



UNIVERSIDADE FEDERAL DE UBERLÂNDIA
PROGRAMA DE PÓS-GRADUAÇÃO EM ENSINO DE CIÊNCIAS E
MATEMÁTICA- MESTRADO PROFISSIONAL



Produto educacional - Material de apoio didático para a Educação Básica

Reações de oxirredução em diferentes
contextos: ênfase nos processos
eletroquímicos

Autora: Tatiane Aparecida Silva Rocha

Apresentação

Caro leitor, este material de apoio didático foi idealizado por uma professora de Química da Educação Básica, como produto de sua dissertação de mestrado pelo Programa de Pós-graduação em Ensino de Ciências e Matemática da Universidade Federal de Uberlândia (PPGECM/UFU).

Este material busca auxiliar professores e futuros docentes da Educação Básica acerca de alguns tópicos relacionados ao conteúdo de reações de oxirredução com enfoque em processos eletroquímicos, possibilitando um estudo sucinto sobre o assunto. Além de fornecer subsídios para a elaboração de aulas dinâmicas e contextualizadas.

É importante destacar a abordagem de reações de oxirredução em diferentes momentos e contextos, possibilitando assim, a utilização de outras reações e não apenas a abordagem de pilhas e baterias, como geralmente vem sendo proposto nos livros didáticos, inclusive, de forma separada, no capítulo específico “Reações de Oxirredução e Eletroquímica”.

A abordagem do conteúdo tem o objetivo de ser contextualizada e de fácil compreensão, buscando tornar o assunto prazeroso, principalmente para aqueles que ainda não perceberam sua importância. Procuramos mostrar que a Química está presente em nosso cotidiano, e não desvinculada, como geralmente ocorre. Tendo em vista que muitas vezes são apresentados definições e algoritmos que na maioria das vezes levam o aluno apenas a memorizar.

Para a elaboração deste material didático, foi realizado um amplo levantamento em artigos, dissertação, teses e livros didáticos. Além disso, os resultados obtidos em um curso oferecido para futuros professores de Química foram significativos para indicar pontos que poderiam ser mais detalhados.

O material de apoio didático para a Educação Básica é dividido em tópicos, que apresentam subtópicos, questões para reflexão, sugestão de leitura para você professor e futuro, além de atividades práticas e alguns exercícios.

Espero que a leitura seja agradável e contribua para uma nova perspectiva sobre a própria Eletroquímica.

Sugestões e críticas são bem-vindas.

Bons estudos!

Tatiane Aparecida Silva Rocha

Introdução

Constantemente, ouvimos as seguintes frases: “A maioria dos estudantes não gosta da disciplina de Química” e “Por que estudar química no Ensino Médio?” Estas mencionadas frequentemente pelos estudantes da Educação Básica, nos fazem refletir em relação à disciplina de Química e nos indagar: *Por que os alunos afirmam isso?*

Um dos fatores pode estar relacionado à maneira como o conteúdo químico vem sendo ministrado, onde geralmente são priorizados: i) grande quantidade de conceitos, ii) várias definições, iii) cálculos desnecessários e iv) explicações desvinculadas da realidade dos alunos. Além disso, na maioria das vezes, não é levada em consideração a explicação de um fenômeno com base no nível submicroscópico. Todos esses pontos destacados foram objetos de reflexões realizadas, em relação a minha própria prática pedagógica, através de conversas realizadas com docentes, na interação com futuros professores (curso) e com base na leitura de muitos artigos.

Considerando as características enfatizadas e a minha experiência vivenciada em enquanto docente, ao lecionar o conteúdo de Eletroquímica na Educação Básica, considero de suma importância: i) levar em consideração os conceitos que são pré-requisitos para abordagem do conteúdo; ii) explicar o fenômeno utilizando o nível submicroscópico; iii) usar metodologias diferenciadas; iv) relacionar o assunto com o cotidiano dos estudantes e v) proporcionar momentos de reflexão tanto por parte dos discentes quanto dos docentes em sala.

As reações envolvendo a transferência de elétrons estão bastantes presentes em nosso cotidiano, como por exemplo, pilhas, processos de eletrodeposição relacionados à prevenção da corrosão nos metais, envelhecimento da pele, fotossíntese entre outros. Deste modo, é de suma importância a abordagem deste conteúdo na Educação Básica, pois a partir desse o aluno consegue relacionar com fatos que ocorre em nossas vidas.

Diante dos pontos destacados, podemos perceber a importância do processo reflexivo na docência, como mecanismo de fortalecimento da autonomia do professor e de proposição de alternativas para solucionar os obstáculos apresentados, objetivando uma boa qualidade educacional. Como destacado por Fontana e Fávero (2013, p. 2 e 3):

o docente como profissional reflexivo não atua como um mero transmissor de conteúdos, mas, em sua interação com os alunos, professores, e toda a comunidade escolar, é capaz de pensar sobre sua prática, confrontando suas ações e aquilo que julga acreditar como correto para sua atuação profissional com as consequências a que elas conduzem.

