSA	91
FIGURA 28 – COMPARAÇÃO ENTRE UMA REAÇÃO DE OXIRREDUÇÃO QUÍMICAMENTE ESPONTÂNEA E UMA REAÇÃO QUÍMICAMENTE FORÇADA	95
FIGURA 29 - DEDUÇÃO DA CONSTANTE DE FARADAY	97
FIGURA 30 - CLASSE DE QUÍMICA	133
FIGURA 31 - QUESTIONÁRIO 1.....	138
FIGURA 32 - TABELA PERIÓDICA	138
FIGURA 33 - VÍDEO "A NOVA MÚSICA DA TABELA PERIÓDICA"	139
FIGURA 34 - QUESTIONÁRIO 2.....	142
FIGURA 35 - TEXTO BASE - ATIVIDADE 3	144
FIGURA 36 -COMPOSTOS IÔNICOS DO CLORETO DE SÓDIO.....	145
FIGURA 37 - LIGAÇÃO METÁLICA.....	145
FIGURA 38 - QUESTIONÁRIO 3.....	146
FIGURA 39 - RECICLAGEM DE METAIS	148
FIGURA 40 - METAIS E LIGAS METÁLICAS.....	153

FIGURA 41 - PAPEL E MADEIRA	153
FIGURA 42 - PLÁSTICOS E BORRACHAS	153
FIGURA 43 - QUESTIONÁRIO 4.....	155
FIGURA 44 - EXPERIMENTO	157
FIGURA 45 - ORTO-HIDROQUINONA E ORTO-BENZOQUINONA	159
FIGURA 46 - VITAMINA C	162
FIGURA 47 - FÓRMULA VITAMINA C.....	162
FIGURA 48 - QUESTIONÁRIO 5.....	164
FIGURA 49 - ÁCIDO ASCÓRBICO	165
FIGURA 50 - QUESTIONÁRIO 6.....	170
FIGURA 51 - QUE SOLUÇÕES REAGEM COM CADA PLACA METÁLICA?	174
FIGURA 52 - QUESTIONÁRIO 7.....	175
FIGURA 53 - PROCESSO DE CORROSÃO	176
FIGURA 54 - EXPOSIÇÃO DO METAL.....	177
FIGURA 55 - PRESENÇA DE OXIGÊNIO	177
FIGURA 56 - VELOCIDADE DO DESGASTE DO OBJETO METÁLICO.....	178
FIGURA 57 - QUESTIONÁRIO 8.....	180
FIGURA 58 - ÍONS OH- PROVENIENTES DA REDUÇÃO DA ÁGUA.....	182
FIGURA 59 - PLACA 1 APÓS A TRANSFORMAÇÃO	182
FIGURA 60 - PLACA 2 APÓS A TRANSFORMAÇÃO	182
FIGURA 61 - QUESTIONÁRIO 9.....	188
FIGURA 62 - PILHA DE DANIELL	190
FIGURA 63 - FUNCIONAMENTO DA PILHA DE DANIELL.....	190
FIGURA 64 - SÍNTESE DOS FENÔMENOS DE ÓXIDO-REDUÇÃO	192
FIGURA 65 - OUTRO EXEMPLO DA PILHA DE DANIELL.....	192
FIGURA 66 - QUESTIONÁRIO 10	193
FIGURA 67 - QUESTIONÁRIO 11	197
FIGURA 68 - TIPOS DE PILHAS.....	199
FIGURA 69 - RECICLAGEM DE PILHAS	201
FIGURA 70 - ESQUEMA DE UMA CÉLULA COMBUSTÍVEL HIDROGÊNIO/OXIGÊNIO	204
FIGURA 71 - SUSTENTABILIDADE	208
FIGURA 72 - QUESTIONÁRIO 12	209

SUMÁRIO

1.INTRODUÇÃO	11
1.1 Introdução ao tema	11
1.2. Problemática.....	12
1.3. Justificativa	13
1.4. Objetivos	14
1.4.1. <i>Objetivo Geral</i>	14
1.4.2. <i>Objetivos Específicos</i>	14
2. FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA	16
2.1 Aspecto Histórico da Educação.....	16
2.2. Metodologia Investigativa.....	25
2.3. Passos da Metodologia Científica	28
3. A ELETRICIDADE	31
3.1. Aspecto Histórico.....	31
3.2. A Eletricidade na Química	34
3.3. A Eletricidade e o Ensino da Eletroquímica	36
3. METODOLOGIA	104
3.1 Elaboração da Proposta Pedagógica.....	104
3.2 Etapas da Proposta Pedagógica	105
4. CONSIDERAÇÕES FINAIS	106
REFERÊNCIAS	109
APÊNDICE A	117

1.INTRODUÇÃO

1.1 Introdução ao tema

Este trabalho buscou conhecer e entender o conceito de educar, e mostrar as novas metodologias utilizadas na transmissão e construção do conhecimento químico para alunos do Ensino Médio e Fundamental. Através disso, foi utilizado o conceito teórico atrelado à experimentação como uma forma de suprir as necessidades apresentadas visando uma aprendizagem significativa.

A motivação para esse trabalho está na eletricidade associada ao estudo das reações químicas, tendo como foco principal a eletroquímica. Dispositivos que utilizam reações químicas para produzir corrente elétrica são chamados de células voltaicas ou células galvânicas, nomes que homenageiam o conde Alessandro Volta (1745-1827) e Luigi Galvani (1737-1798). Todas as células voltaicas funcionam da mesma forma geral: elas usam reações redox produto-favorecidas, e os elétrons das espécies que são oxidadas (o agente redutor) são transferidos por meio de um circuito elétrico para as espécies que são reduzidas (o agente oxidante) (KOTZ, 2015). Como exemplo, em uma célula combustível, temos um dispositivo eletroquímico que converte a energia química de uma reação diretamente em energia elétrica por meio de catalisadores e uma camada de eletrólito em contato com um ânodo e um cátodo. Logo, uma célula combustível é uma pilha, ou uma pilha a combustível.

Por esse exposto, o objetivo principal desse trabalho é inserir o estudo da oxirredução e o ensino da eletroquímica em sala de aula, assim como para os alunos do ensino remoto, descrevendo os conceitos mais importantes, além de utilizar a oxirredução e a eletroquímica para comparar diferentes formas de se gerar energia, e quais seriam seus impactos ambientais. Dessa forma, a conscientização ambiental por parte do aluno torna-se objeto importante desse estudo.

A fim de tornar a atividade interessante e a proposta mais motivadora, o presente trabalho irá propor a utilização da metodologia investigativa, a qual se utiliza de experimentos, vídeos, pesquisas, questionários, discussões em sala de aula e questionários *on-line* que podem ser respondidos em sala de aula ou em casa, pensando assim no ensino remoto que vivemos hoje. Além da elaboração de um material didático sobre eletroquímica, para facilitar e melhorar

o aprendizado por parte do aluno e justificar a ideia de ensino-aprendizagem por parte do professor.

De acordo com Campos e Nigro (1999, apud BASSOLI, 2014)

As demonstrações práticas são atividades realizadas pelo professor, às quais o aluno assiste sem poder intervir, possibilitando a este maior contato com fenômenos já conhecidos, mesmo que ele não tenha se dado conta deles. Possibilitam, também, o contato com coisas novas, como: equipamentos, instrumentos e fenômenos.

Segundo Paraná e Guimarães (2006; 2009, apud FRAGAL, 2011)

Sabe-se que a experimentação ainda é pouco contemplada nas aulas de química do Ensino Médio e, quando utilizada, os professores, em geral, inserem-na em sua prática de uma maneira reducionista, com o intuito de comprovar ou ilustrar a teoria. Dentro dessa perspectiva, os alunos apenas reproduzem os roteiros, ficando com a ideia de que a ciência é verdadeira e inquestionável. No entanto, o uso da experimentação no ensino não deve ter essa conotação, pois nesse processo, o aluno se torna sujeito passivo na sua aprendizagem e o conhecimento não é construído.

Logo, a importância da metodologia investigativa para o ensino-aprendizagem é uma das formas de minimizar as situações que levem o aluno para longe da aula, isto é, tragam distração, desinteresse, ou mesmo a indisciplina e falta de motivação, as quais em muitos casos são consequências de um ensino tradicional e essencialmente expositivo, da falta de preparo ou, até mesmo, da falta de motivação dos próprios professores ou da coordenação da escola.

1.2. Problemática

O conhecimento de conceitos como NOX (*número de oxidação* atualmente denominado *estado de oxidação* e da oxirredução) são fundamentais. Nesse contexto, para que os alunos tenham o subsídio necessário para entender o que é de fato a eletroquímica, como e onde está presente, seus fenômenos no cotidiano e qual o impacto de um conhecimento profundo desta para questões pertinentes ao futuro como por exemplo, a sustentabilidade. Enfim, a aplicação e a utilização da eletricidade nas reações químicas, compõem o estudo desse projeto.

Após esse entendimento, iremos realizar diversas atividades, pesquisas e experimentos, situações-problemas, elaboração de hipóteses, debates em sala de aula, o que exige grande

participação do aluno durante sua execução, estimulando ao máximo o aluno, contribuindo para a formação dos conceitos a ser ensinados.

Finalmente, através de conteúdos e referenciais teóricos, juntamente com a realização dessas atividades pedagógicas será possível ao professor demonstrar corretamente os aspectos envolvidos na importância de se estudar a eletricidade nas reações químicas através da eletroquímica e, que esse docente possa dessa forma, entreter e instigar seus alunos com o conhecimento, enfim ensinar é despertar a curiosidade.

1.3. Justificativa

Educamos de verdade quando aprendemos com cada coisa, pessoa ou ideia através do que vemos, sentimos, tocamos, experimentamos e ouvimos. Estudos têm mostrado a necessidade de mudanças nas atuais metodologias utilizadas, nas quais o professor deixa de ser encarado como único detentor e transmissor de conhecimento, mas sim como um facilitador que procura ajudar na construção de saberes.

No ensino da Química, de forma geral, os estudantes possuem dificuldade em relacionar os conteúdos estudados em sala de aula com a realidade do seu cotidiano. Apenas conteúdos e referenciais teóricos não são o suficiente para sanar as necessidades apresentadas na aprendizagem dos diferentes assuntos abordados na Química, sendo necessárias também atividades experimentais e pedagógicas para que estas possam auxiliar na construção do conhecimento, priorizando a ação e participação do aluno por métodos criativos e cognitivos.

Todas as atividades pedagógicas e os textos aqui propostos tem por finalidade exemplificar e ilustrar formas de despertar a necessidade e o prazer pela descoberta do conhecimento, assim como executar um aprendizado que desperte a análise crítica das teorias e propostas pedagógicas, dando ao estudante um papel ativo na sua busca por conhecimento.

Segundo Cañal (1997, apud BIANCHINI e ZULIANI, 2009)

Se apresentarmos aos alunos processos químicos contextualizados, sob a ótica do seu uso cotidiano, e os alunos passarem a perceber a proximidade que estes fenômenos têm com seu dia a dia, provavelmente serão estimulados ao estudo desta disciplina. Estas atividades, realizadas em laboratórios ou não, farão com que os alunos se envolvam diretamente no processo de aprendizagem, tornando-os sujeitos e não mais objeto do ensino.

Dentre os diversos conteúdos vinculados à disciplina de Química, para este estudo foi escolhido o ensino da eletroquímica na utilização de uma reação de oxirredução, para entender como ela funciona, em quais situações do dia a dia do aluno ela está presente, e quais são os impactos na sociedade, como por exemplo, a busca por outras formas de geração de energia com a utilização racional de recursos, de preferência renováveis, o que nos leva à célula combustível – uma forma inteligente, mais racional e menos poluente de geração de energia. Assim, pelos motivos descritos, o conhecimento dessa tecnologia por parte dos alunos do Ensino Fundamental e Médio podem colaborar para que no futuro, novas gerações possam refletir sobre formas mais racionais e sustentáveis de geração de energia.

1.4. Objetivos

1.4.1. Objetivo Geral

A finalidade e o propósito deste trabalho é priorizar o ensino por meio da metodologia investigativa em aulas experimentais de Química voltadas ao Ensino Fundamental e Médio. Como também propor atividades práticas utilizando questionários físicos e *on-line*, jogos interativos *on-line* e em sala de aula, discussões em grupo e com professores, possibilitando ensinar o aluno em sua forma tradicional, isto é, presencial, ou de forma remota. Assim, para desenvolver esta tarefa, abordaremos pontos importantes sobre como tornar o aluno ativo e participante do processo de ensino-aprendizagem.

Nosso interesse é mostrar aos alunos e professores do Ensino Fundamental e Médio que as transformações químicas, que envolvem transferência de elétrons entre espécies químicas reagentes e produtos, são capazes de produzir energia elétrica. Assim sendo, o estudo envolve transformações químicas e bioquímicas que resultem na modificação no número de elétrons nos átomos das substâncias participantes das reações. A variação nesse número de elétrons impõe a presença da oxirredução.

1.4.2. Objetivos Específicos

- Aplicar a metodologia investigativa para o ensino da Química, sendo que neste trabalho a ênfase está na eletricidade nas reações químicas e no ensino da Eletroquímica;
- Adequação às mudanças na educação básica com o ensino híbrido, em decorrência da pandemia da Síndrome Respiratória Aguda do Corona Vírus 2019 (Sars - Cov2);
- Tornar o ensino da Eletroquímica mais didático e mais acessível ao cotidiano dos estudantes e professores(as) da educação básica;
- Conscientizar os alunos(as) sobre questões ambientais e sociais envolvidas com o estudo da eletricidade nas reações químicas e no ensino da Eletroquímica;
- Propor a utilização de um material didático para facilitar o ensino-aprendizagem da eletricidade nas reações químicas e do ensino da Eletroquímica.

2. FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

2.1 Aspecto Histórico da Educação

A forma de ensinar e aprender foi historicamente construída para a sobrevivência do ser humano. As crianças aprendiam habilidades necessárias para viver, de acordo com os parâmetros da sociedade da qual faziam parte. Com o avançar da História, a educação deixou de ser apenas um treino de habilidades e passou a ser fonte de conhecimento que proporcionaria a apreensão dos aspectos socioculturais da vida.

A educação formal teve início na Grécia Antiga e o seu legado resultou na criação de um modelo referencial de organização educativa por séculos. Em Esparta, o modelo educacional enfocava a educação física e militar, baseando-se na rígida disciplina dos treinos físicos, no autoritarismo, no ensino de artes militares e códigos de conduta como o laconismo, que não permitia questionamentos aos valores estabelecidos. Já em Atenas, a educação enfatizava a educação intelectual para treinar a inteligência, atitudes e valores como parte da formação do cidadão ateniense. Assim, um ateniense deveria aprender disciplinas específicas – como gramática, retórica, aritmética, geometria, música e astronomia – por meio da imitação e memorização, enfatizando a posição de autoridade do professor. Filósofos como Sócrates, Platão e Aristóteles desenvolveram teorias e métodos de grande importância para o que hoje entendemos como senso crítico.

O ateniense Sócrates (470-399 a.C) é considerado um dos pilares da Filosofia Ocidental, pois ele apresentou uma nova forma de entender e compreender o mundo. Suas investigações filosóficas buscaram questionar todas as verdades impostas, promover o autoconhecimento e debater valores morais, como a ética. A *maieutica* e a *dialética* foram suas inovações. O método dialético ou *dia-logos* (*por intermédio da palavra* em grego) era composto de dois momentos fundamentais: a refutação (argumentos que destroem o que antes foi alegado) e a maieutica (a multiplicação de perguntas), que conduziria o interlocutor na descoberta de suas próprias verdades e na conceituação geral de um objeto.

Esse método iniciava-se com uma pergunta e a partir da resposta, Sócrates conduzia a conversa de forma irônica até demonstrar a insuficiência da resposta dada, mostrando assim que não existia nenhum conceito sólido ou isento de ser questionado, pois não existiria uma verdade absoluta. Ao criar esse modelo, Sócrates valia-se do “não saber” e da ironia, chamada de “ironia

socrática”, que era um jogo de estratégias que o filósofo realizava para levar o interlocutor a reconhecer sua própria ignorância sobre o assunto que antes afirmava ser de seu conhecimento. Esta forma de ensinar criada por Sócrates foi muito criticada, pois causava irritação e insuficiência de uma solução, porém levava o ser humano a uma nova visão sobre o objeto estudado e ao desenvolvimento do senso crítico. A partir de suas interrogações, o homem teria o poder de descobrir o seu próprio conhecimento.

Platão (428-348 a.C) é considerado o sucessor de Sócrates e consagrou-se como o primeiro pedagogo. O filósofo grego ficou conhecido por suas obras, como seus *Diálogos* e *A República*, e por fundar a Academia, considerada a primeira universidade do mundo ocidental. Platão instituiu o dualismo na filosofia, denominada Teoria das Formas, que defendia a existência de dois mundos: o mundo sensível (das aparências percebidas pelos nossos sentidos) e o inteligível (mundo das ideias, da essência e da realidade propriamente dita, ao qual temos acesso pela capacidade racional do ser humano).

A Teoria das Formas talvez seja mais bem representada em sua obra, *A República*. O livro narra a alegoria do “O Mito da Caverna”, que em suas próprias palavras queria comparar “o efeito da educação e a falta dela na nossa natureza”, ou seja, o que a falta de conhecimento de uma pessoa poderia levá-la a imaginar. Nessa história, ele demonstra como a percepção do mundo sensível pode nos levar de maneira errônea a acreditar em verdades e em um mundo que não existe.

Figura 1 - Alegoria do "Mito da Caverna" de Platão de Jan Saenredam (1604)



Fonte: HOLLSTEIN (1949)

“O Mito da Caverna” começa com Sócrates pedindo a Glauco que imagine uma caverna escura onde as pessoas estão presas desde o seu nascimento, sem poder olhar para trás, apenas para a parede. Os prisioneiros podiam ouvir o barulho do mundo externo e ver as sombras desse mundo exterior refletidas nas paredes, devido à presença de fogueiras localizadas entre os presos e a entrada da caverna. Sendo assim, o único mundo que esses prisioneiros conheciam como real eram as sombras, ecos e barulhos das pessoas, dos objetos e animais que passavam diariamente em frente a caverna.

Com o passar dos dias, um dos prisioneiros conseguiu se libertar e fugir da caverna, chegando ao mundo exterior, o qual ele conhecia anteriormente somente pelos ecos, sombras e barulhos. Ao vivenciar o mundo real, o prisioneiro percebeu que aquele mundo não se parecia com nada que ele imaginava. O prisioneiro que se libertou sentiu a necessidade de contar aos outros prisioneiros sobre o mundo real externo, estes que ainda estavam presos ao conhecimento do mundo por meio das sombras, e assim, voltou à caverna. Porém, devido à luz do sol, ele se viu cego em meio à escuridão da caverna e não conseguiu mais diferenciar as sombras nas paredes.

O liberto contou aos presos tudo o que viveu, mas eles não reconheceram mais a voz do antigo prisioneiro e a sua forma nas sombras, que tornou-se distorcida do seu tamanho habitual. Os prisioneiros pensaram que o antigo companheiro tinha ficado louco e cego, assim temeram ficar como ele e se recusaram a sair da caverna, pois não conseguiam enxergar e muito menos imaginar que existia um mundo diferente e melhor do que eles conheciam dentro da caverna.

Através desse mito, Platão explora o dualismo: o mundo sensível representado pela caverna, ou seja, aquilo que os prisioneiros têm como verdade através das sombras e ecos, e por outro lado, o mundo inteligível representado pelo exterior da caverna, uma representação do saber seguro e confiável fornecido pela realidade. Do ponto de vista educacional, o mito descreve a ignorância do conhecimento e como se libertar dessa ignorância, demonstrando que conhecer a verdade é um processo dolorido, representado pela cegueira, pelas algemas e amarras as quais os presos estavam acostumados.

Aristóteles (384-322 a.C), que tinha formação platônica, elaborou teorias diferentes do seu mestre e foi o pioneiro no exame científico sistemático em todas as áreas do conhecimento humano, resultando em um grande impacto sobre a educação. Aristóteles usava o *conhecimento empírico* nas suas investigações filosóficas.

Ao contrário do que a teoria dualista pregava, Aristóteles acreditava que o conhecimento deveria passar necessariamente pelos dois campos do nosso saber: o intelecto e os sentidos. O filósofo defendia que o princípio do conhecimento depende do sentido ou das sensações, pois para ele não haveria “nada no intelecto que não estivesse antes nos sentidos”, ou seja, é a partir das nossas experiências que temos dados básicos para posteriormente desenvolver conceitos puros usando o intelecto.

Figura 2 - Platão e Aristóteles em recorte do plano central da Escola de Atenas de Rafael Sanzio (1509)



Fonte: Museu do Vaticano (domínio público)

Nesta pintura renascentista, podemos observar Platão do lado esquerdo apontando o dedo para cima, fazendo referência ao conhecimento localizado no mundo das ideias. Enquanto Aristóteles do lado direito, encontra-se com uma mão espalmada para baixo e na outra, ele carrega sua obra *Ética* (um livro de filosofia prática), sinalizando que se deve olhar também para o mundo físico e sensorial.

Os filósofos Sócrates, Platão e Aristóteles através de seus métodos exerceram um papel importantíssimo na educação. Sócrates trouxe o questionamento das verdades absolutas e a proposta do diálogo para adquirir novos conhecimentos, enquanto Platão propôs a Teoria das Formas para nós libertarmos da ignorância do mundo sensível usando o intelecto, e por último, o conhecimento empírico de Aristóteles nos ensina como a experiência e a razão juntas podem formar conceitos sólidos e puros. Todas essas teorias e métodos ajudaram na construção da base para o desenvolvimento do senso crítico do ser humano.

A educação no mundo Ocidental, da Roma Antiga até o Renascimento, seguiu o modelo criado pelos três grandes filósofos gregos. Contudo, com o avanço do cristianismo na Idade Média, o conhecimento passou a ser domínio exclusivo da Igreja e transmitido de acordo com seus dogmas. Esse modelo de educação baseava-se nas sete artes liberais, com ênfase na retórica e leitura dos textos antigos, assim como o estudo de teologia e latim. Assim como na Antiguidade, a educação era privilégio das classes mais abastadas que aprendiam em casa com tutores ou nas escolas, agora comandadas pela Igreja. A figura de autoridade dos mestres dominicanos e franciscanos era inquestionável, embora houvesse debates nas universidades medievais seguindo o método socrático. Esses debates e o contato com a filosofia Oriental permitiu o resgate gradativo de temas da Antiguidade e o pequeno avanço no conhecimento em áreas como a medicina, a álgebra e a física.

No período renascentista, temos o início do rompimento gradual entre a instrução educacional e a instituição religiosa. O Humanismo foi um movimento intelectual do Renascimento caracterizado pelo renovado interesse no mundo clássico, pois os humanistas acreditavam na importância da educação como meio de promover as virtudes cívicas. A partir desse momento, a autonomia individual para experimentações, os estudos não-religiosos, a análise crítica das coisas aliada à razão e ciência eram as únicas formas de se chegar ao conhecimento da verdade. Esse movimento deu grande privilégio à matemática e às ciências da natureza.

As tendências iniciadas no Renascimento vão amadurecer na Idade Moderna, ao longo dos séculos XVII e XVIII. Os Estados-nações demandavam cidadãos e funcionários capazes de exercerem suas funções, por isso a educação fundamental para classes médias passou a ser cada vez mais responsabilidade do governo. O avanço das ideias iluministas e do cientificismo resultou no desejo de melhorar o mundo por meio da educação, subordinando todas as áreas da vida humana ao racionalismo e disciplina. Será no século XVIII que as ciências exatas foram incluídas no currículo escolar e os métodos corretos de ensino tornaram-se uma questão pedagógica, contudo a autoridade do professor como transmissor do conhecimento permaneceu, assim como o modelo hierárquico e autoritário de educação.

Nos séculos XIX e XX, os colégios eram instituições para receber a burguesia. As escolas da época não tinham interesse em despertar o conhecimento do aluno e instigar uma construção de raciocínio, tinham somente como objetivo preparar aqueles jovens para o ingresso nas academias e universidades. Embora os métodos de ensino continuassem orientados

para a memorização de livros e disciplina rígida, uma atitude mais simpática para com as crianças começou a aparecer.

Ainda no século XIX, o modelo hierarquizado e autoritário de educação antes aceito pelas instituições escolares passou ser questionado por educadores, como a italiana Maria Montessori (1870-1952) e pelo norte-americano John Dewey (1859-1952). Ambos criticavam a pedagogia até ali adotada, com sua abordagem autoritária, hierárquica, impositiva e expositiva dos professores.

O sistema Montessori, por exemplo, é baseado na crença do potencial criativo das crianças, em seu desejo de aprender e no direito de cada criança de ser tratada como um indivíduo. Montessori e Dewey, entre outros educadores, defendiam a participação ativa dos alunos no processo de aprendizagem, sugerindo o abandono da quantidade excessiva de informações dadas e priorizando a qualidade dessas informações, a forma como elas são transmitidas e trabalhadas pelo aluno, para que estes deixem de ser apenas ouvintes passivos daquilo que lhes era ensinado. Para esses educadores, o objetivo era estimular o desejo de aprender de cada aluno transformando-os em parte integrante do processo de ensino-aprendizagem.

No século XX, o filósofo e pedagogo americano John Dewey revolucionou o sistema educacional vigente na época. Ao se aprofundar nos estudos sobre psicologia infantil, ele desenvolveu uma filosofia da educação ao propor o *inquiry learning* como uma abordagem de ensino, com atividades relacionadas ao mundo real centrada no aluno, aliando os conteúdos das ciências com o domínio das atividades humanas. Em sua concepção, a educação é um processo social, logo a escola deveria representar o ambiente social da criança e sua vida presente – uma vida tão real para a criança, quanto aquela que ela leva em casa, na vizinhança ou no playground. Mas, o método educacional geralmente fracassa porque ignora o fato que, a escola é um local comunitário para um aprendizado compartilhado, assim como a educação é um processo de vivência da criança como indivíduo e não uma preparação para a vida futura (DEWEY, 1897, tradução nossa).

Ainda segundo Dewey (1959, apud ANDRADE, 2011)

Os conhecimentos científicos, e especificamente da Ciência experimental, são fatores por meio dos quais “as experiências passadas são purificadas e convertidas em instrumentos para as descobertas e para o progresso.

John Dewey propôs uma educação com a ideia básica sobre o pensamento teórico centrado no desenvolvimento da capacidade de raciocínio e espírito crítico do aluno. E assim, foi usado o termo “investigação” oriundo do *inquiry learning*, ou seja, a investigação científica como uma prática que tenta, através de um procedimento lógico, produzir conhecimento científico testado, comprovado e seguro. Essa investigação é realizada em 4 etapas: a observação, as hipóteses, o método de pesquisa e a conclusão. Como resultado, Dewey elaborou uma proposta investigativa à educação pautada no conhecimento científico.

Dewey propõe a perspectiva investigativa nas práticas escolares a partir do Método Científico, ou seja, um conjunto de regras básicas empregadas na investigação científica com o intuito de obter resultados confiáveis, através de algumas etapas como, observação, formulação de hipótese, experimentação, interpretação de resultados, e por fim, a conclusão. Construindo dessa forma, um conhecimento em que os alunos deixassem de aprender apenas conceitos técnicos sem entender como esses foram construídos e justificados. Ao mesmo tempo, buscava estimular os alunos a construir relações entre conceitos, objetos e os atos humanos, resultando em um saber mais enraizado, através de soluções-problemas, hipóteses posteriores e discussões em sala de aula.

Na primeira metade do século XX, a proposta educacional feita por Dewey foi profundamente criticada e sem êxito na incorporação ao sistema educacional. A partir da segunda metade do século XX, principalmente na década de 1990, houve reformas curriculares nos EUA e no Brasil, retomando o método de investigação como uma prática de ensino de ciências, e neste momento, as ideias de Dewey foram valorizadas e aderidas ao ensino.

John Dewey instaurou uma revolução educacional propondo um ensino aprendizagem nunca visto e imaginado antes. Esse modelo é constantemente atualizado, reformulado e estudado nos dias de hoje, colocando o aluno como autor do seu conhecimento para que ele assuma algumas atitudes típicas do fazer científico, como indagar, refletir, discutir, observar, trocar ideias, argumentar, explicar e relatar suas descobertas. Retira-se do professor o papel de transmissor e detentor do conhecimento, transformando-o em um facilitador que dá ao aluno autonomia para a construção de um conhecimento autônomo e sólido.

No Brasil, um país política, econômica e culturalmente dependente das potências dos EUA e da Europa ao longo da primeira metade do século XX, adotou primeiramente o modelo educacional europeu: educação rígida apenas para as elites, baseada na autoridade dos professores e com programa pedagógico determinado por cada estado. Somente com o avanço

da industrialização a partir da década de 1930 e 1940, o governo criou o Ministério da Educação (MEC) e estabeleceu objetivos modernizadores a serem cumpridos pelas instituições de ensino: alfabetizar e educar o cidadão, fortalecer a capacidade dirigente das elites e qualificar as massas trabalhadoras para funções produtivas mais complexas. Agora, haveria uma “divisão social da educação” entre um ensino destinado às massas trabalhadoras, especialmente o ensino técnico para o trabalho industrial, comercial ou agrícola, e às elites industriais, um ensino secundário com formação moral, eloquência e domínio da linguagem – habilidades necessárias ao administrador público e legislador (INSTITUTO VLADIMIR HERZOG, 2021).

A partir da década de 1960, muitos educadores passaram a defender reformas educacionais. O educador Anísio Teixeira buscou desenvolver propostas para solucionar os problemas de analfabetismo, enquanto Paulo Freire defendeu uma educação mais inclusiva, substituindo cartilhas e livros-textos por um trabalho mais pedagógico com uma linguagem extraída dos grupos locais e das experiências de vida de alunos, seus familiares e professores. Contudo, com a instalação do regime militar, os métodos tradicionais de ensino e a “divisão social da educação” foi retomada. Somente a partir da Constituição de 1988, passou-se a desenvolver projetos para efetivar mudanças no âmbito educacional (INSTITUTO VLADIMIR HERZOG, 2021).

No século XXI, as ideias de Dewey são a base da educação, pois o ensino é realizado de forma cada vez mais didática. A antiga ideia de alunos sentados recebendo as informações dadas pelo professor de forma passiva deixou de ser visto como uma educação ideal. O aluno passou a ser ativo, participante, consciente do seu aprendizado, tornando-se assim, o centro e criador do seu conhecimento, sendo o professor um mediador para um aprendizado ativo e consolidado.

Para o ensino que temos como modelo ideal hoje, as antigas metodologias educacionais foram revistas e novos métodos inseridos, sempre pautando-se na participação ativa do aluno no processo ensino-aprendizagem, como por exemplo, a metodologia investigativa foco deste trabalho. As novas metodologias exploram as competências dos alunos – autoconhecimento, comunicação, criatividade, raciocínio, lógica, trabalho em equipe, entre outras – e as tecnologias oferecidas – mundo digital, games, aplicativos, robótica, entre outras – aliadas à base teórica do ensino da química e a percepção do mundo a sua volta, contribuem assim para entender a química de maneira sólida e não mais como uma matéria abstrata.

Desta forma, para uma mudança no ensino-aprendizagem não basta apenas novas metodologias e sim os professores serem capacitados para essa nova missão, deixarem de ser apenas transmissores de conhecimento e se tornarem auxiliares para a construção do conhecimento individual de cada aluno. Sendo assim, os professores precisam estar familiarizados com o mundo tecnológico, mostrarem ao aluno com explicações simples e ilustrativas como a química está presente em tudo que fazemos e acharem formas de explorar as competências dos alunos através de experimentos, jogos interativos, pesquisas, seminários, discussões em grupos e entre outros.

Contudo, os desafios enfrentados pela educação com o avanço das tecnologias e da COVID-19 em 2020 abriram portas para outros questionamentos e novas formas de ensino. O desenvolvimento das comunicações baseadas na Internet e nas tecnologias de ensino, como as plataformas de ensino remoto, oferecem oportunidades antes inimagináveis para pessoas de todas as idades explorarem os vastos estoques de conhecimento mundial. O ensino à distância abriu possibilidades de aprendizagem de várias maneiras em vários locais, tudo sob o controle dos indivíduos aprendizes. As tecnologias que prometem reunir as pessoas para compartilhar conhecimentos e experiências de vida, por outro lado, também podem levar ao isolamento de indivíduos e à ausência de interações face a face entre alunos e professores, que são essenciais na formação de adultos ativos para a sociedade.

A pandemia da COVID-19, iniciada em 2020, foi o grande acelerador dessas tendências, ao impor aos professores e alunos uma rápida adaptação ao chamado “ensino híbrido”. Essa forma de ensino ocorre quando há alternância entre períodos presenciais na escola, com aulas *on-line*. Para que seja efetivo, o ensino híbrido precisa contar com a gestão do ensino e aprendizagem pelas instituições, além de recursos tecnológicos para docentes e alunos. Contudo, em resposta à pandemia da COVID-19, a maioria das escolas brasileiras ficou fechada durante a maior parte de 2020 e o primeiro trimestre de 2021. No total, as estimativas revelam que as escolas ficaram fechadas por mais de 40 semanas. (OECD, 2021)

De acordo com o estudo promovido pela Organização para a Cooperação e Desenvolvimento Econômico (OECD, 2021)

Embora a educação *on-line* e outras formas de ensino à distância tenham sido uma alternativa ao fechamento das escolas, as diferenças no acesso das famílias à internet, a habilidade dos pais em fornecer apoio aos filhos, além das disparidades entre as redes escolares, fizeram com que alunos de origens e escolas mais vulneráveis, muitas vezes, perdessem oportunidades

de aprendizagem importantes. Esses fatores também contribuíram para ampliar as lacunas entre os alunos e aumentar as taxas de evasão. À medida que a pandemia for terminando, o principal desafio passará a ser reabrir as escolas e implementar planos de recuperação para os alunos que tiveram a aprendizagem interrompida.

Em meio a essas mudanças, o professor não pode deixar de ser o mediador do processo de ensino-aprendizagem, que torna o aluno protagonista no processo de construção do seu conhecimento, sendo necessário agora avançar o aprendizado para fora da escola e da sala de aula, inserindo-se no mundo tecnológico. O maior desafio enfrentado pelos professores durante a pandemia foi a necessidade de se reinventarem para aplicar todo seu conhecimento prático e teórico agora no mundo virtual, através de canais, apostilas digitais, redes sociais, vídeos, exercícios e jogos *on-line*.

Porém, a pandemia evidenciou uma educação falha e limitada, tanto da parte dos professores, por falta de familiaridade com os recursos tecnológicos não acessados durante sua formação acadêmica, como por parte do modelo educacional pela falta de acesso às tecnologias pela maioria dos alunos, devido a problemas socioeconômicos. Sendo assim, a educação do século XXI, que tanto desejou mudanças no ensino-aprendizagem para tornar o aluno cada vez mais autônomo do seu conhecimento, se viu em um processo acelerado causado pela pandemia, antecipando um ensino que só prevíamos para os próximos 10 a 15 anos: a educação à distância e de maneira remota.

2.2. Metodologia Investigativa

Como já descrito no aspecto histórico da educação, antigamente o professor era tido como detentor de todo conhecimento e tinha uma relação vertical com seus alunos, as famílias atribuíam a ele total confiança para formação de caráter e saberes. Para isso, o professor se utilizava de um ensino apenas expositivo e teórico, que com o passar do tempo mostrou-se insuficiente para uma aprendizagem significativa.

Sobre essa abordagem, Albergaria (2010, apud LIMA, 2012) afirma que:

Tradicionalmente o ensino envolve um professor que transmite o conhecimento a um aluno pronto para absorver ao máximo os ensinamentos do mestre e o desempenho do pupilo depende deste professor que guia, inspira

e indica outras fontes seguras de conhecimento. Com o desgaste desse modelo tradicional, durante o século XX, foram surgindo, como reação, uma série de tentativas de atribuir ao aluno um papel mais ativo, mais independente e responsável por seu aprendizado.

Estudos de novos métodos de ensino-aprendizagem, com base nas ideias de John Dewey como a *Aprendizagem Baseada em Problemas* (ABP), demonstram que a intersecção do conceito teórico com experimentos, exemplos do cotidiano e aproximação à realidade do aluno torna o ensino investigativo um método eficaz que visa estimular os alunos a pensar, questionar e discutir os assuntos em sala de aula, através de situações-problemas, enigmas ou casos de investigação. (GUTHS e ESTIMA, 2012)

A aplicação da metodologia investigativa no sistema educacional tem sido uma forma de aprimorar o processo de aprendizagem. A *Aprendizagem Baseada em Problemas* foi implementada na Europa e Canadá, na década de 1960, em cursos da área de saúde. O método passou a ser adotado no Brasil logo em seguida e, atualmente, é utilizado em cursos de medicina e enfermagem. (LIMA, 2012)

Vogt (2010) assim define a *Aprendizagem Baseada em Problemas*, um conceito muito próximo ao método foco do estudo deste trabalho:

A ABP procura conciliar no processo de ensino e aprendizagem a relação prática-teoria-prática, de modo que, partindo dos problemas que pertencem ao universo social do conhecimento dos estudantes e de sua vivência, busca, através da agregação de informações e de formulações críticas e teóricas, soluções que possam contribuir não apenas para a compreensão e o entendimento do problema, mas também para a sua solução, enfatizando a relevância das questões envolvidas para a vida social dos estudantes e das comunidades em que eles se inserem.

Na atividade de investigação, o aluno deve projetar e identificar algo interessante a ser resolvido, mas não deve dispor de procedimentos automáticos para se chegar a uma solução. O método investigativo tem, então, se revelado eficaz no desenvolvimento de aspectos fundamentais para a educação científica, tais como a possibilidade de fornecer aos alunos oportunidades para o desenvolvimento de habilidades de observação, formulação, teste, discussão, dentre outros. Devido a essa característica mais aberta, as atividades de investigação, ao contrário das tradicionais, frequentemente não fazem uso de roteiros fechados que forneçam poucas possibilidades de intervenção e/ou modificação por parte dos alunos ao longo as etapas do procedimento experimental. (OLIVEIRA, 2010)

A execução de tal metodologia é realizada a partir de questionários, discussões, experiências e aulas práticas com base em questões como: o quê? por quê? quando? como? Essas são atividades que frequentemente exigem um tempo maior de estudo, ao envolver uma série de etapas a serem desenvolvidas pelos estudantes. É através do aprofundamento desses conhecimentos de forma didática com base na investigação que construímos alunos ativos e autônomos do seu saber. Ainda de acordo com Oliveira (2010), “[...] nessa modalidade de atividade experimental não há uma dependência direta dos conteúdos abordados previamente em aula expositiva [...] e podem ser discutidos no próprio contexto da atividade [...]”.

A metodologia investigativa visa estimular os alunos a pensar, discutir, questionar, em busca da construção de um senso crítico que tem como base o método científico. Para aprender a analisar dados e propor hipóteses, desenvolver o raciocínio lógico é fundamental para interligar as informações teóricas e os fenômenos observados experimentalmente, e essas são habilidades que raramente são desenvolvidas anos alunos em estratégias de ensino tradicionais (OLIVEIRA, 2010). Dessa forma, o método científico é usado para o desenvolvimento de pesquisas e novos saberes utilizando-se de 5 passos. O primeiro passo é a observação, em seguida vem a hipótese, experiência, lei e por último a teoria.

Segundo Bianchini e Zuliani (BIANCHINI e ZULIANI, 2009)

A utilização da metodologia investigativa tem sido explorada por vários autores no sentido de melhorar o processo de aprendizagem, pois estamos preparados para aprender sobre aquilo que desejamos e nesse estágio possuímos um caráter investigador, pois indagamos, buscamos e perseguimos nossas curiosidades. A investigação pode ser utilizada como um processo orientado que conduz o aprendiz a situações capazes de despertar a necessidade e o prazer pela descoberta do conhecimento. Com algumas ressalvas, podemos associar este conceito à investigação científica.

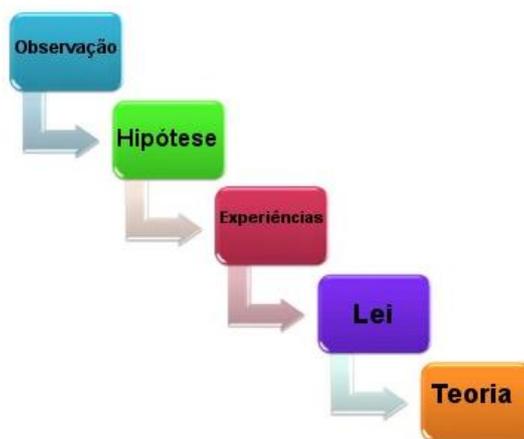
[...] este possa favorecer a ocorrência de perguntas, questionamentos que proporcionem situações problemáticas interessantes e possibilitem a construção de conhecimentos adequados, ou seja, devem-se buscar conteúdo dentro do mundo da criança – mundo físico em que ela vive e brinca – os quais possam ser trabalhados [...].

Analisando as citações acima, entende-se que a utilização de experimentos, hipóteses, questionários, vídeos, pesquisas, discussões em grupo e com o professor, análise e discussões de problemas e soluções dentro de uma proposta pedagógica, tendem a tornar o aluno um ser ativo no processo de aprendizagem, visto que, esse aluno observa, discute, realiza e interpreta

situações-problema, isto é, analisa e interpreta os resultados. Por este exposto, entende-se que o aluno não é um mero coadjuvante no processo de aprendizagem, muito pelo contrário, e nesse contexto o professor também participa orientando, observando, colaborando, inserindo o aluno dentro do contexto de aprendizagem de forma a valorizar a participação do aluno no processo de ensino-aprendizagem.

2.3. Passos da Metodologia Científica

Figura 3 - Principais etapas do Método Científico



Fonte: FOGAÇA (2021).

1. *Observação*

Após observar um fenômeno no mundo físico e químico, o aluno é levado à curiosidade de entender o que é e como é manifestado. Como, por exemplo, um simples questionamento “Como funciona a bateria de um celular?”

2. *Hipótese*

A hipótese nada mais é do que uma tentativa de explicar a questão levantada através de uma resposta. Por exemplo, para responder à pergunta “Como funciona a bateria de um celular?”, o cientista poderia levantar a seguinte hipótese: “a bateria do seu celular funciona pelo princípio da oxirredução pertencente ao contexto da eletroquímica”.

3. *Experiência*

Para confirmar a hipótese, o aluno deve executar uma experiência que pode validar ou invalidar sua explicação para tal fenômeno. Por exemplo, para comprovar a hipótese poderiam ser realizados experimentos onde observa-se o fenômeno de oxirredução gerando energia.

4. Lei

Após obter e analisar os resultados da experiência, o cientista tira algumas conclusões, e ao provar que o fenômeno evidenciado na experiência se repete ao passo que essas são feitas, pode-se formular uma lei, ou seja, eventos que ocorrem de modo uniforme e invariável, sem explicar o porquê eles ocorrem.

5. Teoria

Caso a hipótese seja validada pelo experimento, ela explica a questão levantada no início, responde às questões que surgiram no decorrer do experimento e prevê situações possíveis relacionadas ao fenômeno. Diferentemente da lei, a teoria explica por que o fenômeno ocorre.

O processo de ensino-aprendizagem do aluno por esse modelo requer do professor o papel como mediador do processo pedagógico, deixando o aluno como centro do processo, dessa forma estimulando o aluno a utilizar seu senso crítico, sua imaginação, sua iniciativa para tomar atitudes, além de estimular a comunicação com os colegas e assim, entender o mundo no qual está inserido por vários ângulos. O professor, ao partir dessa metodologia para o ensino-aprendizagem, assume o papel de incentivador da autonomia do aluno, da interdisciplinaridade e da comunicação. Conseqüentemente, ele incentiva a autonomia para o aluno ter seu próprio pensamento e a construir suas ideias, aprendendo através de suas vivências e compreensão do mundo. O professor ainda precisa mostrar que a interdisciplinaridade tem a função de correlacionar várias disciplinas e áreas, e por esse motivo, serve para entender o fenômeno estudado em seu todo. E por último, demonstrar que a finalidade da comunicação é servir para a construção de um fluxo mútuo de informações entre alunos e professores.

O ensino tradicional de Química, utilizando-se um estudo expositivo e teórico, não se mostra mais eficaz como antes acreditava-se. A Química está presente em tudo que fazemos e no mundo que vivemos, pois, diversos fenômenos cotidianos podem ser explicados pela Química. Como, por exemplo, a luz da sala de aula é constituída pela corrente elétrica, uma combinação de elétrons e prótons. O uso de uma nova metodologia como a investigativa – que

consiste em uma base teórica comprovada e ensinada através de experiência, questionários e resultados levando ao aluno a pensar, questionar e entender fenômenos – mostra-se hoje a maneira mais efetiva de ensinar Química, levando o aluno ao desenvolvimento de um senso crítico e autor do seu próprio conhecimento e saberes.

A proposta deste trabalho é a de construção de um material didático para ser utilizado pelo professor e pelo aluno, envolvendo todos os conceitos associados à oxirredução, as transformações químicas e a eletroquímica, e a aplicação desses conceitos na vida cotidiana do aluno. A ideia do material é propor ao professor a utilização da metodologia investigativa a fim de despertar no aluno através de discussões, debates, experimentos, pesquisas e a observação de como a oxirredução se faz presente na vida cotidiana desse aluno. Nesse projeto será proposto atividades e experiências que mostram como a transformação dos materiais pode envolver diversos tipos de reações químicas. Essas transformações estão relacionadas com a formação de novos materiais. Algumas dessas transformações envolvem reações químicas que ocorrem com transferência de elétrons entre as espécies químicas reagentes, e assim levará ao aluno observar como a energia está associada a essas transformações químicas.

3. A ELETRICIDADE

3.1. Aspecto Histórico

Michael Faraday foi um brilhante químico e estudioso da eletricidade. Esse cientista estabeleceu as leis básicas e fundamentais para a eletroquímica. No contexto histórico, Faraday se soma a outros cientistas cuja relevância é muito importante e será mencionada nesse trabalho, a fim de destacarmos o foco principal que é o estudo da eletricidade nas reações químicas. Primeiramente, vamos apontar os preceitos básicos da eletricidade e como ela se faz presente em muitas reações químicas, para posteriormente, entendermos melhor como aplicar esses conceitos ao estudo e ao ensino da eletroquímica, que é fundamentada na transferência de elétrons associada à passagem de corrente elétrica.

De acordo com Atkins, Jones e Laverman (2018)

A transferência de elétrons de uma espécie para outra é hoje reconhecida como a etapa essencial da oxidação e os químicos definem oxidação como sendo a perda de elétrons, desconsiderando as espécies para as quais os elétrons migram. [...] Em uma redução, um átomo ganha elétrons de outra espécie. Sempre que a carga diminui, dizemos que houve redução. A mesma regra se aplica se a carga é negativa.

Podemos dizer que o estudo da eletricidade se inicia na Grécia Antiga, a partir do interesse em se entender o conceito e a curiosidade envolvendo a eletricidade. Em 600 a.C, Tales de Mileto observou com âmbar um fenômeno chamado pelos gregos de *eléktron*, esse quando friccionado contra a pele de um animal adquiria a capacidade de atrair pelos. Transcorridos muitos anos até ser retomado o estudo sistemático da eletricidade por volta de 1600 pelo inglês William Gilbert, o pioneiro na utilização do termo “elétrico”, associado ao termo grego *eléktron*. Esse cientista constatou que, além do âmbar, outros tipos de materiais quando atritados também adquiriam a capacidade de atrair objetos leves e pequenos. Posteriormente, essa característica foi estudada pelo alemão Otto von Guericke, que através de uma máquina eletrostática constatou que a eletricidade era uma propriedade que poderia fluir de um corpo para outro. A seguir, outro inglês chamado Stephen Gray realizou experimentos com diferentes materiais para entender melhor o fenômeno da eletricidade. Tais experimentos constituíam verificar que a eletricidade poderia fluir através de um fio de um material específico, e através desses experimentos surgiram as nomenclaturas “condutor” e “isolante”,

isto é, alguns materiais como cobre e a prata conduziam corrente, e outros materiais como a borracha e o vidro não conduziam.

Para Faraday (1821, apud DIAS e MARTINS, 2004)

Duas correntes elétricas se atraem quando se movem paralelas entre si e na mesma direção, e se repelem quando elas se movem paralelas entre si em direções contrárias. O elétron possui um momento magnético intrínseco associado ao seu spin. Uma espira com uma corrente elétrica também possui um momento magnético com direção perpendicular ao plano da espira e sentido dado pela regra da mão direita.

Posteriormente, Luigi Galvani realizou experimentos que levaram à primeira demonstração da corrente elétrica. Em 1786, Galvani notou que uma perna de rã dissecada sofria espasmos quando próxima de um gerador eletrostático. Galvani, denominou esse fato de “eletricidade animal”, ele pendurou uma perna de rã em uma barra de ferro presa a um gancho de latão e observou que a perna da rã se contraía.

Conforme cita Tolentino e Rocha-Filho (2000)

No final do século XVIII um italiano, professor de anatomia da Università di Bologna, mais conhecido como Luigi Galvani, médico e filósofo de formação, publicou uma monografia intitulada: *De Viribus Electricitatis in Motu Musculari*, onde chegou à conclusão de que a eletricidade tinha origem animal e que os músculos tinham a mesma capacidade da garrafa de Leyden (um tipo de capacitor rudimentar), de armazenar energia elétrica. Galvani chegou a essa conclusão após uma série de experimentos. Durante vários anos esses experimentos mostravam que sempre que um semiarco metálico mantivesse contato com os nervos da pata de uma rã, ela se contraía.

O experimento relatado por Galvani chamou a atenção de outro cientista, seu conterrâneo italiano chamado Alessandro Volta. Volta imaginava que a perna da rã sofria espasmos não por causa da “eletricidade animal”, mas sim pela diferença de potencial existente entre os dois materiais utilizados no experimento de Galvani, isto é, o cobre pertencente ao latão e o ferro pertencente à barra de ferro. Na opinião de Alessandro Volta, o tecido animal funcionava como um eletroscópio muito sensível, isto é, um mecanismo que conseguia identificar se um corpo está eletrizado ou não.

Em 1800, Volta conseguiu provar sua teoria da diferença de potencial entre diferentes materiais com a construção da primeira bateria que constituía em “células” de dois metais diferentes, zinco e prata, separados por discos molhados de papel e ligados em série, essa

combinação constituía a bateria, cuja voltagem dependia do número de células que estavam conectadas.

Dessa forma, pode-se dizer que Alessandro Volta em 1800 deu início ao aprendizado moderno da eletricidade com a elaboração da primeira pilha. Podemos denominar pilha como *um meio formado por duas placas metálicas, denominadas eletrodos, imersos em uma solução eletrolítica*, isto é, condutora de eletricidade. Essas placas estão conectadas a um amperímetro ou voltímetro para indicar o fluxo de elétrons que percorre o fio condutor, devido a força eletromotriz gerada pela diferença de potencial entre os eletrodos. A união de duas ou mais células galvânicas, isto é, pilhas em série, formará uma bateria.

O termo original para pilha decorre de semicélulas colocadas uma sobre a outra, disso decorre o nome empilhamento (pilha) para produzir energia elétrica. Então, com a construção da pilha foi descoberto o primeiro circuito elétrico, no qual se originou a corrente elétrica, ou seja, um caminho ordenado para as cargas elétricas, isto é, elétrons e íons, cuja finalidade futura seria gerar energia para movimentar dispositivos eletrônicos.

O experimento de Volta, embora inovador para a época, tinha uma limitação, a eficiência da pilha era pequena devido ao fenômeno da polarização gerado pelo acúmulo do gás $H_2(g)$ ao redor do eletrodo de cobre formando uma estrutura não condutora e reduzindo sua eficácia. Posteriormente, o inglês John Daniell resolveu esse problema experimental construindo uma pilha com placa de zinco mergulhado em uma mistura de ácido sulfúrico e uma placa de cobre mergulhada em uma mistura de sulfato de cobre, eletrodos conectados por uma ponte salina. Após alguns anos, William Grove trocou o eletrodo de cobre por platina imersa em uma solução ácida em seu interior. O que se percebe é uma nítida evolução dos modelos construídos fundamentados em experiências ao longo dos anos, e que cada uma dessas experiências tem grande relevância, seja pelo contexto histórico, seja pela sua aplicação no cotidiano verificada atualmente em diversos dispositivos eletrônicos que tem seu funcionamento baseado em processos eletroquímicos.

Hans Christian Oersted em 1820, estabeleceu uma conexão entre a corrente elétrica e os fenômenos magnéticos. Oersted chegou à conclusão de que o fluxo de cargas elétricas produz ao seu redor um campo magnético. Posteriormente, Michael Faraday observou o fenômeno da indução magnética, isto é, um ímã próximo de um portador de cargas, que produz um fluxo de elétrons neste meio condutor. Por decorrência de fenômenos eletromagnéticos, sobreveio dispositivos importantes de eletricidade, como os primeiros telefones e os telégrafos. É

importante perceber as transformações de energia envolvendo eletricidade em um dínamo, uma associação de condutores enrolada ao redor de um rotor, isto é, um componente móvel que gira sobre um eixo de ferro, e nesse caso temos transformação de energia cinética do movimento da manivela em energia elétrica, associada ao fenômeno da indução.

Para Faraday (1821, apud DIAS e MARTINS, 2004)

Aproximando o fio, perpendicularmente, na direção de um polo de uma agulha, este se desviará para um lado, segundo a atração ou repulsão dada na extremidade do polo; mas, se o fio é continuamente aproximado do centro do movimento [o meio da agulha magnética], por um lado ou pelo outro da agulha, a tendência da agulha de mover-se na direção anterior diminui até anular-se, de forma que a agulha se torna indiferente ao fio. Finalmente, o movimento se inverte e a agulha é fortemente forçada a passar pelo caminho oposto.

Um outro cientista, o norte-americano Thomas Alva Edison, posterior a 1820 percebeu que o fluxo de eletricidade dissipa calor pelo condutor por qual ela percorre, e observou um fim útil nesta transformação, isto é, a eletricidade pode ser transformada em calor, de forma a que o material condutor aquecido possa emitir luz e por este motivo, Thomas Edison conseguiu descobrir a primeira lâmpada incandescente pela transformação energia elétrica em luz.

Diante disso, o que se percebeu foi o desenvolvimento da ciência associada ao conceito de eletricidade, princípios e experimentos estudados e realizados por diversos cientistas, na construção de artefatos tecnológicos. Finalmente, a pilha tem seu princípio de funcionamento decorrente das reações químicas que ocorrem em seu interior nas quais os compostos envolvidos tornam isso viável. Assim, ocorre em uma pilha a conversão de energia química, dos compostos integrantes da pilha, em eletricidade.

3.2. A Eletricidade na Química

Uma das formas de energia que tem enorme relevância prática é a energia elétrica. Um único dia sem eletricidade em uma rede de abastecimento ou dos geradores disponíveis é inconcebível em nossa sociedade moderna e extremamente tecnológica. O ramo da química que trata da interconversão entre energia elétrica e energia química é a eletroquímica. Por este exposto, a eletroquímica é a parte da Química que estuda os fenômenos químicos que envolvem a corrente elétrica, isto é, o fluxo de elétrons, através de reações chamadas de oxirredução.

Assim, a eletroquímica é o estudo das relações entre a eletricidade e as reações químicas. Por este exposto, o professor como educador tem uma tarefa bastante desafiadora, pois precisa despertar o interesse do aluno a entender que fenômenos corriqueiros associados ao seu cotidiano que envolvem reações químicas, situações de condução de eletricidade associada a diferentes tipos de materiais, conceitos que envolvem a tabela periódica, e ligações químicas, e o conhecimento de termos importantes, como condutor, isolante, dissociação e ionização, enfim, o professor necessita demonstrar ao aluno os diferentes fenômenos, os quais se utilizam da eletricidade para sua explicação e ocorrência, e que também essas reações são responsáveis para a compreensão sobre o funcionamento de vários dispositivos pertencentes a vida diária de todo e qualquer indivíduo de uma sociedade moderna. Tal como, quando pensamos sobre o funcionamento de um celular, de uma bateria de automóvel, sobre o fenômeno da corrosão metálica, sobre como descartar pilhas e baterias no meio ambiente, a utilização de veículos automotivos que se utilizam de outras formas para gerar energia, isto é, os carros elétricos.

Como consequência, o professor necessitará de uma estratégia para incluir os estudantes no processo de aprendizagem desde o início, pois para que os alunos tenham o conhecimento completo sobre os aspectos associados à eletroquímica, primeiramente, deverão ter entendimento sobre conceitos mais simples, associados à tabela periódica e às ligações químicas, ao conceito de NOX, ao fenômeno da oxirredução, os quais precisarão ser abordados para a compreensão do aluno referente à eletricidade na Química.

Nesse processo o professor deve agir como orientador e não detentor do conhecimento, necessitando, dessa forma, da participação dos estudantes no desenvolvimento do ensino-aprendizagem, isto é, deverá trazer à aula discussões sobre a eletricidade, sobre a corrente elétrica e sua participação na Química, e finalmente, a participação desta nas reações químicas e sua importância. Logo, o docente precisará desenvolver estratégias e roteiros para explicar os tópicos químicos importantes para a correta aprendizagem dos termos que serão abordados, e que compõem o estudo da eletricidade associado à sua utilização na química. Qual deverá ser o passo número um a ser pensado pelo professor? Como executar esta tarefa, com a participação dos alunos? Quais os conceitos e termos a serem abordados e discutidos? Qual a melhor sequência a ser seguida? Enfim, são muitos aspectos a serem considerados.

Segundo Barreto, Batista e Cruz (2017)

É possível apresentar a eletroquímica aos alunos por meio de suas aplicações, explicitando os fenômenos numa abordagem investigativa, a partir do cotidiano dos estudantes. Um exemplo é o de como ocorre uma

eletrodeposição. Muitos utensílios domésticos, bijuterias, semijoias, peças de automóveis e ferramentas são revestidos por uma camada de algum metal, como ouro, prata, cromo, zinco ou estanho, para protegê-los contra a corrosão, embelezá-los ou, ainda, com os dois objetivos ao mesmo tempo. Sendo assim, a galvanoplastia ou eletrodeposição consiste no recobrimento de superfícies com metais por meio da eletrólise, formando uma camada ou depósito do elemento reduzido sobre o catodo. A maioria dos alunos sente dificuldade em entender como ocorre a transferência de elétrons, e sua circulação, nas reações de oxirredução em células eletrolíticas. Dessa forma, por meio de um experimento de eletrodeposição, é possível aguçar o interesse dos discentes pelo processo e levantar questões do cotidiano ligadas a esse tema.

A eletroquímica, ciência que estuda as interfaces carregadas eletricamente, é vista como um obstáculo à aprendizagem de Química no Ensino Médio: “é um conteúdo considerado de difícil compreensão por parte dos alunos, tendo sido apontadas dificuldades conceituais” (Sanjuan *et al.*, 2009, apud BARRETO; BATISTA; CRUZ, 2017).

O ensino da eletroquímica requer um somatório de pré-requisitos, ou seja, são necessários o conhecimento de vários conceitos diferentes de Química, e ainda de um seguimento didático para o entendimento desses conteúdos. A aula do professor não pode ser meramente expositiva, valorizando apenas a memorização desses conceitos. Neste contexto, o estudante seria um simples ouvinte e o educador exerceria um papel autoritário na docência e na transmissão de conhecimentos. Por outro lado, cabe ao professor despertar o interesse do aluno frente aos assuntos pertinentes ao ensino da eletroquímica, a valorização da opinião do aluno, do seu cotidiano, do seu entendimento sobre o assunto, do seu interesse pessoal, ainda que este não seja um conhecimento formal e teórico, torna o aluno um indivíduo ativo e importante no processo de aprendizagem.

Segundo Sanjuan *et al.* (2009)

O conteúdo de eletroquímica foi escolhido considerando a relevância desse assunto no entendimento do mundo físico e a possibilidade de estabelecimento de relações concretas com o cotidiano do aluno, suas experiências diárias e seus conhecimentos prévios. Além disso, é um conteúdo considerado de difícil compreensão por parte dos alunos, tendo sido apontadas dificuldades conceituais com relação a noções como: oxidação, redução, corrente elétrica, condutibilidade elétrica em soluções, representação de reações de óxido-redução e potencial de redução.

3.3. A Eletricidade e o Ensino da Eletroquímica

A eletricidade tem um papel importante em muitas reações químicas, aqui fazendo referência às reações de oxirredução, reações específicas que envolvem a transferência de elétrons. O foco principal desse trabalho é mostrar ao professor ou professora, e seus alunos que a Química está presente em tudo o que vivemos e sentimos, isto é, o nosso dia a dia é a Química, desde o ar que respiramos, aos alimentos que ingerimos, os substratos energéticos ou os dispositivos eletrônicos que nos utilizamos, como celulares e notebooks em nosso estudo e trabalho diário. A eletroquímica é a parte da Química na qual a eletricidade e as reações químicas se interconectam. E o que significa isso? Bem, podemos pensar da seguinte maneira, através de reações químicas específicas, reações de oxirredução que envolvem transferência de elétrons, é possível produzir eletricidade.

De acordo com Chang e Goldsby (2013)

E eletroquímica é o ramo da química que trata da conversão da energia elétrica em *química e vice e versa*. Os processos eletroquímicos envolvem reações redox (oxidação-redução), nas quais a energia liberada por uma reação espontânea é convertida em eletricidade ou em que a eletricidade é usada para forçar a ocorrência de uma reação química não espontânea.

Para organizar o nosso trabalho, vamos analisar os aspectos importantes que deverão ser estudados pelos alunos e alunas com participação ativa no processo de aprendizagem e sob orientação do seu mentor, isto é, professor ou professora do Ensino Médio e Fundamental:

- Definições básicas de oxirredução, recuperando conceitos importantes da Química Geral, vistos em anos anteriores, como o conceito de NOX (número ou estado de oxidação).
- Conceitos básicos vistos em Física e Química como sistemas de referência, potencial de célula e espontaneidade de reações.
- Conceitos sobre o funcionamento de pilhas e baterias. Aqui, é muito importante o destaque a esses dispositivos que são fundamentais em nosso cotidiano. A discussão pode e deve se estender para a geração de energia, e seus impactos socioambientais. Ressalta-se que a discussão ambiental sobre os metais utilizados em pilhas e baterias, e o descarte desses dispositivos será colocado em discussão.

- A utilização da eletricidade para geração de reações químicas também será colocada em discussão, a eletrólise. A eletrólise será dividida em ígnea e aquosa, e serão analisados os dois tipos de processos e suas importâncias e suas implicações socioambientais.
- Como a estequiometria e a eletroquímica se relacionam através das Leis de Faraday. Aqui pode-se entender o que está sendo consumido e/ou produzido, e quanto está sendo consumido e/ou produzido, seja no ânodo ou no cátodo.
- Nesse trabalho, é importante destacar a importância da eletroquímica e suas implicações em questões de acesso às universidades. Assim, algumas questões do ENEM, FUVEST e outras provas de acesso importantes serão utilizadas para direcionar também o que deve ser trabalhado pelo professor ou professora. Sabe-se que o ensino é muito mais do que uma avaliação, porém essas provas de acesso à universidade têm muita importância na vida futura desses jovens e são eles que representam o futuro da ciência acadêmica no Brasil.
- Finalmente, neste trabalho, é de fundamental importância valorizar o aprendizado da eletroquímica por parte dos alunos e alunas. A maneira aqui escolhida foi mostrar como esse ramo da Química, uma Ciência da Natureza, está presente na vida cotidiana desses jovens, isto é, aproximar o estudo dessa disciplina à vida diária desses jovens. O papel do educador ou educadora, nesse momento, é muito mais do que apenas transmitir conhecimentos específicos. Por exemplo, despertar para a utilização de novas formas geradoras de energia, discussões sobre impactos ambientais, discussões sobre reciclagem e o problema da falta de empregos no Brasil. Enfim, fazer com que a Química possa despertar a rotina das discussões sobre questões importantes na vida cotidiana desses jovens, e através da educação que eles se sintam motivados a se desenvolverem em sua futura vida adulta, respeitando as diferenças de pensamento e valorizando o respeito pelos colegas de classe.

O estudo avançado da eletroquímica realizado na universidade por estudantes da graduação e pós-graduação requerem conceitos muito específicos de Química, Física e Matemática mais avançada, em comparação aquilo que aprende um jovem do Ensino Médio e Fundamental. A análise da eletroquímica passa necessariamente por um estudo mais avançado de equilíbrio químico, para entender como as variações das concentrações das espécies químicas em equilíbrio podem influenciar o potencial elétrico medido na célula eletroquímica. Para continuar esse estudo avançado da eletroquímica são necessários utilizar os conceitos de entalpia

(estudado no Ensino Médio), entropia e energia livre de Gibbs. Existe uma relação importante entre o ΔG^0 , a K_{eq} , e o E^0 da célula.

Assim, precisamos entender que: ΔG^0 constitui a variação de energia livre de Gibbs, e nesse contexto é a referência termodinâmica para se prever se um processo químico ou físico será considerado espontâneo no sentido direto ou inverso.

E^0 representa o potencial da célula eletroquímica na condição padrão e E o potencial da célula eletroquímica fora da condição padrão.

A Constante de Equilíbrio (K_{eq}) representa a relação entre as concentrações (em mol/L) em termos de reagentes e produtos do meio reacional. Aqui, novamente uma ressalva, no ensino superior, a expressão correta seria atividades químicas ao invés de concentrações.

A relação entre essas variáveis mostra que a alteração nas concentrações das espécies químicas do meio reacional, mudança na temperatura, modificam a voltagem da célula. À medida que a célula voltaica produz corrente elétrica as concentrações sofrem alterações, isto é, as concentrações dos reagentes diminuem e dos produtos aumentam. Esse fato reduz o potencial da célula.

O potencial da célula (E) será relacionado com a concentração, a temperatura através de uma equação importante, denominada equação de Nernst, colocada a seguir.

$$E = E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln Q \text{ (equação 1)}$$

Legenda da fórmula:

- E = potencial em condições não padrão;
- E° = potencial-padrão;
- R = constante universal dos gases = $8,314 \text{ J.mol}^{-1}\text{K}^{-1}$;
- T = temperatura em K;
- n = quantidade em mol de elétrons transferidos na equação química
- F = constante de Faraday = $9,65.10^4 \text{ C}$;
- Q = quociente reacional

A substituição na temperatura ambiente de 25°C dos valores, e do valor de $\ln Q - 2,303$ para $\log Q$ nos remete a seguinte relação:

$$E_{\text{célula}} = E^0_{\text{célula}} - \frac{0,0592V}{n} \log Q \text{ (equação 2)}$$

De acordo com Atkins, Jones e Laverman (2018)

A equação de Nernst descreve que à medida que a reação prossegue em direção ao equilíbrio, as concentrações dos reagentes e produtos se alteram e o ΔG se aproxima de zero. Portanto, quando os reagentes são consumidos em uma célula eletroquímica de trabalho, o potencial de célula também decresce até chegar a zero. Uma bateria descarregada é uma bateria em que a reação da célula atingiu o equilíbrio. No equilíbrio, uma célula gera diferença de potencial zero entre os eletrodos e a reação não pode mais executar trabalho. Para entender quantitativamente esse comportamento é preciso saber como o potencial e célula varia conforme a concentração das espécies na célula.

Todos esses conceitos aqui mencionados são de extrema importância para um estudo mais avançado da eletroquímica, mas estão muito além do que se estuda, naturalmente e habitualmente, no Ensino Médio e Fundamental, seja rede pública ou privada. Assim, para que esse trabalho acadêmico possa ser de valia para que professores e professoras do Ensino Médio e Fundamental da educação básica possam ensinar o que é cobrado de acordo com o currículo do estado de São Paulo, e mesmo o currículo adotado pelo MEC, vamos nos ater aos conteúdos e normas padronizadas por esses órgãos reguladores do ensino da educação básica no Brasil.

De acordo com o currículo, estabelecido pela Secretaria de Educação e adotado pelo Estado de São Paulo, para o segundo ano do Ensino Médio (2011)¹

Ao final da 2ª série, o aluno poderá ter construído seus próprios esquemas de representação das propriedades das substâncias em termos de alguns aspectos fenomenológicos – como a dissolução de materiais em água, a concentração e a relação com a qualidade da água, as diferentes reatividades de metais – ou em termos de modelos explicativos – como as interações eletrostáticas entre átomos, as ligações químicas e as interações intermoleculares a partir do modelo de Rutherford. Também poderá ampliar seu conhecimento sobre as transformações químicas, entendendo-as como quebra e formação de ligações e compreendendo aquelas que envolvem a transferência de elétrons – as reações de oxirredução.

¹ Disponível em: < <https://www.educacao.sp.gov.br/a2sitebox/arquivos/documentos/235.pdf> >

Figura 4 - Conteúdos de Química para a 2ª Série do Ensino Médio

2ª série do Ensino Médio	
Conteúdos	
4º bimestre	<p>Materiais e suas propriedades</p> <p><i>Metais e sua utilização em pilhas e na galvanização</i></p> <p><i>Relação entre a energia elétrica e as estruturas das substâncias em transformações químicas</i></p> <p>Reatividade de metais; explicações qualitativas sobre as transformações químicas que produzem ou demandam corrente elétrica; conceito de reações de oxirredução</p> <ul style="list-style-type: none"> • Reatividade dos metais em reações com ácidos e íons metálicos • Transformações que envolvem energia elétrica – processos de oxidação e de redução • As ideias de estrutura da matéria para explicar oxidação e redução • Transformações químicas na geração industrial de energia • Implicações socioambientais das transformações químicas que envolvem eletricidade • Diferentes usos sociais dos metais
	<p style="background-color: #c00000; color: white; text-align: center; padding: 2px;">Habilidades</p> <ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer as evidências das transformações químicas que ocorrem entre metais e ácidos e entre metais e íons metálicos • Identificar transformações químicas que ocorrem com o envolvimento de energia elétrica • Relacionar a energia elétrica produzida e consumida na transformação química com os processos de oxidação e de redução • Estabelecer uma ordem de reatividade dos metais em reações com ácidos e íons metálicos • Descrever o funcionamento de uma pilha galvânica • Interpretar os processos de oxidação e de redução a partir de ideias sobre a estrutura da matéria • Avaliar as implicações sociais e ambientais das transformações químicas que ocorrem com o envolvimento de energia elétrica • Avaliar os impactos ambientais causados pelo descarte de pilhas galvânicas e baterias

Fonte: Currículo do Estado de São Paulo (2011).

De acordo com o currículo adotado pelo Estado de São Paulo para o Ensino Fundamental (2011)²

Sobre a organização das grades curriculares (série/ano por bimestre): conteúdos associados a habilidades Vida e ambiente, Ciência e tecnologia, Ser humano e saúde e Terra e Universo são os quatro eixos temáticos para esta

² Disponível em: < <https://www.educacao.sp.gov.br/a2sitebox/arquivos/documentos/235.pdf> >

proposta de Currículo para o ensino de Ciências, da 5ª série/6º ano à 8ª série/9º ano. Temas como “matéria e energia”, “comunicação e informação”, “esporte e transporte”, “atmosfera e litosfera” ou “matéria e radiação” comparecerão como parte da articulação dos quatro eixos estruturadores desta proposta.

Figura 5 - Subtemas de Química para o Ensino Fundamental

Eixos temáticos	Subtemas
Vida e ambiente	Meio ambiente (5ª série/6º ano) Os seres vivos (6ª série/7º ano) Manutenção de espécies (7ª série/8º ano) Relações com o ambiente (8ª série/9º ano)
Ciência e tecnologia	Materiais do cotidiano e sistema produtivo (5ª série/6º ano) A tecnologia e os seres vivos (6ª série/7º ano) Energia no cotidiano e no sistema produtivo (7ª série/8º ano) Constituição, interações e transformações dos materiais (8ª série/9º ano) Usos tecnológicos das radiações (8ª série/9º ano)
Ser humano e saúde	Qualidade de vida: saúde individual, coletiva e ambiental (5ª série/6º ano) Saúde: um direito da cidadania (6ª série/7º ano) Manutenção do organismo (7ª série/8º ano) Coordenação das funções orgânicas (8ª série/9º ano) Preservando o organismo (8ª série/9º ano)
Terra e Universo	Planeta Terra: características e estrutura (5ª série/6º ano) Olhando para o céu (6ª série/7º ano) Planeta Terra e sua vizinhança cósmica (7ª série/8º ano)

Fonte: Currículo do Estado de São Paulo (2011).

Figura 6 - Conteúdos de Química para o Ensino Fundamental

7ª série/8º ano do Ensino Fundamental	
Conteúdos	
4º bimestre	<p>Ciência e tecnologia – Energia no cotidiano e no sistema produtivo</p> <p>Fontes, obtenção, usos e propriedades da energia</p> <ul style="list-style-type: none"> • Usos cotidianos da eletricidade no país e no mundo • Estimativas de consumo elétrico doméstico e sua relação com os tipos de aparelhos • Circuito elétrico residencial e equipamentos simples • Risco e segurança no uso da eletricidade – choques e alta tensão • Fontes de energia elétrica e transformações de energia no processo de obtenção • Impactos ambientais na produção de eletricidade e sustentabilidade <p>Materiais como fonte de energia</p> <ul style="list-style-type: none"> • Petróleo, carvão, gás natural e biomassa como recursos energéticos • Transformações na produção de energia • Diferentes energias usadas em transportes – a história dos transportes
	Habilidades
	<ul style="list-style-type: none"> • Identificar diferentes formas de utilização de energia elétrica no cotidiano, na cidade e no país • Classificar as tecnologias que utilizam eletricidade em função de seus usos • Identificar símbolos e outras representações características de aparelhos elétricos, como potência e tensão, em suas chapinhas de fabricação • Analisar qualitativamente dados referentes à potência elétrica de aparelhos, utilizando corretamente a nomenclatura e a unidade de potência • Identificar e representar circuitos elétricos simples em instalações domésticas e em diferentes aparelhos • Identificar e explicar as funções dos circuitos elétricos em instalações domésticas e em diferentes aparelhos • Desenvolver modelos explicativos para componentes de um circuito elétrico simples • Identificar variáveis relevantes para a interpretação e a análise de experimentos sobre eletricidade • Identificar e diferenciar materiais condutores de materiais isolantes de eletricidade

Fonte: Currículo do Estado de São Paulo (2011).

Figura 7 - Conteúdos de Química para o Ensino Fundamental (cont.)

4º bimestre	<ul style="list-style-type: none">• Identificar e explicar os riscos relativos aos usos da eletricidade, bem como os procedimentos para evitá-los• Identificar e explicar o percurso da eletricidade desde as usinas geradoras até as residências, a partir de esquemas ou textos• Ler e interpretar textos, folhetos e manuais simples de equipamentos e circuitos elétricos• Ler e interpretar informações contidas em uma conta de energia elétrica residencial e desenvolver conceitos para o uso racional dessa energia• Reconhecer aspectos favoráveis e desfavoráveis das diferentes formas de geração de eletricidade• Comparar origens, usos, vantagens e desvantagens de recursos energéticos como petróleo, carvão, gás natural e biomassa, com base em textos• Analisar problemas decorrentes do uso de petróleo e de outros combustíveis fósseis, propondo formas de reduzi-los• Reconhecer vantagens do uso de fontes renováveis de energia no mundo atual, com base em textos• Ler e interpretar tabelas simples de fontes e consumo de energia na cidade ou no país• Comparar capacidade, velocidade, potência e consumo energético de diferentes meios de transporte e identificar os mais adequados às condições de operação• Identificar e propor soluções para problemas ambientais provocados em decorrência dos meios de transporte
--------------------	---

Fonte: Currículo do Estado de São Paulo (2011).

De acordo com o Ministério da Educação (2002)

A proposta apresentada para o ensino de Química nos PCNEM se contrapõe à velha ênfase na memorização de informações, nomes, fórmulas e conhecimentos como fragmentos desligados da realidade dos alunos. Ao contrário disso, pretende que o aluno reconheça e compreenda, de forma integrada e significativa, as transformações químicas que ocorrem nos processos naturais e tecnológicos em diferentes contextos, encontrados na atmosfera, hidrosfera, litosfera e biosfera, e suas relações com os sistemas produtivo, industrial e agrícola. O aprendizado de Química no Ensino Médio “[...] deve possibilitar ao aluno a compreensão tanto dos processos químicos em si, quanto da construção de um conhecimento científico em estreita relação com as aplicações tecnológicas e suas implicações ambientais, sociais, políticas e econômicas.

Figura 8 - PCNEM | A Eletricidade Nas Transformações Químicas e Suas Implicações Energéticas

Transformações químicas: aspectos energéticos	
Conceitos químicos	Objetivos
Produção e consumo de energia térmica e elétrica nas transformações químicas; entalpia de reação (balanço energético entre ruptura e formação de novas ligações); reações de oxido-redução envolvidas na produção e consumo de energia elétrica; potenciais de eletrodo; energia de ligação.	Identificar a produção de energia térmica e elétrica em diferentes transformações químicas.
	Relacionar a formação e a ruptura de ligação química com energia térmica.
	Compreender a entalpia de reação como resultante do balanço energético advindo de formação e ruptura de ligação química.
	Prever a entalpia de uma transformação química a partir de informações pertinentes obtidas em tabelas, gráficos e outras fontes.
	Relacionar a energia elétrica, produzida e consumida na transformação química, e os processos de oxidação e redução.
	Compreender os processos de oxidação e de redução a partir das idéias sobre a estrutura da matéria.
	Prever a energia elétrica envolvida numa transformação química a partir dos potenciais-padrões de eletrodo das transformações de oxidação e redução.
	Compreender a evolução das idéias sobre pilhas e eletrólise, reconhecendo as relações entre conhecimento empírico e modelos explicativos.
	Buscar informações sobre transformações químicas que produzem energia e são utilizadas nos sistemas produtivos.
	Avaliar as implicações sociais e ambientais do uso de energia elétrica e térmica provenientes de transformações químicas.
Energia e estrutura das substâncias: interações eletrostáticas entre átomos, moléculas e íons nos sólidos e líquidos; ligações covalentes, iônicas e metálicas como resultantes de interações eletrostáticas; relação entre propriedades da substância e sua estrutura; as experiências de Faraday (eletrólise) para explicar o consumo de energia, em quantidades iguais a múltiplos de uma certa quantidade fixa de eletricidade; teorias da valência para explicar a ligação covalente.	Identificar e compreender a energia envolvida na formação e na quebra de ligações químicas.
	Compreender os estados sólido, líquido e gasoso em função das interações eletrostáticas entre átomos, moléculas ou íons.
	Compreender as ligações químicas como resultantes de interações eletrostáticas entre átomos, moléculas ou íons.
	Relacionar as propriedades macroscópicas das substâncias e as ligações químicas entre seus átomos, moléculas ou íons.

Fonte: ZANON, L. *et al.*. (2003)

Ainda de acordo com o MEC, podemos encontrar as diretrizes para o ensino no Brasil, inclusive para o ensino de Química (ZANON *et al.*, 2003)

De acordo com o artigo 210 da Constituição Federal, “serão fixados conteúdos mínimos para o Ensino Fundamental, de maneira a assegurar formação básica comum e respeito aos valores culturais e artísticos, nacionais e regionais”. Essa concepção, de uma base nacional comum para assegurar a formação básica comum nacional, passa a ser incorporada ao Ensino Médio, à medida que a própria Constituição Federal estabelece a progressiva universalização desse nível de ensino (Brasil, 1988). Isso passa a ser previsto na LDBEN, quando preceitua no artigo 9º que:

a União incumbir-se-á de (...):

IV – Estabelecer em colaboração com os Estados, o Distrito Federal e os Municípios, competências e diretrizes para a educação infantil, o Ensino Fundamental e médio, que nortearão os currículos e seus conteúdos mínimos, de modo a assegurar formação básica comum”.

“Em termos de competências em Química, sempre relacionadas com as competências gerais propostas para o Ensino Médio, o documento propõe, entre muitas,

(i) representação e comunicação: reconhecimento, utilização e articulação de símbolos, códigos e nomenclatura de ciência e tecnologia; análise, interpretação e elaboração de textos e outras formas de comunicação de ciência e tecnologia; discussão e argumentação de temas de interesse de ciência e tecnologia;

(ii) investigação e compreensão: identificação e elaboração de estratégias para enfrentamento de situações-problema; estabelecimento de relações e interações em dado fenômeno ligado ao domínio científico, com identificação de regularidades, variantes, invariantes e transformações; seleção e utilização de medidas, quantidades, grandezas, escalas e estimativas, e interpretação de resultados; reconhecimento, utilização e proposição de modelos explicativos para situações-problema investigados; articulação e integração de conhecimentos disciplinares, interdisciplinares e transdisciplinares sobre temáticas e situações concretas no mundo natural e tecnológico;

(iii) contextualização sociocultural: compreensão do conhecimento científico e tecnológico como construções históricas e integrantes da cultura humana; avaliação do conhecimento tecnológico contemporâneo em suas dimensões no cotidiano das pessoas; compreensão do necessário caráter ético do conhecimento científico e tecnológico e a implicação disso no exercício da cidadania.

O modelo acima mencionado reflete a forma que a educação básica era praticada antes da reforma do Ensino Médio. A partir do ano letivo de 2022, como decorrência da Lei 13.415 de 16 fevereiro de 2017, tornou-se obrigatório para as escolas públicas e privadas a nova adequação às diretrizes curriculares nacionais do Ensino Médio, segundo a Resolução n° 3, de 21 de novembro de 2018. A atualização do currículo do Ensino Médio inclui segundo a Base Nacional Comum Curricular (BNCC) 7 fundamentos, a centralidade no estudante, o protagonismo juvenil, o desenvolvimento integral, o projeto de vida, a interdisciplinaridade, metodologias ativas e a flexibilização curricular.

1. Centralidade no estudante

Nesse quesito, a educação deve valorizar a individualidade de cada aluno, seus desejos, características e sua compreensão sobre o mundo. O propósito da escola deve ser, através dos educadores, se tornar um ambiente acolhedor para que os jovens estejam preparados para a vida.

2. Protagonismo juvenil

Na atualização do currículo do Ensino Médio, a educação deve ser organizada com a participação dos estudantes, de forma que os jovens sejam protagonistas da sociedade. A educação deve estimular os jovens a se tornarem indivíduos participativos, sempre na busca de uma sociedade mais democrática, mais ética, inclusiva e mais sustentável.

3. Desenvolvimento integral

Segundo a BNCC (Base Nacional Comum Curricular), devemos considerar as dimensões dos estudantes, ou seja, a dimensão intelectual, física, cultural, social e emocional. Para tanto, ela define 10 competências gerais a serem trabalhadas:

- I. Buscar, gerar e aplicar o conhecimento para entender e intervir na realidade;
- II. Pensar científica, crítica e criativamente;
- III. Expandir e diversificar seu repertório cultural e sua visão de mundo;
- IV. Comunicar-se em diferentes linguagens e plataformas para dialogar e produzir entendimentos;
- V. Lidar de forma potente e significativa com as tecnologias digitais;
- VI. Construir seu projeto de vida;
- VII. Argumentar com base em fatos e evidências;
- VIII. Conhecer-se e cuidar de si mesmo;
- IX. Ter empatia e colaborar com os demais;
- X. Agir como cidadão ético, responsável e propositivo perante a sociedade e o planeta.

Sendo essas competências entendidas pela BNCC como a soma de conhecimentos, habilidades, atitudes e valores.

4. Projeto de vida

Na etapa da educação básica, a escola deve inspirar os jovens a adquirirem aspirações pessoais, profissionais e sociais. O intuito dessas atitudes é que esses jovens possam no futuro se planejarem com autonomia e responsabilidade.

Para que esse propósito seja possível, o novo currículo do Ensino Médio propõe a existência de itinerários formativos de livre escolha dos estudantes, os quais abrangem um conjunto de disciplinas que os estudantes poderão escolher e que permitem aos alunos se aprofundarem em conhecimentos específicos de uma área do conhecimento. Os itinerários formativos serão organizados em áreas de conhecimento, disciplinas, módulos, projetos, entre outros.

5. *Interdisciplinaridade*

A ideia desse fundamento é que os conteúdos sejam vistos de uma forma mais ampla e não de forma fragmentada. A interdisciplinaridade introduz desafios aos jovens estudantes e aos educadores.

No parágrafo 2º do artigo 7º das Diretrizes Curriculares Nacionais para o Ensino Médio (MEC, 2018)

[...] currículo deve contemplar tratamento metodológico que evidencie a contextualização, a diversificação e a transdisciplinaridade ou formas de interação e articulação entre diferentes campos de saberes específicos, contemplando vivências práticas e vinculando a educação escolar ao mundo do trabalho e à prática social.

6. *Metodologias ativas*

O propósito desse fundamento é transformar o aluno autor do seu próprio ensino-aprendizagem, de forma que sejam feitas práticas pedagógicas que permitam os alunos exercitarem suas competências e criatividade, através de experimentos, discussões em sala de aula, pesquisas, projetos, entre outros.

7. *Flexibilização curricular*

O novo currículo do Ensino Médio permite ao aluno escolher o que irá aprender, além da sua formação geral básica. A formação básica é composta por 1.800 horas em 3 anos e os itinerários formativos, a parte diversificada do currículo, é composta por 1.200 horas de livre escolha dos estudantes.

Figura 9 - Novo Ensino Médio - Grade Curricular



Fonte: MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO (2018b)

Por todo esse exposto, esse trabalho tem por finalidade, entender, analisar, e propor ideias para o ensino da Eletroquímica. Além disso, propõe-se entender a relação da eletricidade, a química e suas conexões. A referência principal para esse trabalho será a forma que esses conteúdos são abordados para a educação básica e tomar como referência livros importantes utilizados no Ensino Fundamental e Médio, por muitos professores e professoras da rede privada e pública no Brasil. A ideia é entender como se dá o ensino da Eletroquímica nas escolas de São Paulo e mesmo no Brasil, tendo como referência o currículo do Estado de São Paulo para a educação básica, os Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio (PCNEM) e o novo currículo adotado pela Base Nacional Comum Curricular (BNCC) para o novo Ensino Médio a partir de 2022.

O(a)s educadores(as), as escolas públicas e privadas, e os estudantes estão passando por essa transição. O propósito desse trabalho é se utilizar da metodologia investigativa para o ensino-aprendizagem de Química de comum acordo com os fundamentos adotados pela Base Nacional Comum Curricular (BNCC). Nesse contexto, temas como a investigação científica e o desenvolvimento de processos criativos são fundamentais para a construção do projeto de vida dos estudantes da educação básica, visando a formação nos seus aspectos físicos,

cognitivos e socioemocionais, buscando sempre valorizar as habilidades, as aspirações e as vocações individuais dos estudantes.

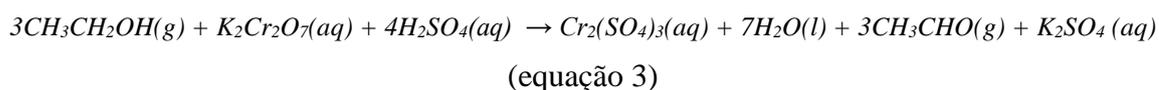
Livros que serão referência para esse trabalho, para nortear como a Eletroquímica, sua importância e suas implicações são estudadas por estudantes do Ensino Médio e Fundamental.

- *Química na Abordagem do Cotidiano*, Volume 2 (TITO e CANTO, 2006)
- *Química*, Volume 2 (FELTRE, 2004)
- *Química*, Volume 2 (MORTIMER e MACHADO, 2013)

Todos os livros analisados relembram os fenômenos de oxirredução, enfatizam a importância dos professores revisarem com os estudantes os importantes conceitos de NOX e oxirredução antes de iniciar os estudos da Eletroquímica.

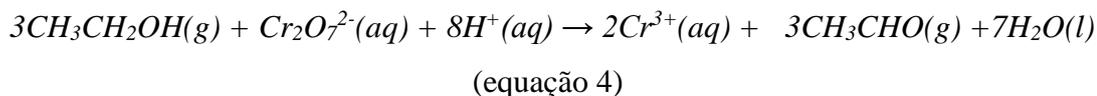
Ao apresentar a oxirredução, os autores Francisco Miragaia Peruzzo Tito e Eduardo Leite do Canto (2006) destacam a importância de os alunos entenderem o NOX e como devem encontrá-lo. Inclusive, nos capítulos 12 ao 18 é feita uma abordagem para a utilização da fila de eletronegatividade, para que os alunos possam encontrar o NOX de um elemento utilizando a fórmula estrutural. Vale aqui ressaltar, na minha opinião, que essa é uma decisão acertada, visto a importância da oxirredução na química orgânica e, lá na frente, isso facilitará muito a compreensão pelos alunos do funcionamento do bafômetro.

O bafômetro pode ser entendido como um dispositivo que indicará se um indivíduo ingeriu ou não bebidas alcoólicas, e ainda indicar a concentração de etanol ingerida. Esse dispositivo funciona por um mecanismo de oxirredução, isto é, uma pilha, na qual o etanol das bebidas alcoólicas poderá ser oxidado a aldeído ou a ácido carboxílico na presença de um oxidante enérgico, que em alguns tipos de bafômetro pode ser o dicromato de potássio em meio ácido, em outros tipos, o próprio oxigênio da atmosfera.

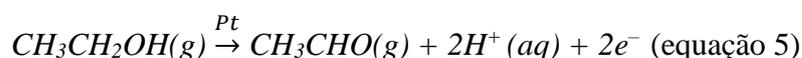


Nessa equação, observa-se que o etanol das bebidas alcólicas está sendo oxidado a aldeído na presença do dicromato de potássio em meio ácido. Na reação, essa transformação química vem acompanhada de uma mudança de coloração, visto que a solução de dicromato é alaranjada e a solução de cromo III, no produto, é verde.

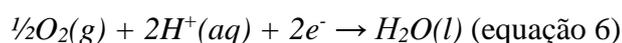
Equação iônica :



O(a) professor(a) pode explicar o funcionamento de outros tipos de bafômetro, como aqueles que funcionam semelhante a uma pilha a combustível, na qual o etanol expelido é oxidado no ânodo gerando elétrons e no cátodo o oxigênio é reduzido. (ALVES, 2021). No polo negativo da pilha (ânodo) ocorre a oxidação do etanol a aldeído na presença de um catalisador metálico, como a platina conforme a meia-reação abaixo:



No polo positivo (cátodo) ocorre a redução do oxigênio presente no ar conforme a meia-reação abaixo:



Dessa forma, pode-se escrever a equação da reação global do bafômetro, isto é, da pilha:



O que se pode observar e poderá ser explorado pelo(a) professor(a) com seus alunos(as) é utilização da oxirredução e da Eletroquímica em um aspecto extremamente importante e muito presente no cotidiano dos jovens, o consumo consciente das bebidas alcoólicas por parte dos adultos. Não há a menor dúvida que dessa aula poderão surgir discussões importantes na vida desses jovens e esse, é um papel importante do(a) educador(a).

Para uma aula didática e participativa, a citação de um exemplo do cotidiano torna as coisas mais fáceis para o educador e mais compreensíveis aos alunos. Por exemplo, quando um pedaço de ferro fica exposto ao ar, é perceptível que o objeto vai “enferrujando”. Esse fenômeno natural ocorre quando o objeto metálico fica exposto à umidade e ao gás oxigênio da atmosfera, o metal sofre oxidação, enquanto o oxigênio sofre redução.

Segundo Merçon *et al.* (2004)

Ao avaliar os diferentes tipos de corrosão [no ensino de Química], tem-se um conjunto de fenômenos químicos que representam situações comuns no dia a dia do aluno de Ensino Médio, como danos em eletrodomésticos e monumentos históricos. Assim, esse tema permite desenvolver diversos conteúdos, como reações de compostos inorgânicos, oxirredução, cinética química, equilíbrio químico e eletroquímica. Ao se contextualizar o ensino, tem-se a possibilidade de abordar a relação entre a Química e os aspectos sociais, econômicos, ambientais e históricos, bem como do desenvolvimento de atividades interdisciplinares.

No livro *Química volume 2* (MORTIMER e MACHADO, 2013), o Capítulo 5 é intitulado “Movimento de elétrons, uma introdução ao ensino da Eletroquímica”. O capítulo discorre sobre os fenômenos da oxirredução e começa citando a importância de se estudar o assunto para o entendimento do funcionamento das pilhas. Logo no início da leitura, a pilha é definida como um exemplo de transformação química que gera energia elétrica. No mesmo livro, os autores descrevem transformações químicas que ocorrem às custas de fornecimento de energia elétrica, isto é, eletrólise, e citam como exemplo a galvanoplastia, isto é, recobrimentos metálicos aos quais se aplicam camadas de prata, ouro, cobre, cromo, entre outros metais sobre superfícies metálicas para fins estéticos (torneiras, chuveiros, maçanetas) ou proteção contra a corrosão. Nesse livro, é descrito a intersecção entre as transformações químicas e bioquímicas, e a eletricidade como um eixo importante da Química. Ainda no mesmo livro, estão descritos vários experimentos para exemplificar fenômenos de oxirredução, conceitos de oxidação, redução, e a importância do NOX para caracterizar as reações de oxirredução ou redox.

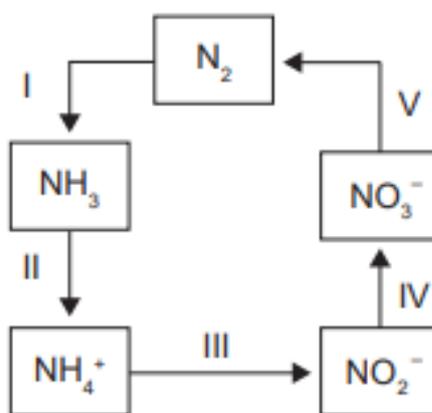
No livro de *Química volume 2* do Ricardo Feltre (2004), os dois capítulos de Eletroquímica estão subdivididos em oxirredução, pilhas elétricas e eletrólise. Primeiramente, é feita uma introdução sobre a importância da oxirredução na metalurgia, prevenção de corrosão (oxidação) de metais, e no funcionamento de pilhas e baterias elétricas. No segundo capítulo, o aborda-se a oxirredução para gerar produtos químicos, isto é, a eletrólise.