Desse modo, devemos sempre realizar uma reflexão em relação às aulas planejadas e ministradas, verificando os aspectos que precisam ser repensados para que ocorra um melhor aprendizado por parte dos discentes, assim como contribuir para a própria formação docente. Além disso, você professor ou futuro pode, também, elaborar um material didático com o intuito de auxiliar outros leitores na compreensão ou na mudança de práticas ao abordar um conteúdo na Educação Básica.

Neste sentido, refletindo sobre a elaboração do material de apoio didático para a Educação Básica, acreditamos que a maneira como o conteúdo é estruturado pode auxiliar os alunos na compreensão do assunto. Tendo como base esse aspecto, organizamos o produto educacional fundamentado em conceitos que julgamos necessários para o conteúdo de oxirredução, com enfoque em Eletroquímica.

Serão apresentadas, nesse material, algumas sugestões de metodologias que podem ser utilizadas para a abordagem do assunto, dicas de leitura, atividades e vários momentos de reflexão.

Dessa forma, esse material busca dar subsídios para o estudo do conteúdo de Eletroquímica na Básica de maneira sucinta e auxiliar na elaboração de suas aulas. Tendo em vista que são apenas sugestões, caberá a você observar a sua realidade escolar e adequar a proposta aqui apresentada.

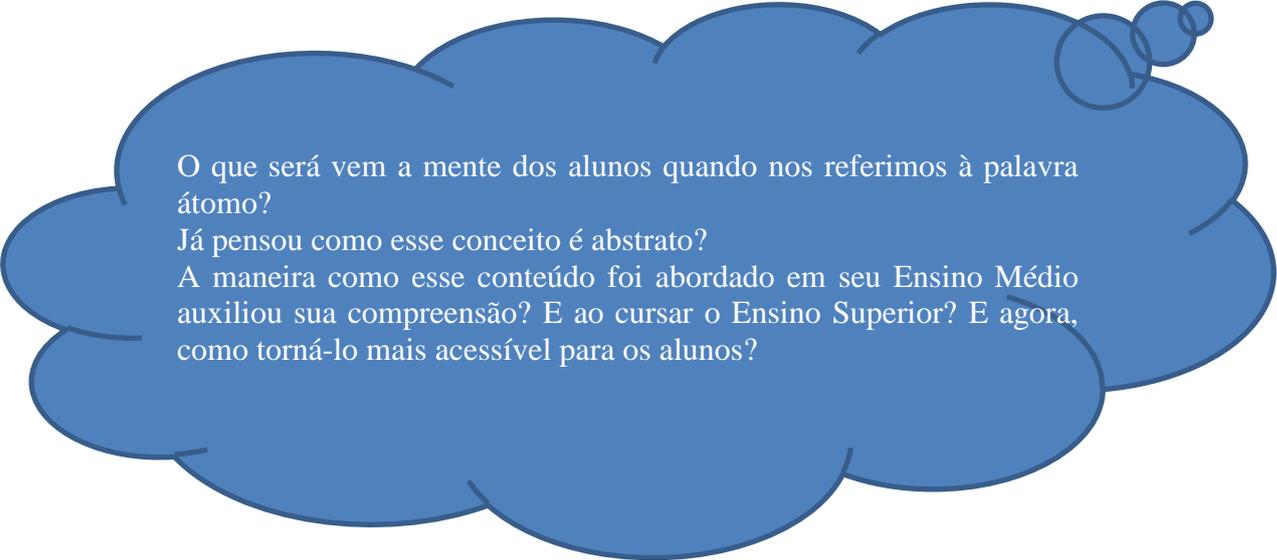
Sumário

Tópico 1: Estrutura atômica da matéria.....	6
Qual o modelo de átomo que devo ensinar?	8
Relação entre a estrutura atômica da matéria com as reações de oxirredução com abordagem em Eletroquímica	9
Íons e a Tabela Periódica	11
Tópico 2: Representação de um fenômeno em nível submicroscópico.....	13
Tópico 3: Determinando o número de oxidação	15
Tópico 4: Reações de oxirredução em diferentes contextos.....	17
Tópico 5: Como ocorreu o surgimento da pilha?	24
Tópico 6: Processos eletroquímicos	28
Referências bibliográficas	37

Tópico 1: Estrutura atômica da matéria

Este capítulo busca discutir a ideia da estrutura atômica da matéria, visto que ao lecionar o conteúdo de Eletroquímica na Educação Básica, evidenciamos que os discentes apresentavam dificuldades em entender os conceitos elétrons, prótons e íons, bem como a estrutura do átomo com base no modelo de Rutherford. Sendo assim, sem o entendimento dessas entidades submicroscópicas, fica complicado para o aluno compreender as reações de oxirredução, já que durante a abordagem deste conteúdo, constantemente são mencionados alguns dos conceitos destacados acima, em especial o elétron.