Assim, percebe-se que os livros de diferentes autores introduzem de forma similar os conceitos envolvidos no ensino da Eletroquímica. Os autores procuram sempre exemplificar fenômenos do cotidiano, essa é uma característica bem marcante dos livros mais atuais, e são cheios de imagens, detalhes que ajudam a tornar a leitura mais agradável por parte dos alunos. Um outro ponto importante, é que nesses livros fica explícito também a preocupação com as provas de acesso às universidades, pois em todos os volumes analisados, ao final de cada um

dos capítulos, existe sempre uma coleção de exercícios de ENEM, FUVEST, UNICAMP, UNESP, entre outras provas importantes de diferentes universidades públicas e particulares.

Um outro exemplo bem interessante e importante da oxirredução está na fixação do nitrogênio. Os organismos vivos precisam de nitrogênio para a produção das proteínas, o professor pode lembrar aos alunos que as proteínas podem ser entendidas como os “tijolos” da construção de plantas e animais. Dessa forma, entender como o nitrogênio se torna disponível para as plantas e animais possibilita compreender o ciclo do nitrogênio. O nitrogênio atmosférico é pouco reativo e vai ser convertido com a ajuda de bactérias nitrificantes e desnitrificantes, que produzem na etapa final NO_2^- NO_3^- , e novamente N_2 , assim o nitrogênio é devolvido a atmosfera e o ciclo se completa.

Figura 10 - Questão ENEM 2014 – Prova Rosa | Questão 60



Fonte: MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO (2021)

O destaque aqui a ser mencionado pelo professor aos alunos é que essas etapas envolvem fenômenos de oxidação e redução. Assim, a correta compreensão da oxirredução é fundamental para o entendimento do ciclo do nitrogênio e sua importância. Surge então, uma questão importante. Como identificar se uma reação química é ou não uma reação de oxirredução? Para resolver esse problema foi desenvolvido o conceito de NOX (Número ou Estado de Oxidação). Um elemento sofre oxidação e perde elétrons quando seu NOX aumenta e um elemento sofre redução quando seu NOX diminui. Por esse exposto, antes de iniciar o estudo da Eletroquímica o professor precisa ensinar ou relembrar os conceitos de NOX, para, posteriormente, caracterizar aos seus alunos os conceitos da oxirredução. Tópicos importantes a serem revisados pelo professor:

- Reações químicas que ocorrem com variação de NOX são classificadas como reações de oxirredução e envolvem transferência de elétrons. Essas reações constituem a base para o estudo da Eletroquímica
- Caracterização da oxidação e redução. Mostrar aos alunos que esses fenômenos são concomitantes, isto é, ocorrem ao mesmo tempo e estão conectados.
- O agente redutor é a espécie química que contém o elemento que sofre oxidação.
- O agente oxidante é a espécie química que contém o elemento que sofre redução

De acordo com Atkins, Jones e Leverman (2018)

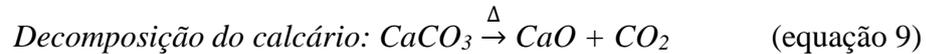
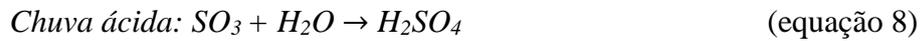
A espécie que promove a redução é chamada de agente redutor (ou, simplesmente, redutor). Como o redutor fornece os elétrons para a espécie que está sendo reduzida, ele perde elétrons. Isto é, o redutor contém um elemento no qual o número de oxidação aumenta. Em outras palavras, o agente redutor em uma reação redox é a espécie que provoca redução e é oxidada no processo.

Klein e Braibante (2017) destacam que:

De Jong *et al.* (1995) constataram que os professores percebem as reações redox como um dos tópicos da química mais difíceis de ensinar e os alunos em aprender. Anselme (1997) também ressaltou essa dificuldade em entender a oxidação-redução, principalmente na mudança do domínio da química inorgânica para orgânica, dizendo que às vezes tornam-se experiências traumáticas aos estudantes. Três importantes dificuldades de aprendizagem apresentadas pelos estudantes descritas em algumas pesquisas são: 1. Dificuldade em compreender a oxidação e a redução como reações complementares; 2. Dificuldade em identificar os agentes oxidantes e redutores; (De Jong; Treagust (2002 apud Österlund; Berg; Ekborg, 2010); 3. A compreensão que reações redox são definidas como perda e ganho de oxigênio (Österlund; Ekborg, 2009).

As citações acima demonstram a metodologia para o ensino em sala de aula das reações químicas de oxirredução, além disso, propõe a importância dos professores em desenvolver formas para contextualizar o assunto. Fica muito claro a importância do NOX e dos conceitos de oxidação e redução. Dessa forma, é muito importante que o professor ou a professora crie estratégias para fixar esses conceitos, ainda que eles já tenham sido vistos anteriormente.

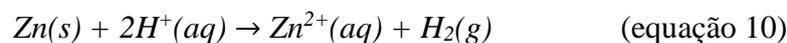
Por exemplo, muitas transformações químicas, isto é, reações químicas não envolvem transferência de elétrons, assim não são exemplos de oxirredução. O professor(a) pode exemplificar:



Nessas duas transformações químicas o NOX de cada elemento se mantém inalterado, assim o professor(a) pode explicar aos alunos(as) que são transformações químicas que não alteram o estado de oxidação dos elementos.

Na equação 8 está destacado o fenômeno da chuva ácida em consequência da queima de combustíveis fósseis e na equação 9 está destacada a decomposição térmica do calcário para produzir cal virgem, um insumo importante na agricultura para reduzir acidez de solo.

Outro importante fenômeno pode ser demonstrado pela dissolução do metal zinco (corrosão) em meio ácido:



Na equação 10, o professor(a) precisa destacar que ocorre alteração no NOX dos elementos Zinco (Zn) e Hidrogênio (H) e isso caracteriza o fenômeno da oxirredução. Aliás, aqui o estudante poderá observar que a corrosão metálica caracteriza a oxidação do metal. O professor(a) pode ainda mencionar que o desprendimento de gás (por exemplo, gás H₂), em transformações, indicam ocorrência de reação química, nesse caso uma reação de oxirredução.

Figura 11 - Reação de oxirredução do zinco metálico em meio ácido



Por este exposto, fica explícito a importância do entendimento pelos estudantes do NOX para caracterizar o fenômeno da oxirredução. Assim, podemos dizer que, o NOX constitui a ferramenta através da qual poderá ser caracterizada a eletricidade nas reações químicas e, a partir dessa caracterização, poderá ser extrapolada a ideia da eletroquímica, afinal a eletroquímica se baseia na interconversão entre energia química e energia elétrica.

Ainda conforme Atkins, Jones e Leverman (2018)

Os elétrons são partículas reais e não podem ser perdidos, portanto, sempre que, em uma reação, uma espécie se oxida, outra tem de se reduzir. Considerar a oxidação e a redução separadamente é como bater palmas com uma mão só: uma transferência precisa ocorrer junto com a outra para que a reação aconteça. Por isso, na reação entre cloro e brometo de sódio, os íons brometo são oxidados e as moléculas de cloro são reduzidas. Como, a oxidação e a redução sempre estão juntas, os químicos utilizam o termo reações redox, isso é, reações de oxidação-redução, sem separar as reações de oxidação das reações de redução.

O livro relaciona diversas formas de abordagem da transferência de elétrons em reações químicas, inclusive experimentais, para desenvolver os conhecimentos específicos da oxirredução fundamental para o entendimento da Eletroquímica.

Sartori *et al.* (2008) complementa

Basicamente, uma reação de oxidação-redução envolve a transferência de elétrons de uma espécie para outra, ocorrendo, respectivamente, perda e ganho de elétrons, resultando em uma mudança no estado de oxidação das espécies envolvidas. (...) O processo de redução ocorrerá simultaneamente ao de oxidação, pois os elétrons recebidos pela espécie que se reduz serão cedidos pela espécie que sofre oxidação. (...) A oxidação resulta na perda de um ou mais elétrons pela espécie (átomos, íons ou moléculas). Quando ela perde elétrons, diz-se que foi oxidada e seu estado de oxidação atinge valores mais positivos. O agente oxidante recebe elétrons de uma outra substância e torna-se reduzido. Por outro lado, a redução é, por sua vez, o processo que resulta em ganho de um ou mais elétrons pelas espécies. Quando uma espécie recebe elétrons, diz-se que ela foi reduzida e seu estado de oxidação diminui. Para saber se uma dada reação de oxidação-redução vai se processar espontaneamente, é preciso consultar tabelas contendo os potenciais-padrão de redução (E°) de cada uma das semirreações envolvidas.

Através das citações de diferentes autores importantes no estudo da Química, e dos fenômenos da eletricidade nas reações químicas, observa-se que o(a) professor(a) ao iniciar o desenvolvimento desse tópico da Química, precisa lembrar quais conceitos importantes de Química e Física estão envolvidos. Por exemplo, condutividade elétrica, NOX, oxirredução, agente redutor, agente oxidante, conceito de corrente elétrica, conceito de gerador, pilha, bateria, enfim, essas disciplinas se fazem conectadas, possuem um vocabulário apropriado a ser conhecido. Para isso o(a) educador(a) precisará fazer um bom planejamento, para se utilizar da melhor estratégia para abordar esses conceitos. Na minha opinião, a utilização da metodologia investigativa, pode ser um bom plano de acesso aos alunos(as), de forma a promover a atitude proativa por parte dos estudantes. O importante é despertar a curiosidade e, o passo a passo com a participação dos(as) alunos(as), desenvolver um vínculo com os tópicos necessários, a fim de que os pré-requisitos possam ser aprendidos da forma adequada, no momento adequado e ainda de forma prazerosa, ou seja, as aulas de Eletroquímica podem ser agradáveis.

Um professor(a) sabe dos desafios e a Eletroquímica impõe muitos. Assim, o ensino da Eletroquímica requer planejamento, estruturação dos tópicos a serem ensinados de acordo com a disponibilidade de aulas semanais, além de uma metodologia adequada de forma a aproximar alunos(as) e professores(as), sempre promovendo o diálogo e intersecção de ideias de ambas as partes.

Uma vez contextualizado o estudo do NOX e da oxirredução, o professor pode desenvolver a ideia da importância da eletricidade em algumas reações químicas. A geração de energia de diversas formas pode ser o motor para desenvolver da aula. A ciência nos levou a produzir energia elétrica de várias formas, seja através das quedas d'água nas usinas hidrelétricas, pela queima de combustíveis fósseis (usinas termoelétricas), por meio de reações nucleares (usinas núcleo elétricas), ou ainda pela força do vento (energia eólica). O que fica muito claro na vida moderna, repleta de dispositivos eletrônicos, que a eletricidade é indispensável. Além do exposto, a demanda por formas de energia sustentáveis tem aumentado significativamente. Uma dessas formas é a conversão de energia solar e eólica em eletricidade. Entretanto, sabemos que a energia solar somente está disponível por um período do dia, e que a energia eólica é variável, devido às condições climáticas.

Assim, pelos motivos expostos, o armazenamento da energia elétrica em baterias é fundamental. As baterias podem ser classificadas como primárias ou secundárias. Baterias primárias não podem retornar ao seu estado original por meio de recarga; portanto, quando os

reagentes são consumidos, a bateria “acaba” e tem que ser descartada. Baterias secundárias são frequentemente chamadas de baterias de armazenamento ou baterias recarregáveis. As reações nessas baterias podem ser revertidas e, portanto, a bateria pode ser recarregada (KOTZ *et al.*, 2015).

Ainda de acordo com (KOTZ *et al.*, 2015)

Quando uma célula seca de zinco-carbono ou célula alcalina deixa de produzir corrente elétrica útil, ela é descartada. Por outro lado, alguns tipos de células podem ser recarregadas, frequentemente centenas de vezes. A recarga requer a aplicação de corrente elétrica a partir de uma fonte externa para restaurar a célula ao seu estado original.

Primeiramente, o professor precisa chamar a atenção dos alunos e alunas para a importância da Eletroquímica, do propósito em se estudar algo específico e desafiador, e pelos fatos expostos acima, já se justifica a importância da Eletroquímica e da compreensão sobre como a eletricidade nas reações químicas deve estar presente no ensino em sala de aula a jovens, futuros formadores e formadoras de opinião.

A Eletroquímica estuda a eletricidade e as reações químicas. Podemos também enxergar a Eletroquímica com o intuito de promover a ocorrência de reações químicas não espontâneas a partir da eletricidade. Ou seja, o oposto do que foi descrito no parágrafo acima. E qual seria a finalidade disso? Podemos pensar em algumas finalidades, desde substâncias importantes que têm larga aplicação industrial, que não existem na Natureza, e são fabricadas por eletrólise, a processos de galvanização que envolvem recobrimento metálico (galvanização), como a fabricação do aço inoxidável até a processos de tratamento de água, denominados eletrofloculação. Isto posto, conclui-se que a Eletroquímica envolve uma vasta aplicação da Química e da eletricidade, e assim, reações químicas e eletricidade estão intimamente relacionadas. Além do mais, temos uma vasta aplicação da Eletroquímica em nosso cotidiano, o que justifica o seu aprendizado no Ensino Fundamental e Médio para estudantes da educação básica.

Como foi exposto acima, oxirredução se caracteriza pela transferência de elétrons, seja de forma espontânea ou forçada. Para se compreender bem o propósito do estudo da

Eletroquímica em sala de aula, primeiramente vamos nos concentrar no estudo das células galvânicas, isto é, as pilhas eletroquímicas. Assim, o professor precisa mostrar aos seus alunos e alunas como é possível separar os processos de oxidação (perda de elétrons) e redução (ganho de elétrons) em locais físicos diferentes, e ao longo desse capítulo, esses locais serão chamados de ânodo e cátodo, respectivamente. Dessa forma, vamos nos ater de início à importância de se entender o funcionamento de uma pilha e como os conceitos aqui envolvidos podem ser abordados em sala de aula pelo professor de forma didática, com a participação dos alunos e das alunas na aula e/ou casa, considerando-se um ensino remoto. Vamos considerar que após a leitura dessa parte inicial, alguns conteúdos importantes serão abordados sobre o estudo das pilhas.

- Como montar e entender as células galvânicas, isto é, as pilhas.

De acordo com Atkins e Jones (ATKINS, JONES e LEVERMAN, 2012), "uma célula galvânica é uma célula eletroquímica em que uma reação química espontânea é usada para gerar uma corrente elétrica".

- A utilização dos potenciais de redução e a espontaneidade das reações.
- O entendimento de como é gerada a eletricidade a partir das reações químicas.

Você já se perguntou como baterias utilizadas em celulares, notebooks, ou mesmo carros híbridos são capazes de gerar energia para o funcionamento desses dispositivos? O propósito aqui é abordar um pouco desse conhecimento importante na Química e na nossa vida moderna e cotidiana.

A energia proveniente das baterias é proveniente das reações química de oxirredução, na qual a transferência de elétrons ocorre por um fio metálico. Como em toda ciência, na Eletroquímica existe uma nomenclatura específica envolvida, na qual a denominação célula galvânica tem origem em Luigi Galvani, um italiano que descobriu a eletricidade na contração nos músculos de rãs. Já a denominação célula voltaica, tem origem em Alessandro Volta, outro italiano estudioso de fenômenos da eletricidade. De acordo com Kotz *et al.* (2015), "em uma célula voltaica, os elétrons sempre se movem do anodo (eletrodo negativo) para o cátodo (eletrodo positivo)".

Importante destacar que a ciência já nos permitiu produzir energia elétrica por meio de usinas hidrelétricas, ou mesmo queimando combustíveis fósseis, ou até mesmo por usinas nucleares. Entretanto, atualmente a modernidade exige a utilização de dispositivos portáteis, por esse motivo se justifica a utilização de pilhas e baterias e a sua importância no aprendizado da Química.

Uma forma didática de se iniciar o estudo das pilhas é pela construção da pilha de Daniell, apresentada em 1836. Tendo desenvolvido uma compreensão de como os íons conduzem carga através de soluções, vamos voltar a reação redox entre os íons zinco e o cobre II. Um arranjo alternativo para a realização da mesma reação é mostrado na Figura 12.

Figura 12 - Uma célula de Daniell. O zinco metálico (no bequer esquerdo) está imerso em $1\text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ de $\text{ZnSO}_4(\text{aq})$. O cobre metálico (bequer direito) está imerso em $1\text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ de $\text{CuSO}_4(\text{aq})$. A célula produz uma fem de 1,10V



Fonte: BURROW *et. al.* (2012)

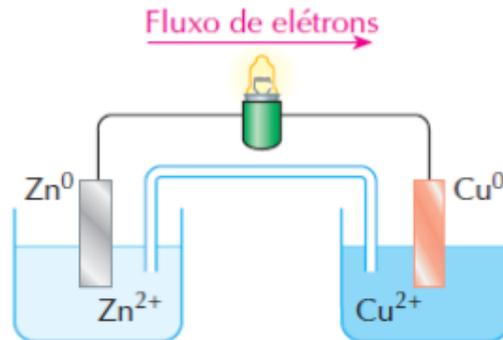
De acordo com Atkins, Jones e Leverman (2018)

A célula de Daniell é formada por eletrodos de cobre e zinco imersos em soluções de sulfato de cobre II e zinco, respectivamente. As duas soluções entram em contato por meio de uma barreira porosa que permite a passagem dos íons e completa o circuito elétrico.

A produção de energia elétrica ocorre através de duas semirreações que ocorrem em compartimentos separados denominados meias-células. O fluxo de elétrons ocorre por

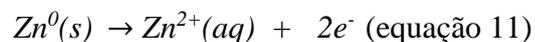
intermédio de um fio condutor metálico. A Figura 13 demonstra o fluxo de elétrons em uma célula eletroquímica.

Figura 13 - Fluxo de elétrons do eletrodo de Zinco para o eletrodo de Cobre através do fio condutor



Fonte: TITO e CANTO (2006).

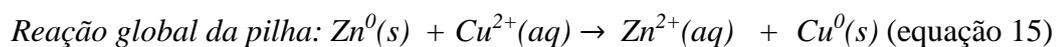
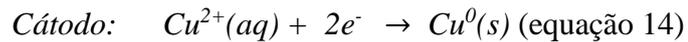
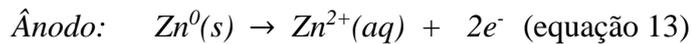
A lâmina de zinco está imersa em uma solução de sulfato de zinco, localizada no compartimento à esquerda da figura 13. A lâmina de cobre está imersa em uma solução de sulfato de cobre II, localizada no compartimento à direita. Esses metais recebem o nome de eletrodos e estão conectados por um fio condutor metálico pelo qual ocorrerá a passagem espontânea de elétrons. Para o funcionamento adequado da pilha de Daniell e de outras pilhas é fundamental destacar a importância da ponte salina, ou de uma membrana porosa que permite o fluxo de íons entre os dois compartimentos. O professor durante a aula precisa destacar que no início, as soluções em cada compartimento estão eletricamente neutras. Com o passar do tempo ocorre um excesso de cargas positivas (Zn^{2+}) no eletrodo de Zn devido à oxidação do Zn, assim observa-se a corrosão da lâmina de Zn. (TITO e CANTO, 2006).



E com o passar do tempo, ocorre uma redução nas cargas positivas no eletrodo de Cu, devido a redução do Cu^{2+} , assim observa-se a deposição de cobre sobre a placa de cobre (TITO e CANTO, 2006).

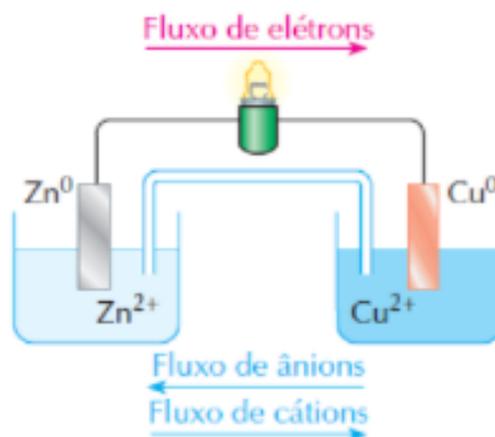


Podemos entender de forma simples que, o fato de ocorrer reação entre o $Zn(s)$ e o $Cu^{2+}(aq)$ sugere que os íons cobre aceitam mais elétrons do que os átomos de Zn desejam retê-los. Fechado o circuito, a oxidação do Zn envolve a redução dos íons Cu^{2+} , esses processos são concomitantes e a equação global da pilha de Daniell pode ser encontrada somando-se as equações representadas acima. (PERUZZI e CANTO, 2006).



A ponte salina tem a finalidade de garantir a neutralidade das cargas através da movimentação ordenada de íons entre as soluções e a ponte salina. Ela é necessária em uma célula voltaica para que a reação ocorra. O balanceamento de carga em cada semicélula é obtido pela migração de íons através da ponte salina (KOTZ *et al.*, 2015). A figura 14 mostra que ocorre um movimento ordenado de íons para permitir a neutralidade das soluções em cada um dos compartimentos.

Figura 14 - Fluxo de ânions e cátions através da ponte salina



Fonte: TITO e CANTO (2006).

Uma sugestão para o professor é indicar que os ânions se movem em direção ao ânodo, e os cátions se movem em direção ao cátodo. O professor precisa destacar as convenções

importantes para a compreensão da Eletroquímica. O ânodo corresponde ao compartimento onde ocorre a oxidação e o cátodo, o compartimento onde ocorre a redução. O ânodo corresponde ao polo negativo da pilha e o cátodo corresponde ao polo positivo da pilha. O professor pode construir um esquema semelhante ao apresentado na Figura 15, para que o aluno consiga correlacionar a oxidação, redução e o compartimento onde esses fenômenos estão acontecendo.

Figura 15 - Nomenclatura dos eletrodos utilizados na eletroquímica onde ocorre a oxidação e redução



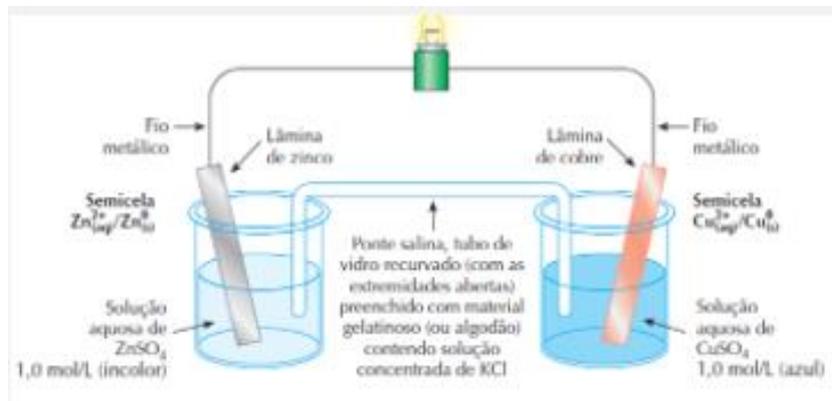
Fonte: TITO e CANTO (2006).

Sartori *et al.* (2013) descreve a seguinte nomenclatura para as reações redox:

Por convenção, o eletrodo com carga negativa na célula eletrolítica é denominado cátodo, enquanto o carregado positivamente é chamado ânodo, o oposto ao encontrado numa célula galvânica (ex. bateria). Quando uma espécie (átomos, íons ou moléculas) perde elétrons, diz-se que foi oxidada e seu estado de oxidação atinge valores maiores. Por outro lado, quando uma espécie recebe elétrons, diz-se que ela foi reduzida e seu estado de oxidação diminui. Ambos os processos ocorrem simultaneamente: os elétrons recebidos pela espécie que se reduz serão cedidos pela espécie que está sofrendo oxidação.

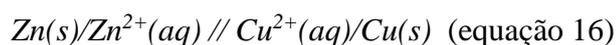
A Figura 16 mostra o fluxo de elétrons do ânodo para o cátodo e a migração de íons através da ponte salina, na qual os íons Cl^- fluem em direção ao ânodo para equilibrar o excesso de Zn^{2+} e os íons K^+ fluem para o cátodo para compensar a redução dos íons Cu^{2+} .

Figura 16 - Esquema do funcionamento de uma pilha utilizando eletrodos de Zinco e Cobre, unidos por um fio condutor e imersos nas suas respectivas soluções conectadas por uma ponte salina



Fonte: TITO e CANTO (2006).

Finalmente, outro ponto importante a ser ensinado aos alunos é a forma correta, de acordo com a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), de se representar uma pilha. Sempre, do lado esquerdo é representado a meia-célula na qual ocorre a oxidação (ânodo) e do lado direito é representado a meia-célula na qual ocorre a redução (cátodo). A representação pode ser simplificada dessa forma, ânodo // cátodo na qual as duas barras verticais indicam a ponte salina ou a membrana porosa. Para a pilha de Daniell a representação descrita conforme mostrado na equação 16:



Os pares aqui envolvidos, $\text{Zn}(s)/\text{Zn}^{2+}(aq) // \text{Cu}^{2+}(aq)/\text{Cu}(s)$ são denominados de pares redox. As forças oxidantes ou redutoras dos pares redox, ou a maior tendência a doar elétrons ou recebê-los de um determinado elemento, são expressas através dos potenciais padrão de redução, E^0_{red} , expresso em unidades de volts (BURROW *et al.*, 2012).

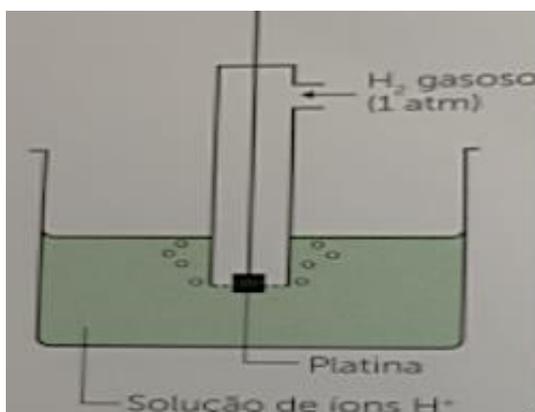
Nos livros analisados, e tomados como referência para o ensino da Eletroquímica por professores da educação básica, o potencial de redução merece destaque. Os livros destacam que a IUPAC recomenda a utilização de tabelas com potenciais-padrão de redução. Eles ainda destacam o eletrodo padrão como referência, cujo potencial arbitrário é igual a zero. Nos livros analisados fica explícito a finalidade do eletrodo padrão para se determinar o potencial de

redução de outra espécie química através da construção de uma pilha. Como o potencial de redução do hidrogênio é zero, a voltagem lida no voltímetro do gerador corresponde ao potencial a que se quer determinar.

Assim sendo, em aula o professor pode mostrar aos alunos que o valor experimental do potencial padrão de um determinado par redox é obtido conectando o eletrodo de referência em uma célula eletroquímica. Por convenção da IUPAC, já mencionada aqui, o par redox de referência é o $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$, que recebe sob condições-padrão convencionadas, um valor de E^0_{red} igual a zero. É importante nesse ponto, o professor explicar aos alunos e alunas que o potencial é uma grandeza que não precisa ser decorada. Nas aulas de Eletroquímica, o potencial padrão do par redox será determinante para a identificação do ânodo e do cátodo na composição de uma pilha.

O professor deve explicar os conceitos envolvidos aos alunos que, experimentalmente, o par $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$ é constituído por um fio de platina mergulhado em uma solução de íons $\text{H}^+(\text{aq})$ (Fig. 16). A concentração dos íons $\text{H}^+(\text{aq})$ é 1mol/L e o gás $\text{H}_2(\text{g})$ encontra-se sob pressão de 1atm. Como mencionamos anteriormente, por convenção, o E^0_{red} deste eletrodo é igual a zero. Uma sugestão ao professor é mostrar aos seus estudantes que comparações em ciência são frequentes. Por exemplo, quando dizemos que a altitude na cidade de São Paulo é de 760m acima do nível do mar, estamos deixando claro a utilização de um referencial. A cidade de Curitiba está a 935m acima do nível do mar, assim pode-se inferir que Curitiba está 175m acima da cidade de São Paulo. Importante ressaltar as comparações, pois elas serão fundamentais na compreensão dos conceitos fundamentais de eletroquímica ou de qualquer conceito científico.

Figura 17 – Eletrodo padrão de hidrogênio

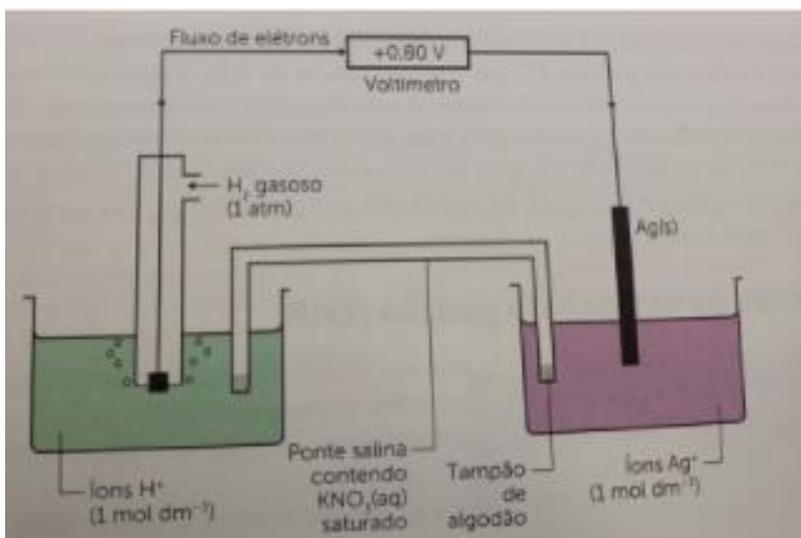


De acordo com Atkins, Jones e Leverman (2018)

O eletrodo de hidrogênio em seu estado padrão, com o gás hidrogênio em 1 bar e a concentração de íons hidrogênio igual a 1 mol.L^{-1} (estritamente, atividade unitária), é chamado de eletrodo padrão de hidrogênio (EPH). O eletrodo do padrão de hidrogênio, é então, usado para definir o potencial padrão de qualquer outro eletrodo. Em reações em solução aquosa, o estado de referência é o estado da lei de Henry. Entretanto, há uma particularidade. Como muitas vezes estamos analisando soluções aquosas diluídas, é comum considerar que a atividade de água será igual à unidade, o que é uma boa aproximação para soluções diluídas.

Em uma pilha, podemos determinar a diferença de potencial entre os eletrodos com a utilização de um voltímetro. Uma proposta proativa para o entendimento da escala dos valores de potencial padrão de redução é propor para os alunos realizar as medidas experimentais do E°_{red} , por meio da construção de uma célula eletroquímica. A ideia do experimento é que o professor possa levar os alunos a obterem diferentes potenciais de redução (E°_{red}) e construam juntos uma tabela de potenciais redox para, posteriormente, comparar com a literatura. Desta forma, vamos utilizar uma pilha constituída por um eletrodo padrão de hidrogênio e o par redox $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}^0$. Os dois eletrodos estão conectados por uma ponte salina de KNO_3 e um fio condutor para permitir a passagem dos elétrons. Para tal experimento, poderemos montar o experimento descrito na Figura 18, onde serão necessários, além do eletrodo padrão de hidrogênio, um fio de prata, uma solução de íons prata (NaNO_3), fio de cobre para a conexão externa e uma ponte salina.

Figura 18 - Célula eletroquímica empregada na determinação de E° do para redox $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}^0$

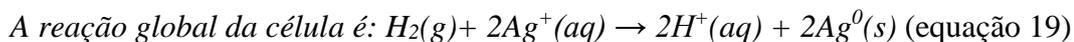
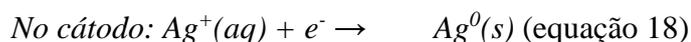


Fonte: LEWIS e EVANS (2014).

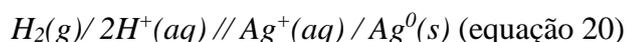
Este experimento, leva a questionamentos importantes, frutos da área experimental da Química e que devem ser sugeridos aos alunos pelo professor tais como:

- Qual eletrodo ficará conectado ao polo positivo?
- E ao polo negativo?

Nesse momento, o professor pode lembrar aos alunos e alunas que os elétrons migram do potencial menor para o maior, de acordo com a Figura 18, significa que o ânodo é o eletrodo de potencial menor, por esse motivo polo negativo, e o cátodo é o eletrodo de potencial maior, por esse motivo polo positivo. No experimento, o voltímetro está indicando + 0,80 V representando a seguintes processos:



Deve-se observar que na célula galvânica o número total de elétrons doados e recebidos é sempre igual, por isso a reação catódica nesse caso foi multiplicada por dois. Como já mencionamos acima, o diagrama ou a representação da célula galvânica é (-) ânodo // cátodo (+). Dessa forma, nessa pilha teríamos:



e assim entendemos que o $H_2(g)$ é oxidado no ânodo a $H^+(aq)$ enquanto o $Ag^+(aq)$ é reduzido no cátodo a $Ag^0(s)$.

Para fecharmos essa linha de pensamento, é importante o professor mostrar aos alunos e alunas como se encontra o denominado potencial padrão da célula, que foi encontrado experimentalmente com valor de 0,80 V. Podemos dizer que, a força denominada eletromotriz de uma pilha (célula galvânica) é a diferença de potencial elétrico medida entre os seus eletrodos.

$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ} \text{ cátodo} - E^{\circ} \text{ ânodo}$$

Na pilha do experimento: $E^{\circ}(\text{Ag}^+/\text{Ag}^0) - E^{\circ}(\text{H}^+/\text{H}_2)$ (equação 21)

$$0,8 = E^{\circ}(\text{Ag}^+/\text{Ag}^0) - 0 \text{ (equação 22)}$$

Assim, como o voltímetro indicou a voltagem do gerador e sabemos que o eletrodo padrão de H_2 vale zero, podemos descobrir o potencial do eletrodo de prata. O professor deve mostrar aos alunos que está se fazendo uma comparação a partir do padrão adotado. Então,

$$E^{\circ}(\text{Ag}^+/\text{Ag}^0) = 0,80\text{V} \text{ (equação 23)}$$

De acordo com o Chang e Goldsby (2013), “a voltagem entre os eletrodos de uma célula galvânica é chamada de voltagem da célula, ou potencial de célula. Outra designação comum para voltagem da célula é a força eletromotriz, ou fem (E)”.

Aplicando os conceitos acima na pilha de Daniell: $E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0) - E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0)$ e com o auxílio de Tabelas, como a Tabela 1, pode-se encontrar a voltagem da pilha. Agora a compreensão da posição dos pares redox mostrado na Figura 13 torna-se mais claro e intuitivo. A pilha de Daniell mostra que o par $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ é um agente oxidante mais forte ($E^{\circ} = +0,52 \text{ V}$) que o par redox $\text{Zn}(\text{s})/\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ ($E^{\circ} = -0,76 \text{ V}$).

Tabela 1. Potencial padrão de algumas semireações comuns.

Equação da semi-reação	E° (V)
$\text{Li}^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons \text{Li}_{(s)}$	-3,05
$\text{K}^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons \text{K}_{(s)}$	-2,93
$\text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ca}_{(s)}$	-2,87
$\text{Na}^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons \text{Na}_{(s)}$	-2,71
$\text{Mg}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Mg}_{(s)}$	-2,38
$\text{Al}^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Al}_{(s)}$	-1,68
$2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + 2\text{OH}^-_{(aq)}$	-0,83
$\text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}_{(s)}$	-0,76
$\text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Fe}_{(s)}$	-0,44
$\text{Cd}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cd}_{(s)}$	-0,40
$\text{Sn}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Sn}_{(s)}$	-0,14
$\text{Pb}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb}_{(s)}$	-0,13
$\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Fe}_{(s)}$	-0,04
$2\text{H}^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)}$	+0,00
$\text{Sn}^{4+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}_{(aq)}$	+0,15
$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)}$	+0,34
$\text{O}_2_{(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 4e^- \rightleftharpoons 4\text{OH}^-_{(aq)}$	+0,40
$\text{Cu}^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)}$	+0,52
$\text{I}_2_{(s)} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-_{(aq)}$	+0,54
$\text{MnO}_4^-_{(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 3e^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2_{(s)} + 4\text{OH}^-_{(aq)}$	+0,59
$\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}_{(aq)}$	+0,77
$\text{Ag}^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}_{(s)}$	+0,80
$\text{Br}_2_{(l)} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-_{(aq)}$	+1,07
$\text{O}_2_{(aq)} + 4\text{H}^+_{(aq)} + 4e^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	+1,23
$\text{Cl}_2_{(g)} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-_{(aq)}$	+1,36
$\text{Au}^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Au}_{(s)}$	+1,42
$\text{MnO}_4^-_{(aq)} + 8\text{H}^+_{(aq)} + 5e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}_{(aq)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	+1,49
$\text{F}_2_{(g)} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-_{(aq)}$	+2,87

Fonte: MONTIMER (2000) e LEVINE (1995)

Assim, pode-se dizer que o par $\text{Zn}(s)/\text{Zn}^{2+}(aq)$ é um agente redutor mais forte que o par $\text{Cu}^{2+}(aq)/\text{Cu}(s)$ e encontrar o potencial da pilha de Daniell conforme descrito nas equações 24 e 25:

$$\Delta E^\circ = 0,34 - (-0,76) \text{ (equação 24)}$$

$$\Delta E^\circ = +1,1V \text{ (equação 25)}$$

De acordo com Chang e Goldsby (2013)

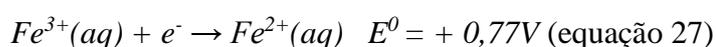
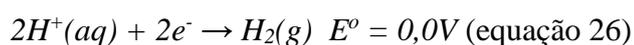
A tabela apresenta os potenciais de redução para um conjunto de reações de semicélulas. Por definição, o EPH tem um valor de $E^0 = 0,00V$.

Abaixo do EPH, os potenciais padrão de redução negativos aumentam enquanto acima dele são os potenciais padrão de redução que aumentam.

E qual o significado disso? As espécies químicas que possuem potencial de redução elevado têm a tendência espontânea a reduzir, assim são classificados como fortes oxidantes e em uma pilha constituem o cátodo. Em aula, o professor pode dizer “quem possui maior E°_{red} reduz, será o cátodo da pilha, e na reação global será o agente oxidante”. Por outro lado, as espécies químicas que possuem baixo potencial de redução (lembrando que é uma comparação de valores) serão forçadas a oxidarem, assim serão classificadas na reação global como agente redutor. Novamente, em aula o professor pode dizer que: “o eletrodo de potencial menor será forçado a oxidar e na pilha será sempre o ânodo. Dessa forma, a força eletromotriz é decorrente da diferença de potencial entre os eletrodos, entre as espécies químicas do meio reacional” (CHANG e GOLDSBY, 2013).

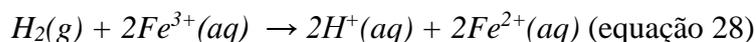
Para os alunos, o professor pode destacar que quanto maior o valor da grandeza, representada aqui por ΔE° , maior será capacidade da pilha gerar corrente elétrica de forma espontânea. Nesse ponto, o professor pode mostrar aos alunos e alunas que por meio desses potenciais pode-se prever se as reações podem ou não ocorrer de forma espontânea. A previsão se dará com a utilização da Tabela 1. Assim, a meia-reação que possuir potencial maior (mais positivo) ocorrerá na forma de redução e será o cátodo da pilha. Por outro lado, a meia-reação que possuir potencial menor (mais negativo) ocorrerá na forma de uma oxidação e será o ânodo da pilha. De uma forma bem objetiva, quem determina quem reduz é a meia-reação de potencial maior. Sendo a Química uma ciência experimental, ajuda muito imaginarmos situações experimentais. Vamos exemplificar:

- I. Será que o gás hidrogênio gasoso consegue reduzir espontaneamente o íon $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ a íon $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$?



Para responder a essa pergunta, o professor precisa demonstrar, claramente, a seus alunos e alunas a importância da análise dos potenciais fornecidos. Consultando a Tabela 1,

verifica-se que o potencial do íon $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ é maior que o potencial do íon $\text{H}^+(\text{aq})$, assim haverá uma reação química espontânea de oxirredução assim expressa:

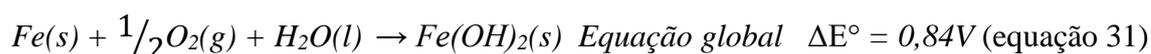
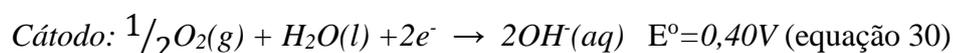
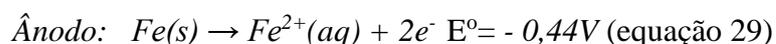


Além disso, uma sugestão para o professor abordar em aula é a respeito da previsão sobre a ocorrência da reação, que não permite falar sobre a velocidade da reação. Isto é, a previsão sobre a ocorrência da reação química, não permite discorrer sobre a cinética ou velocidade das reações. Dessa forma, tópicos diferentes da Química podem ser analisados.

Em todos os livros analisados, o fenômeno da corrosão obteve destaque. No livro *Química na abordagem do Cotidiano* (TITO e CANTO, 2006) a corrosão é descrita como um processo eletroquímico e, nas palavras dos autores, o principal culpado pela corrosão é a água com oxigênio dissolvido ou o ar úmido. No livro são descritas as equações químicas da corrosão do Fe(aço), assim como são descritas formas para se evitar esse fenômeno. Consequentemente, observa-se nos livros a importância para que os alunos da educação básica, com o auxílio dos professores, entendam esse fenômeno eletroquímico, o qual será descrito abaixo.

II. A corrosão do Ferro – um exemplo fundamental em aula para ensinar a importância da oxirredução e da Eletroquímica.

A corrosão do ferro na presença do ar e da água é um processo espontâneo e pode ser justificado pelos valores dos potenciais redox. O enferrujamento do ferro requer a presença de oxigênio e umidade conforme mostrada nas equações abaixo:



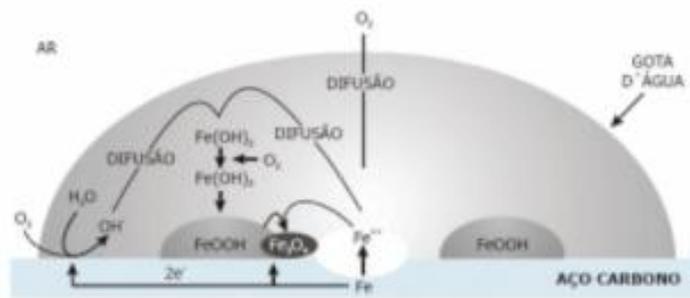
A análise dos potenciais de redução analisados acima mostra que a corrosão do Fe, e consequentemente de aço, é espontânea.

Chang e Goldsby (2013) definem que

Corrosão é a palavra geralmente usada para designar a deterioração de metais por meio de um processo eletroquímico [...] o exemplo mais familiar de corrosão é sem dúvida o de formação de ferrugem sobre o ferro. Para que o ferro [se transforme] em ferrugem, é necessário a presença de oxigênio gasoso e água.

Nesse processo os elétrons são liberados pela oxidação do Fe. O O_2 é reduzido a íons hidróxido e isso acarreta a precipitação de $Fe(OH)_2$, que novamente oxidado pode formar o $Fe(OH)_3$. Podemos entender a ferrugem como um hidróxido do ferro ou mesmo um óxido hidratado do ferro. O entendimento do processo da corrosão do Fe é fundamental, pois o ferro e o aço (liga de Fe e C) possuem inúmeras aplicações na nossa sociedade. Na Figura 19 vemos a transformação que ocorre no metal a partir da gota salina.

Figura 19 - Esquema do processo de corrosão do aço na presença do oxigênio do ar



Fonte: SANJUAN *et al.* (2009)

Ainda sobre a corrosão do Fe no aço e suas implicações na sociedade, o professor pode propor situações do cotidiano para enriquecer a aula, estabelecer discussões e inclusive propor a participação dos alunos e alunas. Algumas perguntas podem ser propostas para iniciar um debate ou estabelecer discussões didáticas entre o professor e os alunos:

- Por que os veículos (carros) que são mantidos perto de cidades litorâneas, isto é, próximo ao mar, enferrujam mais rapidamente?
- O enferrujamento ocorre mais rapidamente em áreas poluídas. Qual seria a razão desse fato?

Para ajudar e estimular os estudantes na discussão desse tema importante da Eletroquímica, uma boa alternativa pode ser a utilização do artigo de SANJUAN *et al.* (2009): “Maresia: Uma Proposta para o Ensino de Eletroquímica”.

O artigo descreve a dificuldade de estudantes e professores para alguns assuntos de química. A Eletroquímica é vista por muitos alunos(as) da educação básica como um assunto quase que incompreensível. Nesse texto alguns professores(as) relatam o desconforto desse tópico da Química e explicam que a formação acadêmica não foi a adequada para trabalhar de forma eficiente conceitos específicos como: oxidação, redução, corrente elétrica, condutibilidade elétrica, potencial elétrico de redução.

Assim, o artigo mostra que alguns professores(as), devido as barreiras para o ensino-aprendizagem e a complexidade do tema, muitas vezes deixam esse tópico para o último semestre letivo, justamente para tentar “se livrar do problema”. Dentro desse contexto, o artigo descreve o processo de elaboração de uma unidade didática para o ensino da Eletroquímica, utilizando como temática central o fenômeno da maresia. Podemos entender a unidade didática como um encadeamento de ideias, procedimentos e estratégias, a fim de desenvolver mecanismos para propiciar a participação proativa dos alunos(as) e professores(as) através de uma preparação da aula e das atividades a serem realizadas por alunos(a) e professores(as).

Para os autores o tema maresia, presente em cidades litorâneas, foi utilizado para contextualizar fenômenos de oxirredução, pilha, ponte salina, formação de íons, enfim, transformações químicas, corrosão, além de questões sociais e tecnológicas. Todos esses aspectos da Química estão presentes em nosso cotidiano e essas discussões por parte de educadores(as) e alunos(as) podem desenvolver o raciocínio lógico, o gosto pela Química e pelo aprendizado.

Ainda no artigo, foi descrito a realização de atividades com questionários e experimentos. Uma questão que me pareceu bastante interessante para desenvolver o pensamento crítico dos(as) alunos(as) foi a leitura de um texto e a exibição de um filme, ambos para destacar o processo de corrosão do ferro. Posteriormente, foram realizados experimentos para descrever a reatividade dos metais e as condições para caracterizar o fenômeno da corrosão do ferro.

Uma atividade que me chamou a atenção foi o desenvolvimento em comum de alunos(as) e professores(as) de uma tabela, a partir de uma atividade experimental para relacionar a reatividade dos metais. Esse tipo de estratégia permite que os(as) alunos(as) identifiquem a espontaneidade das reações de oxirredução e a compreensão na pilha, de qual eletrodo constitui o ânodo e qual eletrodo constitui o cátodo. Finalmente, no trabalho

desenvolvido nesse artigo, outro ponto de destaque foi a realização de uma atividade didática de desmonte de uma pilha, junto à discussão sobre impactos ambientais e sociais no descarte desse tipo de dispositivo eletroquímico.

Os resultados apresentados no artigo deixam explícito que o aprendizado pelos estudantes e o gosto pelas aulas de Química melhorou significativamente. Além disso, o trabalho descreve a superação por parte dos(as) educadores(as) através do desenvolvimento de práticas pedagógicas participativas que, como consequência, trouxeram melhoria no aprendizado e no ensino da Eletroquímica. Dessa forma, o artigo vem corroborar a importância da metodologia investigativa, na qual a questão da teoria e prática podem ser superadas por participação conjunta de estudantes e professores(as), do respeito mútuo e do diálogo em sala de aula, de forma que o conhecimento seja muito mais do que uma simples aula de transmissão e recepção de conceitos científicos.

Dessa discussão produtiva em aula, o professor pode introduzir ideias para prevenir a corrosão do Fe, isto é, a ferrugem.

- Proteção da superfície metálica por uma pintura, lubrificação com óleo ou engraxamento.

A ideia aqui é falar sobre a necessidade de o metal não ser exposto ao O_2 , ou à água existente na atmosfera. O professor pode relatar que se não houver contato, não ocorrerá a reação química. Ou seja, novamente podemos dar um caminho alternativo, o da cinética química, se não existem colisões eficazes em número suficiente para vencer o complexo ativado, a reação química não ocorrerá. O contato entre o oxigênio, água e o metal é fundamental para a formação da ferrugem.

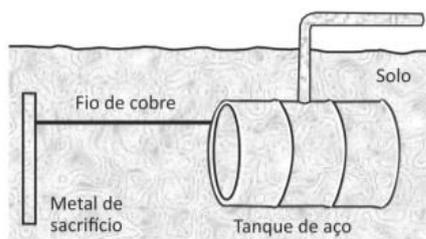
- Utilização de metal de sacrifício (Em geral Zn e Mg).

Nesses casos, um metal mais reativo que se oxida mais facilmente pode ser utilizado para evitar que o Fe seja oxidado. De acordo com Chang e Goldsby (2013), “a corrosão de canalizações e depósitos de armazenamentos subterrâneos pode ser impedida ou fortemente reduzida com a ligação deles a metais como zinco e magnésio, que se oxidam mais facilmente que o ferro”.

O professor pode explorar a questão de um vestibular nacional importante em aula para valorizar o aprendizado dos conceitos aprendidos de Eletroquímica. De acordo com a Figura 20, foi cobrado do candidato o conceito de oxirredução na Eletroquímica e a denominação metal de sacrifício. Trata-se de uma questão de primeira fase, ou seja, independentemente da carreira, a aluno ou aluna precisaria dos conceitos básicos e fundamentais da Eletroquímica para desenvolver o raciocínio e chegar à resposta correta. Segue a questão aplicada na prova da FUVEST (2018).

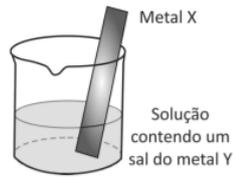
Figura 20 - Questão da 1ª fase da FUVEST 2018 envolvendo o conceito de ânodo de sacrifício

Um método largamente aplicado para evitar a corrosão em estruturas de aço enterradas no solo, como tanques e dutos, é a proteção catódica com um metal de sacrifício. Esse método consiste em conectar a estrutura a ser protegida, por meio de um fio condutor, a uma barra de um metal diferente e mais facilmente oxidável, que, com o passar do tempo, vai sendo corroído até que seja necessária sua substituição.



Burrows, et al. *Chemistry*, Oxford, 2009. Adaptado.

Um experimento para identificar quais metais podem ser utilizados como metal de sacrifício consiste na adição de um pedaço de metal a diferentes soluções contendo sais de outros metais, conforme ilustrado, e cujos resultados são mostrados na tabela. O símbolo (+) indica que foi observada uma reação química e o (-) indica que não se observou qualquer reação química.



Soluções	Metal X			
	Estanho	Alumínio	Ferro	Zinco
SnCl ₂		+	+	+
AlCl ₃	-		-	-
FeCl ₃	-	+		+
ZnCl ₂	-	+	-	

Da análise desses resultados, conclui-se que pode(m) ser utilizado(s) como metal(is) de sacrifício para tanques de aço:

- (A) Al e Zn.
 (B) somente Sn.
 (C) Al e Sn.
 (D) somente Al.
 (E) Sn e Zn.

Note e adote:
 o aço é uma liga metálica majoritariamente formada pelo elemento ferro.

Fonte: FUVEST (2018)

Resolução: alternativa correta (A)

O metal de sacrifício tem por finalidade evitar que a tubulação de aço (Fe + C) seja oxidada. Desta forma, o metal de sacrifício será oxidado para proteger a tubulação de aço. Para isso ocorrer, o potencial de redução (E_{red}) do metal de sacrifício deverá ser necessariamente menor que o potencial de redução (E_{red}) do Ferro (Fe). Na tabela estão representadas reações de deslocamento catiônico. O metal que gera o deslocamento é necessariamente mais reativo e sofre oxidação. Desta forma, podemos concluir que quanto mais reativo for o metal, mais este tende a oxidar e menor é o seu potencial de redução (E_{red}). Assim, observamos pela tabela que o metal Zinco (Zn) e o metal Alumínio (Al) são mais reativos que o Ferro (Fe), por este motivo oxidam mais facilmente e justificam sua utilização na prevenção da corrosão do aço (Fe + C). Finalmente, o metal Zinco (Zn) e o Alumínio (Al) são os metais utilizados como eletrodo de sacrifício na prevenção da corrosão do aço (Fe + C).

Continuando a discussão sobre como evitar a corrosão do Fe ou aço:

- Pode-se evitar a corrosão do aço ou Fe através de um revestimento metálico, esse processo é denominado eletrodeposição, genericamente é utilizado o nome galvanização.

O revestimento externo em geral não oxida, e caso oxide, forma-se um óxido protetor (película de proteção) que interrompe o processo. Podemos citar como exemplo, o aço inoxidável que resiste à corrosão graças a película protetora de óxido de cromo presente na liga. Chegado a esse ponto, o professor precisa destacar para os alunos e alunas alguns tipos importantes de pilhas comerciais e baterias, inclusive alguns dispositivos são bem recentes como as baterias de íons-lítio e as células combustíveis. Um estudante de Ensino Fundamental ou Médio não precisa conhecer detalhes específicos desses dispositivos eletroquímicos, porém é fundamental que o professor relate que todos esses aparelhos funcionam através da oxirredução e tem por finalidade principal obter energia química a partir de energia elétrica.

Os tipos mais frequentes e abordados no Ensino Médio são:

- Pilha seca (pilha comum)
- Pilha alcalina
- Bateria de automóvel (acumulador de chumbo)
- Pilha de níquel- cádmio
- Pilha de lítio-iodo (marcapasso cardíaco)
- Bateria de íons lítio
- Células Combustíveis

Para compreender o funcionamento de diferentes dispositivos eletroquímicos, como se aplicam à geração de eletricidade e os impactos ambientais gerados pelos metais constituintes desses dispositivos, o professor ou a professora pode se utilizar de um interessante artigo publicado na revista Química Nova na Escola: "Pilhas e baterias: funcionamento e impacto ambiental" (BOCCHI *et al.*, 2000). O artigo exemplifica os materiais e as reações químicas envolvidas em cada um desses dispositivos. Importante aqui, que o professor ou a professora mostre que essas reações não precisam ser decoradas, mas que através da reação química é possível identificar a espécie química que constitui o ânodo e a espécie química que constitui o cátodo. O artigo explica também, a ideia de as baterias serem chamadas de primárias ou secundárias, que pode ajudar aos alunos e alunas compreenderem por que alguns tipos de baterias são recarregáveis e outras não.

Finalmente, os autores introduzem conceito de conservação ambiental e descrevem (BOCCHI *et al.*, 2000):

Algumas das baterias primárias e secundárias comercializadas no país ainda podem conter em sua composição metais pesados altamente tóxicos, como mercúrio, cádmio ou chumbo, e representam, conseqüentemente, sérios riscos ao meio ambiente.

A utilização de pilhas e baterias disponibilizam a geração de eletricidade para computadores portáteis, telefones celulares, calculadoras, entre outros dispositivos eletrônicos importantes, entretanto a sociedade paga um preço. O descarte dessas pilhas e baterias de forma inadequada acarretam um enorme custo ao meio ambiente, logo essa discussão precisa ser realizada em sala de aula e ainda estimulada pelos professores para fomentar uma atitude proativa por parte dos alunos. O descarte das baterias e pilhas, mesmo as recarregáveis, (elas não duram para sempre) gera um aspecto muito negativo, pode-se dizer que as baterias estão “mortas”, isto é, não forcem mais corrente elétrica a níveis utilizáveis, porém os metais que constituem esses dispositivos podem ser perigosos. Por exemplo, na bateria chumbo-ácido, o metal chumbo, o dióxido de chumbo (PbO_2) e mesmo o H_2SO_4 constituem potenciais poluidores do meio ambiente. Cádmio e mercúrio são metais utilizados em pilhas e baterias, e são igualmente poluentes. Quando esses dispositivos são descartados de forma inadequada, o solo e a água são contaminados.

Aqui o professor(a) pode instigar os estudantes a discutirem sobre a reciclagem de baterias, primeiramente sugerindo a leitura do artigo previamente citado. Da leitura e discussão conjunta de estudantes e professor(a), pode-se estimular questionamentos tais como:

- Que tipos de baterias atualmente são as mais recicladas? As recarregáveis ou não recarregáveis
- Porque a reciclagem de baterias de Ni-Cd é tão importante?
- Quais as doenças comuns associadas à contaminação por metais, como mercúrio, chumbo ou cádmio?

Uma segunda leitura sugerida pode ser a reportagem publicada no portal UOL (BAPTISTA, 2021) sobre pesquisadores brasileiros que trabalham com baterias sustentáveis. Novamente, após a leitura e discussão conjunta, o foco principal deve ser a geração de energia, mas sempre procurando minimizar os impactos ambientais.

Ultimamente, palavras como nanotecnologia, nanomateriais, nanopartículas ou nanociência são termos que temos notado com frequência na mídia. A publicação citada acima discorre sobre materiais nanométricos e suas utilizações, como por exemplo, a geração de energia, como baterias alcalinas de grafeno e nanopartículas de níquel. Podemos entender a nanotecnologia como a área da ciência interessada nas partículas muito pequenas, em escala nanométrica, isto é, um nanômetro equivale a 10^{-9} m, assim estamos falando de um mundo muito pequeno, realmente microscópico. Aliás, a nanotecnologia se desenvolve na medida em novos e sofisticados microscópios são também desenvolvidos. O prefixo *nano* tem sua origem no grego e, de forma simplificada, descreve um bilionésimo de algo. Importante ressaltar que a discussão sobre do que são constituídos os materiais e as substâncias têm origem na Grécia, com a discussão filosófica sobre o átomo, e posterior discussão científica do átomo com os modelos atômicos e suas evoluções, e daí a denominação molécula e outras estruturas químicas constituintes das substâncias. Pesquisas demonstram que esses nanomateriais possuem propriedades distintas dos materiais macroscópicos de origem.

Segundo o autor das pesquisas destacado na publicação, o professor Aldo José Gorgatti Zarbin, do Departamento de Química da Universidade Federal do Paraná (UFPR) (CHOINSKI, 2019)

A síntese de nanomateriais é uma parte de ciência fundamental, básica, em que o interesse principal consiste em aprender a fazer esses materiais, a controlar as reações químicas que lhes dão origem, a compreender as suas estruturas e como essas estruturas dão origem às diferentes propriedades.

A publicação descreve a importância das pesquisas desse cientista brasileiro para o desenvolvimento de novas baterias geradoras de energia e a vantagem de incidir em menor impacto ambiental. Na publicação, o professor discorre sobre como a manipulação em escala nanométrica possibilita a melhoria e modificação nas propriedades dos materiais, assim como o desenvolvimento de novos materiais, entre os citados catalisadores para baterias.

Ainda na outra reportagem sobre o mesmo tema, de acordo com o professor Aldo Zarbin (CHOINSKI, 2019)

Uma das maiores descobertas que fizemos foi encontrar uma maneira de processar esses materiais avançados e sofisticados na forma de uma fina camada que pode ser depositada sobre diferentes superfícies. Materiais com essas características são conhecidos como filmes finos. Para se ter ideia da importância disso, é um material na forma de filme fino que recobre celulares e tablets e permite que as informações sejam acessadas com um toque – o *touch screen*.

Enfim, a nanociência e a nanotecnologia são assuntos importantes e presentes na sociedade moderna, que precisam estar presentes nas aulas para discussões por parte de professores(as) e estudantes, afinal um dos agentes motivadores para o desenvolvimento acadêmico e cognitivo dos jovens é a curiosidade pelo novo, pelo cotidiano, por tudo aquilo que nos cerca e que podemos aprender por intermédio de atividades acadêmicas apropriadas.

Chegado até aqui com o estudo da Eletroquímica, ainda que no âmbito da educação básica, se faz necessária diferenciação entre pilha e bateria. De acordo com Chang e Goldsby, (2013), "uma bateria é uma célula galvânica ou uma série de células galvânicas combinadas, que podem ser usadas como fonte de corrente elétrica contínua a potencial constante".

Assim, pode-se dizer que a pilha, constitui um sistema formado por dois eletrodos que estão separados por um meio condutor de íons seja na forma líquida ou sólida em ainda em gel. A ligação entre os eletrodos e a diferença de potencial entre eles permite o fluxo de corrente elétrica, como mencionado acima na pilha de Daniell. A bateria constitui um conjunto de pilhas organizadas, a fim de gerar vantagem em relação ao sistema individual. Se a associação das pilhas é feita em paralelo, a ddp será a mesma de cada pilha individual, porém as correntes (i) serão somadas, e assim pode-se falar em maior capacidade, isto é, maior tempo de duração. Por outro lado, se a organização das pilhas for feita em série, a corrente elétrica (i) mantém-se a mesma e os valores das ddp serão somados. Dessa forma, se a organização das pilhas se dá em série haverá aumento na ddp total e por esse motivo, será maior a capacidade de se realizar trabalho, afinal 1V corresponde a 1J/C. Por esse exposto, a organização das pilhas em série é a mais utilizada.

De acordo com Kotz et. al (2015)

Baterias primárias não podem retornar ao seu estado natural por meio de recarga; portanto, quando os reagentes são consumidos, “a bateria acaba” e tem de ser descartada. Baterias secundárias são frequentemente chamadas de baterias de armazenamento ou baterias recarregáveis. As reações nessas baterias podem ser revertidas e, portanto, a bateria pode ser recarregada.

Observa-se que as baterias recebem tipos de classificação e podem assim, ser classificadas em baterias primárias e secundárias. As baterias primárias são as não recarregáveis e utilizam de reações de oxirredução irreversíveis. Essas baterias têm a sua vida útil associada à disponibilidade de reagente. As pilhas de Leclancé, as pilhas alcalinas e mesmo as pilhas de lítio são exemplos desse tipo. Por outro lado, as baterias secundárias são recarregáveis através da aplicação de uma corrente, na qual os reagentes são regenerados. Pode-se dizer que durante o funcionamento, isto é, na descarga, essas baterias funcionam como células galvânicas, e na recarga, a energia será fornecida ao sistema, assim funcionam como células eletrolíticas. As baterias secundárias são necessárias quando se requer mais energia em menos tempo, isto é, mais potência. Exemplos desse tipo de bateria são os acumuladores de chumbo (as baterias de automóvel) e as baterias íons-lítio.

Após discutirmos sobre a geração de energia elétrica a partir de reações químicas de oxirredução, isto é, a discussão sobre pilhas e baterias, podemos analisar um outro caminho para a Eletroquímica, aliás o caminho oposto. A partir desse momento vamos entender a Eletroquímica tendo como por interesse utilizar a eletricidade para gerar reações químicas de oxirredução não espontâneas, esse processo é denominado eletrólise.

Um aluno poderia perguntar ao professor, “então a eletrólise é o caminho contrário das pilhas? Mas qual a finalidade?”. Primeiramente vamos lembrar, a Eletroquímica representa a interconversão entre energia química e energia elétrica, ou seja, podemos produzir energia elétrica a partir das reações químicas (pilhas e baterias), ou, com o uso da eletricidade, promover a ocorrência de reações químicas não espontâneas. Agora, vamos entender a finalidade disso. Por qual motivo queremos produzir reações químicas não espontâneas? O professor precisa mostrar aos alunos que essas reações são de grande importância, pois a partir dessas reações pode-se produzir inúmeras substâncias de elevado valor econômico e industrial. Um aluno ainda perguntaria, “quais substâncias?”. A citação de exemplos importantes como o alumínio, gás cloro, soda cáustica, gás hidrogênio, entre muitas outras, traduz a importância da eletrólise.

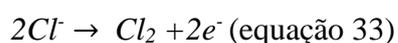
Além disso, a eletrólise é fundamental nos recobrimentos metálicos feitos por eletrodeposição, genericamente chamados de galvanização.

De acordo com Atkins e Jones (2012), “a eletrólise é usada industrialmente para extrair metais de seus sais, para preparar o cloro, o flúor e o hidróxido de sódio, e para refinar o cobre. Ela também é usada na eletrodeposição”. Dessa forma, pode-se observar, e isso deve ser reforçado pelos professores aos estudantes, que muitos dos materiais que encontramos na natureza estão na forma combinada, por exemplo o sódio está combinado com o cloro na forma de cloreto de sódio. O NaCl constitui um dos sais presentes na água do mar. Assim, se quisermos apenas o sódio, ou apenas o cloro, o pré-requisito é separar esses elementos. Muitos dos elementos são encontrados na natureza na sua forma reduzida ou oxidada. O hidrogênio e o oxigênio estão, por exemplo, presentes na água. O alumínio, um metal bastante importante na construção civil está na forma oxidada de um minério, chamado bauxita. Isso pode ser explicado inclusive pela tendência natural dos elementos em se combinarem para adquirir estabilidade.

Os professores podem relembrar a teoria do octeto, a ideia dos gases nobres e extrapolar para a analogia com os metais nobres (estáveis) e, por esse motivo, serem encontrados na Natureza na forma não combinada, isto é, na forma neutra. Outros metais são encontrados na forma oxidada. Assim, uma das finalidades da eletrólise é através de reações de oxirredução não espontâneas geradas por uma corrente elétrica, possibilitar a obtenção de substâncias metálicas e não metálicas, mas na sua forma neutra, isto é, não oxidada ou reduzida.

A partir desse ponto de partida, com a introdução da importância da eletrólise como uma área importante da Eletroquímica, o professor precisa transmitir aos seus alunos os conceitos mais importantes desse tópico da Eletroquímica. Ou seja, como obter espécies químicas neutras como Al, Mg, H₂, Cl₂ a partir de seus íons? Com a utilização da Eletroquímica.

A ocorrência da eletrólise impõe dois importantes pré-requisitos. A partir de uma matéria-prima abundante, por exemplo, a água do mar, podemos forçar os íons livres a reagirem sob passagem de uma corrente elétrica. Quando na forma de NaCl, na forma dissociada o íon Na⁺ e o íon estão estáveis. Entretanto: se forcarmos essas reações:



Poderíamos obter compostos que não existem na Natureza. Mas a corrente elétrica para a gerar essas reações, surge como? A partir de uma matéria-prima abundante, por exemplo, a água do mar (que contém NaCl), podemos forçar os íons livres a reagirem sob passagem de uma corrente elétrica. Um dispositivo ao qual será realizada a eletrólise recebe o nome de célula de eletrólise, ou ainda célula eletrolítica.

De acordo com o livro Burrow *et al.* (2012)

A eletrólise envolve a ocorrência de uma reação química devido a energia elétrica que é fornecida a célula da eletrolise. A entrada de energia significa que podem ocorrer reações não espontâneas, e esse princípio forma a base de uma série de reações de grande importância industrial.

A ocorrência da eletrólise impõe dois importantes pré-requisitos:

- 1) O composto que sofrerá eletrólise precisa estar dissociado ou ionizado (no meio são necessários íons livres). Aqui, é muito importante o professor lembrar os conceitos de dissociação iônica e ionização. Compostos iônicos dissociam fundidos (sob elevada temperatura) ou meio aquoso. Alguns compostos moleculares (ácidos principalmente) podem ionizar em água.
- 2) Uma ressalva importante, não vamos discutir sobre condutividade em materiais orgânicos, como a adiponitrila. Esse tipo de assunto vai além dos conteúdos abordados na educação básica.

No aspecto da eletrólise podemos dizer que os três livros seguem um mesmo roteiro. Descrevem a eletrólise como um processo eletroquímico forçado, isto é, ($\Delta E < 0$). Dessa forma, para a ocorrência de reações químicas será utilizada a corrente produzida por um gerador de corrente contínua, isto é, uma pilha. Os livros descrevem a importância da Eletrólise para a obtenção de materiais.

Em *Química, Vol. 2* (Mortimer e Machado, 2016), os autores destacam a produção de Alumínio por eletrólise ígnea do Al_2O_3 , a importância e aplicação desse metal. Ainda no livro, são colocados aspectos importantes dos impactos ambientais causados por esse metal. Além disso, são propostos alguns experimentos para que os estudantes possam realizar sob supervisão de um professor(a). Um dos experimentos é a eletrólise de uma solução de iodeto de potássio

em meio aquoso. No mesmo livro são apresentadas as equações químicas que ocorrem no ânodo e no cátodo.

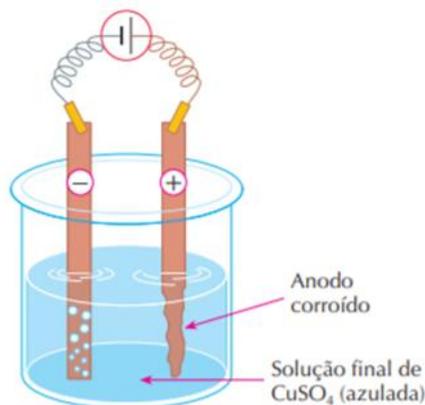
No cátodo, teremos a redução da água: $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$

O livro descreve que com a redução da água ocorrerá um aumento no pH que poderá ser constatado com a utilização de fenolftaleína como indicador.

Por outro lado, no ânodo, teremos a oxidação do íon iodeto: $2\text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^-$ e a presença de I_2 se constata pela coloração castanha bem característica do $\text{I}_2(\text{s})$ ao redor do ânodo. Com o experimento realizado, são propostas algumas questões que o professor(a) poderá fazer com seus alunos(as) em aula ou propor como tarefa.

Para Feltre. *Química, Vol. 2* observa-se uma abordagem mais conteudista. Primeiramente, a eletrólise é descrita como “uma reação de oxirredução provocada pela corrente elétrica”. Posteriormente, no livro são destacadas a importância desse processo eletroquímico, tendo como destaque, a obtenção de alguns metais como: Na, Mg, Al, alguns ametais como Cl_2 , além de outras substâncias importantes como NaOH. Nesse livro ainda, é explicada a eletrólise com eletrodos não inertes (ativos) para realizar processos de eletrodeposição, isto é, galvanoplastia. Dessa forma, no livro são descritos os processos de eletrólise ígnea e aquosa, são realizados alguns exemplos de cada tipo de eletrólise para explicar as equações químicas envolvidas em cada situação. Um exemplo interessante que tem destaque nesse livro é o refino do cobre para a obtenção de cobre eletrolítico muito utilizado na produção de fiação de cobre, que requer altíssimo teor de pureza. De acordo com a Figura 21, o cobre purificado constitui o cátodo da eletrólise e no ânodo existe um eletrodo de cobre impuro que sofrerá corrosão. Nesse processo, ocorre um transporte de cobre entre os eletrodos.

Figura 21 - Purificação de um eletrodo de cobre através da eletrólise



Fonte: FELTRE (2004)

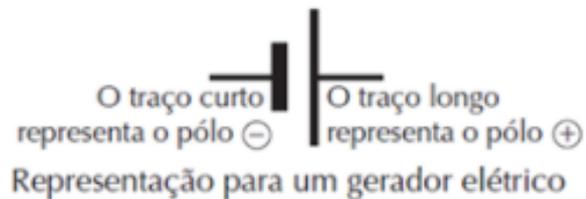
Finalmente, o livro analisa ainda os aspectos quantitativos da Eletroquímica por intermédio das Leis de Faraday: “A Estequiometria das pilhas e da Eletrólise”. Aqui, o ponto é dar destaque ao quanto (em mol, em massa, em volume) está sendo produzido ou consumido, no cátodo e no ânodo.

É importante citar a existência de dois tipos diferentes de eletrólise, a eletrólise ígnea (no estado fundido) e a eletrólise aquosa. A pergunta que vai surgir por parte dos alunos e alunas será sobre a diferença desses dois processos e qual a necessidade de dois tipos de eletrólise. Primeiramente, a eletrólise ígnea vai ocorrer apenas com compostos iônicos (bases, sais e óxidos) puros e sempre em elevada temperatura, suficiente para gerar a fusão, quando então ocorre a dissociação iônica. Esse processo serve para produzir em escala industrial metais importantes como Na, Mg, Al. Pode-se relembrar que Mg não existe na natureza e é um importante metal de sacrifício. Por outro lado, a eletrólise aquosa ocorre com compostos que em meio aquoso podem gerar íons livres (sais, ácidos e bases). Esse processo serve para produzir em escala industrial metais importantes como NaOH, H₂, Cl₂. Em ambos os tipos de eletrólise, os compostos precisam gerar íons livres que por meio da corrente elétrica serão forçados a descarregar, isto é, reagir, oxidar ou reduzir. Muitas vezes forma-se íons e cátions no meio.

Neste ponto, surge a segunda condição. A corrente elétrica é gerada por um gerador de corrente contínua, isto é, uma pilha, que funciona como uma “bomba elétrica” que puxa os elétrons para fora de um eletrodo (ânodo) e empurra para o outro eletrodo (cátodo). Na célula galvânica, o anodo é a fonte dos elétrons e corresponde ao polo negativo, o cátodo corresponde assim ao polo positivo. Em uma célula eletroquímica, a fonte dos elétrons é a fonte elétrica

externa. A fonte elétrica externa deve retirar elétrons do anodo, assim esse eletrodo deve estar conectado ao polo positivo da bateria. De forma semelhante, a fonte elétrica externa conduz os elétrons em direção ao cátodo (onde haverá a redução), por esse motivo o cátodo deve estar conectado ao polo negativo da bateria através de uma fiação externa. Na figura 22, vemos a representação de um gerador de corrente contínua, isto é, uma pilha.

Figura 22 - Representação de um gerador elétrico de corrente contínua

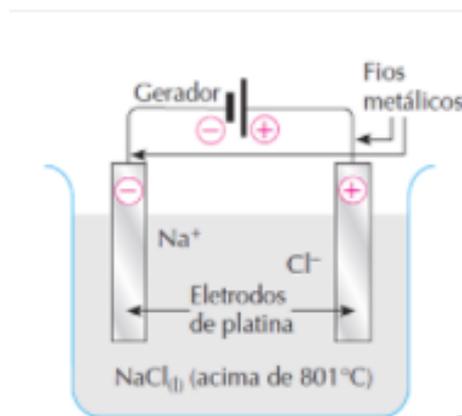


Fonte: TITO e CANTO (2006)

A pilha é necessária para gerar a corrente elétrica para que as reações de oxirredução possam ocorrer na eletrólise. O traço menor representa o anodo da pilha, de menor potencial de redução, sendo assim o polo negativo do gerador. O traço maior representa o cátodo da pilha, de maior potencial de redução, sendo assim o polo positivo do gerador.

Para exemplificar e facilitar a compreensão por parte dos estudantes, o professor pode fazer um esquema geral da eletrólise ígnea e aquosa, utilizando como exemplo o NaCl, uma substância de conhecimento dos alunos e alunas, e facilmente obtido a partir da água do mar, assim ficará claro os processos envolvidos na Figura 23.

Figura 23 - Célula eletroquímica de uma eletrólise ígnea de NaCl

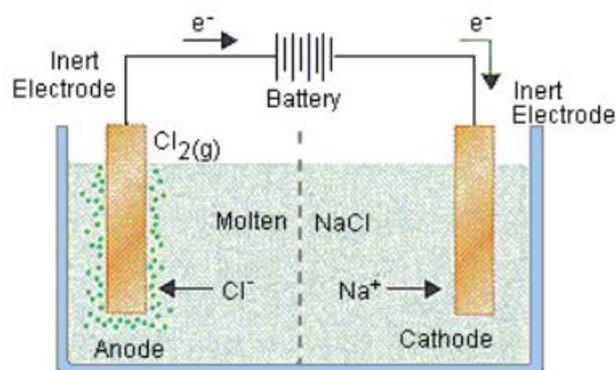


Fonte: TITO e CANTO (2006)

Passo importante a ser seguido pelo professor ou professora para auxiliar os alunos a visualizarem os movimentos de íons e elétrons, dessa forma pode-se corretamente identificar o ânodo e o cátodo, da pilha e da célula eletroquímica.

Na eletrólise ígnea, os íons provenientes do NaCl fundido, Na^+ e Cl^- , descarregam nos eletrodos. De acordo com a figura 24, o gerador, isto é, a pilha está conectada a célula eletrolítica (onde ocorre a eletrólise). O polo negativo do gerador está conectado ao polo negativo do receptor. No caso gerador, o polo negativo constitui o ânodo e cede elétrons ao polo negativo do receptor, onde os íons Na^+ sofrerão redução.

Figura 24 – Representação esquemática de uma célula eletrolítica ígnea para produção de cloro.

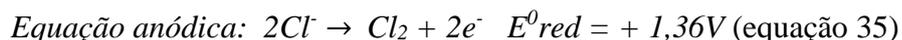


Fonte: THE BODNER GROUP (2021)

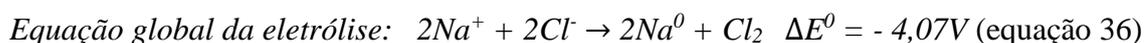
A migração de íons Na^+ ocorre em direção ao cátodo da célula eletroquímica.



Por outro lado, a migração de íons Cl^- ocorre em direção ao ânodo da célula eletroquímica e na oxidação desse íon, os elétrons irão percorrer o eletrodo onde haverá a produção de Cl_2 e seguirão em direção ao polo positivo do gerador, que constitui o cátodo da pilha.



A reação global da eletrólise pode ser encontrada somando-se as equações catódica e anódica, porém, antes a equação catódica será multiplicada por 2 para que o número de elétrons doados seja igual ao número de elétrons recebidos.

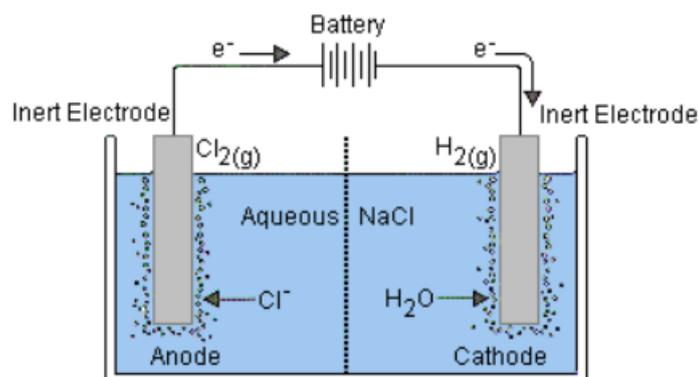


O metal Na^0 é obtido no cátodo e o gás Cl_2 obtido no ânodo.

O potencial elétrico da reação global é negativo, mostrando que essa equação química de oxirredução é uma reação não espontânea, mostrando a necessidade do gerador, isto é, da pilha para gerar a corrente elétrica e desencadear a ocorrência dessa reação.

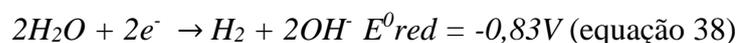
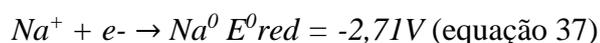
Na eletrólise aquosa, os íons provenientes do NaCl dissolvido em água e os íons provenientes da autoionização da água (H^+ e OH^-) estão dispersos no meio eletrolítico. Nesse caso, na solução existe um número maior de espécies químicas em solução e por esse motivo, é necessário mostrar aos alunos e alunas quais as substâncias que estão sendo obtidas no ânodo e no cátodo em solução aquosa. No caso da eletrólise em meio aquoso, gás hidrogênio no cátodo, gás cloro no ânodo e soda cáustica em solução aquosa. A figura 25 representa uma eletrólise aquosa de uma solução de NaCl.

Figura 25 – Esquema de uma célula de eletrólise aquosa de uma solução de NaCl.



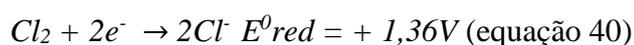
Fonte: THE BODNER GROUP (2021)

A análise dos potenciais de redução permite entender a formação de gás $H_2(g)$ no cátodo, ao invés de sódio metálico no mesmo eletrodo. Na eletrólise aquosa, como potencial de redução da água é maior que o potencial de redução do Na^+ , pode-se explicar que a água sofre redução no lugar do Na^+ . Assim, o professor pode explicar a seus estudantes que, pelo fato de o potencial de redução da água ser maior, essa substância é mais facilmente reduzida que o íon Na^+ .



Assim no cátodo, ocorre formação de gás H_2 e se observa a presença de íons OH^- que explicam a elevação do pH nesse eletrodo. Aliás, uma experiência que o professor pode fazer para mostrar aos seus alunos o aumento no pH, é a utilização da fenolftaleína, um indicador que se apresenta rósea em meio básico.

No ânodo ocorre as seguintes meia-reações:

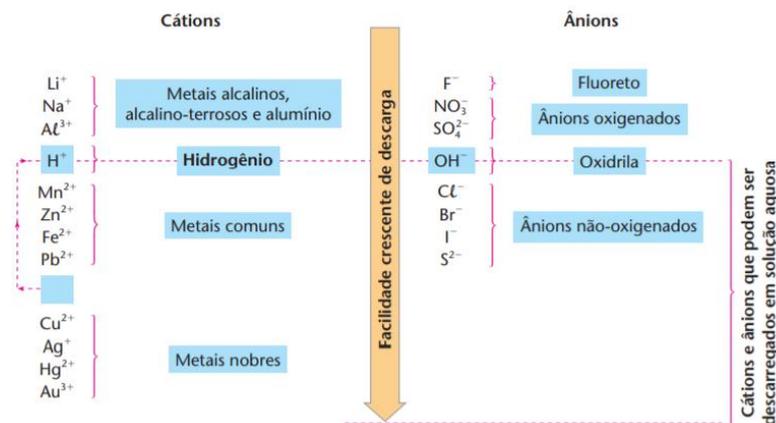


O foco desta dissertação é pensar em como explicar a Eletroquímica, tendo sempre como referência os conceitos dominados por alunos e alunas do Ensino Médio e Fundamental, assim sendo, surge uma questão desafiadora para se explicar aos alunos.

A eletrólise aquosa é sem dúvida a mais desafiadora para o(a) professor(a) e para seus alunos(as) apresenta muitas variáveis para aluno(a) e professor(a) analisarem. Como as substâncias em meio aquoso estão dissociadas ou ionizadas, ao redor de cada um dos eletrodos do receptor existe um número maior de íons livres e esse fato desencadeia um número maior de reações de descarga ao redor do ânodo e do cátodo. Além disso, a maioria dessas reações são direcionadas pelo pH ou ainda, na sua ocorrência acarretam variação de pH.

Assim, o passo número dois deve ser identificar quais os íons que sofrerão descarga no ânodo e no cátodo. Os livros analisados se utilizam de uma fila de prioridade de descarga para os ânions e para os cátions, um bom exemplo é apresentado no livro do FELTRE (2004). Na figura 26 apresentada no livro do FELTRE (2004), está representada uma fila de prioridade a ser disponibilizada pelo professor(a). Dessa forma, os alunos(as) conseguirão identificar quais íons sofrerão descarga no ânodo e no cátodo. Lembrando que, ânions descarregam no ânodo oxidando e cátions descarregam no cátodo reduzindo. Finalmente, o(a) professor(a) precisa orientar seus alunos(as) para que eles possam equacionar corretamente as reações químicas de oxirredução e observarem o que se está produzindo em cada um dos eletrodos.

Figura 26 – Fila de prioridade de descarga de cátions e ânions utilizada na eletrólise aquosa



Fonte: FELTRE (2004)

Era de se esperar que a meia-reação com o menor potencial de redução fosse mais facilmente invertida para sofrer uma oxidação. Entretanto, as meia-reações e seus potenciais estão associados à denominada condição padrão. A solução de NaCl utilizada na eletrólise, em geral tem concentração próxima a 25% em massa, dessa forma a concentração de íons Cl^- está abaixo de 1 mol/L e esse é um dos fatores que explica o menor potencial para oxidarmos os íons cloreto (Cl^-). Um outro aspecto a ser levado em consideração é o elevado pH no meio reacional,

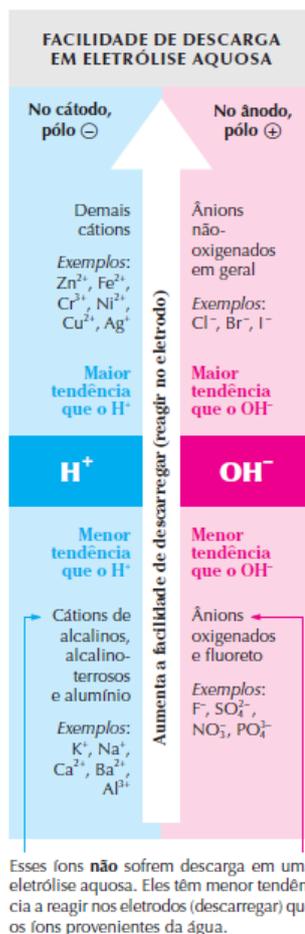
isso eleva o potencial de redução do O_2 e dificulta a oxidação da água. Esses fatores explicam a produção exclusiva de $Cl_2(g)$ no ânodo.

Conforme explica Chang e Goldsby (2013)

Os potenciais de redução, ... não são muito diferentes, mas os valores sugerem que a água seria preferencialmente oxidada no ânodo. No entanto, verifica-se experimentalmente que o gás liberado no ânodo é Cl_2 e não O_2 . Nos estudos dos processos eletrolíticos, observa-se por vezes que o potencial necessário para induzir uma dada reação é consideravelmente superior ao indicado pelos potenciais de eletrodos. O sobrepotencial (sobretensão) é a diferença entre o potencial do eletrodo e o potencial de fato exigido para provocar a eletrólise. O sobrepotencial para a formação de O_2 é bastante elevado. Portanto, em condições normais de funcionamento, forma-se Cl_2 no ânodo invés de O_2 .

Nos livros de Ensino Médio, isto é, para a educação básica, a análise sobre as reações de oxidação no ânodo e redução no cátodo são interpretadas através de um esquema representado pela Figura 27 abaixo, de descarga de íons (cátions e ânions).

Figura 27 - Facilidade de Descarga em Eletrólise Aquosa

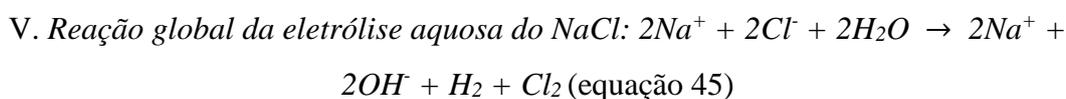
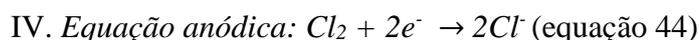
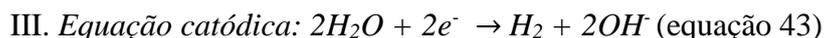
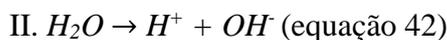
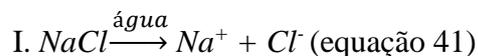


Fonte: TITO e CANTO (2006)

No livro *Química – Vol. 2* de Ricardo Feltre, o autor menciona na página 339 o esquema de potenciais de redução apresentado na Figura 27, e faz referências às alterações nos valores dos potenciais pela mudança na concentração, menciona a sobretensão sem dar muitos detalhes. Fica claro que a aluno ou aluna deve se ater à fila de descarga de íons para a previsão das reações químicas a serem escritas.

No livro *Química na Abordagem do Cotidiano – Vol. 2*, na página 260, são tratadas as reações de descarga como a transformação de um íon em uma espécie eletricamente neutra. O autor faz referência a uma competição entre os íons H^+ , os cátions do eletrólito e os íons OH^- e os ânions do eletrólito. O autor relata que os químicos elaboraram um esquema (Figura 27) para descrever a facilidade de descarga dos íons no eletrodo.

Finalmente, pode-se escrever uma equação global para descrever o processo da eletrólise aquosa do NaCl.



A chamada indústria cloro-soda tem importância estratégica na economia mundial, pois diversos produtos importantes diretos ou indiretos são obtidos a partir da salmoura (NaCl). Para cada tonelada de cloro, são produzidas 1,1 toneladas de soda cáustica e 0,03% toneladas de hidrogênio (ABICLOR, 2021). O processo industrial de produção eletroquímica deste produto pode ser explicado citando algumas aplicações. A soda cáustica é utilizada por exemplo, para fabricar sabões, papel e produtos desengordurantes para desentupir ralos e pias. O gás cloro pode ser utilizado na fabricação de um polímero conhecido como PVC, ou ainda na produção do ácido clorídrico e do hipoclorito de sódio. O H₂ usado como combustível e o NaClO, conhecido por hipoclorito de sódio é muito utilizado como desinfetante e alvejante, sendo o principal agente ativo da água sanitária, um produto de limpeza de uso doméstico.

Em função da pandemia da Síndrome Respiratória Aguda, Corona Vírus 2-2019 (Sars-Cov2) vigente, a utilização de produtos desinfetantes como o etanol 70° INPM na forma em gel, solução de água e sabão, e solução de água sanitária se mostraram extremamente importantes na higienização das mãos, para evitar a entrada do vírus em nosso organismo. Aqui pode-se aproveitar o momento e destacar a importância da eletrólise aquosa na produção da água sanitária. Neste contexto, vale a pena destacar e disponibilizar aos alunos um manual produzido pelo Conselho Federal de Química (CFQ) sobre a correta utilização da água sanitária na prevenção Corona Vírus 2-2019 (Sars-Cov2) (QUÍMICA SOLIDÁRIA, 2021).

Chegado a esse ponto, pode-se destacar outras aplicações práticas para a eletrólise. Nesta abordagem, a Tabela 2 apresenta uma visão mais ampla da Eletroquímica, levando a comparação entre uma célula galvânica (pilha) e uma célula eletrolítica (eletrólise).

Tabela 2 - Comparação entre uma célula galvânica (pilha) e uma célula eletrolítica (eletrólise)

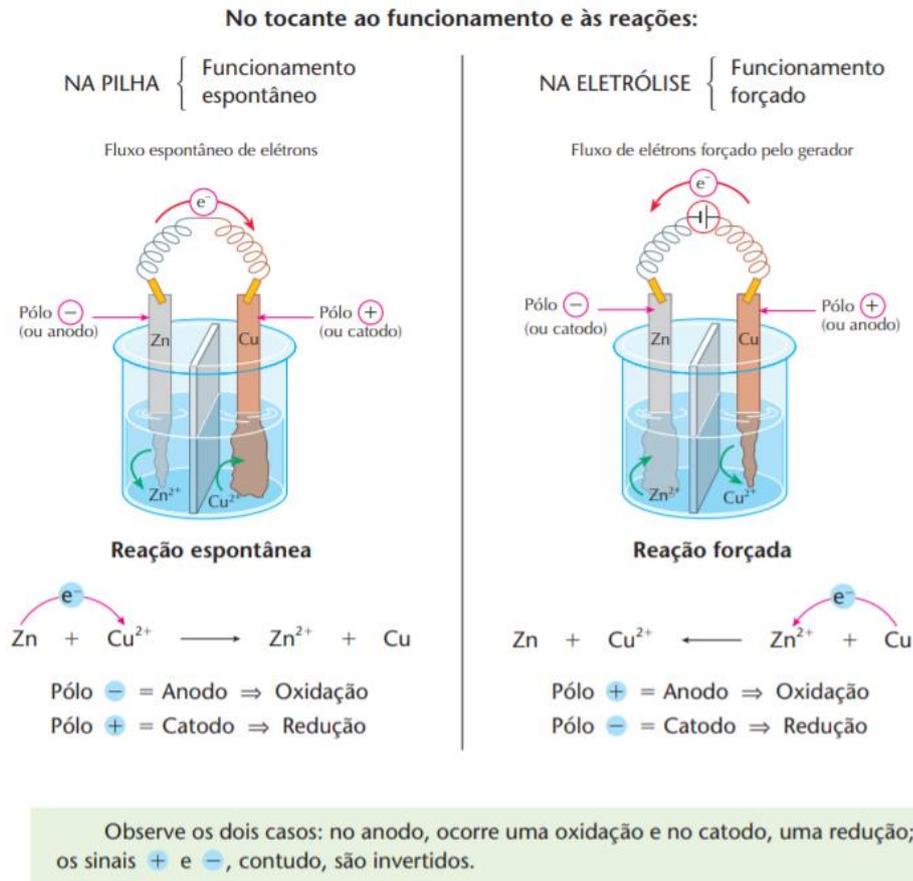
<u>Célula Eletrolítica</u>	<u>Célula Galvânica</u>
O cátodo é negativo (redução).	O cátodo é positivo (redução).
O ânodo é positivo (oxidação).	O ânodo é negativo (oxidação).
Ânodo e cátodo estão frequentemente no mesmo compartimento.	Ânodo e cátodo estão frequentemente em compartimento separados.

Fonte: Autoria própria

Um ponto muito importante a ser destacado, é que a oxidação sempre ocorre no ânodo e a redução sempre ocorre no cátodo, independentemente de ser uma pilha ou uma eletrólise. A Figura 28, retirada do livro do Feltre (2004), destaca a importância que os estudantes observem que pilha e a eletrólise são processos opostos, a pilha constitui um processo eletroquímico espontâneo, enquanto a eletrólise constitui um processo eletroquímico forçado.

E esse fenômeno justifica a inversão dos polos na pilha e na eletrólise. Contudo, pelo que foi visto até aqui, e que se observa na Tabela 2 e na Figura 28, a oxidação sempre ocorre no ânodo (pilha ou eletrólise) e a redução sempre ocorre no cátodo (pilha ou eletrólise).

Figura 28 – Comparação entre uma reação de oxirredução quimicamente espontânea e uma reação quimicamente forçada



Fonte: FELTRE (2004)

Finalmente, pensando no conteúdo a ser abordado Ensino Médio, o professor precisa associar Estequiometria e Eletroquímica. São tópicos importantes e que precisam ser compreendidos pelo(a)s aluno(a)s. Nesse ponto sabemos quais os compostos químicos envolvidos, consumidos ou produzidos nas reações que ocorrem no ânodo e no cátodo, sejam essas reações químicas espontâneas ou forçadas. Assim, os aspectos quantitativos da Eletroquímica precisam ser discutidos, isto é, quanto está sendo consumido e quanto está sendo produzido. Michel Faraday demonstrou que quantidade de uma substância que participa de uma meia-reação é diretamente proporcional à quantidade de carga que atravessa o sistema. Lembrando que o professor se utilizará de alguns conceitos em geral utilizados em Física, vale uma breve revisão em aula para ajudar os alunos.

Conforme Chang e Goldsby (2013)

O tratamento quantitativo da eletrolise, foi desenvolvido por Faraday, ele verificou que a massa de produto formado (ou de reagente consumido) em um eletrodo é proporcional a quantidade de eletricidade transferida no eletrodo e a massa molar da substância em questão.

- Carga (Q) expressa em coulomb = é a quantidade de carga que passa por um ponto em um fio condutor submetida a uma corrente de 1 ampere a cada segundo. Ou seja: $1C = 1A \cdot 1s$
- Corrente elétrica (i) expressa em ampere: é a carga que atravessa em um certo tempo (Δt). Ou seja: $1A = 1C/1s$
- Portanto: $Q = i \cdot \Delta t$

A constante de Faraday é fundamental na Estequiometria associada a Eletroquímica. De acordo com Kotz *et al.* (2015), “os termos ânion, cátion, eletrodo e eletrólito, se originaram com Michael Faraday (1791 – 1867), um dos homens mais influentes da história da química”.

E como chegar nessa constante? Precisamos decorar? Vamos nos utilizar de outra constante, a constante de Avogadro (N_A). O professor precisa deixar claro que no Ensino Médio não se faz necessário decorar essas constantes. Robert Andrews Millikan e outros cientistas determinaram, por meio de experimentos, o valor do módulo da carga do elétron, $1,6 \cdot 10^{-19} C$, denominamos essa grandeza de carga elementar.

Agora pode-se fazer essa relação:

$$1e^- \text{ ----- } 1,6 \cdot 10^{-19} C$$

$$6,022 \cdot 10^{23} e^- \text{ ----- } Q$$

$$Q \approx 96.500C$$

$$1F = 6 \cdot 10^{23} e^- = 1mol e^- = 96.500C \text{ (equação 46)}$$

Com essa generalização, o professor pode estabelecer relações estequiométricas para encontrar massa, volume e quantidade em mol de espécies químicas no ânodo ou no cátodo. Podemos dizer que, a lei de Faraday expressa que a massa ou o volume de substância produzida

ou consumida em um eletrodo de uma pilha, ou eletrólise, relaciona-se por meio de uma proporção estequiométrica com a quantidade de elétrons envolvidos na meia-reação desse eletrodo, seja ânodo ou cátodo. O professor pode mostrar as relações aqui destacadas através de alguns exemplos para que os estudantes visualizem melhor.

Os aspectos quantitativos da Eletroquímica, seja em pilha ou na eletrólise, são abordados nos livros de Ensino Médio. O conceito de carga elétrica(Q), corrente elétrica(i) constituem ferramentas importantes nesse ponto. No livro de Tito e Canto (2006), é feita uma dedução de que $Q = i \cdot \Delta t$.

Com o conhecimento da carga elementar de 1 elétron o livro deduz rapidamente a constante de Faraday: $1F = 1 \text{ mol de elétrons} \approx 96.500C$

Figura 29 - Dedução da constante de Faraday

$$\left. \begin{array}{l} \text{Número de } e^- \\ 1 \\ 6,02214 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Carga elétrica} \\ 1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ C} \\ F \end{array} \Rightarrow F = 9,6485 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Fonte: TITO e CANTO (2006)

E após isso, o livro descreve a Lei de Faraday “a massa da substância produzida em um eletrodo é proporcional a carga elétrica que circula na célula eletrolítica ou célula galvânica e a massa molar dessa substância” (TITO e CANTO, 2006).

No livro são descritos vários exemplos para que o(a) aluno(a) observe a conexão entre a estequiometria e a Eletroquímica. Importante destacar que, em exames importantes de acesso à universidade são frequentes situações como essa. Assim, a estequiometria por si só gera *medo* nos alunos(as), associada à Eletroquímica torna-se ainda mais desafiadora. Por esse motivo, o(a) professor(a) precisa mostrar que o caminho é a escrita correta da meia reação, e o estabelecimento correto da proporção estequiométrica com a utilização da constante de Faraday.

No livro de Feltre (2004), segue-se o mesmo caminho adotado anteriormente “um pouco de física” que $Q = i \cdot \Delta t$ e novamente a utilização da constante de Faraday que segundo o livro “é a carga de 1 mol de elétrons e equivale a 96.500C/mol”.

Novamente, são realizados alguns exemplos para os alunos com o auxílio dos professores(as) possam treinar essa etapa na qual a estequiometria e a eletroquímica se unem.

- I. Por exemplo, o professor pode escolher uma questão da prova do ENEM. O enunciado faz referência a utilização da eletrólise para obtenção de cobre eletrolítico, muito utilizado em fiações para a rede elétrica. O professor pode mostrar que a aplicação da Eletroquímica é importante e muito cobrada em uma prova de acesso nacional às universidades brasileiras de todo o país.

Segue o enunciado da questão e a resolução, na qual faremos associação da Estequiometria e a Eletroquímica:

Figura 29 - Questão ENEM 2010 – Prova Azul | Questão 74

A eletrólise é muito empregada na indústria com o objetivo de reaproveitar parte dos metais sucateados. O cobre, por exemplo, é um dos metais com maior rendimento no processo de eletrólise, com uma recuperação de aproximadamente 99,9%. Por ser um metal de alto valor comercial e de múltiplas aplicações, sua recuperação torna-se viável economicamente.

Suponha que, em um processo de recuperação de cobre puro, tenha-se eletrolisado uma solução de sulfato de cobre (II) (CuSO_4) durante 3 h, empregando-se uma corrente elétrica de intensidade igual a 10 A. A massa de cobre puro recuperada é de aproximadamente

Dados: Constante de Faraday $F = 96\,500\text{ C/mol}$; Massa molar em g/mol: $\text{Cu} = 63,5$.

A 0,02 g.
 B 0,04 g.
 C 2,40 g.
 D 35,5 g.
 E 71,0 g.

Exame Nacional do Ensino Médio (ENEM), 2010.

Fonte: MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO (2021)

Resolução: alternativa correta (D)

O cobre será recuperado no cátodo, onde ocorre a redução dos íons $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$.



$$2\text{mol } e^{-} \text{ --- } 1\text{mol Cu}$$

$$2.96500\text{C} \text{ --- } 63,5\text{g de Cu}$$

$$Q \text{ --- } m\text{Cu}$$

$$\text{Pode-se achar o } Q: Q=i \cdot \Delta t$$

$$Q = (10.3.3600)\text{C}$$

$$Q = 108.000\text{C}$$

$$\text{Finalmente } m\text{Cu} = 35,5\text{g (equação 47)}$$

Na resolução foi utilizada a constante de Faraday e a massa molar do cobre, ambas informações fornecidas pela prova do ENEM.

- II. Nesse outro exemplo escolhido, o professor pode detalhar a importância da célula combustível de hidrogênio para gerar energia, a ainda relacionar a corrente elétrica e a energia liberada no processo de oxidação do combustível que ocorre no ânodo. Enfim, o professor pode se utilizar do exemplo para revisar conteúdos importantes da Eletroquímica tendo como objeto principal a Estequiometria aplicada à Eletroquímica.

Figura 30 - Questão da 1ª fase da FUVEST 2017 envolvendo Estequiometria aplicada à Eletroquímica

Células a combustível são opções viáveis para gerar energia elétrica para motores e outros dispositivos. O esquema representa uma dessas células e as transformações que nela ocorrem.

$$\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H = -240 \text{ kJ/mol de H}_2$$

A corrente elétrica (i), em ampère (coulomb por segundo), gerada por uma célula a combustível que opera por 10 minutos e libera 4,80 kJ de energia durante esse período de tempo, é

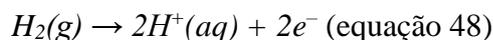
- 3,32.
- 6,43.
- 12,9.
- 386.
- 772.

Note e adote:
Carga de um mol de elétrons = 96.500 coulomb.

Fonte: FUVEST (2017)

Resolução: alternativa correta (B)

Da reação global, pode-se escrever a meia-reação que ocorre no ânodo.



De acordo com a meia-reação, pode-se estabelecer a proporção estequiométrica expressa pela Lei de Faraday, assim para cada 1 mol de H_2 consumido, há liberação de 240kJ e fornecimento de 2mol de elétrons que corresponde a 2.96.500C

$$240 \text{ kJ} \quad \text{-----} \quad 2.96.500\text{C}$$

$$4,8 \text{ kJ} \quad \text{-----} \quad Q$$

$$Q = 3860 \text{ C} \text{ (equação 49)}$$

Finalmente, esse é o valor da carga produzida ao longo de 10 minutos, de acordo com o enunciado.

$$Q = i \cdot \Delta t$$

$$3860 = i \cdot 10.60$$

$$i \approx 6,43A \text{ (equação 50)}$$

Diante de todo o exposto, podemos entender que a Eletroquímica constitui um tópico de grande importância da Química para o Ensino Fundamental e Médio, que embora seja visto por alunos e alunas como algo desafiador e muito específico, cabe ao professor ou a professora desenvolver estratégias para articular os conhecimentos técnicos necessários à realidade e ao cotidiano dos estudantes.

Trazer a Eletroquímica para a vida cotidiana dos jovens, abrindo espaço para discussões sobre formas de geração de energia mais sustentáveis, descarte de pilhas, aplicações importantes da Eletroquímica, que são indispensáveis em nossa vida cotidiana moderna cercada de dispositivos eletrônicos, pode ser uma forma de abrandar conceitos específicos. Além disso, os conhecimentos básicos e até mais específicos da Eletroquímica são cobrados em exames importantes para o acesso às universidades, mesmo em questões de conhecimento geral que são aplicadas a todos os cursos independentemente da área ou carreira escolhida. Isso incorre em mais um argumento para que a Eletroquímica mereça destaque no Ensino Fundamental e Médio.

O professor ao final de todo conteúdo aprendido pode destacar para o(a) aluno(a)s os pontos mais importantes que foram analisados e estudados:

- NOX e Oxirredução;
- Equacionamento de reações, identificação das espécies químicas que oxidam, reduzem, oxidantes e redutoras;
- Montar e compreender as células galvânicas;
- Compreensão dos potenciais elétricos associados às células galvânicas;
- Como utilizar esses potenciais para fazer a previsão da ocorrência das reações de oxirredução;

- Compreensão de como a eletricidade é gerada;
- Corrosão do aço e formas de evitá-la;
- Entender a natureza da eletrólise;
- Tipos de eletrólise;
- Aplicações da eletrólise;
- Leis de Faraday e a Estequiometria.

Considerando todos esses conteúdos que podem ser explorados pelos(as) professores(as), tendo como base o ensino da Eletroquímica na educação básica, não resta a menor dúvida do desafio a ser superado pelos educadores. Em muitos currículos, o número de aulas semanais para o ensino de Química não é adequado, sem mencionar o medo residente na cabeça de muitos(as) alunos(as) com a Química e seus conteúdos, para muitos considerados inatingíveis.

Esses fatores impõem uma dificuldade extra aos educadores. Entretanto, a docência exige desafios e superações, e uma das formas de minimizar as dificuldades é através de um bom planejamento a ser executado pelo(a) professor(a), que tenha como meta principal a adequação ao tempo disponível nas aulas e a seleção dos conteúdos a serem ministrados. Além disso, a aproximação dos conteúdos que serão explorados à vida cotidiana dos jovens pode, sem dúvida, ser um agente facilitador e pode inclusive aproximar a Química, isto é, a Eletroquímica da vida desses(as) alunos(as). Quando se fala em trazer a Química para o dia a dia dos jovens, deve-se pensar em como esses conteúdos estão próximos da nossa vida rotineira e estabelecer discussões importantes em aula para gerar uma mentalidade proativa dos alunos(as).

Nas discussões, os professores podem discorrer sobre utilização de formas alternativas de geração de energia que não dependam da utilização do Petróleo e seus derivados. Sabemos que existe uma limitação para a disponibilidade dos combustíveis fósseis e sabemos do custo elevado dessa geração de energia, como o aquecimento global, chuva ácida, entre outros fenômenos ambientais. Por exemplo, a utilização de células combustíveis como fontes geradoras de energia, um exemplo de destaque são as células que se utilizam de gás hidrogênio, uma fonte de energia muito mais promissora e sustentável que promove a redução de:

- Emissão de poluentes atmosféricos.
- Emissão de gases estufa.
- Poluição sonora, visto que as células combustíveis são silenciosas.

Essas discussões precisam ocorrer nas aulas de Química. A necessidade de não comprometer as gerações futuras decorre da utilização de novas formas para gerar energia e o uso da eletricidade na Química estará presente com toda a certeza. A transferência de elétrons na utilização de baterias, automóveis elétricos, uso de células combustíveis, uso de células fotovoltaicas solares, representam um futuro no qual a Química tem papel de destaque, e esses assuntos explicam a importância de se estudar eletroquímica e como esse tópico estará presente.

3. METODOLOGIA

3.1 Elaboração da Proposta Pedagógica

Admite-se o professor como uma espécie de escultor. A partir da pedra bruta, delinear e moldar formas reconhecíveis, estritamente conforme o plano gestado na imaginação do escultor. É claro que, o material de que é feita a pedra bruta impõe algumas condições de limites para a ação do escultor. Limites estes, contudo, muito mais circunscritos aos instrumentos a utilizar do que propriamente ao que se pretende esculpir. O que importa, pois, é o que foi planejado; o projeto que dirige e justifica todas as ações e os meios a serem empregados. Nada mais há que deva impor restrições ao plano do escultor. Essa é a metáfora que se pode fazer da educação autoritária que desliza nos eixos da restrição e da compulsão (BUBER, apud TUNES *et al.*, 2005).

Através da metáfora mencionada, pode-se notar qual era o papel do professor frente ao aluno como único detentor do conhecimento, sendo assim unicamente transmissor de informações e o aluno um simples ouvinte o que se contrapõe com a visão atual sobre a ensino-aprendizagem.

Pautado em diversos estudos e discussões sobre o novo papel do professor, o intuito deste projeto é propor uma forma mais atual de entender o processo de ensinar, através do qual o aluno terá, assim como o professor, um papel ativo na construção do seu conhecimento. E para que este processo seja realizado, será utilizada a metodologia investigativa para a construção de uma proposta pedagógica. A proposta pedagógica terá como objetivo a possibilidade de o aluno participar do processo educacional, onde o professor tenha seu papel de orientador ao invés do detentor de todo o conhecimento, para dessa forma tornar o processo de ensino-aprendizagem mais eficaz.

O público-alvo do projeto são professores de Química e alunos do Ensino Médio e Fundamental, que deverão aplicar a proposta pedagógica ao seu cronograma de aula, presencial ou remota, isto é, dimensionar os conteúdos referentes ao ensino de Eletroquímica que deverão ser ministrados, e o tempo necessário para cada atividade proposta e abordagem adequada de forma a permitir que a nomenclatura e os conteúdos específicos referente ao ensino de Eletroquímica se torne acessível aos alunos.

3.2 Etapas da Proposta Pedagógica

1. 1ª Etapa

Primeiramente deve-se conhecer as dificuldades apresentadas pelos professores relacionadas à inserção da metodologia investigativa no ensino-aprendizagem:

- conhecimento de como desenvolver a metodologia investigativa;
- presença de laboratórios e materiais de laboratórios, espaços disponíveis e aparelho de multimídia para transmissão de vídeos necessário para a realização de atividades propostas, além do suporte necessário das escolas para a transmissão de aulas remotas aos alunos que estão assistindo a aula de casa, no nosso novo cenário de educação remota;
- conhecimento dos conceitos teóricos relacionados ao ensino da Eletroquímica, exigidos pelo currículo programático e pela escola que será cumprido pelo professor.

2. 2ª Etapa

Com base nos resultados positivos da primeira etapa, agora deve-se estipular como será desenvolvida tais atividade com os professores.

3. 3ª Etapa

Após o desenvolvimento da atividade proposta pelo professor e transcorrido um intervalo 15 a 30 dias, o professor poderá desenvolver alguma forma de avaliação pessoal ou em grupo para verificar se os conteúdos abordados nas atividades, participação individual e em grupo dos alunos foi significativa.

Na possibilidade de o professor perceber que a aprendizagem por parte dos alunos ficou abaixo do esperado, deverá ser proposta uma nova abordagem ao tema referente a atividade, seja por intermédio de uma nova atividade experimental, através de exercícios, jogos *on-line*, questionários físicos ou *on-line*, referente aos assuntos abordados ou ainda em uma discussão em grupo do professor com os alunos para preencher possíveis falhas de conteúdo.

4. CONSIDERAÇÕES FINAIS

A presente pesquisa abordou a forma de se entender como se dá o estudo da eletricidade nas reações químicas através do ensino da Eletroquímica, por intermédio da metodologia denominada investigativa, na qual os estudantes, através de uma participação ativa no processo de aprendizagem, podem participar da construção e elaboração dos conceitos. Neste trabalho, foi caracterizado que a forma mais tradicional de se ensinar, isto é, aquele processo de aprendizagem no qual o(a) estudante(a) é apenas um ouvinte, não se mostra mais eficiente. Na concepção mais atual de ensino-aprendizagem, a colaboração dos(as) alunos(as) na construção do conhecimento é fundamental.

A função do(a) professor(a) como educador(a) é muito mais importante do que apenas a transmissão do conhecimento nessa relação passiva, na qual o estudante é apenas um ouvinte, está ultrapassada. A proposta da metodologia investigativa, independentemente da disciplina a ser lecionada, é trazer o(a) aluno(a) para participar de forma colaborativa em conexão com seus colegas de classe e com o auxílio do professor na elaboração de atividades pedagógicas, a fim de mostrar que aquele conhecimento técnico, no caso a Eletroquímica que faz parte do nosso cotidiano, pode ser aprendido de forma prazerosa e no futuro pode enriquecer a vida, despertando a mente de jovens para um futuro no qual eles possam construir uma sociedade mais participativa, democrática, mais preocupada com o meio ambiente, enfim, uma sociedade mais sustentável.

Nesta pesquisa, demonstrou-se que a Eletroquímica se mostra desafiadora tanto para os estudantes como para os professores(as). Esse tópico da ciência envolve necessariamente vários conceitos de Física e Química que devem ser abordados, e essas conexões, em muitas situações, afastam os alunos(as).

Na construção da dissertação demonstrou-se que o ensino e o estudo da eletricidade associada às reações químicas, mais especificadamente à Eletroquímica, está atrelado ao conhecimento por parte dos professores(as) e alunos(as) de muitos conceitos bem específicos como: potencial elétrico, condutância, meia-reações de redução e de oxidação, NOX, corrente elétrica, íons em solução, ligações químicas, modelo atômico, oxidante, redutor, corrosão, reações químicas espontâneas, reações químicas forçadas e eletrodo é fundamental.

Além disso, existe ainda um outro aspecto desafiador, o estudo da Eletroquímica envolve também um aspecto matemático, esse fato torna mais desafiador o estudo e o ensino desse importante tópico da Química.

Por esse motivo, neste trabalho de pesquisa foram abordados e analisados livros importantes utilizados no ensino Fundamental e Médio para o estudo da Eletroquímica. Esses livros apontam um direcionamento para que o(a) professor(a) através de metodologias pedagógicas ativas possam proporcionar uma aprendizagem por parte dos alunos mais proativa.

Através de questionários, vídeos, atividades pedagógicas em aula, ou em casa, experimentos realizados pelos estudantes ou pelo(a) professor(a), a metodologia investigativa abordada nessa pesquisa mostrou-se uma forma mais adequada aos dias atuais para ensinar e proporcionar aos alunos(as) um interesse mais efetivo em uma ciência da Natureza, a Química, através da Eletroquímica e suas implicações sociais, tecnológicas e ambientais.

No início da minha pesquisa, em 2018, ano que iniciei meu projeto de Mestrado, a pandemia da COVID não era uma realidade. Entretanto em 2020, surgiu a COVID e esse fato mudou a educação no mundo e no Brasil, e modificou também o caminho desse meu trabalho de Mestrado.

Em primeiro lugar meu produto educacional é um material didático com vídeos, questionários e experimentos de química com ênfase em NOX, oxirredução e eletroquímica. Infelizmente, a análise da aplicação deste conteúdo não pode ser realizada devido ao distanciamento social imposto pela pandemia. No entanto, parte deste trabalho faz parte de um site do autor (Nilton José Sanchez) e está disponibilizada online desde 2019 e tendo uma ótima aceitação.

Com a pandemia da COVID, os professores conheceram uma nova rotina e novos desafios tecnológicos surgiram. Posteriormente, com o controle da pandemia, pelo início da vacinação, a existência de alunos(as) na forma híbrida (na sala de aula de forma presencial e em casa) mostra que a educação está em permanente construção e moldagem. O produto educacional proposto traz a preocupação com o ensino remoto ou ensino híbrido.

Assim sendo, o ato de ensinar é muito mais do que a simples transmissão de conhecimentos técnicos. O ensino da eletricidade nas reações químicas através da Eletroquímica pode ser realizado de uma forma aproximar os(as) jovens alunos(as) da sua realidade, introduzindo aspectos sociais, tecnológicos e cognitivos, de forma que o ensino da

disciplina de Química possa contribuir para a formação de um indivíduo preocupado com a coletividade. Nesse trabalho foi abordado a recente mudança do currículo do Ensino Médio que está sendo instituída, a fim de valorizar aspectos individuais de cada estudante de acordo com suas vontades e aspirações. A mudança para o novo Ensino Médio se encaixa na metodologia investigativa utilizada nesse Mestrado.

REFERÊNCIAS

- ABBASI, Umara *et al.* Anaerobic microbial fuel cell treating combined industrial wastewater: Correlation of electricity generation with pollutants. **Bioresource Technology**, Vol. 200, p. 01-07, Jan 2016. Disponível em: < [10.1016/j.biortech.2015.09.088](https://doi.org/10.1016/j.biortech.2015.09.088)> Acesso em: 22 nov 2021.
- ALVES, Liria. Como funciona o Bafômetro. **Brasil Escola**. São Paulo, 2021. Disponível em:< <https://brasilecola.uol.com.br/quimica/como-funciona-bafometro.htm>> Acesso em: 20 dez 2021.
- AKMAN, Dilek; CIRIK, Kevser; *et al.* Bioelectricity generation in continuously-fed microbial fuel cell: Effects of anode electrode material and hydraulic retention time. **Bioresource Technology**, Vol. 149, p. 459-464, 2013. Disponível em: <<https://doi.org/10.1016/j.biortech.2013.09.102>> Acesso em: 22 nov 2021.
- AMBROGI, Angélica; LISBOA, Julio C. F.; SPARAPAN, Elisabete R. F. **Química para o magistério**. São Paulo: Harbra, 1995.
- ANDRADE, Guilherme Trópia Barreto de. Percursos históricos de ensinar ciência através de atividades investigativas do século XX. **Rev. Ensaio**, Belo Horizonte, Vol. 13, n° 01, p. 123, Jan-Abr 2011. Disponível em: <<https://doi.org/10.1590/1983-21172013130109>> Acesso em: 22 nov 2021.
- ARANHA, Maria Lúcia de Arruda. **História da Educação**. 1ª ed. São Paulo: Moderna, 1989.
- ATIÉ, Lourdes. Pandemia é oportunidade para repensar a formação docente. **Desafios da Educação**. Rio Grande do Sul, Jun 2020. Disponível em: < <https://desafiosdaeducacao.grupoa.com.br/formacao-docente-pandemia/>> Acesso em: 23 nov 2021.
- ATKINS, Peter; JONES, Loretta; LAVERMAN, Leroy. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. Tradutor: Félix José Nonnenmacher; revisão técnica: Ricardo Bicca de Alencastro. – 5. ed. – Porto Alegre: Bookman, 2018.
- BAPTISTA, Renata. Made in Brazil: Nanomateriais – Os cientistas brasileiros que brilham criando supermateriais. Aldo Zarbin, o brasileiro que ganhou o mundo com baterias sustentáveis. **Tilt UOL**. São Paulo, 2021. Disponível em: <<https://www.uol.com.br/tilt/noticias/redacao/2021/08/29/aldo-zarbin-o-brasileiro-que-ganhou-o-mundo-com-baterias-sustentaveis.htm>> Acesso em: 30 nov 2021.
- BARRETO, Barbara S. J.; BATISTA, Carlos H.; CRUZ, Maria Clara P. Células Eletroquímicas, Cotidiano e Concepções dos Educandos. **Quím. nova esc.**, São Paulo, Vol. 39, n° 01, p. 52-58, Fev 2017. Disponível em: < <http://dx.doi.org/10.21577/0104-8899.20160060>> Acesso em: 22 nov 2021.

BASSOLI, Fernanda. Atividades práticas e o ensino-aprendizagem de ciência(s): mitos, tendências e distorções. **Ciênc. Educ.**, Bauru. Vol. 20, n° 3, p. 581, Jul-Set 2014. Disponível em: < <https://doi.org/10.1590/1516-73132014000300005>> Acesso em: 22 nov 2021.

BIANCHINI, Thiago B.; ZULIANI, Silvia Regina A. A investigação orientada como instrumento para o ensino da eletroquímica. **VII Enpec**, Florianópolis, p. 01-02, Nov 2009. Disponível em: < <http://www.fep.if.usp.br/~profis/arquivos/viienpec/VII%20ENPEC%20-%202009/www.foco.fae.ufmg.br/cd/pdfs/266.pdf>> Acesso em: 22 nov 2021.

BOCCHI, Nerilso; FERRACIN, Luiz Carlos; BIAGGIO, Sonia Regina. Pilhas e Baterias: Funcionamento e Impacto Ambiental. **Revista Química Nova Na Escola**, São Paulo, n° 11, p. 03-09, Mai 2000. Disponível em: < <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc11/v11a01.pdf>> Acesso em: 30 nov 2021.

BROWN, Theodore L. *et al.* **Química: a ciência central**. Tradução: Eloiza Lopes, Tiago Jonas, Sonia Midori Yamamoto; revisão técnica Prof. Dr. Antonio Gerson Bernardo da Cruz – 13. ed. – São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2016.

BURATTINI, Maria Paula T. de; DIB, Claudio Z. (Org.). **Energia: uma Abordagem Multidisciplinar**. São Paulo: Livraria da Física, 2008.

BURROW, Andrew *et al.* **Química³ – Introdução à Química Inorgânica, Orgânica e Físico-Química – Vol. 2**. São Paulo: LTC, 2012.

CAMBI, Franco. **História da Pedagogia**. Tradução de Álvaro Lorencini. São Paulo: Unesp, 1999.

CHANG, Raymond.; GOLDSBY, Kenneth A. **Química**. Tradução: M. Pinho, revisão técnica: Denise de Oliveira Silva, Vera Regina Leopoldo Constantino. - 11. ed. Porto Alegre: AMGH, 2013.

CHAUÍ, Marilena. **Convite à Filosofia**. 14^a ed. São Paulo: Ática Didáticos, 2019.

CHOINSKI, Rodrigo. Do nano ao macro: Aldo Zarkin fala sobre nanociência e divulgação científica. **Ciência UFPR**. Curitiba, 2019. Disponível em: < <https://ciencia.ufpr.br/portal/do-nano-ao-macro-aldo-zarkin-fala-sobre-nanociencia-e-divulgacao-cientifica/>> Acesso em: 14 dez 2021.

COSTA, Gilberto; TOKARNIA, Mariana. Pandemia de COVID-19 fez ensino e papel do professor mudarem. **Agência Brasil**, Rio de Janeiro e Brasília, Out 2020. Disponível em: < <https://agenciabrasil.ebc.com.br/educacao/noticia/2020-10/pandemia-de-covid-19-fez-ensino-e-papel-do-professor-mudarem>> Acesso em: 23 nov 2021.

DEWEY, John. My Pedagogic Creed. **School Journal**, Vol. 54, Jan. 1897. Disponível em: < <http://dewey.pragmatism.org/creed.htm>> Acesso em: 10 dez 2021.

DIAS, Valéria Silva; MARTINS, Roberto de A. Michael Faraday: o caminho da livraria à descoberta da indução eletromagnética. **Ciência & Educação**, Vol. 10, n° 3, p. 517-530, 2004. Disponível em: <<https://www.scielo.br/j/ciedu/a/QcVb9BJk6C4RycyjBbLLy3d/?lang=pt&format=pdf>> Acesso em: 28 nov 2021.

DOMINGOS, Severina Alves. **Sócrates e sua pedagogia**. 2012. Trabalho de Conclusão de Curso (Graduação em Filosofia) – Instituto de Ciências Humanas e Filosofia, Universidade Federal Fluminense, Rio de Janeiro, 2015. Disponível em: <<https://app.uff.br/riuff/handle/1/6879>> Acesso em: 23 nov 2021.

FARADAY, Michael. **A História química de uma vela e As forças da matéria**. Tradução Vera Ribeiro. Rio de Janeiro: Contraponto, 2003.

FELTRE, Ricardo. **Química. Vol. 2.** – 7ª ed. – São Paulo: Moderna, 2004.

FOGAÇA, Jennifer. Método Científico. **Manual da Química**, Goiás, 2021. Disponível em: <<https://www.manualdaquimica.com/quimica-geral/metodo-cientifico.htm>> Acesso em: 28 nov 2021.

FRAGAL, Vanessa Hafemann *et al.* Uma proposta alternativa para o ensino de eletroquímica sobre a reatividade dos metais. **Revista Química Nova Na Escola**, São Paulo, Vol. 33, n° 4, p. 217, Nov 2011. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc33_4/216-RSA-8910.pdf> Acesso em: 24 nov 2021.

FUVEST. Fundação Universitária para o Vestibular. **Acervo Fuvest**, 2018. Disponível em: <https://acervo.fuvest.br/fuvest/2018/fuv2018_1fase_prova_V.pdf> Acesso em: 30 nov 2021.

FUVEST. Fundação Universitária para o Vestibular. **Acervo Fuvest**, 2017. Disponível em: <https://acervo.fuvest.br/fuvest/2017/fuv2017_1fase_prova_V.pdf> Acesso em: 30 nov 2021

GOLDEMBERG, José (Coord.). **Energia e desenvolvimento sustentável**. São Paulo: Blucher, 2010. (Série Sustentabilidade Vol. 4).

GUTHS, Henrique; ESTIMA, Sonara. Modos de trabalho pedagógico no Ensino Superior da área da saúde de um centro universitário da região sul do Brasil. In: LEITE, Carlinda (coord.); ZABALZA, Miguel (coord.). **Ensino Superior: Inovação e qualidade na docência**. Porto: CIIE – Centro de Investigação e Intervenção Educativas, 2012. p. 7692-7705.

HOLLSTEIN, F. W. H. **Dutch and Flemish etchings, engravings, and woodcuts c.1450-1700**. Amsterdam, 1949. Disponível em: <https://www.britishmuseum.org/collection/object/P_1852-1211-120> Acesso em: 24 nov 2021.

INSTITUTO VLADIMIR HERZOG. A educação brasileira antes de 1964. **Memórias da Ditadura**, 2021. Disponível em: <<https://memoriasdaditadura.org.br/antes-do-golpe/>> Acesso em: 26 nov 2021.

LEVINE, Ira N. **Physical Chemistry**. 4ª ed. - New York: McGraw-Hill, 1995.

LEWIS, Rob; EVANS, Wynne. **Química**. 4ª ed. São Paulo: LTC, 2014.

LIMA, Daniela Bonzanini De Lima. **O ensino investigativo e suas contribuições para a aprendizagem de Genética no Ensino Médio**. 2012. Trabalho de Conclusão de Curso (Graduação em Ciências Biológicas) – Instituto de Biociências, Universidade Federal do Rio Grande do Sul, Rio Grande do Sul, 2012. p. 10. Disponível em: <<http://hdl.handle.net/10183/72341>> Acesso em: 23 nov 2021.

KIOURANIS, Neide M. M.; SILVEIRA, Marcelo Pimental. da. Combustíveis: uma abordagem problematizadora para o ensino de química. **Revista Química Nova Na Escola**, São Paulo, Vol. 39, nº 1, p. 68-74, fevereiro 2017. Disponível em: <<http://dx.doi.org/10.21577/0104-8899.20160062>> Acesso em: 22 nov 2021.

KLEIN, Sabrina G.; BRAIBANTE, Mara E. F. Reações de oxi-redução e suas diferentes abordagens. **Revista Química Nova Na Escola**, São Paulo, Vol. 39, nº 1, p. 35-45, fevereiro 2017. Disponível em: <<http://dx.doi.org/10.21577/0104-8899.20160058>> Acesso em: 22 nov 2021

KOTZ, John C. *et al.* **Química geral e reações químicas – Vol. II**. – 3ª ed. – São Paulo: Cengage, 2015.

MERÇON, Fábio; GUIMARÃES, Pedro Ivo Canesso; MAINIER, Fernando Benedito. Corrosão: um exemplo usual de fenômeno Químico. **Revista Química Nova Na Escola**, nº 19, p. 11-14, Maio 2004. Disponível em: <<http://qnesc.sbj.org.br/online/qnesc19/a04.pdf>> Acesso em: 22 nov 2021.

MEYER, Adailze Lenita. **Os desafios da escola pública paranaense na perspectiva do professor PDE**. 2014. Produção Didática-Pedagógica (Programa de Desenvolvimento Educacional) – Secretaria de Educação do Paraná, Paraná, 2016. (Cadernos PDE – Vol. II). Disponível em: <http://www.diaadiaeducacao.pr.gov.br/portals/cadernospde/pdebusca/producoes_pde/2016/2016_pdp_qui_utfpr_adailzelenitameyer.pdf> Acesso em: 23 nov 2021.

MIGUEL, Sylvia. Especialistas se dividem ao avaliar as metas de redução das emissões do Brasil. **IEA-Instituto de Estudos Avançados**, São Paulo, Out 2015. Disponível em:<<http://www.iea.usp.br/noticias/especialistas-se-dividem-na-avaliacao-das-metas-de-reducao-das-emissoes-do-brasil>> Acesso em: 03 dez 2021.

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO (BRASIL). Instituto Nacional de Estudos e Pesquisas Educacionais Anísio Teixeira | INEP. **ENEM Provas e Gabaritos**, 2021. Disponível em: <<https://www.gov.br/inep/pt-br/areas-de-atuacao/avaliacao-e-exames-educacionais/enem/provas-e-gabaritos>> Acesso em: 29 nov 2021.

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO (BRASIL). Secretaria de Educação Média e Tecnológica – Semtec. **PCN + Ensino Médio: orientações educacionais complementares aos Parâmetros**

Curriculares Nacionais – Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias. Brasília: MEC/Semtec, 2002. Disponível em:
<<http://portal.mec.gov.br/seb/arquivos/pdf/CienciasNatureza.pdf>> Acesso em: 29 nov 2021.

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO (BRASIL). **Parecer CNE/CEB 3/2018 - Diretrizes Curriculares Nacionais para a Educação Médio.** Ministério da Educação. Secretaria de Educação Básica. Diretoria de Currículos e Educação Integral. Brasília: MEC, SEB, DICEI, 2018. Disponível em: < <http://portal.mec.gov.br/docman/novembro-2018-pdf/102481-rceb003-18/file>> Acesso em: 29 nov 2021.

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO (BRASIL). **Base Nacional Comum Curricular.** Brasília: MEC, 2018b. Disponível em: < http://basenacionalcomum.mec.gov.br/images/historico/BNCC_EnsinoMedio_embaixa_site_110518.pdf> Acesso em: 29 nov 2021.

MONDIN, Batista. **Curso de Filosofia.** Tradução Benôni Lemos. 6ª ed. São Paulo: Paulinas, 1982. p 47-49. Vol. I.

MORAIS, Márcia Marques de. **A Sala de Aula no Contexto da Educação do Século 21.** Brasília: Instituto Nacional de Estudos e Pesquisas Educacionais Anísio Teixeira, 2005. (Série Documental – Textos Para Discussão). Disponível em: < <https://doi.org/10.24109/1414-0640.td.2005.18>> Acesso em: 23 nov 2021.

MORTIMER, Eduardo; MACHADO, Andréa. **Química – Ensino Médio.** Volume Único, Parte 1, 2, 3. São Paulo: Scipione, 2013. (Projeto Voaz).

MORTIMER, R. G. **Physical Chemistry.** 2. ed. - Orlando: Harcourt, 2000.

NAKA, Arata *et al.* Education. **Encyclopedia Britannica**, Nov. 2021, Disponível em: <<https://www.britannica.com/topic/education>>. Acesso em: 26 nov 2021.

NUNES, Albino Oiveira (org.); DANTAS, Josivânia Marisa (org.) **Ensinando química: propostas a partir do enfoque CTSA.** São Paulo: Livraria da Física, 2016.

OECD. **Education in Brazil: An International Perspective.** Paris: OECD Publishing, 2021. p. 35. Disponível em: <<https://doi.org/10.1787/60a667f7-en>> Acesso em: 26 nov 2021.

OLIVEIRA, J. R. S. Contribuições e abordagens das atividades experimentais no ensino de ciências: reunindo elementos para a prática docente. **Acta Scientiae**, Canoas, Vol. 12, n° 1, p. 139-153, jan./jun. 2010.

OLIVEIRA, Rafael da Silva; GOMES, Elisa Silva; AFONSO, Júlio Carlos. O Lixo Eletroeletrônico: Uma Abordagem para o Ensino Fundamental e Médio. **Revista Química Nova Na Escola**, Vol. 32, n° 4, p. 240-248, Nov 2010. Disponível em: < http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc32_4/06-RSA10109.pdf> Acesso em: 22 nov 2021.

PEEL, Edwin A. Pedagogy. **Encyclopedia Britannica**, 29 Oct. 2020. Disponível em: <<https://www.britannica.com/science/pedagogy>> Acesso em: 24 nov 2021.

PLATÃO. **A República**. Adaptação e tradução de Marcelo Perine. São Paulo: Scipione, 2002.

REALE, Giovanni. **História da Filosofia Antiga**. Tradução Marcelo Perine. São Paulo: Loyola, 1999. p. 304-310. Vol. 1.

REALE, Giovanni; ANTISERI, Dario. **História da Filosofia: Antiguidade e Idade Média**. 9ª ed. São Paulo: Paulus, 2007. p. 95-98. Vol. I.

QUÍMICA SOLIDÁRIA. Conselho Federal de Química. **Perguntas e Respostas: Água Sanitária**. 2021. Disponível em: <http://cfq.org.br/wp-content/uploads/2020/05/2020-05-04_cartilha-perguntas-e-respostas-CFQ-V2-baixa-3.pdf> Acesso em: 30 nov 2021.

ROBERTS, Royston M. **Descobertas Acidentais em Ciências**. Tradução André Oliveira Mattos – 2ª ed. – Campinas: Papirus, 1995.

ROSA, Maria Inês Petrucci; TOSTA, Andréa Helena. O lugar da química na escola: algumas reflexões interessantes para o campo de formação de professores. **IV Enpec**, Bauru, p. 01-05, Nov 2003. Disponível em: <<http://abrapecnet.org.br/enpec/iv-enpec/painel/PNL189.pdf>> Acesso em: 23 nov 2021.

SANJUAN, Maria Eugenia Cavalcante. *et al.* Maresia: Uma Proposta para o Ensino de Eletroquímica. **Revista Química Nova Na Escola**, Vol. 31, nº 3, p. 190-197, Ago 2009. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc31_3/07-RSA-2008.pdf> Acesso em: 22 nov 2021.

SARTORI, Elen Romão; BATISTA, Érica Ferreira; FATIBELLO-FILHO, Orlando. Escurecimento e limpeza de objetos de prata - um experimento simples e de fácil execução envolvendo reações de oxidação-redução. **Química Nova na Escola**, nº 30, Nov 2008. p. 61-65. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc30/11-EEQ-4407.pdf>> Acesso em: 29 nov 2021.

SARTORI, Elen Romão; SANTOS, Vagner dos; TRENCH, Aline; FATIBELLO-FILHO, Orlando. Construção de uma Célula Eletrolítica para o Ensino de Eletrolise a partir de Materiais de Baixo Custo. **Química Nova na Escola**, Vol. 35, nº 2, Mai 2013. p. 107-111. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc35_2/07-EEQ-02-12.pdf> Acesso em: 29 nov 2021.

SECRETARIA DA EDUCAÇÃO (São Paulo). **Currículo do Estado de São Paulo: Ciências da Natureza e suas tecnologias**. Coordenação geral: Maria Inês Fini, coordenação de área: Luís Carlos de Menezes. – 1ª ed. Atual – São Paulo: SE, 2011. Disponível em:<<https://www.educacao.sp.gov.br/a2sitebox/arquivos/documentos/235.pdf>> Acesso em: 10 dez 2021.

SILVA, Matheus Ireno da; MIRANDA JR., Pedro; MARQUES, Amanda Cristina Teagno Lopes. Atividades experimentais investigativas no ensino da eletroquímica: análise da etapa inicial de uma sequência didática. **REGRASP**, Vol. 3, n° 1, p. 26-44, Fev 2018. Disponível em: < <http://seer.spo.ifsp.edu.br/index.php/regrasp/article/view/211> > Acesso em: 22 nov 2021.

SOUZA, Rosa Fátima de. Inovação educacional no século XIX: A construção do currículo da escola primária no Brasil. **Cadernos CEDES**, ano XX, n° 51, p. 09-28, Nov 2000. Disponível em: < <https://doi.org/10.1590/S0101-32622000000200002> > Acesso em: 23 nov 2021.

STIRN, François. **Comprender Aristóteles**. Tradução Ephraim F. Alves. 2ª ed. Petrópolis: Vozes, 2006.

TECNOLOGIAS de Produção. **Abiclor**, São Paulo, 2021. Disponível em: < <http://www.abiclor.com.br/tecnologias-de-producao/> > Acesso em: 15 dez 2021.

THE BODNER GROUP. Chemical Education Division. **Electrolytic Cells**. 2021. Disponível em: < <http://chemed.chem.purdue.edu/genchem/topicreview/bp/ch20/faraday.php> > Acesso em 30 nov 2021.

TITO, Francisco Miragaia Peruzzo; CANTO, Eduardo Leite do. **Química na abordagem do cotidiano – Vol. II**. – 4ª ed. – São Paulo: Moderna, 2006.

TOLENTINO, Mario; ROCHA-FILHO, Romeu C. O Bicentenário da invenção da pilha elétrica. **Revista Química Nova Na Escola**, São Paulo, n° 11, p. 35-39, Maio 2000. Disponível em: < <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc11/v11a08.pdf> > Acesso em: 22 nov 2021.

TRO, Nivaldo J. **Química: Uma Abordagem Molecular**. 3ª ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017. Vol. 2.

TUNES, Elizabeth; TACCA, Maria Carmen V. R.; BARTHOLO JR., Roberto dos Santos. O professor e o ato de ensinar. **Cadernos de Pesquisa**, Vol. 35, n°. 126, p. 689-698, Set-Dez 2005. Disponível em: < <https://doi.org/10.1590/S0100-15742005000300008> > Acesso em: 22 nov 2021.

VILLULLAS, H. Mercedes; TICIANELLI, Edson A.; GONZÁLEZ, Ernesto R. Células a Combustível: Energia Limpa a Partir de Fontes Renováveis. **Revista Química Nova Na Escola**, São Paulo, n° 15, p. 28-34, Maio 2002. Disponível em: < <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc15/v15a06.pdf> > Acesso em: 22 nov 2021

VOGT, C. Ensino e aprendizagem: problemas como solução. **ComCiência – Revista Eletrônica de Jornalismo Científico**, Vol. 115, 2010. p. 02

WENDT, H.; GOTZ, M.; LINARDI, M. Tecnologia de células a combustível. **Química Nova**, Vol. 23, n° 4, p. 538-546, Ago 2000. Disponível em: < <https://doi.org/10.1590/S0100-40422000000400018> > Acesso em: 22 nov 2021.

ZANON, L. *et al.* **Química**. MEC, Secretaria de Educação Básica – Semtec. Brasília: Semtec/MEC, 2003. p. 207-257. Disponível em:
<<http://portal.mec.gov.br/seb/arquivos/pdf/09Quimica.pdf>> Acesso em: 29 nov 2021.



UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO

FACULDADE DE FILOSOFIA, CIÊNCIAS E LETRAS DE RIBEIRÃO PRETO

**PROGRAMA DE MESTRADO PROFSSIONAL EM QUÍMICA EM REDE
NACIONAL**

**A ELETRICIDADE E AS REAÇÕES QUÍMICAS COM VIÉS DA METODOLOGIA
INVESTIGATIVA NO PROCESSO ENSINO-APRENDIZAGEM PARA O ENSINO
FUNDAMENTAL E MÉDIO.**

NILTON JOSÉ SANCHEZ

RIBEIRÃO PRETO - SP

2021



NILTON JOSÉ SANCHEZ

Projeto de pesquisa para Fundamentos Metodológicos para a Pesquisa em ensino de química do Programa de Mestrado de Química Profissional da Universidade de São Paulo.

Orientadora: Profa. Dra. Adalgisa Rodrigues de Andrade

RIBEIRÃO PRETO - SP

2021



SUMÁRIO

1. INTRODUÇÃO	11
1.1 Introdução ao tema	11
1.2. Problemática	12
1.3. Justificativa	13
1.4. Objetivos	14
1.4.1. <i>Objetivo Geral</i>	14
1.4.2. <i>Objetivos Específicos</i>	14
2. FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA	16
2.1 Aspecto Histórico da Educação	16
2.2. Metodologia Investigativa	25
2.3. Passos da Metodologia Científica	28
3. A ELETRICIDADE	31
3.1. Aspecto Histórico	31
3.2. A Eletricidade na Química	34
3.3. A Eletricidade e o Ensino da Eletroquímica	36
3. METODOLOGIA	104
3.1 Elaboração da Proposta Pedagógica	104
3.2 Etapas da Proposta Pedagógica	105
4. CONSIDERAÇÕES FINAIS	106
REFERÊNCIAS	109



APRESENTAÇÃO

Prezado(a) professor(a), este material é o produto final da minha pesquisa de dissertação de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional (PROFQUI), realizado na Universidade de São Paulo (USP) no período de julho de 2018 a janeiro de 2021. O produto aqui apresentado é fruto de uma pesquisa que partiu do interesse e da preocupação com a aprendizagem nas aulas de Química, com intuito de tornar o ensino-aprendizagem dinâmico, com o aluno(a) como autor do seu próprio conhecimento, em conjunto com o(a) professor(a).

Sou professor de Química há mais de vinte anos, sempre atuando como professor na educação básica na formação dos alunos(as) no ensino Fundamental e Médio, e em cursos pré-vestibulares para colaborar no acesso aos alunos e alunas à universidade. A educação convive com um eterno processo de moldagem das práticas pedagógicas para possibilitar a aprendizagem por parte dos(as) alunos(as) e ajudar na construção de um indivíduo preocupado com sua coletividade e ciente de seus direitos e deveres perante a sociedade. Assim, é normal que ao longo dos anos, principalmente com o avanço da tecnologia e das mídias sociais, surjam outras formas de se levar conhecimento ao aluno(a) de forma mais eficaz, considerando o mundo extremamente tecnológico em que vivemos atualmente em 2021.

Dessa forma, a utilização de novas tecnologias na educação, assim como a utilização do celular, o uso de podcast e das mídias sociais no ensino da Química se tornou importante e necessário. Então, em agosto de 2018, eu fiz um canal de Química no Youtube, com o intuito de criar conteúdo de Química. De início, começou de forma bem amadora, mas aos poucos a qualidade dos vídeos em relação à imagem e áudio foram melhorando, e atualmente posso dizer que alunos(as) de todas as regiões do Brasil acessam meu canal e têm acesso a vídeos de Química de todos os tipos com boa qualidade, desde curiosidades, a experimentos, a aspectos de culinária na

Química, a vídeos de conteúdo, resoluções de questões de Química e resoluções de provas de vestibulares. Existe um chat para comentários e dúvidas que os alunos(as) tem participado ativamente. Tudo isso têm proporcionado boa interação com os alunos(as) e o canal têm se tornado uma boa forma de divulgar a Química. O canal chama-se *Sassazinho da Química*³. Neste trabalho de pesquisa, os vídeos de conteúdo sugeridos são retirados do meu canal no Youtube.

Segundo Tunes (2005) o professor é visto como uma espécie de escultor. A partir da pedra bruta, delinea e molda formas reconhecíveis, estritamente conforme o plano gestado na imaginação do escultor. É claro que, o material do qual é feita a pedra bruta impõe algumas condições de limites para a ação do escultor. Limites estes, contudo, muito mais circunscritos aos instrumentos a utilizar do que propriamente ao que se pretende esculpir. O que importa, pois, é o que foi planejado; o projeto que dirige e justifica todas as ações e os meios a serem empregados. Nada mais há que deva impor restrições ao plano do escultor. Essa é a metáfora que se pode fazer da educação autoritária que desliza nos eixos da restrição e da compulsão (BUBER, apud TUNES et al, 2005, p. 02-03).

Através da metáfora mencionada, pode-se observar que antigamente, o papel do professor frente ao aluno era de único detentor do conhecimento, exercendo uma função única de um transmissor de informações. Nesse contexto, o(a) aluno(a) fazia o papel de simples ouvinte, o que se contrapõe a visão atual e mais moderna sobre o ensino-aprendizagem, na qual a educação está associada à construção de ideias, conhecimentos, relações e na formação de um indivíduo mais preparado para exercer sua função cidadã perante a sua comunidade. Assim, nessa concepção mais moderna da educação, uma aula é muito mais do que adquirir conhecimento técnico sobre algo.

Pautado em diversos estudos e discussões sobre o novo papel do professor, o intuito deste projeto é propor uma forma mais atual de entender o processo de se ensinar, através do qual o aluno terá, assim como o professor, um papel ativo na

³ Disponível em: < https://www.youtube.com/channel/UC2fy79wkwfMoeJEE8pMU_CXQ > Acesso em: 15 dez 2021.

construção do seu conhecimento. E para que este processo seja realizado, será utilizada a metodologia investigativa para construção de uma proposta pedagógica.

A proposta pedagógica terá como objetivo a possibilidade de o aluno participar do processo educacional e que o professor tenha seu papel de orientador, ao invés do detentor de todo o conhecimento, pois apenas assim o processo de ensino-aprendizagem irá se tornar mais eficaz. O processo educacional será realizado neste projeto de maneira híbrida, de forma que atenda aos novos desafios propostos pelo ensino aprendizagem à distância, em decorrência da pandemia que teve início em 2020 e que perdura até os dias atuais.

O público-alvo do projeto são professores de química e alunos do Ensino Médio e Fundamental, que deverão aplicar a proposta pedagógica ao seu cronograma de aula, isto é, dimensionar os conteúdos referentes ao ensino de Eletroquímica que deverão ser ministrados, e o tempo necessário para cada atividade proposta e abordagem adequada, de forma a permitir que a nomenclatura e os conteúdos específicos referente ao ensino de Eletroquímica possam se tornar acessíveis aos alunos.



INTRODUÇÃO

As atividades propostas neste trabalho, com a inserção da metodologia investigativa no ensino-aprendizagem, surgiram como forma de complementar uma abordagem investigativa de ensino.

Os conteúdos abordados foram divididos nos seguintes tópicos: Tabela Periódica, Ligações Químicas, Oxirredução, Número de Oxidação e Eletroquímica. A escolha desse conteúdo é necessária para o entendimento completo do objeto de estudo, o estudo da eletricidade na Química.

Este projeto é composto por questionários depositado na plataforma de formulários do Google, pesquisas, seminários e experimentos, tudo destinado a tornar o aluno autor do seu próprio conhecimento com o auxílio do professor.



ETAPAS DA PROPOSTA PEDAGÓGICA

1º ETAPA

Primeiramente deve-se conhecer as dificuldades apresentadas pelos professores relacionadas à inserção da metodologia investigativa no ensino-aprendizagem.

- ✓ Conhecimento de como desenvolver a metodologia investigativa.
- ✓ Presença de laboratórios e materiais de laboratórios, espaços disponíveis e aparelho de multimídia para transmissão de vídeos necessários para a realização de atividades propostas.
- ✓ Conhecimento dos conceitos teóricos relacionados ao ensino da Eletroquímica exigidos pelo currículo programático exigido pela escola a ser cumprido pelo professor.
- ✓ Formas de entreter e avaliar o aluno do ensino à distância e construir um estudo híbrido.

2º ETAPA

Com base nos resultados positivos da primeira etapa, agora deve-se estipular como será desenvolvida tais atividade com os professores (descrito no detalhamento das atividades).

3º ETAPA

Após o desenvolvimento da atividade proposta pelo professor e transcorrido um intervalo 15 a 30 dias, o professor poderá desenvolver alguma forma de avaliação pessoal ou em grupo para verificar se os conteúdos abordados nas atividades, a participação individual e em grupo dos alunos foi significativa.

Na possibilidade de o professor perceber que a aprendizagem por parte dos alunos ficou abaixo do esperado, deverá ser proposta uma nova abordagem ao tema referente à atividade, seja por intermédio de uma nova atividade experimental ou através de exercícios referente aos assuntos abordados, seja através de uma discussão em grupo do professor com os alunos para preencher possíveis falhas de conteúdo.



DETALHAMENTO DAS ATIVIDADES

MÓDULO 1 – TABELA PERIÓDICA

ATIVIDADE	TÍTULO	OBJETIVO
ATIVIDADE 1	Entendendo a tabela periódica.	Entender sobre a localização dos elementos, sua classificação quanto ao grupo pertencente e se os elementos são cátions ou ânions.
ATIVIDADE 2	Tabela periódica – elementos químicos.	Consolidar as informações trazidas pelo vídeo base sobre a tabela periódica.
ATIVIDADE 3	Entendendo as ligações químicas.	Entender a forma que os átomos se fazem unidos para constituir diferentes compostos.
ATIVIDADE 4	Reciclagem de metais, uma alternativa ecológica.	Explicar ao aluno que a reciclagem dos metais presente em pilhas, baterias e outros dispositivos eletroquímicos, podem reduzir impactos ambientais.

TEMPO ESTIMADO PARA AS ATIVIDADES

- **Atividade 1:** na sala de aula disponibilizar uma tabela periódica a cada aluno, após assistir o vídeo proposto de 35 minutos, deixar 30 minutos destinados à resolução do questionário por parte dos alunos e 30 minutos finais para discussão entre alunos e o professor.
- **Atividade 2:** no laboratório de informática, deve-se disponibilizar o link para os alunos acessarem o vídeo ou aqueles que estão em casa, deixar 60 minutos destinados à resolução do questionário.

- **Atividade 3:** na sala de aula o aluno, a partir da explicação dada pelo texto base, terá que responder o formulário dado pelo professor, deixar 30 minutos destinados à resolução por parte dos alunos e 30 minutos finais para discussão entre alunos e o professor.
- **Atividade 4:** ler o texto para os alunos, dividir a sala em 8 grupos, propor a pesquisa e estipular que em 15 dias deverá ser entregue, feito a devolutiva para posterior análise e discussão em sala de aula. Para discussão na sala de aula destinar 60 minutos.

MÓDULO 2 - LIGAÇÕES QUÍMICAS

ATIVIDADE	TÍTULO	OBJETIVO
ATIVIDADE 5	O uso dos materiais, o entendimento de suas propriedades e os diferentes modelos de ligações químicas.	Entender as ligações químicas para estudar sobre a constituição dos materiais e suas propriedades.
ATIVIDADE 6	Teste de condutividade elétrica.	Abordar a transferência de elétrons, conceito de corrente elétrica e de isolante e condutor a partir de um experimento.

TEMPO ESTIMADO PARA AS ATIVIDADES

- **Atividade 5:** na sala de aula os alunos devem utilizar materiais associados ao seu uso cotidiano escolhidos pelo professor. Assistir o vídeo proposto de 12 minutos e, após isso, propor uma pesquisa e estipular que em 15 dias deverá ser entregue feito a devolutiva. Após a pesquisa, passado os 15 dias será enviado pelo professor um questionário para posterior análise e discussão em sala de aula de forma física, ou o aluno acompanha a discussão na forma remota. Para discussão na sala de aula, destinar 60 minutos.

- **Atividade 6:** levar os alunos ao laboratório, separar 60 minutos destinados à atividade experimental, 40 minutos finais para discussão entre alunos e o professor.

MÓDULO 3 – NÚMERO DE OXIDAÇÃO

ATIVIDADE	TÍTULO	OBJETIVO
ATIVIDADE 7	A vitamina C utilizada como um agente redutor e sua interação com a substância iodo.	Neste experimento serão vistos conceitos relacionados a transferência de elétrons, estado de oxidação e redução (NOX), além do equacionamento das reações de oxirredução. A vitamina C será utilizada como parâmetro para caracterizar a transferência de elétrons.

TEMPO ESTIMADO PARA A ATIVIDADE

Atividade 7: propor que os alunos assistam os vídeos propostos de 8 e 21 minutos, para em seguida levar os alunos ao laboratório, separar 30 minutos destinados à atividade experimental, 40 minutos destinados à resolução do questionário em uma sala de informática, ou aqueles que estão assistindo a aula de casa, fazer nos seus computadores, e 30 minutos finais para discussão entre alunos e o professor, aqueles que estão em casa, vão assistir a discussão de forma remota e podem participar assim de forma ativa.

MÓDULO 4 – OXIRREDUÇÃO

ATIVIDADE	TÍTULO	OBJETIVO
ATIVIDADE 8	Líquidos podem atacar metais?	Entender as reações de oxirredução que podem ocorrer entre um íon e uma espécie metálica.
ATIVIDADE 9	Compreendendo a tabela de potenciais de eletrodos – potencial	Abordar o conceito envolvido de potencial de eletrodo em questão o potencial padrão de redução.

	padrão de redução (E^0 red).	
ATIVIDADE 10	Investigação sobre a corrosão do ferro.	Abordando o fenômeno da corrosão metálica do ferro que causa inúmeros prejuízos financeiros à sociedade.

TEMPO ESTIMADO PARA AS ATIVIDADES

- **Atividade 8:** propor que os alunos assistam o vídeo proposto de 12 minutos e levar os alunos ao laboratório, separar 45 minutos destinados à atividade experimental, 25 minutos destinados à resolução do questionário e 30 minutos finais para discussão entre alunos e o professor.
- **Atividade 9:** levar os alunos ao laboratório, separar 30 minutos destinados à atividade experimental, 40 minutos destinados a resolução do questionário e 30 minutos finais para discussão entre alunos e o professor.
- **Atividade 10:** levar os alunos ao laboratório, separar 30 minutos destinados à atividade experimental, 40 minutos destinados à resolução do questionário e 30 minutos finais para discussão entre alunos e o professor.

MÓDULO 5 – ELETROQUÍMICA

ATIVIDADE	TÍTULO	OBJETIVO
ATIVIDADE 11	História da eletricidade e da pilha.	Será abordado o conceito da eletricidade e sua evolução até a descoberta de um dispositivo denominado pilha, que se utiliza de reações químicas para gerar a eletricidade.
ATIVIDADE 12	Pilha de Daniell	Nesta atividade pedagógica será abordado o conceito da pilha de Daniell.
ATIVIDADE 13	Potencial elétrico da pilha (ddp).	A finalidade é entender o potencial de redução de cada um dos eletrodos de uma pilha, e como se encontra a diferença de potencial elétrico do gerador.
ATIVIDADE 14	Investigando uma pilha comum.	Abordar conceitos de oxirredução com intuito de gerar eletricidade a partir de dispositivos

		eletroquímicos conhecidos como pilhas ou baterias descartáveis.
ATIVIDADE 15	Descarte de pilhas.	Abordar a discussão sobre o descarte de pilhas e baterias, e seus impactos ambientais, econômicos e sociais.
ATIVIDADE 16	Entendendo a célula combustível e suas implicações.	Nesta atividade a oxirredução será explorada como ferramenta para geração de energia.
ATIVIDADE 17	Uma conversa sobre sustentabilidade.	Entender a geração de energia através de reações de oxirredução, comparando as diferentes matrizes energéticas e seus impactos sociais e econômicos na sociedade, de fundamental importância para o devido aprendizado para dos alunos.
ATIVIDADE 18	Eletricidade	Resenha para consolidar as informações trazidas pelo vídeo base sobre a eletroquímica e eletricidade.

TEMPO ESTIMADO PARA AS ATIVIDADES

- **Atividade 11:** após a leitura do texto base junto aos alunos, na sala de aula o professor irá disponibilizar o vídeo de 14 minutos em questão, deixar 30 minutos destinados à resolução do questionário por parte dos alunos e 30 minutos finais para discussão entre alunos e o professor.
- **Atividade 12:** após a leitura do texto base junto aos alunos, na sala de aula o professor irá disponibilizar o vídeo de 45 minutos em questão ou mandar o link para aqueles que estão assistindo a aula de casa. Deixar 30 minutos destinados à resolução do questionário por parte dos alunos e 30 minutos finais para discussão entre alunos e o professor.
- **Atividade 13:** após a leitura do texto base junto aos alunos, na sala de aula o professor irá disponibilizar o vídeo de 10 minutos em questão, deixar 30 minutos destinados à resolução do questionário por parte dos alunos e 30 minutos finais para discussão entre alunos e o professor.
- **Atividade 14:** baseado no texto, propor uma pesquisa sobre o tema aos alunos sobre pilhas, após 15 dias na devolutiva dos alunos, fazer uma discussão com os alunos da classe sobre as pilhas pesquisadas.

- **Atividade 15:** ler o texto para os alunos, propor a pesquisa e estipular que em 15 dias deverá ser entregue feita a devolutiva, para posterior apresentação oral na sala de aula para todos. Para apresentação oral, destinar 60 minutos.
- **Atividade 16:** ler o texto para os alunos, mostrar o vídeo sobre a célula combustível de 22 minutos, propor uma pesquisa a ser realizada durante a aula utilizando as mídias que o aluno tem acesso, seja seu celular ou seja a sala de informática, para posterior análise e discussão. Para discussão sobre as pesquisas feitas pelos alunos na sala de aula, destinar 100 minutos.
- **Atividade 17:** propor 4 vídeos para os alunos, dividir os alunos em grupos, designar uma fonte de energia ou combustível a cada um, propor um relatório e seminário para ser feito em um intervalo de 15 dias, para posterior debate em sala de aula. No dia da devolutiva, destinar 60 minutos para apresentação dos seminários e 40 minutos para discussão em grupo.
- **Atividade 18:** no laboratório de informática, disponibilizar o link para os alunos acessarem o vídeo ou para os alunos que estiverem em casa após assistir a aula de forma remota, enviar o link para o acesso ao vídeo e deixar 60 minutos destinados para entrega da resenha proposta.



MÓDULOS E ATIVIDADES

Figura 30 - Classe de Química



Fonte: FREEPIK (2018).



MÓDULO 1 – TABELA PERIÓDICA

Um bom início pode ser feito pela tabela periódica. Muitos cientistas estudaram o comportamento de diversos elementos químicos, entretanto o mérito de enxergar uma ordenação nas propriedades desses elementos é creditada ao russo Dmitri Mendeleev, este elaborou uma fórmula para organizar os elementos conhecidos na época, de acordo com suas propriedades. Por este exposto, a regularidade nas propriedades físicas e químicas, e a necessidade para organizar uma grande quantidade de informações até então disponíveis acerca de elementos e das substâncias conhecidas na época, levaram à criação e ao desenvolvimento da tabela periódica. O conhecimento atual das propriedades dos elementos químicos nos permite agrupá-los em 4 grandes grupos: metais, ametais (não metais), gases nobres e hidrogênio. Esse agrupamento considera, principalmente, as propriedades físicas e químicas pertencentes às substâncias que esses elementos são capazes de formar.

No que se refere aos metais, estes constituem a maioria dos elementos na tabela periódica e apresentam como principais propriedades físicas: são bons condutores de calor e eletricidade; são maleáveis, isto é, podem ser transformados em lâminas; são dúcteis, isto é, podem ser transformados em fios; possuem brilho característico e isso justifica sua utilização para joias e semijoias; na sua grande maioria apresenta aspecto acinzentado, exceção feita ao ouro, que é amarelo, e ao cobre que é avermelhado; e são sólidos a CATP, exceção feita ao mercúrio (Hg) que é líquido nessa condição.

Por outro lado, os ametais ou não metais, constituem um grupo menor de elementos na tabela periódica, em geral esses elementos não são bons condutores de calor, isto é, são isolantes térmicos, e em geral não são bons condutores de eletricidade. A Química como uma ciência experimental possui suas contradições, assim um elemento, ainda que não metálico, pode possuir um comportamento diferente do esperado, por exemplo, o carbono na forma de substância simples, como

o grafite e o grafeno, devido ao seu arranjo estrutural dos átomos conduz corrente elétrica.

Dessa forma, o docente pode propor para os alunos a escolha entre aqueles elementos que podemos chamar de elementos metálicos e abrir a discussão sobre ser condutor ou isolante. Por exemplo, um elemento metálico importante é o cobre (Cu). O mais antigo objeto de metal conhecido feito pelo homem é um pingente de cobre (Cu) de mais de 10 mil anos que foi encontrado no Iraque. O cobre, como todo metal, conduz bem calor e eletricidade, e é dúctil e maleável, o que torna fácil a sua moldagem, isto é, é fácil transformar esse metal em objetos e joias. Este metal foi usado na construção de joias desde a Antiguidade, embora tivesse a desvantagem de “manchar”, isto é, ficar esverdeado com o passar do tempo. O cobre apresenta a segunda maior condutividade elétrica entre os metais, e por este motivo, quantidades significativas deste metal são utilizadas na confecção de fios para a condução de eletricidade.

Por este exposto, o professor precisa mostrar ao aluno que um elemento da tabela periódica já usado desde a Antiguidade tinha aplicabilidade e, com a modernização da sociedade, ganhou uma nova e importante função, sua utilização associada à eletricidade. Prata e ouro são outros exemplos de elementos metálicos, conhecidos desde a Antiguidade, que tiveram vasta aplicabilidade desde a confecção de joias até sua utilização na condutividade térmica e elétrica. Por outro lado, o enxofre (S) é um elemento não metálico, isolante, combustível, conhecido há tempos visto sua utilização na preparação de uma mistura utilizada na confecção de explosivos, a pólvora, artigo utilizado em guerras. Entretanto, uma utilização benéfica deste elemento se faz presente no primeiro antibiótico utilizado amplamente na medicina, a penicilina ($C_{16}H_{18}N_2O_4S$). O aluno precisa entender que os materiais, os quais iremos classificar como isolantes ou condutores, são na verdade misturas de compostos químicos que contém elementos químicos.

Desta forma, o elemento enxofre está presente em um tipo de borracha, a borracha vulcanizada, produzida a partir do processo químico de vulcanização, um exemplo típico, é o pneu de automóvel e a sola de sapato. Por exemplo, para um electricista é fundamental que o calçado traga segurança, este tipo de EPI (Equipamento de Proteção Individual) é um calçado que tem como principal característica a resistência a objetos que possam causar perfurações, a proteção

contra a presença de produtores químicos e agentes abrasivos e, finalmente, ser capaz de isolar o pé do eletricitista contra choques elétricos e oferecer uma proteção antiderrapante. Deve-se observar, e ficar claro ao aluno, que as duas características, ser condutor e ser isolante, são igualmente importantes dependendo do contexto da aplicação do material e da sua finalidade.

Finalmente, para uma abordagem prática e didática dos temas que já foram previamente estabelecidos aos alunos, um bom exemplo são as **atividades 1, 2, 3** deste projeto, disponíveis na “Etapas da Proposta Pedagógica” que abordam a localização dos elementos na tabela, sua classificação quanto a sua capacidade ou não de conduzir corrente, isto é, ser classificado como condutor ou isolante, e sua tendência em formar cátion ou ânion de acordo com a posição do elemento com a tabela periódica.

Na atividade 4, proposta na “Etapas da Proposta Pedagógica”, a ideia proposta é a de que o aluno consiga relacionar diferentes elementos da tabela e suas respectivas propriedades e aplicabilidades em nosso cotidiano.



ATIVIDADE 1

ENTENDENDO A TABELA PERIÓDICA

Tempo previsto: 60 minutos.

A atividade: será proposta uma atividade a ser realizada pelos alunos com auxílio da tabela periódica, após assistir o vídeo “Tabela Periódica”. O aluno deverá responder um questionário sobre a atividade proposta. Após os alunos responderem o questionário, o professor com as respostas dos alunos em mãos poderá propor uma discussão em grupo, a fim de avaliar a compreensão por parte dos alunos dos conceitos envolvidos e, com seu auxílio, aprimorar os conhecimentos adquiridos. Atividade e texto retirados e adaptados do livro *Química* (MORTIMER; MACHADO, 2013, p. 168).

Orientação metodológica: professor, nesta atividade pedagógica serão vistos conceitos relacionados à localização dos elementos na tabela, sua classificação quanto ao grupo pertencente e se os elementos são cátions ou ânions.



Vídeo – “Tabela Periódica”⁴ (CANAL SASSAZINHO DA QUÍMICA, 2021)

Questionário: Após assistirem a aula de forma presencial ou EAD, proponha o questionário 1 aos alunos para posterior discussão em sala de aula com transmissão

⁴ Disponível em:

<https://www.youtube.com/watch?v=eDJIWaofbV0&list=PLnH72D8P_6gfycGB3eZDO6NP1f1CpBU3d&index=16> Acesso em: 01 dez 2021.

aos alunos que estão assistindo aula na forma remota, ou seja, a ideia que o ensino seja híbrido, que ocorra a inclusão dos alunos presenciais e os não presenciais.

Questionário 1 – Tabela Periódica⁵

Figura 31 - Questionário 1

Localize o sódio (Na), cálcio (Ca) e alumínio (Al) na tabela periódica. Em que coluna estão esses elementos? Esses elementos são classificados em qual dos 4 grupos? Esses elementos são capazes de formar cátions ou ânions? *

Texto de resposta longa

Localize o cloro (Cl), nitrogênio (N) e oxigênio (O) na tabela periódica. Em que coluna estão esses elementos? Esses elementos são classificados em qual dos 4 grupos? Esses elementos são capazes de formar cátions ou ânions? *

Texto de resposta longa

Fonte: Autoria própria

Tabela para atividade:

Figura 32 - Tabela Periódica

Tabela Periódica

GRUPO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
PERÍODO 1	1 H hidrogênio 1,008	2 He hélio 4,0026																
PERÍODO 2	3 Li lítio 6,94	4 Be berílio 9,0122											5 B boro 10,81	6 C carbono 12,011	7 N nitrogênio 14,007	8 O oxigênio 15,999	9 F flúor 18,998	10 Ne néon 20,180
PERÍODO 3	11 Na sódio 22,990	12 Mg magnésio 24,305											13 Al alumínio 26,982	14 Si silício 28,086	15 P fósforo 30,974	16 S enxofre 32,06	17 Cl cloro 35,45	18 Ar argônio 39,948
PERÍODO 4	19 K potássio 39,098	20 Ca cálcio 40,078(4)	21 Sc escândio 44,956	22 Ti titânio 47,867	23 V vanádio 50,942	24 Cr cromo 51,996	25 Mn manganês 54,938	26 Fe ferro 55,845(2)	27 Co cobalto 58,933	28 Ni níquel 58,693	29 Cu cobre 63,546(3)	30 Zn zinco 65,38(2)	31 Ga gálio 69,723	32 Ge germânio 72,630(8)	33 As arsênio 74,922	34 Se selênio 78,971(8)	35 Br bromo 79,904	36 Kr criptônio 83,798(2)
PERÍODO 5	37 Rb rubídio 85,468	38 Sr estrôncio 87,62	39 Y itríio 88,906	40 Zr zircônio 91,224(2)	41 Nb nióbio 92,906	42 Mo molibdênio 95,95	43 Tc tecnécio [98]	44 Ru rútenio 101,07(2)	45 Rh ródio 102,91	46 Pd paládio 106,42	47 Ag prata 107,87	48 Cd cádmio 112,41	49 In índio 114,82	50 Sn estanho 118,71	51 Sb antimônio 121,76	52 Te telúrio 127,60(3)	53 I iodo 126,90	54 Xe xenônio 131,29
PERÍODO 6	55 Cs césio 132,91	56 Ba bário 137,33	57-71 Lantanídeos	72 Hf hafnínio 178,49(2)	73 Ta tântalo 180,95	74 W tungstênio 183,84	75 Re rênio 186,21	76 Os ostrio 190,23(2)	77 Ir íridio 192,22	78 Pt platina 195,08	79 Au ouro 196,97	80 Hg mercúrio 200,59	81 Tl talho 204,38	82 Pb chumbo 207,2	83 Bi bismuto 208,98	84 Po polônio [209]	85 At astato [210]	86 Rn rádioatômio [222]
PERÍODO 7	87 Fr frâncio [223]	88 Ra rádio [226]	89-103 Atinídeos	104 Rf rutherfordio [261]	105 Db dubnio [262]	106 Sg seabórgio [263]	107 Bh bohrio [264]	108 Hs hássio [265]	109 Mt meitnério [266]	110 Ds darmstádio [267]	111 Rg roentgênio [268]	112 Cn copernício [269]	113 Nh nihônio [270]	114 Fl fleróvio [271]	115 Mc moscóvio [272]	116 Lv livermório [273]	117 Ts tenessio [274]	118 Og oganesônio [276]
	89 La lantânio 138,91	90 Ce cério 140,12	91 Pr praseodímio 140,91	92 Nd neodímio 144,24	93 Pm promécio [145]	94 Sm samário 150,36(2)	95 Eu europio 151,96	96 Gd gadolínio 157,25(3)	97 Tb térbio 158,93	98 Dy disprósio 162,50	99 Ho hólmio 164,93	100 Er érbio 167,26	101 Tm tulio 168,93	102 Yb itérbio 173,05	103 Lu lutécio 174,97			
	89 Ac actínio [227]	90 Th tório 232,04	91 Pa protactínio 231,04	92 U urânio 238,03	93 Np netúnio [237]	94 Pu plutônio [244]	95 Am amérgio [243]	96 Cm cúrio [247]	97 Bk berquélio [247]	98 Cf califórnio [251]	99 Es éinstatônio [252]	100 Fm fermório [257]	101 Md mendeléevio [258]	102 No nobélio [259]	103 Lr lawrêncio [262]			

■ Não metais
 ■ Metais alcalinos
 ■ Semimetais
 ■ Outros metais
 ■ Lantanídeos
■ Gases nobres
 ■ Metais alcalino-terrosos
 ■ Halogênios
 ■ Metais de transição
 ■ Actinídeos

Fonte: WIKIMEDIA COMMONS (2019)

⁵ Disponível em:<

<https://docs.google.com/forms/d/16vvBCWdbiRM5wjPOM5xLF2Lw3JWIqXHZ7jZvW0KVZM/edit>>

Acesso em 15 dez 2021.



ATIVIDADE 2

TABELA PERIÓDICA – ELEMENTOS QUÍMICOS

Tempo previsto: 60 minutos.

A atividade: será proposta uma atividade a ser realizada pelos alunos com auxílio de um vídeo base, o aluno deverá, após assistir o vídeo, responder ao questionário na sala de informática ou de suas casas.

Orientação metodológica: professor, nesta atividade pedagógica serão vistos conceitos relacionados à localização dos elementos na tabela, após assistir o vídeo indicado abaixo.



Vídeo base – “A Nova Música da Tabela Periódica”⁶ (AsapSCIENCE, 2020)

Figura 33 - Vídeo "A Nova Música da Tabela Periódica"



Fonte: A NOVA (2020)

⁶ Disponível em: < <https://www.youtube.com/watch?v=VgVQKCcfwnU> > Acesso em: 15 dez 2021.

Letra da música em inglês:

Quer acompanhar cantando a letra original em inglês?

There's

Hydrogen and Helium, Then Lithium, Beryllium

Boron, Carbon everywhere,

Nitrogen all through the air

With Oxygen so you can breathe

And Fluorine for your pretty teeth

Neon to light up the signs,

Sodium for salty times

MAGNESIUM, Aluminum Silicon PHOSPHORUS,

then Sulfur, Chlorine and Argon

POTASSIUM and Calcium so you'll grow strong

SCANDIUM Titanium Vanadium and Chromium and MANGANESE

This is the Periodic Table, Noble Gas are stable,

Halogens and Alkali react aggressively

Each period we'll see new outer shells

While electrons are added moving to the right

Iron is the 26 Then Cobalt, Nickel coins you get

Copper Zinc and Gallium

Germanium and Arsenic

Selenium and Bromine film

While Krypton helps light up your room

Rubidium and Strontium then Yttrium Zirconium

NIOBIUM Molybdenum Technetium

RUTHENIUM Rhodium Palladium

SILVER-WARE then Cadmium and Indium

TIN-CANS, Antimony Then Tellurium and

Iodine and Xenon and then Caesium and

Barium is 56, and this is where the table splits

Where lanthanides have just begun

Lanthanum Cerium and Praseodymium

Neodymium's next to, Promethium then 62,

Samarium, Europium, Gadolinium and Terbium,

Dysprosium, Holmium, Erbium, Thulium, Ytterbium, Lutetium

HAFNIUM Tantalum Tungsten then we're on to

RHENIUM, Osmium, and Iridium

PLATINUM, Gold to make you rich till you grow old

MERCURY to tell you when it's really cold

THALLIUM and Lead then Bismuth for your tummy
 POLONIUM Astatine would not be yummy
 RADON Francium will last a little time
 RADIUM then Actinides at 89

This is the Periodic Table, Noble Gas are stable,
 Halogens and Alkali react aggressively
 Each period we'll see new outer shells
 While electrons are to the right

Actinium, Thorium, Protactinium
 Uranium Neptunium Plutonium
 Americium Curium Berkelium Californium
 Einsteinium Fermium Mendeleevium Nobelium
 Lawrencium Rutherfordium Dubnium Seaborgium
 Bohrium Hassium then Meinerium Darmstadtium
 Roentgenium Copernicium

Ununtrium
 Flerovium
 Ununpentium
 Livermorium
 Ununseptium
 Ununoctium
 And then We're Done!!!

Questionário: Após assistirem a aula de forma presencial ou remota, proponha o questionário 2 aos alunos para posterior discussão em sala de aula com transmissão aos alunos que estão assistindo aula na forma remota, ou seja, a ideia que o ensino seja híbrido, de forma que ocorra a inclusão dos alunos presenciais e os não presenciais.

[Questionário 2 – Identificando elementos químicos na tabela periódica](#)⁷

⁷ Disponível em:<

<https://docs.google.com/forms/d/1WEpQP5DBHGfWiBpAG37Qm8OF0TJDsLfZzEJWhBHwygg/edit>>

Acesso em: 15 dez 2021.

Figura 34 - Questionário 2

Estou no grupo 1 da tabela periódica, essa família é denominada de família dos metais alcalinos, mas dizem que sou um intruso, eu não sou metal. Quem sou eu? *

Texto de resposta curta

Sou um metal de transição, não respeito a Regra do Octeto, sou o elemento metálico majoritário em uma liga metálica denominada aço, fundamental na construção civil. Quem sou eu? *

Texto de resposta curta

Sou o principal gás presente no ar atmosférico, estou presente também nas proteínas e nos aminoácidos. Quem sou eu? *

Texto de resposta curta

A química orgânica depende na minha presença, sou tetravalente e estou presente em todos os compostos orgânicos. Quem sou eu? *

Texto de resposta curta

Fonte: Autoria própria



ATIVIDADE 3

ENTENDENDO AS LIGAÇÕES QUÍMICAS

Tempo previsto: 60 minutos.

A atividade: será proposta uma atividade a ser realizada pelos alunos com auxílio do professor. A ideia da atividade é que o aluno reconheça se o composto é denominado metálico, iônico ou molecular. O professor durante a atividade, e mesmo ao final dela, pode inquirir os alunos sobre as propriedades associadas a cada um dos compostos, isto é, o tipo de ligação entre os átomos vai caracterizar propriedades distintas para os compostos envolvidos. Após o entendimento das ligações o aluno deverá responder um questionário sobre a atividade proposta. Atividade retirada e adaptada do livro *Química para o magistério* (AMBROGI et al., 1995, p. 75 – “Como os átomos se Unem”).

Orientação metodológica: professor, nesta atividade pedagógica serão vistos conceitos relacionados às ligações químicas, isto é, a forma que os átomos se fazem unidos para constituir diferentes compostos.



Texto base:**Figura 35** - Texto Base - Atividade 3

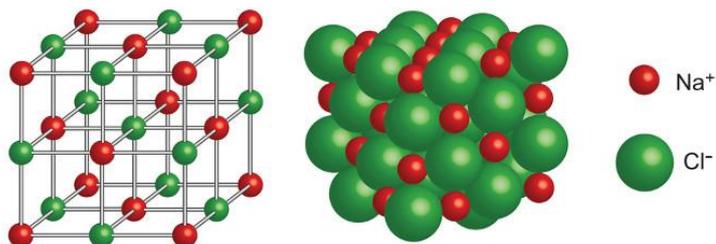
	Hidrogênio	Água	Amônia	Metano
Fórmula molecular	H_2	H_2O	NH_3	CH_4
Fórmula estrutural	H—H	H—O—H	$\begin{array}{c} H-N-H \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} H \\ \\ H-C-H \\ \\ H \end{array}$
Modelo de esferas e bastões				
Modelo espacial				

Fonte: AMBROGI et al. (1995)

A tabela mostra diferentes formas de representar moléculas de substâncias simples e compostas. Através dessas fórmulas, pode-se observar a quantidade de átomos e elementos existentes em cada composto, e ainda pode-se observar que átomos de elementos diferentes possuem representações diferentes, inclusive no tamanho, fazendo referência a uma propriedade periódica da tabela denominado raio atômico. Finalmente, a tabela induz ao aluno perceber que algumas moléculas têm estruturas planas e outras espaciais.

Na representação abaixo, está a imagem de uma amostra de cloreto de sódio, um composto iônico no qual através de uma atração eletrostática existe a formação de um cristal iônico reticular de estrutura geométrica extremamente organizada. Esse tipo de estrutura é característica de todos os compostos iônicos formados pela interação entre os íons.

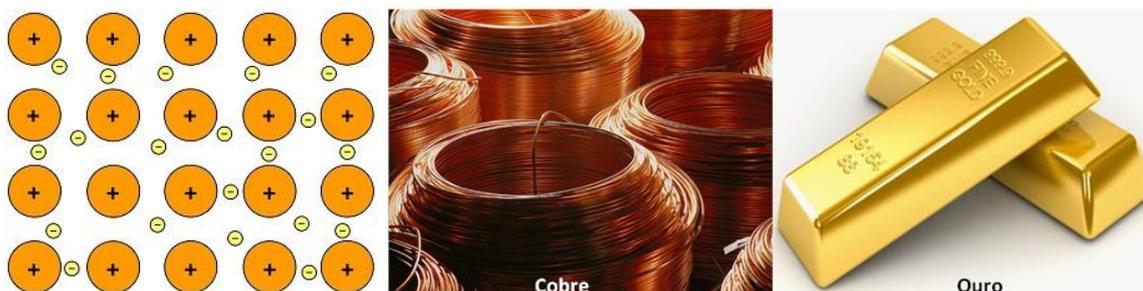
Figura 36 -Compostos iônicos do cloreto de sódio



Fonte: MUNDO EDUCAÇÃO (2021)

Nos compostos metálicos e nas ligas metálicas evidencia-se a presença da ligação metálica, nesse modelo cátions metálicos estão imersos em elétrons livres e as principais características dos metais e compostos metálicos se justificam por essa ligação.

Figura 37 - Ligação Metálica



Fonte: Autoria própria

Questionário: Após assistirem a aula de forma presencial ou remota, proponha o questionário 3 aos alunos para posterior discussão em sala de aula com transmissão aos alunos que estão assistindo aula na forma remota, ou seja, a ideia que o ensino seja híbrido, de forma que ocorra a inclusão dos alunos presenciais e os não presenciais.

Questionário 3 – Entendendo as ligações químicas⁸

Figura 38 - Questionário 3

1. Considerando uma amostra de KCl, H₂S e Al, classifique os compostos como iônico, metálico e molecular. *

Texto de resposta longa

2. Pelo compartilhamento de elétrons, os átomos que formam a molécula de água estão com as suas eletrosferas semelhante a de um gás nobre. Consultando sua tabela periódica, com quantos elétrons estão as eletrosferas de cada átomo de hidrogênio e oxigênio? Porque a molécula da água não pode ser representada desta forma H-H-O? *

Texto de resposta longa

3. Considerando o composto Ca(OH)₂ que pode ser representado também Ca²⁺ [OH]^{- 2} explique porque os íons cálcio possuem carga 2+. E explique porque o compostos pode ser considerado eletricamente neutro. *

Texto de resposta longa

4. Sabe-se que cloreto de bário é um sólido branco em condições ambiente, conduz corrente elétrica quando derretido e não conduz corrente elétrica quando sólido, essa substância é iônica, molecular ou metálica? *

Texto de resposta longa

5. Consultando sua tabela periódica, entre as substâncias simples, puras, constituídas por átomos de S, As, Ni, I, Br. Qual deve ser a substância que melhor conduz corrente elétrica? *

Texto de resposta longa

Fonte: Autoria própria

⁸ Disponível em:<

<https://docs.google.com/forms/d/1eNK948H5WaZmQWw9D0wWQUIBelR2NKsOTYgTbS6fKfw/edit>>

Acesso em: 15 dez 2021.



ATIVIDADE 4

RECICLAGEM DE METAIS, UMA ALTERNATIVA ECOLÓGICA

Tempo previsto: 15 dias para a devolutiva.

A atividade: tem por finalidade discutir como se dá a extração de minérios e a separação dos metais constituintes, quais são os principais processos físicos e químicos utilizados, e o seus impactos ambientais e sociais. Além disso, nessa atividade é esperado que surja a discussão sobre a reciclagem de materiais, metais e a busca por novos materiais, cujo impacto ambiental e social seja menor. Portanto, é uma atividade que tem por finalidade despertar a educação ambiental no aluno. Atividade feita com base no artigo *O Lixo Eletroeletrônico: Uma Abordagem para o Ensino Fundamental e Médio* (OLIVEIRA et al. 2010).

- Divida a sala em 8 grupos, destinando a cada grupo um elemento de pesquisa apresentado na tabela.
- Faça a sugestão de que cada grupo escolha um outro elemento químico qualquer que ele considere importante e apresente informações sobre esse elemento, qual sua importância, onde se localiza na tabela periódica, propriedades físicas e químicas, sua aplicabilidade industrial e o impacto ambiental gerado por este elemento.
- Proponha aos alunos de diferentes grupos que eles possam interagir entre si, de modo a permitir a troca de informações e dados, e dessa forma, possibilitar que os alunos se tornem ativos no processo de ensino-aprendizagem.

Orientação metodológica: professor, nesta atividade o aluno entenderá que as produções de metais, a partir de seus minérios, consomem grande quantidade de energia, além de causarem grandes impactos ambientais. Sendo assim, a reciclagem dos metais presentes em pilhas, baterias e outros dispositivos eletroquímicos, podem reduzir os impactos ambientais.



Texto e tabela base:

Figura 39 - Reciclagem de Metais



Fonte: CULTURA MIX (2012)

De acordo com Oliveira et. al (2010, p. 241)

Nosso país é hoje o 5º maior mercado mundial de Internet e de telefonia celular (Chade, 2009). Chegamos a mais de 190 milhões de aparelhos celulares habilitados e a mais de 50 milhões de pessoas com acesso à Internet em setembro de 2010. Por outro lado, o mercado brasileiro de informática cresce a uma taxa de 20- 25% ao ano, superior à média mundial (Yanakiew, 2005).

Em 2008, foram geradas 149,2 mil toneladas de lixo eletroeletrônico no Brasil (Viktor, 2009). Cerca de 90% vão parar em terrenos baldios, lixões e outros destinos inadequados. Estima-se que cerca de um milhão de computadores sejam descartados no país por ano (Spitzcovsky, 2009).

No Brasil, não há uma regulamentação específica para o lixo eletroeletrônico em nível federal. Contudo, a Lei 12305/2010 (Política Nacional de Resíduos Sólidos), recentemente sancionada pelo Presidente da República, prevê nos artigos 30 a 36 (Capítulo III, Seção II) a responsabilidade compartilhada de fabricantes, importadores,

distribuidores e vendedores na logística reversa para os seguintes produtos pós-consumo: agrotóxicos, pilhas, baterias, pneus, óleos lubrificantes, lâmpadas e produtos eletroeletrônicos.

Tabela 1 - Elementos tóxicos presentes em diversas partes de um computador.

Elemento	Onde se localiza	Efeitos tóxicos no ser humano
Chumbo	Tubos de raios catódicos e soldas	Danos neurológicos, renais e sanguíneos
Vanádio	Tubos de raios catódicos	Distúrbios gastrointestinais, inapetência
Bromo	Retardantes de chama em circuitos impressos, fios e cabos	Distúrbios hormonal, nervoso e reprodutivo
Antimônio	Alguns tipos de retardantes de chama	Nefrite, problemas cardiovasculares e gastrointestinais
Cádmio	Algumas baterias, soldas e circuitos integrados	Danos aos ossos, rins, dentes e pulmões. Possível agente cancerígeno
Bário	Vidro (tela) de um tubo de raios catódicos	Distúrbios gastrointestinais, convulsões, hipertensão, lesão renal e cardíaca
Mercúrio	Soldas termostatos e sensores	Danos neurológicos e hepáticos
Bário	Liga antifricção (cobre-berílio)	Edema e câncer pulmonar

Fonte: Autoria nossa

Atividade colaborativa: proponha aos seus alunos que se reúnam em grupos para a discussão e troca de conhecimento dos elementos químicos pesquisados.



MÓDULO 2 – LIGAÇÕES QUÍMICAS

Por que os átomos se unem? Os químicos sempre tentaram entender a razão da pouca reatividade associada aos gases nobres. Até o final do século XX, não existiam compostos de gases nobres conhecidos, atualmente já foram sintetizadas algumas poucas substâncias contendo algum gás nobre, como xenônio (Xe) e o flúor (F), um elemento bastante eletronegativo e, por este motivo, bastante reativo. A baixa reatividade dos gases nobres foi muito associada ao fato de que quase todos os elementos dessa família, exceção feita ao hélio (He), possuem 8 elétrons na camada de valência, isto é, em sua camada eletrônica mais externa. Dessa forma, podemos dizer que a valência representa uma nomenclatura utilizada para indicar os elétrons que participam de uma ligação química. Conforme exposto acima, os gases nobres, em geral, se apresentam como átomos isolados em condições ambientes todos no estado gasoso, e desta forma, constituem gases monoatômicos.

Por outro lado, os demais átomos de outros elementos tendem a se combinar formando estruturas formadas por dois ou mais átomos. Essa tendência em se combinar pode ser associada a busca por uma condição de menor energia, desta forma, é possível inferir que o resultado desta combinação se formam estruturas, moléculas, fórmulas de maior estabilidade e essa estabilidade está associada a configuração eletrônica dos gases nobres. E desta analogia surgiu a regra do octeto, na qual “os átomos, ao se unirem, perdem ou ganham elétrons para atingir oito elétrons de valência” essa ideia foi proposta pelo químico alemão Richard Abegg.

De acordo com Araújo Neto, (2007)

Na Alemanha, o químico Richard Abegg (1869 – 1910) desenvolveu em 1904, uma teoria eletrostática para a ligação química, que era idêntica à de J.J.Thomson, uma atração entre dois átomos resultava sempre que um dos átomos doava um elétron para outro átomo. Entretanto, sua “regra do octeto” fornecia alguma indicação do número máximo dos elétrons envolvidos em uma união atômica. Abegg observou que o mesmo átomo em diferentes compostos tinha

carga positiva ou carga negativa e que o somatório do módulo destas cargas frequentemente era oito.

Visto que os gases nobres possuem eletrosferas mais estáveis que outros átomos, justifica-se que aqueles átomos que não são classificados como gases nobres procurem se unir por intermédio de ligações químicas para adquirir estabilidade.

Na atividade 5 proposta na “Etapas da Proposta Pedagógica”, os alunos irão pesquisar sobre um determinado material, a fim de entender suas propriedades e propor uma explicação tendo como base os modelos de ligações químicas.

Na atividade 6 proposta na “Etapas da Proposta Pedagógica” serão vistos conceitos relacionados à transferência de elétrons, conceito de corrente elétrica e isolante, e condutor que tem como base o entendimento das ligações químicas.



ATIVIDADE 5

O USO DOS MATERIAIS, O ENTENDIMENTO DE SUAS PROPRIEDADES E OS DIFERENTES MODELOS DE LIGAÇÕES QUÍMICAS.

Tempo previsto: 15 dias para a devolutiva.

A atividade: o professor pode ajudar os alunos na escolha do material que será escolhido e estudado. Será proposta uma atividade observacional sobre os materiais estudados com auxílio do professor. Posterior a isso, o professor disponibilizará o vídeo “Ligações químicas” e poderá propor uma pesquisa que tem como finalidade responder algumas perguntas, de forma que os alunos que tenham realizado a atividade pedagógica possam explicar aos colegas, com auxílio do professor, questões pertinentes ao material escolhido. Atividade retirada e modificada do livro *Ensinando Química: propostas a partir do enfoque CTSA* (NUNES; DANTAS, 2016).

Orientação metodológica: professor, nesta atividade pedagógica serão vistos conceitos relacionados ao uso de materiais, suas propriedades e os modelos de ligações químicas. A compreensão sobre a constituição dos materiais e de suas propriedades envolve o conhecimento dos diferentes modelos atômicos, conhecimento da tabela periódica e o entendimento das ligações químicas. A compreensão das propriedades dos diferentes materiais que compõe o nosso cotidiano é de fundamental importância para a ciência moderna. Desta forma, o estudo sobre a constituição dos materiais e suas propriedades é o objeto de estudo nessa atividade pedagógica.



Sugestão de materiais para estudo:

- Metais e ligas metálicas: ferro, aço, alumínio, cobre, ouro, prata.

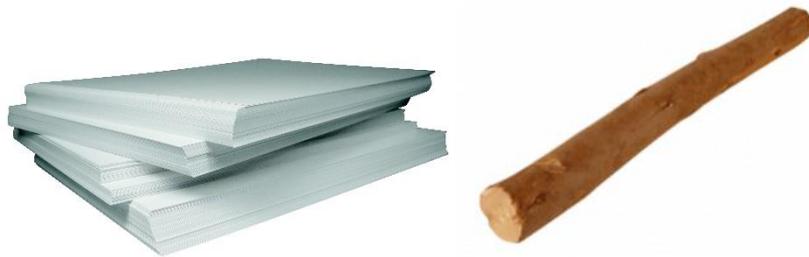
Figura 40 - Metais e Ligas Metálicas



Fonte: CONHECIMENTO CIENTÍFICO (2020)

- Materiais de origem vegetal: madeira, papel, fibras vegetais.

Figura 41 - Papel e Madeira



Fonte: CREATIVE COMMONS (2021)

- Plásticos e borrachas.

Figura 42 - Plásticos e Borrachas



Fonte: CREATIVE COMMONS (2021)

Vídeo – [“Ligações químicas”](#)⁹ (CANAL SASSAZINHO DA QUÍMICA, 2021)

Pesquisa:

A ideia da atividade pedagógica a ser desenvolvida é a de escolher um material dentre as opções selecionadas pelo professor e a, partir disso, desenvolver uma pesquisa sobre a obtenção do material estudado, a distribuição das reservas de matéria prima para sua obtenção no Brasil e em outros países e implicações sociais e ambientais de sua produção e utilização.

Questionário: Após assistirem a aula de forma presencial ou à distância, proponha o questionário 4 aos alunos para posterior discussão em sala de aula, com transmissão aos alunos que estão assistindo à aula na forma remota, ou seja, a ideia que o ensino seja híbrido, que ocorra a inclusão dos alunos presenciais e os não presenciais.

[Questionário 4 - O uso dos materiais, o entendimento de suas propriedades e os diferentes modelos de ligações químicas](#)¹⁰

⁹ Disponível em:<

https://www.youtube.com/watch?v=HpOLN_aoj9A&list=PLnH72D8P_6gfycGB3eZDO6NP1f1CpBU3d&index=6&t=53s> Acesso em: 15 dez 2021.

¹⁰ Disponível em:<

https://docs.google.com/forms/d/1qkHD4FEmWx9VyxS2nMwQz10ITkqiejX_5AKIVsojfc0/edit> Acesso em: 15 dez 2021.

Figura 43 - Questionário 4

1. Qual origem do material considerado? *

Texto de resposta longa

2. Como ele é produzido ou extraído? *

Texto de resposta longa

3. Qual o impacto social e ambiental de sua produção e/ou extração? *

Texto de resposta longa

4. Descreva o funcionamento de um produto no qual esse material é utilizado? *

Texto de resposta longa

5. Quais as propriedades que fazem com que esse material seja adequado a esse uso específico? *

Texto de resposta longa

Fonte: Autoria nossa

Atividade colaborativa: proponha aos seus alunos que se reúnam em grupos para a discussão e troca de conhecimento dos elementos pesquisados, mostrando os malefícios e benefícios que o material estudado traz para a sociedade do ponto de vista econômico, social e ambiental.



ATIVIDADE 6

EXPERIMENTO: TESTE DE CONDUTIVIDADE ELÉTRICA.

Tempo previsto: 100 minutos.

A atividade: será proposta uma atividade experimental a ser realizada pelos alunos com auxílio do professor. Inicialmente, proponha o vídeo “Condutividade elétrica”, posterior ao experimento, o professor poderá propor uma discussão em grupo, a fim de avaliar o entendimento por parte dos alunos dos conceitos envolvidos e com o auxílio do professor, aprimorar os conhecimentos adquiridos. Atividade e experimento retirado e modificado do livro *Química na abordagem do cotidiano* (TITO & CANTO, 2006, p. 190).

Orientação metodológica: professor, nesta atividade pedagógica serão vistos conceitos relacionados a transferência de elétrons, conceito de corrente elétrica e isolante e condutor.



Vídeo – “[Condutividade elétrica](#)”¹¹ (CANAL SASSAZINHO DA QUÍMICA, 2021)

A critério do(a) professor(a), os alunos podem se reunir em grupos para a realização desta atividade.

¹¹ Disponível em: < https://www.youtube.com/watch?v=-OILwcROYc&list=PLnH72D8P_6gdUKHMkbJyhdAmhm5aNZXDh&index=2&t=68s > Acesso em: 15 dez 2021.

Objetivo: construir e utilizar um aparelho para testar se um material conduz corrente elétrica.

Materiais necessários para o experimento:

PILHA DE 1,5V (VOLT)

3 PEDAÇOS DE FIO METÁLICO COM 15 cm E COM AS PONTAS DESENCAPADAS

FITA ADESIVA

ROLHA DE CORTIÇA

LÂMPADA DE 1,5V (VOLT) COM SOQUETE

2 TACHINHAS DE METAL

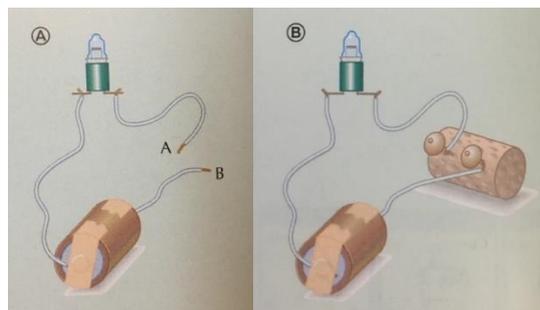
MATERIAIS VARIADOS QUE VOCÊ VAI TESTAR (BORRACHA, PLÁSTICO, MOEDA, PREGO, CLIPE ETC.)



Procedimento:

- 1º. Faça a montagem que aparece na figura A. Observe se a lâmpada acende. Encoste as extremidades A e B dos fios e observe novamente a lâmpada.
- 2º. Separe as extremidades A e B, espete os dois percevejos na lateral da rolha, com uma distância de 1 cm entre eles. Enrole a extremidade A em um percevejo e a B em outro, a fim de montar a aparelhagem da figura B.
- 3º. Use essa aparelhagem para testar a condutividade elétrica a diferentes materiais. Para isso, encoste o material simultaneamente nos dois percevejos. Se a lâmpada acender, o material conduz corrente elétrica e é chamado condutor elétrico. Se não acender, não conduz e é um isolante elétrico.

Figura 44 - Experimento



Fonte: TITO e CANTO (2006)

Atividade colaborativa: proponha aos seus alunos que se reúnam em grupos para a discussão dos conceitos envolvidos no experimento.



MÓDULO 3 – NÚMERO DE OXIDAÇÃO

Número de oxidação (NOX).

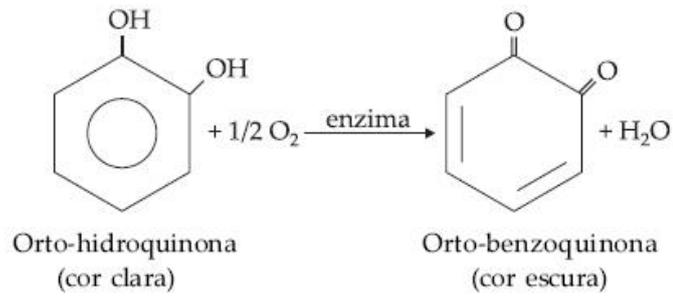
Exceção feita aos gases nobres, em todas as substâncias existem átomos unidos por intermédio de ligações químicas, dessa forma os átomos em uma determinada substância podem ser de um mesmo elemento, formando uma substância simples, ou de elementos diferentes, formando uma substância composta.

O denominado *número de oxidação*, atualmente também chamado de *estado de oxidação*, é um número associado a um átomo de um determinado elemento presente em uma determinada substância. O NOX será fundamental para caracterizar o fenômeno da oxidação e da redução.

A oxidação se caracteriza pela perda de elétrons e a redução pelo ganho de elétrons, e através do NOX, poderemos caracterizar a transferência de elétrons existentes em alguns tipos de reação químicas, que são denominadas reações de oxirredução. As reações de oxirredução evidenciam a presença da eletricidade na química.

Na atividade 7 será proposta uma experiência que caracteriza o fenômeno da oxirredução. Um exemplo disso é a ação do oxigênio do ar sobre os alimentos, resultando no escurecimento de frutas como banana e a maçã quando descascadas ou cortadas, esse escurecimento ocorre porque nessas e em outras frutas há uma substância de cor branca orto-hidroquinona que reage com oxigênio do ar produzindo uma nova substância, a orto-benzoquinona de cor marrom como mostrado abaixo:

Figura 45 – Orto-hidroquinona e Orto-benzoquinona



Fonte: EXERCÍCIOS BRASIL ESCOLA (2021)

Um conhecimento bastante caseiro, consiste em retardar o escurecimento das frutas. Uma das formas utilizadas consiste em pingar gotas de limão sobre frutas recém cortadas. O limão contém o ácido ascórbico, mais conhecido como vitamina C, esta vitamina inibe a ação da enzima presente nessa reação incorrendo em um escurecimento mais lenta. A atividade 7 propõe discutir aspectos relacionados à vitamina C, que nesse caso está atuando como um antioxidante ou um forte redutor.



ATIVIDADE 7

A VITAMINA C UTILIZADA COMO UM AGENTE REDUTOR E SUA INTERAÇÃO COM A SUBSTÂNCIA IODO.

Tempo previsto: 100 minutos.

A atividade: após assistirem os vídeos “Introdução a oxirredução” e “NOX”, será proposta uma atividade experimental a ser realizada pelos alunos com auxílio do professor e a seguir, o aluno deverá responder um questionário sobre a atividade realizada. Posterior ao experimento, o professor já com as respostas dos alunos poderá propor uma discussão em grupo, a fim de avaliar o entendimento por parte dos alunos dos conceitos envolvidos e, com auxílio do professor, aprimorar os conhecimentos adquiridos. Atividade retirada e modificada do livro *Química – Ensino Médio Vol. 2* (MORTIMER; MACHADO, 2013, p. 199 – Atividade 1).

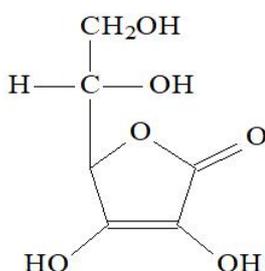
Orientação metodológica: professor, nesta atividade pedagógica serão vistos conceitos relacionados à transferência de elétrons, estado de oxidação e redução (NOX), além do equacionamento das reações de oxirredução. A vitamina C será utilizada como parâmetro para caracterizar a transferência de elétrons. Somado a isso, pode-se estudar a importância da vitamina C na conservação de alimentos.



Texto base:**Figura 46** - Vitamina C

Fonte: CREATIVE COMMONS (2021)

A substância iodo na forma de I_2 é sólida nas condições ambientes, essa substância pode ser adquirida dissolvida em solução alcóolica em farmácias, onde é muito usada como agente bactericida. Átomos do elemento iodo (I) podem apresentar estados de oxidação diferentes em diferentes compostos químicos. O suco de limão, laranja e de outras frutas cítricas é muito rico em vitamina C. Nesta atividade, estudaremos a ação do ácido ascórbico constituinte da vitamina C sobre o iodo. A fórmula molecular da vitamina C é $C_6H_8O_6$ e sua fórmula estrutural está representada a seguir:

Figura 47 - Fórmula Vitamina C

Fonte: EXERCÍCIOS BRASIL ESCOLA (2021b)

Segundo SILVA et al (1995, p. 31)

A vitamina C, também conhecida como ácido ascórbico, foi isolada pela primeira vez sob forma de pó cristalino branco, em 1922, pelo pesquisador húngaro Szent-Györgi. Por apresentar comportamento químico fortemente redutor, atua, numa função protetora, como antioxidante. Segundo a literatura, o ácido ascórbico, é presente em vegetais folhosos, e frutas cítricas.

Vídeo – [“Introdução à oxirredução”](#)¹² (CANAL SASSAZINHO DA QUÍMICA, 2020)

Vídeo – [“NOX”](#)¹³ (CANAL SASSAZINHO DA QUÍMICA, 2020)

Materiais necessários para o experimento:

SOLUÇÃO ALCOÓLICA FARMACÊUTICA DE IODO

1 COMPRIMIDO DE VITAMINA C NÃO EFERVESCENTE

1 LIMÃO OU UMA LARANJA

3 COPOS TRANSPARENTES

1 CONTA-GOTAS GOTAS

1 FACA



Procedimento:

- 1º. Coloque água até a metade dos 3 copos
- 2º. Com auxílio do conta gotas, transfira 10 gotas da solução alcoólica de iodo para cada um dos 3 copos, previamente numerado de 1 a 3. Escolha o copo número 1 como referência do experimento.
- 3º. No copo número 2 coloque meio comprimido da vitamina C, compare com a cor do copo número 1. Anote o que foi observado em relação à interação da vitamina C com a solução do iodo.

¹² Disponível em:<

https://www.youtube.com/watch?v=RH7b8_oZfas&list=PLnH72D8P_6gf1wo5oJp0VNcQG9ZxHDqS_&index=2&t=25s> Acesso em: 15 dez 2021.

¹³ Disponível em:<

https://www.youtube.com/watch?v=o9EXXASQDOk&list=PLnH72D8P_6gf1wo5oJp0VNcQG9ZxHDqS_&index=3> Acesso em: 15 dez 2021.

4º. Acrescente algumas gotas de suco de limão ou laranja no copo número 3 e compare com a cor do copo número 1. Anote suas observações.

Questionário: Após assistirem a aula de forma presencial ou remota, proponha o questionário 5 aos alunos, para posterior discussão em sala de aula com transmissão aos alunos que estão assistindo aula na forma remota, ou seja, a ideia que o ensino seja híbrido, que ocorra a inclusão dos alunos presenciais e os não presenciais.

[Questionário 5 - A vitamina C utilizada como um agente redutor e sua interação com a substância iodo¹⁴](#)

Figura 48 - Questionário 5

The image shows a screenshot of a Google Forms questionnaire. It contains four questions, each with a red asterisk indicating it is required. Each question is followed by a text input field labeled 'Texto de resposta longa'.

Question 1: Compare as cores dos sistemas finais, com a vitamina C e com o suco de limão ou laranja. A que vocês atribuem este resultado? *

Question 2: Explique porque o Nox do iodo na forma de I₂ é igual a zero. *

Question 3: Na reação entre o I₂ e a vitamina C qual é o agente redutor e qual é o agente oxidante? Justifique sua resposta. *

Question 4: A propriedade de ser oxidante ou ser redutor é uma propriedade relacional, isto é, uma substância é oxidante ou redutor em relação a substância com a qual interage na reação química. Sabendo disso, pesquise um exemplo de substância que possa atuar como oxidante em uma reação química e como redutora em outra reação. Indique as fontes utilizadas em sua pesquisa. *

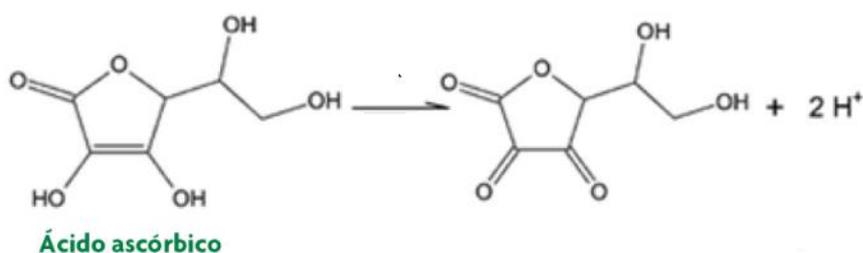
Fonte: Autoria própria

Atividade colaborativa: proponha aos seus alunos que se reúnam em grupos para a discussão dos conceitos envolvidos no experimento.

¹⁴ Disponível em: < <https://docs.google.com/forms/d/1OxENx3xse32Docm8nYKyYfZUPMHml-jypJTg-hv8Ero/edit> > Acesso em: 15 dez 2021.

Nota ao professor: o conhecimento envolvido no experimento que deverá ser trabalhado com o aluno para avaliar o ensino-aprendizagem da oxirredução. Na atividade 1, quando foi adicionado à solução alcoólica de iodo na água foi obtido um líquido alaranjado. Quando introduzido um suco de limão, laranja ou a vitamina C presente no comprimido observa-se a descoloração da solução, evidenciando uma transformação química, que no caso é a transformação de iodo em iodeto.

Figura 49 - Ácido ascórbico



Fonte: REDES MODERNA (2017)

Na estrutura da vitamina C nota-se a presença de ligações duplas. Os elétrons das ligações duplas são mais disponíveis que os elétrons das ligações simples. Na estrutura da vitamina C verifica-se também a presença de pares de elétrons não compartilhados, chamados elétrons não ligantes, também disponíveis para reações de oxirredução. Assim, durante o processo da oxirredução, os elétrons mais disponíveis da vitamina C são cedidos aos átomos de iodo, isto é, o aluno deve perceber que a vitamina C sofrerá oxidação e os átomos de iodo sofrerão redução. É importante que o aluno observe que a vitamina C é um composto orgânico que se comporta como um ótimo redutor sendo facilmente oxidado, e o professor pode inclusive discutir com os alunos o fato que essa substância é bastante usada como conservante de alimentos, por apresentar essa propriedade.



MÓDULO 4 – OXIRREDUÇÃO

As reações de oxirredução, por envolverem transferência de elétrons, podem ser utilizadas para produzir eletricidade em dispositivos como pilhas e baterias. Nas pilhas a energia química armazenada nas ligações químicas entre os átomos é utilizada para produção de energia elétrica.

A geração da corrente elétrica nos dispositivos denominados pilhas ocorre pela montagem de dispositivos envolvendo sistemas de reações de oxirredução. Esses sistemas de oxirredução são compartimentos denominados ânodo e cátodo. Nesses compartimentos as substâncias são oxidadas e reduzidas, respectivamente, de forma que os elétrons possam ser transferidos por algum circuito elétrico, sempre do ânodo para o cátodo.

Na atividade 8 proposta na “Etapas da Proposta Pedagógica”, a transferência de elétrons que caracteriza a oxirredução pode ser justificada pela diferença de reatividade entre um íon e uma espécie metálica. Isso representa uma prévia do que posteriormente será caracterizado para os alunos pelo professor por uma diferença de potencial elétrico.

Na atividade 9 proposta na “Etapas da Proposta Pedagógica”, será analisado como uma substância pode se comportar como oxidante ou redutora e será aplicado o conceito da tabela de potencial padrão de redução.

Na atividade 10 proposta na “Etapas da Proposta Pedagógica”, o fenômeno da oxirredução será analisado sobre o aspecto da corrosão metálica do ferro, esse metal está presente nas ligas metálicas de aço tão presentes em nosso cotidiano.



ATIVIDADE 8

LÍQUIDOS PODEM ATACAR METAIS?

Tempo previsto: 100 minutos.

A atividade: os alunos devem assistir ao vídeo proposto “Oxirredução – conceitos”, em seguida será proposto um experimento que, através deste, será possível despertar a capacidade visual dos alunos, interpretar fenômenos e associar os conceitos envolvidos. Atividade retirada e modificada do livro *Química e Sociedade* (MOL, 2005, p. 649 – Capítulo 24, Atividade “Líquidos podem atacar os metais”).

Orientação metodológica: professor, nesta atividade será abordado reações de oxirredução que podem ocorrer entre um íon e uma espécie metálica. Alterações macroscópicas na solução permitirão a visualização do fenômeno químico envolvido.



Vídeo - “[Oxirredução – conceitos](#)”¹⁵ (CANAL SASSAZINHO DA QUÍMICA, 2020)

¹⁵ Disponível em:

<https://www.youtube.com/watch?v=xXPAFVkyLLs&list=PLnH72D8P_6gf1wo5oJp0VNcQG9ZxHDqS&index=6&t=4s> Acesso em: 15 dez 2021.

Materiais necessários para o experimento:**COPOS DE VIDRO****1 ESPONJA DE PALHA DE AÇO FINA DIVIDIDA EM QUATRO PEDAÇOS****3 CLIPES METÁLICOS****ÁGUA DESTILADA (ÁGUA PARA BATERIA)****SOLUÇÃO DE SACAROSE 1 mol/L (AÇÚCAR)****SOLUÇÃO DE CLORETO DE SÓDIO 1 mol/L (NaCl)****SOLUÇÃO DE SULFATO DE COBRE 1 mol/L ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)****Procedimento:**

- 1º. Marque os béqueres com os seguintes rótulos: 1a, 1b, 2a, 2b, 3a, 3b, 4a e 4b.
- 2º. Coloque líquido em cada copo, até a metade, de acordo com a numeração:
 1. Água destilada;
 2. Solução de sacarose;
 3. Solução de cloreto de sódio;
 4. Solução de sulfato de cobre;
- 3º. Desenhe em seu caderno uma tabela como o modelo de tabela 2.
- 4º. Em cada recipiente com a letra a coloque um pedaço de palha de aço e nos recipientes com a letra b, um clipe. Observe e anote características dos líquidos e dos sólidos nas colunas antes.
- 5º. Observe por 20 minutos e anote características dos líquidos e sólidos nas colunas depois

Tabela 2 – Modelo de Tabela do Experimento

LÍQUIDO	PALHA DE AÇO		CLIPES	
	Antes	Depois	Antes	depois
Água destilada				
Açúcar aquoso				
NaCl aquoso				
CuSO ₄ aquoso				

Fonte: Autoria própria

Questionário: Após assistirem a aula de forma presencial ou remota, proponha o questionário 6 aos alunos para posterior discussão em sala de aula, com transmissão aos alunos que estão assistindo aula na forma remota, ou seja, a ideia que o ensino seja híbrido, que ocorra a inclusão dos alunos presenciais e os não presenciais.

[Questionário 6 - Líquidos podem atacar metais?¹⁶](#)

¹⁶ Disponível em:<

<https://docs.google.com/forms/d/1hpBfCcqb7vuNrioZPHd2rzOUspWgicjQtK1pT0oBtCU/edit>> Acesso em: 15 dez 2021.

Figura 50 - Questionário 6

Em quais sistemas houve variação de característica? *

Texto de resposta longa

Como você pode explicar microscopicamente as alterações observadas? *

Texto de resposta longa

Como você justifica as diferenças observadas entre os sistemas? *

Texto de resposta longa

O que têm em comum os líquidos que se modificaram e os líquidos nos quais não se observaram modificações? *

Texto de resposta longa

Fonte: Autoria própria

Atividade colaborativa: proponha aos seus alunos que se reúnam em grupos para a discussão dos conceitos envolvidos no experimento.

Nota ao professor: os experimentos propostos querem demonstrar o fenômeno da oxirredução, isto é, a transferência de elétrons que ocorrerá espontaneamente entre o metal e os íons presentes em alguns copos. Por exemplo, quando o Fe, seja na forma de palha de aço ou na forma de um clipe, é mergulhado na solução aquosa de CuSO_4 , ocorrerá a oxidação do Fe^0 e a redução do íon Cu^{2+} . Isso irá alterar as características da solução e ocorrerá mudança no metal que está sendo oxidado, no caso o Fe^0 . Na solução de sacarose, isto é, açúcar comum, não ocorrerá reação química, assim não haverá alteração química no metal e na solução.

Um ponto importante a ser discutido com os alunos é o fator da superfície de contato do metal. Isso permite abrir um leque de opções a serem abordadas, além da oxirredução.

O importante é o aluno perceber que nas soluções aquosas iônicas, a presença dos íons livres pode vir a determinar uma reação química de oxirredução. Nesse momento, pode-se discutir brevemente o conceito de potencial elétrico de redução.



ATIVIDADE 9

COMPREENDENDO A TABELA DE POTENCIAIS DE ELETRODOS – POTENCIAL PADRÃO DE REDUÇÃO (E° RED).

Tempo previsto: 100 minutos.

Orientação metodológica: será possível desenvolver uma atividade que permita prever se uma substância se comporta como redutora ou oxidante diante de outra substância? Para responder a esta pergunta, nesta atividade vamos introduzir um conceito para tornar possível esta previsão. O conceito envolvido é o de potencial de eletrodo em questão o potencial padrão de redução.

A atividade: será proposto um experimento que através deste será possível despertar a capacidade visual dos alunos, interpretar fenômenos e associar os conceitos envolvidos. Atividade retirada e modificada do livro *Química – Ensino Médio Vol. 2* (MORTIMER; MACHADO, 2013, p. 215 – Atividade 4).

Orientação metodológica: será possível desenvolver uma atividade que permita prever se uma substância se comporta como redutora ou oxidante diante de outra substância? Para responder a esta pergunta, nesta atividade vamos introduzir um conceito para tornar possível esta previsão. O conceito envolvido é o de potencial de eletrodo em questão o potencial padrão de redução.



Texto base:

Uma pilha é um dispositivo eletroquímico de grande importância em nossa sociedade. A utilização de pilhas e/ou baterias e/ou células combustíveis para fornecer

eletricidade para aparelhos eletrônicos é tão comum que raramente nos preocupamos sobre o funcionamento desses dispositivos, sobre como a energia é gerada ou sobre possíveis contaminações ao ambiente quando essas pilhas são descartadas de forma equivocada.

A pilha é um exemplo de transformação química que gera energia elétrica. O estudo das transformações ou das reações químicas é, sem dúvida, um dos grandes capítulos importantes da Química. Existe uma grande variedade de transformações químicas e bioquímicas que ocorrem entre a intersecção da eletricidade e diferentes substâncias. Esse tipo de reação envolve alteração no número de elétrons da camada de valência de átomos ou dos íons, isto é, ocorre alteração no NOX. Assim, quando esse fato acontece o átomo ou o íon tem seu estado de oxidação alterado e isso nos permitirá entender como se dá a transferência de elétrons.

Existem muitos exemplos de reações que envolvem transferência de elétrons, alterações de NOX, e isso será nosso ponto de partida para justificar a importância da eletroquímica. As atividades experimentais e os textos que aqui serão propostos tem por finalidade exemplificar, ilustrar aspectos dessas transformações. Por exemplo, em uma indústria siderúrgica a transformação química de um minério de ferro está relacionada a um processo no qual elétrons são transferidos entre as substâncias que participam de uma determinada reação química ao qual será chamada reação de oxirredução.

Materiais necessários para o experimento:

PLACAS DE MAGNÉSIO (Mg), ZINCO (Zn) E COBRE (Cu)

SOLUÇÕES AQUOSAS 1mol/L:

- CLORETO DE MAGNÉSIO ($MgCl_2$)
- SULFATO DE ZINCO ($ZnSO_4$)
- SULFATO DE COBRE ($CuSO_4$)

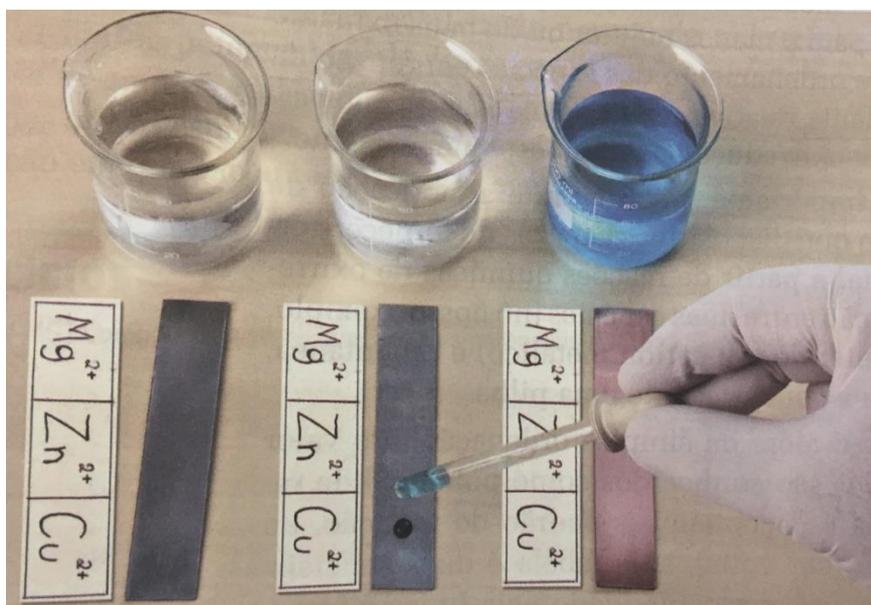
3 COPOS PEQUENOS

3 CONTA GOTAS



Procedimento:

- 1º. Coloque a placa de magnésio sobre uma folha de papel e escreva na folha, paralelamente ao lado mais cumprido da placa o símbolo dos íons Mg^{2+} , Zn^{2+} , Cu^{2+} .
- 2º. Usando um conta gotas diferente para cada solução, coloque duas gotas de cada solução sobre a placa de metal, no lugar próximo aquele onde vocês escreveram o símbolo correspondente aos íons presentes na solução.
- 3º. Em uma folha anetem os resultados, indicando se houve alguma reação entre a solução e a placa de metal.

Figura 51 - Que soluções reagem com cada placa metálica?

Fonte: MORTIMER; MACHADO (2013)

Questionário: Após assistirem a aula de forma presencial ou remota, proponha o questionário 7 aos alunos para posterior discussão em sala de aula, com transmissão aos alunos que estão assistindo aula na forma remota, ou seja, a ideia que o ensino seja híbrido, que ocorra a inclusão dos alunos presenciais e os não presenciais.

[Questionário 7 - Compreendendo a tabela de potenciais de eletrodos - Potencial Padrão de Redução¹⁷](#)

Figura 52 - Questionário 7

Qual metal reagiu com todos os outros íons metálicos? Sabendo que todas as reações deste experimento são de oxirredução, esse metal é capaz de oxidar ou reduzir todos os íons? *

Texto de resposta longa

Escreva as equações de todas as reações que ocorrem no experimento. Considerando que as reações envolvidas são de oxirredução. *

Texto de resposta longa

Fonte: Autoria própria

Atividade colaborativa: proponha aos seus alunos que se reúnam em grupos para a discussão dos conceitos envolvidos no experimento.

Nota para o professor: nesta atividade estão envolvidos 3 metais e 3 soluções contendo cátions metálicos. Analisando as possíveis reações envolvidas é possível colocá-los em ordem do melhor redutor para o pior redutor, ou do melhor oxidante para o pior oxidante. Esse ordenamento das espécies em função da força redutora ou da força oxidante relativa é o que dará origem às tabelas que poderão prever reações de oxirredução que irão ocorrer de forma espontânea ou não espontânea. É importante destacar ao aluno que este conhecimento da diferença de potencial é o que permite a fabricação de pilhas, estes dispositivos eletroquímicos capazes de fornecer corrente elétrica por intermédio da diferença de potencial a partir de reações de oxirreduções espontâneas. Finalmente, o aluno deve entender que toda vez que ocorre uma reação entre duas espécies, em nosso experimento um metal e um íon pertencente a solução, este par permitirá a construção de uma pilha.

¹⁷ Disponível em:< <https://docs.google.com/forms/d/1IAjRU0H1CP4P6E1i51gWjEeb8d3l-gDigGV7EFFeFGDs/edit>> Acesso em: 15 dez 2021.



ATIVIDADE 10

INVESTIGAÇÃO SOBRE A CORROSÃO DO FERRO

Tempo previsto: 100 minutos.

A atividade: baseado no texto abaixo e vídeo proposto “Corrosão do aço”, será realizado um experimento seguido de um questionário e discussão com os alunos sobre os aspectos associados ao fenômeno da corrosão metálica. Atividade retirada e modificada do livro *Química – Ensino Médio Vol. 2* (MORTIMER; MACHADO, 2013, p. 240 – Atividade 8).

Orientação metodológica: professor, nestas atividades iremos estudar os conceitos da oxirredução, abordando o fenômeno da corrosão metálica do ferro que causa inúmeros prejuízos financeiros a sociedade e o entendimento dos fatores associados a este fenômeno e as formas de tentar evitá-lo.



Texto base:

Figura 53 - Processo de Corrosão



Fonte: CREATIVE COMMONS (2021)

A corrosão pode ser entendida de uma forma simples: pela oxidação não desejada de um metal. Assim, esse processo diminui a vida útil de estruturas metálicas como o aço, constituintes de pontes, automóveis, estruturas metálicas. A consequente substituição do metal corroído leva a um grande prejuízo financeiro. O fenômeno da corrosão provoca a deterioração gradativa dos metais e constitui um processo eletroquímico, isto é, envolve reações de oxirredução e podemos dizer que, o principal culpado pela corrosão metálica é a água com o oxigênio dissolvido, ou ainda o ar úmido.

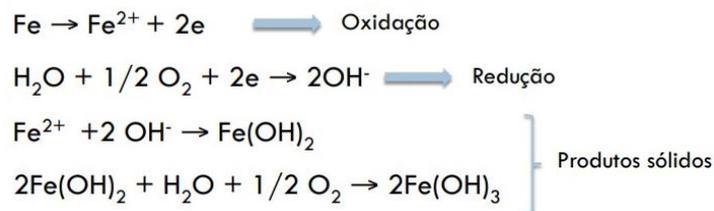
Figura 54 - Exposição do Metal



Fonte: (MORTIMER; MACHADO, 2013)

Quando o ferro é exposto ao ar úmido, ele pode se oxidar a Fe^{2+} e, posteriormente, a Fe^{3+} , as equações abaixo representam de forma simplificada do que acontece com a corrosão do ferro ou do aço (uma liga que contém ferro e carbono) na presença do oxigênio dissolvido ou na presença de ar úmido.

Figura 55 - Presença de Oxigênio

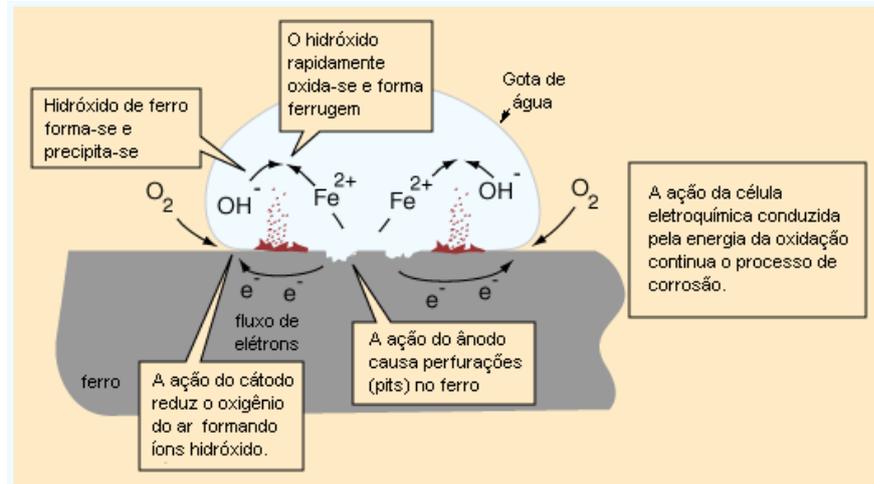


Fonte: (MORTIMER; MACHADO, 2013)

Por este exposto, a formação da ferrugem requer tanto o oxigênio, quanto a água. Outros fatores, como a acidez, a basicidade da solução ou ainda a presença

de sais dissolvidos, podem influenciar na velocidade com a qual ocorre o desgaste do objeto metálico.

Figura 56 - Velocidade do desgaste do objeto metálico



Fonte: (MORTIMER; MACHADO, 2013)

A corrosão do ferro é um fenômeno eletroquímico, envolve o fenômeno da oxidação e da redução. Pelo que se observa no esquema acima os elétrons pode se mover de uma região onde ocorre a oxidação para uma região onde ocorre a redução, tal qual ocorre em dispositivos eletroquímicos. Uma parte do ferro metálico funciona como ânodo, onde ocorre a oxidação do ferro metálico a íons Fe^{2+} e Fe^{3+} . Os elétrons produzidos migram pelo metal para outra parte da superfície que funciona como cátodo, onde o oxigênio na presença da água é reduzido.

A ferrugem constitui uma mistura de hidróxidos de ferro, formado na superfície do ferro ou aço. Essa estrutura formada é porosa, solta-se em flocos permitindo que o metal continue exposto sujeito à oxidação, assim, observa-se que a corrosão metálica do ferro é bastante específica, gradativa e contínua. A presença de íons dissolvidos na água aumenta a condutividade elétrica da solução, acelerando o processo da corrosão. Isso explica por que o ar salino em cidades praianas é bastante danoso às estruturas metálicas expostas a essa atmosfera.

Materiais necessários para o experimento:

RECIPIENTES PLÁSTICOS FUNDOS.

3 PREGOS DE FERRO GRANDES E BEM LIMPOS.

1 FITA DE ZINCO DE 10 cm.

ARAME DE COBRE DESCASCADO DE 10 cm.

1 CAIXA DE GELATINA INCOLOR EM PÓ.

1 CONTA GOTAS.

FERRICIANETO DE POTÁSSIO 0,1 mol/L.

FENOLFTALÉINA 0,1%.



- 1º. Preparar a gelatina como indicado na embalagem usando uma quantidade um pouco menor de água para que esta fique um pouco mais consistente.
- 2º. Coloque a gelatina preparada nos recipientes plásticos fundos. Acrescente à gelatina cerca de 10 gotas de solução de ferricianeto de potássio e 20 gotas de fenolftaleína. Misture bem.
- 3º. Enquanto a solução esfria, prepare os pregos limpos e polidos para atividade.
- 4º. Enrole um dos pregos com o fio de cobre e o outro com a tira de zinco
- 5º. Após preparados, os pregos devem ser colocados nos recipientes plásticos fundos: um prego reto em um dos recipientes e o prego com cobre e com zinco no outro recipiente.
- 6º. Quando a solução de gelatina estiver morna, mas ainda fluida, derrame cuidadosamente nos recipientes plásticos fundos até que os pregos estejam cobertos completamente.
- 7º. Faça observações dos dois recipientes plásticos fundos no início da experiência, depois de 30 minutos e, por último, no dia seguinte. Registre as observações.

Vídeo – “[Corrosão do aço](#)”¹⁸ (CANAL SASSAZINHO DA QUÍMICA, 2021)

¹⁸ Disponível em:<

https://www.youtube.com/watch?v=MWs1EY3K5hc&list=PLnH72D8P_6gcBRnd5wYlvngGiYm4GA_2a&index=6&t=13s> Acesso em: 15 dez 2021.

Questionário: Após assistirem a aula de forma presencial ou remota, proponha o questionário 8 aos alunos para posterior discussão em sala de aula, com transmissão aos alunos que estão assistindo aula na forma remota, ou seja, a ideia que o ensino seja híbrido, que ocorra a inclusão dos alunos presenciais e os não presenciais.

[Questionário 8 - Investigação sobre a corrosão do ferro¹⁹](#)

Figura 57 - Questionário 8

O que justifica o aparecimento de uma coloração rosa em algumas regiões do prego sem a fita de zinco e sem o fio de cobre? *

Texto de resposta curta

Considere que o íon Fe^{2+} reage com o ferricianeto de potássio formando um precipitado de coloração azul. Considerando a tabela para os potenciais padrão de redução fornecidas pelo professor para ser utilizada durante o procedimento, escreva a semirreação que ocorre com o prego. *

Texto de resposta longa

Considerando o observado no prego revestido pelo zinco e no prego revestido pelo cobre, proponha uma explicação para as diferenças que ocorreram na oxidação dos pregos.

Texto de resposta longa

De acordo com a tabela dos potenciais padrão de redução, proponha um outro metal que possa ser utilizado para evitar a corrosão do ferro. *

Texto de resposta curta

Proponha uma definição para metal de sacrifício e sua utilização. *

Texto de resposta longa

Fonte: Autoria própria

¹⁹ Disponível em:<
https://docs.google.com/forms/d/1O_pGlxyLnKNIQN1D024ICzMBVpNJJglq8RJs6kO4aPs/edit>
Acesso em: 15 dez 2021.

Tabela 3 - Ação Oxidante e Redutora

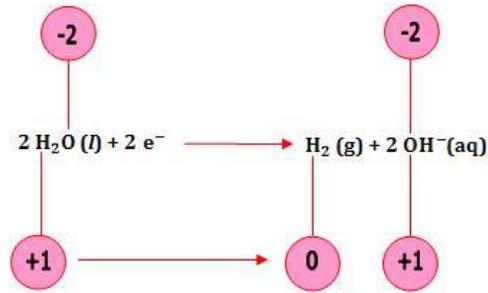
Estado reduzido		Estado oxidado	Potenciais-Padrão (V)
Li	↕	Li ⁺ + e ⁻	+ 3,04
K	↕	K ⁺ + e ⁻	+ 2,92
Ba	↕	Ba ²⁺ + 2 e ⁻	+ 2,90
Sr	↕	Sr ²⁺ + 2 e ⁻	+ 2,89
Ca	↕	Ca ²⁺ + 2 e ⁻	+ 2,87
Na	↕	Na ⁺ + e ⁻	+ 2,71
Mg	↕	Mg ²⁺ + 2 e ⁻	+ 2,37
Al	↕	Al ³⁺ + 3 e ⁻	+ 1,66
Mn	↕	Mn ²⁺ + 2 e ⁻	+ 1,18
H ₂ + 2(OH) ⁻	↕	2 H ₂ O + 2 e ⁻	+ 0,83
Zn	↕	Zn ²⁺ + 2 e ⁻	+ 0,76
Cr	↕	Cr ³⁺ + 3 e ⁻	+ 0,74
S ²⁻	↕	S + 2 e ⁻	+ 0,48
Fe	↕	Fe ²⁺ + 2 e ⁻	+ 0,44
Co	↕	Co ²⁺ + 2 e ⁻	+ 0,28
Ni	↕	Ni ²⁺ + 2 e ⁻	+ 0,23
Pb	↕	Pb ²⁺ + 2 e ⁻	+ 0,13
H ₂	↕	2H ⁺ + 2 e ⁻	0,00
Cu ⁺	↕	Cu ²⁺ + e ⁻	- 0,15
Cu	↕	Cu ²⁺ + 2 e ⁻	- 0,34
2 (OH) ⁻	↕	H ₂ O + 1/2 O ₂ + 2 e ⁻	- 0,40
Cu	↕	Cu ⁺ + e ⁻	- 0,52
2I ⁻	↕	I ₂ + 2 e ⁻	- 0,54
Fe ²⁺	↕	Fe ³⁺ + e ⁻	- 0,77
Ag	↕	Ag ⁺ + e ⁻	- 0,80
Hg	↕	Hg ²⁺ + 2 e ⁻	- 0,85
2 Br ⁻	↕	Br ₂ + 2 e ⁻	- 1,09
H ₂ O	↕	2H ⁺ + 1/2 O ₂ + 2 e ⁻	- 1,23
2 Cl ⁻	↕	Cl ₂ + 2 e ⁻	- 1,36
2 F ⁻	↕	F ₂ + 2 e ⁻	- 2,87

Fonte: (MORTIMER; MACHADO, 2013)

Atividade colaborativa: proponha aos seus alunos que se reúnam em grupos para a discussão dos conceitos envolvidos no experimento.

Nota ao professor: a coloração rósea observada é consequência da interação dos íons OH⁻ provenientes da redução da água. Observe a reação abaixo:

Figura 58 - Íons OH⁻ provenientes da redução da água



Fonte: COLÉGIO WEB (2012)

Observe que apenas o NOX do hidrogênio sofre diminuição, o que justifica a redução do hidrogênio da água. A fenolftaleína em meio básico é um indicador que adquire coloração rósea.

Figura 59 - Placa 1 após a transformação



Fonte: (MORTIMER; MACHADO, 2013)

Figura 60 - Placa 2 após a transformação



Fonte: (MORTIMER; MACHADO, 2013)

O prego por sua vez funciona como um ânodo, região onde ocorre a oxidação metálica do ferro a íon Fe^{2+} exemplificado na reação abaixo:



Com relação aos pregos enrolados com zinco e cobre, podemos fazer a seguinte análise. Observou-se a ausência de corrosão do prego em contato com a fita de zinco, ao consultar a tabela de potencial de redução padrão, ela mostra que o potencial de redução do zinco (- 0,76V) é menor que o potencial de redução do ferro (- 0,44V). Assim, o zinco se oxida mais facilmente que o ferro, funcionando como um agente protetor, isto é, um metal de sacrifício. Por outro lado, o mesmo não ocorre com o cobre, pois seu potencial padrão de redução é de +0,34V.



MÓDULO 5 – ELETROQUÍMICA

A Eletroquímica é a parte da Química que estuda o uso da eletricidade associado às reações químicas. Reações químicas espontâneas que envolvem transferências de elétrons são denominadas reações de oxirredução, que quando são espontâneas, elas podem ser utilizadas para produzir corrente elétrica e o dispositivo eletroquímico gerador de eletricidade recebe o nome de pilha. Por outro lado, processos químicos não espontâneos podem ocorrer pela eletrólise de um meio que contenha íons livres, nesse caso, uma fonte de energia elétrica externa fornece a corrente elétrica para desencadear a ocorrência de reações de oxirredução que podem levar a produção de substâncias químicas importantes em nosso cotidiano, substâncias essas que não existem na natureza.

Segundo ZANONI et al. (2017, p. 663)

A Eletroquímica se caracteriza pela natureza universal e multidisciplinar e desempenha papel importante no desenvolvimento da ciência, com reflexos no crescimento econômico e melhoramento da qualidade de vida. Pode ser definida de modo mais abrangente como o ramo da Química que lida com reações químicas que envolvem corrente elétrica e potencial. Algumas reações químicas que ocorrem espontaneamente podem gerar corrente elétrica, que pode ser usada para fazer trabalho útil; enquanto outras reações químicas podem ser forçadas a prosseguir usando corrente elétrica.

Analisando a citação acima, verifica-se que a Eletroquímica pode ser facilmente utilizada para exemplificar aspectos importantes associados ao cotidiano do aluno. Assim, o professor pode explicar ao aluno que a bateria do seu celular funciona pelo princípio da oxirredução pertencente ao contexto da Eletroquímica, ou ainda mostrar ao aluno que esses carros híbridos novos, muitos deles que se utilizam de baterias íons lítio ou de célula combustível representam tecnologias modernas, de menor impacto ambiental que também tem seu funcionamento baseado na Eletroquímica.

A obtenção de muitos metais através de processos metalúrgicos também tem seu princípio fundamentado na Eletroquímica, e neste caso, a discussão sobre os impactos ambientais gerados nesses processos de extração dos metais, a partir dos minérios, é um assunto de extrema importância. Percebe-se que a Eletroquímica envolve a união entre energia e diferentes materiais, e essa intersecção pode ser explorada pelo professor com a participação do aluno em sala de aula para aprimorar a aprendizagem.

Deve ficar claro que a Eletroquímica se divide basicamente em duas grandes finalidades: a geração de energia elétrica e a produção de compostos químicos importantes.

Para o estudo dessa parte tão importante da Química, a Eletroquímica, vamos propor algumas atividades para agregar e concretizar os conceitos de NOX, oxirredução, eletricidade, e encaixar a Eletroquímica, unindo todos esses conceitos.

- **Atividade 11** proposta na “Etapas da Proposta Pedagógica”, será abordado conceito da eletricidade, sua base histórica e sua evolução até os dias de hoje.
- **Atividade 12** proposta na “Etapas da Proposta Pedagógica”, será abordado o conceito da pilha de Daniell, que constitui a base para funcionamento de pilhas que utilizamos atualmente.
- **Atividade 13** proposta na “Etapas da Proposta Pedagógica”, tem como objetivo entender a finalidade do potencial de redução de cada um dos eletrodos de uma pilha, e como se encontra a diferença de potencial elétrico do gerador.
- **Atividade 14** proposta na “Etapas da Proposta Pedagógica”, aborda os conceitos de oxirredução com intuito de entender como é possível gerar eletricidade, a partir de dispositivos eletroquímicos conhecidos como pilhas ou baterias descartáveis.
- **Atividade 15** proposta na “Etapas da Proposta Pedagógica”, aborda o conceito do descarte de pilhas e suas implicações sociais e ambientais.
- **Atividade 16** proposta na “Etapas da Proposta Pedagógica”, a oxirredução será explorada como ferramenta para geração de energia através da célula combustível.
- **Atividade 17** proposta na “Etapas da Proposta Pedagógica”, serão abordados os conceitos relacionados a geração de energia através de diferentes fontes geradoras de energia, e seus impactos sociais e econômicos na sociedade.

Acima tivemos uma breve explicação sobre os conceitos fundamentais para o estudo da eletricidade dá na química, tabela periódica, ligações químicas, NOX, oxirredução e eletroquímica.

- **Atividade 18** proposta na “Etapas da Proposta Pedagógica”, resenha para consolidação das informações trazidas pelo vídeo.



ATIVIDADE 11

HISTÓRIA DA ELETRICIDADE E DA PILHA

Tempo previsto: 60 minutos.

A atividade: será proposto pelo professor o vídeo “A pilha de Alessandro Volta”, para os alunos, posteriormente, responderem às questões propostas no questionário. Atividade retirada e modificada do Projeto didático-Pedagógico intitulado “Os Desafios da Escola Pública Paranaense Na perspectiva do Professor PDE” (MEYER, 2016, p. 30 – “História da Eletricidade e da Pilha”).

Orientação metodológica: professor, nesta atividade pedagógica será abordado o conceito da eletricidade e sua evolução até a descoberta do dispositivo denominado pilha, que se utiliza de reações químicas para gerar a eletricidade. Além disso, na atividade será proposta a reflexão e a discussão sobre o uso desse dispositivo eletroquímico em nosso cotidiano.



Vídeo – “[A pilha de Alessandro Volta](#)”²⁰ (CANAL HISTÓRIA DA CIÊNCIA, 2016)

O professor deve disponibilizar o vídeo citado, que apresenta os estudos sobre eletricidade estática, descoberta de Luigi Galvani e os estudos de Alessandro Volta que deram origem à pilha. Após os alunos assistirem o vídeo indicado o professor

²⁰ Disponível em:< <https://www.youtube.com/watch?v=ztOWhDu7yUU>> Acesso em: 15 dez 2021.

aplicará o questionário para solidar os novos conhecimentos obtidos pelas informações dadas no vídeo.

Questionário: Após assistirem a aula de forma presencial ou remota, proponha o questionário 9 aos alunos para posterior discussão em sala de aula, com transmissão aos alunos que estão assistindo aula na forma remota, ou seja, a ideia que o ensino seja híbrido, que ocorra a inclusão dos alunos presenciais e os não presenciais.

[Questionário 9 - História da eletricidade e da pilha²¹](#)

Figura 61 - Questionário 9

The image shows a screenshot of a Google Forms questionnaire. It contains five questions, each followed by a text input field labeled 'Texto de resposta longa'. The questions are:

- 1. Que descoberta interessante fez Luigi Galvani ao dissecar uma rã *
- 2. Para tentar entender a teoria da eletricidade humana sugerido por Luigi Galvani, Alessandro Volta construiu um eletrômetro. Que conclusões ele obteve com esse aparelho? *
- 3. Como Alessandro Volta explicou o fenômeno descrito por Luigi Galvani? *
- 4. Por que na Pilha de Volta foi preciso colocar um outro material para separar as placas metálicas? *
- 5. A primeira pilha foi inventada por Alessandro Volta, por que recebeu esse nome? *

Fonte: Autoria própria

²¹ Disponível em:< <https://docs.google.com/forms/d/1c-WETRZrTL2dNr5fUPAWQHA7bjgNGXwlywc92v9fLG0/edit>> Acesso em: 15 dez 2021.



ATIVIDADE 12

PILHA DE DANIELL - TEXTO BASE

Tempo previsto: 60 minutos.

A atividade: será disponibilizado um texto base e o vídeo “Pilha de Daniell” para, posteriormente, esses conhecimentos serem aplicados pelos alunos ao responderem o questionário proposto. Atividade retirada e modificada do Projeto didático-Pedagógico intitulado “*Os Desafios da Escola Pública Paranaense Na perspectiva do Professor PDE*” (MEYER, 2016, p. 33 – “Conhecendo a Pilha de Daniell”).

Orientação metodológica: professor, nesta atividade pedagógica será abordado o conceito da pilha de Daniell, esse químico inglês que construiu um dispositivo eletroquímico conectando eletrodos constituídos por um metal imerso em uma solução aquosa de seus íons. A pilha de Daniell se tornou a base para funcionamento das pilhas que utilizamos atualmente.

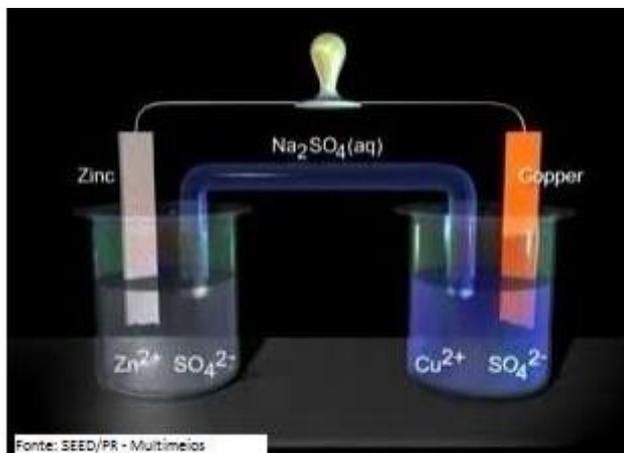


Texto base:

A pilha de Daniel é constituída por uma placa de zinco imersa em uma solução de sulfato de zinco (ZnSO_4) 1,0 mol/L (incolor) que contém íons Zn^{+2} formando o eletrodo de zinco e por uma placa de cobre imersa em uma solução de sulfato de cobre (CuSO_4) 1,0 mol/L (azul) com íons Cu^{+2} compondo o eletrodo de cobre. As duas semi-celas estão interligadas pela ponte salina, que é um tubo de vidro contendo uma solução concentrada de cloreto de potássio (KCl) com as extremidades fechadas por

um material poroso como algodão. E os dois eletrodos estão unidos por um fio condutor que permite a passagem dos elétrons entre eles.

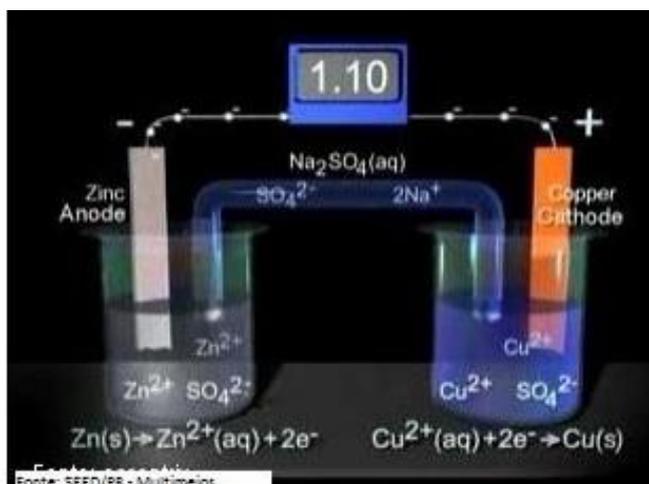
Figura 62 - Pilha de Daniell



Fonte: MEYER (2016)

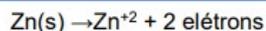
Por convenção, chama-se ânodo (polo negativo), o eletrodo que sofre oxidação (corrosão), e de cátodo (polo positivo), o eletrodo onde ocorre a redução (deposição). Durante o funcionamento da pilha de Daniel, o eletrodo de zinco oxida, doando dois elétrons que seguem pelo fio condutor em direção ao eletrodo de cobre. O Zn(s) se transforma em cátion Zn⁺² (aq), provocando um aumento de sua concentração na solução.

Figura 63 - Funcionamento da pilha de Daniell



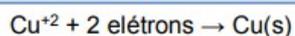
Fonte: MEYER (2016)

A semirreação oxidação é representada por:

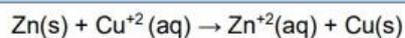


Enquanto no eletrodo de cobre ocorre a redução, ou seja, os íons $\text{Cu}^{+2}(\text{aq})$ recebe os dois elétrons doados pelo zinco e se transforma em Cu(s) , que adere à placa de cobre aumentando sua massa, ao mesmo tempo que a concentração de íons Cu^{+2} na solução diminui, caracterizada pela cor menos intensa da cor azul de $\text{CuSO}_4(\text{aq})$.

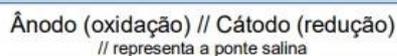
A semirreação é representada por:



Os processos de oxidação e redução são simultâneos, sendo representados pela equação global a seguir:



Uma característica dessa pilha é a função da salina que permite a migração dos íons de uma solução para outra, mantendo um equilíbrio entre as cargas positivas e negativas na solução de cada eletrodo. Por convenção, as pilhas podem ser representadas pelo diagrama a seguir:

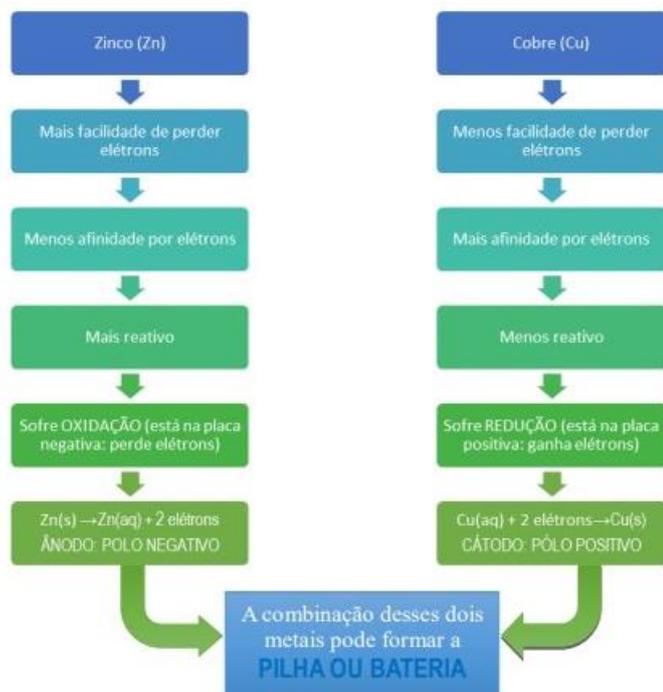


Para a pilha de Daniel teremos:



O esquema a seguir representa uma síntese dos fenômenos de óxido-redução da pilha:

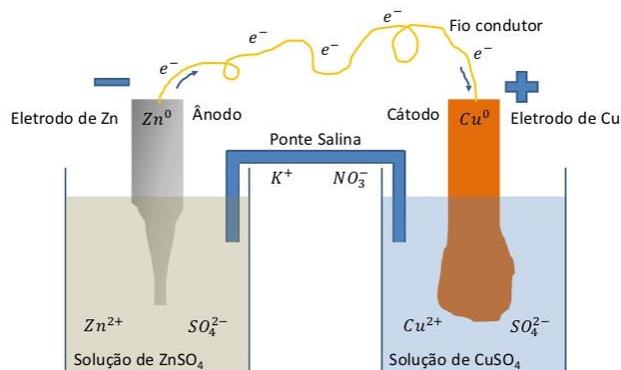
Figura 64 - Síntese dos fenômenos de óxido-redução



Fonte: MEYER (2016)

Vídeo – [“Pilha de Daniell”](#)²² (CANAL SASSAZINHO DA QUÍMICA, 2020)

Figura 65 - Outro exemplo da Pilha de Daniell



Fonte: CREATIVE COMMONS (2021)

²² Disponível em:<

https://www.youtube.com/watch?v=NfKCDzT2QWE&list=PLnH72D8P_6gcBRnd5wYlvngGiYm4GA_2a&index=4> Acesso em: 15 dez 2021.

O vídeo retrata o conceito da eletricidade produzida a partir de reações químicas, denominadas reações de oxirredução. No vídeo é mostrado o esquema da pilha de Daniell e conceitos importantes como oxidação, redução e ponte salina, todos fundamentais para a compreensão da pilha de Daniell.

Questionário: Após assistirem a aula de forma presencial ou remota, proponha o questionário 10 aos alunos para posterior discussão em sala de aula, com transmissão aos alunos que estão assistindo aula na forma remota, ou seja, a ideia que o ensino seja híbrido, que ocorra a inclusão dos alunos presenciais e os não presenciais.

[Questionário 10 – Pilha de Daniell²³](#)

Figura 66 - Questionário 10

The image shows a Google Forms questionnaire with six questions. Each question is followed by a text input field. The questions are:

- Qual é a lâmina que sofrerá oxidação? *
- Qual é a lâmina que sofrerá aumento de massa, após um certo funcionamento da pilha? *
- Qual o eletrodo é o polo positivo? *
- Escreva as semi-reações de oxidação e redução que ocorrem na pilha. *
- Qual a finalidade da ponte salina na Pilha de Daniel? *
- O que ocorrerá com a lâmina de zinco com o funcionamento da pilha? *

Fonte: Autoria própria

²³ Disponível em:<
https://docs.google.com/forms/d/1P4yAv3eat3_M2R20oQ0bPr64Uzys2TXbMTdeV8BXU1U/edit>
 Acesso em: 15 dez 2021.



ATIVIDADE 13

POTENCIAL ELÉTRICO DA PILHA (DDP)

Tempo previsto: 60 minutos.

A atividade: será proposto um texto base sobre o potencial elétrico da pilha e o vídeo “Exemplo de pilha” e, posteriormente, será aplicado um questionário a ser respondido pelos alunos com auxílio do professor. Atividade retirada e modificada do Projeto didático-Pedagógico intitulado “*Os Desafios da Escola Pública Paranaense Na perspectiva do Professor PDE*” (MEYER, 2016, p. 39 – “Entendendo o potencial elétrico da pilha (ddp)”).

Orientação metodológica: professor, nesta atividade pedagógica o objetivo do estudo é entender a finalidade do potencial de redução de cada um dos eletrodos de uma pilha e como se encontra a diferença de potencial elétrico do gerador. Além disso, pode-se aplicar o conceito do potencial de redução para previsão da espontaneidade das reações químicas de oxirredução. Por este exposto, é importante lembrar que o fluxo de elétrons do gerador segue um sentido, isto é, do ânodo para o cátodo, do eletrodo de potencial menor para o eletrodo do potencial maior. Assim, a compreensão do potencial e a sua aplicação na pilha nos permitem a entender todo o funcionamento da pilha.



Texto base:

O potencial elétrico da pilha é dado a partir da diferença de tensão elétrica entre os eletrodos metálicos que formam a pilha. O potencial de redução ou de oxidação de eletrodo seja de ferro, cobre, prata ou ouro é medido em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio ($\text{H}_2(\text{g})/2\text{H}^+(\text{aq})$), cujo potencial de redução é zero volts.

A partir de um eletrodo de hidrogênio, podemos determinar os potenciais de diversos metais, a seguir apresentaremos uma tabela com alguns dos valores dos potenciais de redução dos metais. Para outros valores consulte seu livro didático.

Tabela 4 - Valores dos potenciais de redução de metais

TABELA DE POTENCIAL DE REDUÇÃO	
SEMI-REAÇÃO	E^0 (volts)
$\text{Mg}^{+2} + 2 \text{ elétrons} \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,37
$\text{Al}^{+3} + 3 \text{ elétrons} \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,66
$\text{Mn}^{+2} + 2 \text{ elétrons} \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,18
$\text{Zn}^{+2} + 2 \text{ elétrons} \rightleftharpoons \text{Zn}$	- 0,763
$\text{Fe}^{+2} + 2 \text{ elétrons} \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
$\text{Ni}^{+2} + 2 \text{ elétrons} \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,250
$2\text{H}^+ + 2 \text{ elétrons} \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,00
$\text{Cu}^{+2} + 2 \text{ elétrons} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,337
$\text{Ag}^{+1} + 1 \text{ elétrons} \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,799
$\text{Au}^{+3} + 3 \text{ elétrons} \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,50

Fonte: Adaptado de: ANTUNES, M. T. Ser protagonista: Química – 2ºano. 2ªed. São Paulo. Ed.SM, 2013.431 p.)

Fonte: MEYER (2016)

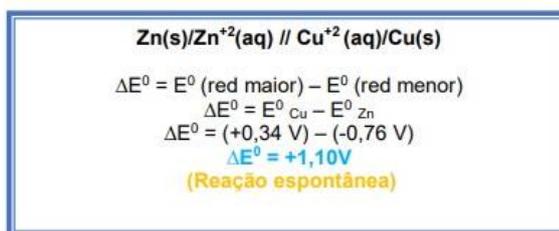
Analisando-se os valores dos potenciais de redução, tem-se que: quanto maior o potencial de redução, maior é a tendência de o eletrodo sofrer redução, ou seja, de ser agente oxidante; e quanto menor o potencial de redução, menor é a tendência de o eletrodo sofrer oxidação e ser agente redutor. O cálculo da diferença de potencial (ddp) da pilha é dado por:

$$\Delta E^0 = E^0 (\text{red maior}) - E^0 (\text{red menor})$$

Desta maneira, pode-se prever a ocorrência de reações de oxidação-redução espontâneas:

ΔE^0 positivo indica reação espontânea.
 ΔE^0 negativo indica reação não ocorre espontaneamente

Vamos exemplificar a partir da pilha de Daniel, o cálculo da ddp (ΔE^0):



Vídeo – [“Exemplo de pilha”](#)²⁴ (CANAL SASSAZINHO DA QUÍMICA, 2021)

Questionário: Após assistirem a aula de forma presencial ou remota, proponha o questionário 11 aos alunos para posterior discussão em sala de aula, com transmissão aos alunos que estão assistindo aula na forma remota, ou seja, a ideia que o ensino seja híbrido, que ocorra a inclusão dos alunos presenciais e os não presenciais.

[Questionário 11 – Exemplo de Pilha](#)²⁵

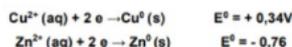
²⁴ Disponível em:<

https://www.youtube.com/watch?v=k_rixjmUFlo&list=PLnH72D8P_6gcBRnd5wYlvngGiYm4GA_2a&index=6> Acesso em: 15 dez 2021.

²⁵ Disponível em:< https://docs.google.com/forms/d/1JOJ2ir0MVLHi70zMzX7cJLHu-zPEBuT767peH_ualg0/edit> Acesso em: 15 dez 2021.

Figura 67 - Questionário 11

1. Na pilha de Daniel, barras de cobre e zinco se encontram mergulhadas em soluções de sulfato de cobre (II) e sulfato de zinco, respectivamente. As duas soluções estão separadas por uma parede porosa. Sabendo que os potenciais padrão de redução são:

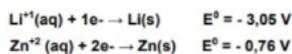


Texto de resposta curta

Analisando os potenciais de redução, responda: a) Qual o eletrodo que perde massa com o funcionamento da pilha? b) Qual eletrodo será o cátodo da pilha? c) Qual eletrodo sofrerá oxidação? d) Qual será o valor da ddp (ΔE°) da pilha? e) A reação que ocorre nessa pilha é espontânea? Justifique. *

Texto de resposta longa

2. As baterias de lítio são muito usadas dos marca-passos cardíacos, possibilitando, assim, o prolongamento da vida humana sem, entretanto, ter sido concebida para tal. Dentre as vantagens das baterias de lítio, incluem-se sua pequena dimensão, baixo peso e elevado conteúdo energético. Considerando as semi reações a seguir, para fins comparativos, responda:



Texto de resposta curta

a) Escreva a reação global da bateria de lítio. b) Qual será o valor da ddp (ΔE°) da pilha? *

Texto de resposta longa

3. Em uma pilha formada pelos eletrodos de manganês e cobre cujo potencial de óxido-redução do manganês é igual a +1,05 volts e o do cobre é igual a -0,35 volts, represente as semi-reações de oxidação e de redução dessa pilha. *

Texto de resposta longa

4. Consultando a tabela de potencial de redução dos eletrodos, escolha dois metais para formar uma pilha de modo que a reação de óxido-redução seja espontânea. Em seguida, calcule a diferença de potencial (ddp) dessa sua pilha. *

Texto de resposta longa

Fonte: Autoria própria



ATIVIDADE 14

INVESTIGANDO UMA PILHA COMUM

Tempo previsto: 15 dias para a devolutiva.

A atividade: será proposta uma pesquisa pautada no texto apresentado abaixo, a ser realizada pelos alunos com auxílio do professor para, posteriormente, gerar uma discussão entre os colegas na sala de aula. Atividade retirada e modificada do livro *Química – Ensino Médio Vol. 2* (MORTIMER; MACHADO, 2013, p. 229 – Atividade 6).

Orientação metodológica: professor, nesta atividade será abordado os conceitos de oxirredução com intuito de gerar eletricidade, a partir de dispositivos eletroquímicos conhecidos como pilhas ou baterias descartáveis.



Texto base:

Encontramos pilhas em diversos lugares, temos à disposição nos supermercados ou lojas específicas de eletrônicos e são utilizadas em brinquedos, relógios, celulares, entre outros. Esses dispositivos funcionam por intermédio de reações químicas de oxirredução que convertem energia química em energia elétrica. Existem diferentes tipos de pilhas, a pilha comum conhecida como pilha de Leclanché, pilhas alcalinas, pilhas recarregáveis, entre outros tipos, mas todos esses tipos de pilhas tem uma finalidade em comum: a geração de eletricidade.

Figura 68 - Tipos de Pilhas



Fonte: CREATIVE COMMONS (2021)

Pesquisa:

Tipos de baterias propostas para a pesquisa que será realizada pelo aluno com auxílio do professor:

- a) Bateria chumbo/ácido: seus componentes, funcionamento e as principais reações para gerar eletricidade.
- b) Bateria níquel/cádmio: seus componentes, funcionamento e as principais reações para gerar eletricidade.
- c) Bateria íons lítio: seus componentes, funcionamento e as principais reações para gerar eletricidade.
- d) Bateria zinco/ar: seus componentes, funcionamento e as principais reações para gerar eletricidade.

Atividade colaborativa: proponha aos seus alunos que se reúnam em grupos para a discussão e troca de conhecimento das baterias pesquisadas.



ATIVIDADE 15

DESCARTE DE PILHAS

Tempo previsto: 15 dias para a devolutiva.

A atividade: será proposto uma pesquisa pautada no texto apresentado abaixo a ser realizada pelos alunos com auxílio do professor para posteriormente gerar uma discussão entre os colegas na sala de aula. Atividade retirada e modificada do livro *Química – Ensino Médio Vol. 2* (MORTIMER; MACHADO, 2013, p. 229 – Atividade 6).

Orientação metodológica: professor, nesta atividade iremos abordar a discussão sobre o descarte de pilhas e baterias, e seus impactos ambientais, econômicos e sociais.



No Brasil, a resolução 257 do Conselho Nacional de Meio Ambiente (CONAMA), publicada em 22 de julho de 1999, estabelece as seguintes normas *para o descarte, coleta, reutilização, reciclagem e tratamento de pilhas e baterias que contenham em suas composições chumbo, cádmio, mercúrio e seus compostos* (BRASIL, 1999):

Considerando os impactos negativos causados ao meio ambiente pelo descarte inadequado de pilhas e baterias usadas;

Considerando a necessidade de se disciplinar o descarte e o gerenciamento ambientalmente adequado de pilhas e baterias usadas, no que tange à coleta, reutilização, reciclagem, tratamento ou disposição final;

Considerando que tais resíduos além de continuarem sem destinação adequada e contaminando o ambiente necessitam, por

suas especificidades, de procedimentos especiais ou diferenciados, resolve:

Art. 1º As pilhas e baterias que contenham em suas composições chumbo, cádmio, mercúrio e seus compostos, necessárias ao funcionamento de quaisquer tipos de aparelhos, veículos ou sistemas, móveis ou fixos, bem como os produtos eletroeletrônicos que as contenham integradas em sua estrutura de forma não substituível, após seu esgotamento energético, serão entregues pelos usuários aos estabelecimentos que as comercializam ou à rede de assistência técnica autorizada pelas respectivas indústrias, para repasse aos fabricantes ou importadores, para que estes adotem, diretamente ou por meio de terceiros, os procedimentos de reutilização, reciclagem, tratamento ou disposição final ambientalmente adequada.

Figura 69 - Reciclagem de Pilhas



Fonte: CREATIVE COMMONS (2021)

Pesquisa:

Peça aos alunos que se dividam em grupos e elaborem uma pesquisa sobre os impactos ambientais, sociais e econômicos do descarte inadequado de pilhas, e uma solução acompanhada de um projeto de reciclagem deste lixo. Após isso, proponha que apresentem ao professor um planejamento do trabalho em grupo envolvendo a consulta à livros, revistas, Internet, visitas à fábricas ou empresas, entre outros. Após a discussão e aprovação do planejamento pelo professor, desenvolva um trabalho escrito. Planeje e prepare, após uma conversa com o professor, uma apresentação oral para a turma sobre o trabalho realizado pelo grupo.

Alguns exemplos de pilhas que podem ser destinados a cada grupo:

- A bateria chumbo/ácido.

- A bateria níquel/cádmio.
- A bateria de íons lítio.

Apresentação oral: após a devolutiva da pesquisa, os alunos divididos em grupos deverão preparar uma apresentação para toda classe com as informações mais importantes do objeto estudado.



ATIVIDADE 16

ENTENDENDO A CÉLULA COMBUSTÍVEL E SUAS IMPLICAÇÕES

Tempo previsto: 100 minutos.

A atividade: será proposto pelo professor o vídeo “Célula combustível” para ser assistido pelos alunos, para em seguida, os alunos realizarem em sala de aula uma pesquisa de diferentes formas de geração de energia. Finalmente, as comparações entre formas diferentes de se gerar energia poderá trazer ao aluno consciência ambiental em função de discussões em sala de aula. Atividade realizada com base no artigo *Células a Combustível: Energia Limpa a Partir de Fontes Renováveis* (VILLULLAS, et al. 2005).

Orientação metodológica: professor, nesta atividade a oxirredução será explorada como ferramenta para geração de energia. A célula combustível é uma pilha, assim, o aluno precisa entender que as nomenclaturas ânodo, cátodo, oxidação, redução, oxidante, redutor, e como se aplicam na célula combustível. Além disso, ocorre a transformação de energia química armazenada no combustível e no oxigênio em energia elétrica. Nesta atividade, a célula combustível precisa ser entendida como uma forma alternativa de se gerar energia e que já possui aplicabilidade industrial.



Texto base:

Uma célula a combustível é uma célula eletroquímica que converte a energia química de um combustível diretamente em eletricidade, sem queimar o combustível. Ao contrário das baterias convencionais, a célula combustível opera com uma fonte externa de gás oxigênio para receber os elétrons que são transferidos pelo combustível. Entre os combustíveis mais estudados, atualmente destaca-se o hidrogênio (H_2), pois sua oxidação produzirá apenas água como produto, o que justifica baixo impacto ambiental. Na célula combustível o suprimento do combustível e o de oxigênio (O_2) deve ser continuamente realimentado, para que esse dispositivo eletroquímico possa produzir eletricidade.

Figura 70 - Esquema de uma célula combustível hidrogênio/oxigênio

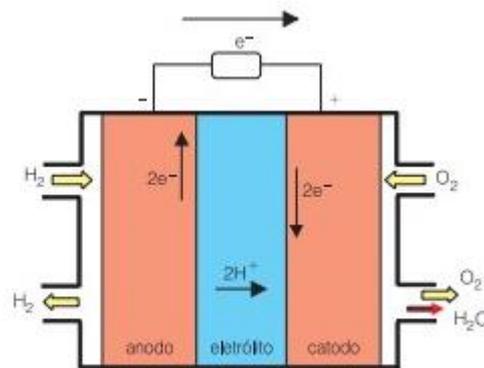


Figura 2: Esquema de uma célula a combustível hidrogênio/oxigênio.

Fonte: (VILLULLAS, et al. 2005).

Sabemos que a utilização de combustíveis fósseis, carvão e derivados de petróleo, através da sua combustão, deteriora as condições ambientais. Esses combustíveis não são renováveis e seu beneficiamento produz grande quantidade de contaminantes atmosféricos, entre eles o gás carbônico, um dos principais responsáveis pelo aquecimento global. Por este exposto, se justifica a busca por outras formas de gerar energia com uma utilização racional de recursos, de preferência renováveis, que nos leva a célula combustível, uma forma inteligente e mais racional e menos poluente de geração de energia.

Vídeo – “Célula combustível”²⁶ (CANAL SASSAZINHO DA QUÍMICA, 2021)

Pesquisa:

Após o vídeo(s) ter sido assistido pelos alunos peça a eles que procurem na internet outras utilizações da célula combustível. De um tempo para os alunos pesquisarem.

Atividade colaborativa: proponha uma discussão em grupo sobre: oxirredução, geração de energia, diferentes combustíveis, pilha e a própria célula combustível.

Nota ao professor: O questionamento sobre qual o melhor combustível, isto é, o mais apropriado a ser utilizado como fonte de energia é uma ideia já bastante discutida com os alunos, afinal os impactos ambientais, suas consequências e suas causas estão muito em alta e são amplamente divulgados pela mídia atualmente.

Assim, considera-se importante que um aluno do ensino médio tenha condições de questionar quais os combustíveis que são utilizados pelo Brasil, quais as principais matrizes energéticas, os aspectos energéticos associados, poder calorífico (kJ/mol), os produtos gerados pelas reações químicas envolvidas na geração de energia e os impactos ambientais produzidos.

Segundo Villullas et al (2002, p. 02)

As células a combustível são células galvânicas nas quais a energia de Gibbs de uma reação química é transformada em energia elétrica (por meio da geração de uma corrente). Com a tecnologia atual, o único combustível que proporciona correntes de interesse prático é o hidrogênio, apesar de já existirem células que utilizam diretamente metanol como combustível. Mas, neste caso, as correntes obtidas ainda são relativamente baixas. A estrutura básica de todas as células a combustível é semelhante: a célula unitária consiste em dois eletrodos porosos, cuja composição depende do tipo de célula, separados por um eletrólito e conectados por meio de um circuito externo. Os eletrodos são expostos a um fluxo de gás (ou líquido) para suprir os reagentes (o combustível e o oxidante).

²⁶ Disponível em:<

https://www.youtube.com/watch?v=iF4GW05f0J4&list=PLnH72D8P_6gcBRnd5wYlvngGiYm4GA_2a&index=15> Acesso em: 15 dez 2021.

Analisando a citação apresentada, em um processo natural de combustão, a energia química contida no combustível é transformada em calor, é o que ocorre nos veículos automotivos, por exemplo. Em uma célula combustível, ocorre a produção direta da eletricidade a partir de combustíveis (matéria prima), por meio de uma célula voltaica. Isso já justifica maior taxa de conversão de energia química em energia elétrica.

Essas células voltaicas que realizam essa conversão utilizando combustíveis convencionais são chamadas célula a combustível. São compostas por dois eletrodos porosos: o ânodo (terminal negativo) e o cátodo (terminal positivo), separados por um eletrólito, um material que permite movimento aos íons positivos (H^+) entre os eletrodos. Os eletrodos são expostos a um fluxo de gás (ou líquido) para suprir os reagentes (o combustível e o oxidante). O hidrogênio gasoso (o combustível) penetra através da estrutura porosa do ânodo, dissolve-se no eletrólito e reage nos sítios ativos da superfície do eletrodo, liberando elétrons e formando os íons H^+ , considerando um meio interno ácido. Os elétrons liberados na oxidação do hidrogênio chegam ao cátodo por meio do circuito externo e ali participam da reação de redução do oxigênio. Os íons H^+ formados no ânodo são transportados ao cátodo, onde reagem formando o produto da reação global da célula a combustível: água. Assim como o produto é a água, constata-se um menor impacto ambiental dessa fonte de energia.



ATIVIDADE 17

UMA CONVERSA SOBRE SUSTENTABILIDADE

Tempo previsto: 15 dias para devolutiva.

A atividade: será proposto quatro vídeos, “**Recursos naturais**”, “**Combustão**”, “**Combustão completa e incompleta**” e “**Sustentabilidade. Gestão para a sustentabilidade**”, para posterior relatório, criação de um seminário e conclusão com um debate em sala de aula. Atividade retirada e modificada do livro *Ensinando Química – propostas a partir do enfoque CTSA* (NUNES; DANTAS, 2016, p. 50 – Atividade 3).

Orientação metodológica: professor, nesta atividade pedagógica serão vistos conceitos relacionados à geração de energia através de diferentes fontes geradoras de energia. A discussão principal é a geração de energia através de reações de oxirredução, mas a comparação entre diferentes matrizes energéticas e seus impactos sociais e econômicos na sociedade é de fundamental importância para o devido aprendizado para dos alunos.



Vídeo – “[Recursos naturais](#)”²⁷ (CANAL SASSAZINHO DA QUÍMICA, 2020)

Vídeo – “[Combustão](#)”²⁸ (CANAL SASSAZINHO DA QUÍMICA, 2021)

²⁷ Disponível em:<

https://www.youtube.com/watch?v=VltXx3SfoKU&list=PLnH72D8P_6gdZ5GPhv3z3P93fKy70Y9g_&index=2> Acesso em: 15 dez 2021.

²⁸ Disponível em:< <https://www.youtube.com/watch?v=J8nGGDAeT3c>> Acesso em: 15 dez 2021.

Vídeo – [“Combustão completa e incompleta”](#)²⁹ (CANAL SASSAZINHO DA QUÍMICA, 2021)

Vídeo – [“Sustentabilidade. Gestão para a sustentabilidade”](#)³⁰ (CANAL SUSTENTABILIDADE REAL, 2020)

Figura 71 - Sustentabilidade



Fonte: SUSTENTABILIDADE (2020)

Pesquisa: Dividir os alunos em grupos que deverão realizar um estudo sobre combustíveis do ponto de vista social, ambiental e químico. Propor os tipos de grupos de combustíveis ou fontes de energia abaixo:

- Combustíveis fósseis: petróleo, carvão mineral e gás natural.
- Hidrelétricas e energia das marés.
- Combustíveis nucleares (urânio e metanol).
- Biodiesel, biogás e etanol.
- Energia eólica e solar.
- Células combustíveis.

Relatório e questionário: Cada grupo deve preparar um relatório escrito com argumentos sobre as vantagens e desvantagens da fonte de energia ou combustível

²⁹ Disponível em:< <https://www.youtube.com/watch?v=J8nGGDAeT3c>> Acesso em: 15 dez 2021.

³⁰ Disponível em:< <https://www.youtube.com/watch?v=GZ8js2FX0mU>> Acesso em: 15 dez 2021.

escolhido, levando em consideração a eficiência energética, custos de produção, facilidade de obtenção, impacto ambiental e social decorrente da sua produção e da sua utilização.

Após fazer esse relatório, deverá reunir as informações e aplicar no seminário as seguintes questões que devem ser respondidas

Questionário: Após assistirem a aula de forma presencial ou remota, proponha o questionário 12 aos alunos para posterior discussão em sala de aula, com transmissão aos alunos que estão assistindo aula na forma remota, ou seja, a ideia que o ensino seja híbrido, que ocorra a inclusão dos alunos presenciais e os não presenciais.

[Questionário 12 - Uma conversa sobre a sustentabilidade³¹](#)

Figura 72 - Questionário 12

The image shows a screenshot of a Google Forms questionnaire titled 'Questionário 12 - Uma conversa sobre a sustentabilidade'. It contains five questions, each with a red asterisk indicating it is required. Each question is followed by a 'Texto de resposta longa' (Long text response) field.

- Qual a origem do combustível ou fonte de energia? Como esse recurso é produzido/extraído? Qual o potencial de uso desse recurso no Brasil e no mundo? *
- Qual é o valor energético em quilo e litro e em valores reais (R\$)? *
- Descreva o funcionamento de um dispositivo no qual esse combustível é utilizado. *
- Quais são os principais impactos ambientais e sociais decorrentes do uso dessa fonte de energia ou combustível? *
- Como o uso dessa fonte de energia ou combustível pode contribuir ou prejudicar o desenvolvimento sustentável? *

Fonte: Autoria própria

³¹ Disponível em: < https://docs.google.com/forms/d/1h-FXFrCWtv_7qiYoTMrRIFnBP_CctXthQ-igKjOb68/edit > Acesso em: 15 dez 2021.

Atividade colaborativa: com a apresentação dos grupos de cada fonte de energia ou combustível destinada, o debate será feito com todos na sala de aula, cada grupo defendendo o uso ou não da fonte ou combustível, e questionando o uso de outras fontes a partir das informações dada pelos alunos em suas apresentações. Essa sequência de atividades permite que o professor promova uma rica discussão sobre esse tema tão importante com participação ativa dos alunos.



ATIVIDADE 18

ELETRICIDADE

Tempo previsto: 60 minutos.

A atividade: será proposto uma atividade a ser realizada pelos alunos com auxílio de um vídeo base, o aluno deverá após assistir o vídeo realizar uma resenha sobre o vídeo.

Orientação metodológica: professor, nesta atividade pedagógica serão vistos conceitos relacionados à eletroquímica e a eletricidade.



Vídeo – [“Tudo se Transforma, Pilhas e Baterias, Pilhas e Baterias”](https://www.youtube.com/watch?v=YhOTy_ltu-8)³² (CCEAD PUC-RJ, 2020)

³² Disponível em:< https://www.youtube.com/watch?v=YhOTy_ltu-8> Acesso em: 15 dez 2021.



REFERÊNCIAS

A NOVA música da tabela periódica. AsapSCIENCE, 2020. Vídeo do YouTube. Disponível em: < <https://www.youtube.com/watch?v=VgVQKCcfwnU> > Acesso em: 01 dez 2021.

AMBROGI, A. et al. **Química para o magistério.** São Paulo: Harbra, 1995.

ARAÚJO NETO, W. N. de. A noção clássica de valência e o limiar da representação estrutural. **Cadernos Temáticos de Química Nova Na Escola**, nº 7, p. 13-24, Dez 2007. Disponível em: < <http://qnesc.sbq.org.br/online/cadernos/07/a04.pdf> > Acesso em: 01 dez 2021.

BRASIL. Conselho Nacional do Meio Ambiente – CONAMA. **Resolução CONAMA nº 257 de 30/06/1999.** Brasília: CONAMA, 1999. Disponível em: < <https://www.legisweb.com.br/legislacao/?id=96661> > Acesso em: 01 dez 2021.

CÉLULA COMBUSTÍVEL. Canal Sassazinho da Química, 2021. Vídeo do YouTube. Disponível em: < https://www.youtube.com/watch?v=iF4GW05f0J4&list=PLnH72D8P_6gcBRnd5wYlvnqGiYm4GA_2a&index=15 > Acesso em: 01 dez 2021.

COLÉGIO WEB. **Oxidação da água (cátado).** 2012. 1 imagem, color. Disponível em: < <https://www.colegioweb.com.br/eletroquimica-ii-eletrolise/reducao-e-oxidacao-da-agua.html> > Acesso em: 01 dez 2021.

COMBUSTÃO. Canal Sassazinho da Química, 2021. Vídeo do YouTube. Disponível em: < <https://www.youtube.com/watch?v=J8nGGDAeT3c> > Acesso em: 01 dez 2021.

COMBUSTÃO COMPLETA E INCOMPLETA. Canal Sassazinho da Química, 2021. Vídeo do YouTube. Disponível em: < <https://www.youtube.com/watch?v=C96XJVaN0zU> > Acesso em: 01 dez 2021.

CONDUTIVIDADE ELÉTRICA. Canal Sassazinho da Química, 2021. Vídeo do YouTube. Disponível em: < https://www.youtube.com/watch?v=OILLwcROYc&list=PLnH72D8P_6gdUKHMkbJyhdAmhm5aNZXDh&index=2&t=68s > Acesso em: 01 dez 2021.

CONHECIMENTO CIENTÍFICO. **Metais**. 2020. 1 imagem, color. Disponível em: < <https://conhecimentocientifico.com/metais/>> Acesso em: 01 dez 2021.

CORROSÃO DO AÇO. Canal Sassazinho da Química, 2021. Vídeo do YouTube. Disponível em: < https://www.youtube.com/watch?v=MWs1EY3K5hc&list=PLnH72D8P_6gcBRnd5wYlvngGiYm4GA_2a&index=6&t=13s> Acesso em: 01 dez 2021.

CULTURA MIX. **Reciclagem de Metal 1**. 2012. 1 imagem, color. Disponível em: < <https://meioambiente.culturamix.com/reciclagem/manual-de-reciclagem1>> Acesso em: 01 dez 2021.

EXEMPLO DE PILHA. Canal Sassazinho da Química, 2021. Vídeo do YouTube. Disponível em: < https://www.youtube.com/watch?v=k_rixjmUFlo&list=PLnH72D8P_6gcBRnd5wYlvngGiYm4GA_2a&index=6> Acesso em: 01 dez 2021.

EXERCÍCIOS Brasil Escola. **Orto-hidroquinona e Orto-benzoquinona**. 2021. 1 imagem. Disponível em: < <https://exercicios.brasilecola.uol.com.br/exercicios-quimica/exercicios-sobre-cetonas.htm>> Acesso em: 01 dez 2021.

EXERCÍCIOS Brasil Escola. **Vitamina C**. 2021b. 1 imagem. Disponível em: < <https://exercicios.brasilecola.uol.com.br/exercicios-quimica/exercicios-sobre-classificacao-das-ligacoes-sigma.htm>> Acesso em: 01 dez 2021.

FREEPIK. Banco de Imagens. **Vector cartoon background with chemistry classroom**. 2018. 1 imagem, color. Disponível em: < https://www.freepik.com/premium-vector/vector-cartoon-background-with-chemistry-classroom_3844290.htm> Acesso em: 01 dez 2021.

INTRODUÇÃO À OXIRREDUÇÃO. Canal Sassazinho da Química, 2020. Vídeo do YouTube. Disponível em: < https://www.youtube.com/watch?v=RH7b8_oZfas&list=PLnH72D8P_6gf1wo5oJp0VncQG9ZxHDqS_&index=2&t=25s> Acesso em: 01 dez 2021.

LIGAÇÕES QUÍMICAS. Canal Sassazinho da Química, 2021. Vídeo do YouTube. Disponível em: < https://www.youtube.com/watch?v=HpOLN_aoj9A&list=PLnH72D8P_6gfyGB3eZDO6NP1f1CpBU3d&index=6&t=53s> Acesso em: 01 dez 2021.

MEYER, Adailze Lenita. **Os desafios da escola pública paranaense na perspectiva do professor PDE**. 2016. Produção Didática-Pedagógica (Programa de Desenvolvimento Educacional) – Secretaria de Educação do Paraná, Paraná, 2016. (Cadernos PDE – Vol. II). Disponível em: < http://www.diaadiaeducacao.pr.gov.br/portals/cadernospde/pdebusca/producoes_pde/2016/2016_pdp_qui_utfpr_adailzelenitameyer.pdf> Acesso em: 23 nov 2021.

MOL, Gerson de S. **Química & Sociedade, Vol. Único**. São Paulo: Nova Geração, 2005.

MORTIMER, Eduardo; MACHADO, Andréa. **Química – Ensino Médio**. Volume Único, Parte 1, 2, 3. São Paulo: Scipione, 2013. (Projeto Voaz).

MUNDO EDUCAÇÃO. Portal UOL. **Compostos iônicos**, 2021. Disponível em: < <https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/caracteristicas-dos-compostos-ionicos.htm>> Acesso em: 01 dez 2021.

NOX. Canal Sassazinho da Química, 2020. Vídeo do YouTube. Disponível em: < https://www.youtube.com/watch?v=o9EXXASQDOK&list=PLnH72D8P_6gf1wo5oJp0VnNcQG9ZxHDqS_&index=3> Acesso em: 01 dez 2021.

NUNES, Albino O.; DANTAS, Josivânia M. (Org.) **Ensinando química**. 1ª ed. São Paulo: Livraria da Física, 2016.

OLIVEIRA, R. et al. O Lixo Eletroeletrônico: Uma Abordagem para o Ensino Fundamental e Médio. **Revista Química Nova Na Escola**, Vol. 32, nº 4, p. 240-248, Nov 2010. Disponível em: < http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc32_4/06-RSA10109.pdf> Acesso em: 22 nov 2021.

OXIRREDUÇÃO – CONCEITOS. Canal Sassazinho da Química, 2020. Vídeo do YouTube. Disponível em: < https://www.youtube.com/watch?v=xXPAFVKYLLs&list=PLnH72D8P_6gf1wo5oJp0VnNcQG9ZxHDqS_&index=6&t=4s> Acesso em: 01 dez 2021.

PILHA DE DANIELL. Canal Sassazinho da Química, 2020. Vídeo do YouTube. Disponível em: < https://www.youtube.com/watch?v=NfKCDzT2QWE&list=PLnH72D8P_6gcBRnd5wYIvngGiYm4GA_2a&index=4> Acesso em: 01 dez 2021.

RECURSOS NATURAIS. Canal Sassazinho da Química, 2020. Vídeo do YouTube. Disponível em: < https://www.youtube.com/watch?v=VltXx3SfoKU&list=PLnH72D8P_6gdZ5GPhv3z3P93fKy70Y9g_&index=2> Acesso em: 01 dez 2021.

REDES MODERNA. **Ácido ascórbico**. 2017. 1 imagem, color. Disponível em: < <https://redes.moderna.com.br/2017/03/21/data-de-validade-quando-podemos-confiar/>> Acesso em: 01 dez 2021.

SILVA, S. et al. À Procura da Vitamina C. **Revista Química Nova Na Escola**, nº 2, p. 31-32, Nov 1995. Disponível em: < <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc02/exper1.pdf>> Acesso em: 01 dez 2021.

SUSTENTABILIDADE. Gestão para Sustentabilidade. Canal Sustentabilidade Real, 2020. Vídeo do YouTube. Disponível em: < <https://www.youtube.com/watch?v=GZ8js2FX0mU>> Acesso em: 01 dez 2021.

TABELA PERÍODICA. Canal Sassazinho da Química, 2021. Vídeo do YouTube. Disponível em: < https://www.youtube.com/watch?v=eDjlWaofbV0&list=PLnH72D8P_6gfycGB3eZDO6NP1f1CpBU3d&index=16> Acesso em: 01 dez 2021.

TITO, Francisco Miragaia Peruzzo; CANTO, Eduardo Leite do. **Química na abordagem do cotidiano – Vol. II.** – 4ª ed. – São Paulo: Moderna, 2006.

TUDO SE TRANSFORMA, Pilhas e Baterias, Pilhas e Baterias. CCEAD PUC-RJ, 2020. Vídeo YouTube. Disponível em: < https://www.youtube.com/watch?v=YhOTy_ltu-8 > Acesso em: 01 dez 2021.

TUNES, E. et al. O professor e o ato de ensinar. **Cadernos de Pesquisa**, Vol. 35, nº. 126, p. 689-698, Set-Dez 2005. Disponível em: < <https://doi.org/10.1590/S0100-15742005000300008> > Acesso em: 22 nov 2021.

VIDEOTECA A pilha de Alessandro Volta. Canal História da Ciência e Ensino GHCEN, 2016. Vídeo do YouTube. Disponível em: < <https://www.youtube.com/watch?v=ztOWhDu7yUU> > Acesso em: 01 dez 2021.

WIKIMEDIA COMMONS. **Tabela Periódica.** 2019. 1 imagem, color. Disponível em: < https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Tabela_Perio%C3%B3dica_de_2019.webp > Acesso em: 01 dez 2021.

ZANONI, M. et al. Panorama da Eletroquímica e Eletroanalítica no Brasil. **Quím. Nova**, Vol. 40, nº 6, p. 663-669, 2017. Disponível em: < <http://dx.doi.org/10.21577/0100-4042.20170072> > Acesso em: 01 dez 2021.

VILLULLAS, H. M.; TICIANELLI, E. A.; GONZÁLEZ, E. R. Células a Combustível: Energia Limpa a Partir de Fontes Renováveis. **Revista Química Nova Na Escola**, São Paulo, nº 15, p. 28-34, Maio 2002. Disponível em: < <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc15/v15a06.pdf> > Acesso em: 22 nov 2021