Deste modo, convido você leitor a refletir.



O que será vem a mente dos alunos quando nos referimos à palavra átomo?

Já pensou como esse conceito é abstrato?

A maneira como esse conteúdo foi abordado em seu Ensino Médio auxiliou sua compreensão? E ao cursar o Ensino Superior? E agora, como torná-lo mais acessível para os alunos?

Acredito que com as questões apresentadas acima, caro leitor, você passou a pensar mais sobre a abordagem desse conteúdo. Convido-lhe a refletir ainda mais sobre o assunto e verificar possibilidades de como abordar esse assunto na Educação Básica.

Muitos alunos apresentam dificuldade em compreender os conceitos relacionados à ideia de estrutura da matéria, principalmente pela necessidade de recorrer à imaginação para o desenvolvimento de um pensamento abstrato. Todavia, como alertam Melo e Lima Neto (2013, p. 112),

nas escolas temos o estudo de moléculas, de reações, mas não de modelos de moléculas, modelos de reações, ficando a sensação de que os químicos trabalham com entidades palpáveis e visíveis, quando na verdade são criações humanas.

Da mesma forma, para Pimentel e Spratley (1971 *apud* MELO; LIMA NETO, 2013, p.112, 113),

Os químicos falam de átomos e moléculas como se eles tivessem inventado (e inventaram). Raramente se menciona que átomos e moléculas são apenas modelos, criados e imaginados para serem similares às experiências realizadas nos laboratórios.

Neste sentido, é necessário deixar claro para os discentes que o átomo não foi descoberto, mas criado e imaginado para explicar inúmeros fenômenos que ocorrem ao nosso redor, surgindo assim os diferentes modelos atômicos. Seu uso permite compreender diferentes processos químicos e físicos.

Mas se o átomo não pode ser visto, como aceitar os modelos propostos?

Extraído e adaptado de Santos e Mól (coords) (2016)

Na tentativa de explicar o mundo que nos rodeia, os cientistas elaboraram modelos. Porém, é importante destacar que os modelos elaborados não correspondem à forma real dos objetos representados, eles apenas se aproximam dela à medida que são aperfeiçoados.

Mas, como reconhecemos se um modelo está próximo da realidade? Para que o modelo elaborado esteja próximo do fato, os cientistas observam, estudam, levantam hipóteses para explicar, imaginam e realizam experimentos, analisam dados e verificam se as suas hipóteses são plausíveis e estão de acordo com o esperado. Se estiverem, então eles passam a ter evidências de que aquela hipótese inicialmente levantada pode estar correta, sendo aceita pela comunidade científica, essa hipótese se transforma em uma nova teoria científica.

Algumas vezes, há mais de uma teoria que consegue explicar o objeto de estudo e que foi testada experimentalmente ou aceita por evidências teóricas. As teorias são, na verdade, modelos explicativos. Vale destacar que as teorias ou modelos, correspondem, em maior ou menor grau, à realidade. Algumas teorias não podem ser testadas experimentalmente, mas muitas vezes são aceitas pela sua consistência teórica. Como por exemplo, na época em que Albert Einstein começou a estudar as galáxias (sistemas cósmicos que contêm bilhões de astros), em 1915, apenas a Via Láctea era conhecida. Mesmo assim, ele trabalhou com equações que indicavam a existência de outras galáxias que só puderam ser comprovadas dez anos mais tarde.

Referência:

SANTOS, W. L. P.; MÓL, G. S. (coords). **Química cidadã**. 3º. ed. São Paulo: AJS, 2016, v. 1.

Qual o modelo de átomo que devo ensinar?

Acreditamos que você deve estar se perguntando “Qual o modelo de átomo que devo ensinar?”, uma boa resposta poderia ser: “Depende para que os átomos modelados vão ser usados depois...” (CHASSOT, 1996, p. 3).

Sendo assim, vamos relacionar essa resposta com os conteúdos químicos escolares?

Por exemplo, ao abordar o tópico de balanceamento de equações químicas, apenas o modelo atômico proposto por Dalton é suficiente, visto que as previsões ocorrem em número de partículas, ou seja, a concepção de que o átomo tem uma unidade característica já atende à necessidade de consistência teórica. Entretanto, para compreender os fenômenos que envolvem os processos elétricos, o modelo atômico de Dalton já não apresenta mais subsídio para explicar todos os fatos que podem ser observados, necessitando assim, de outro modelo atômico, no caso de Rutherford.

Desse modo, um determinado modelo pode apresentar limitações na explicação de um fenômeno, surgindo assim, a necessidade de elaborar um modelo mais aperfeiçoado. Como destacado por Chassot (1996, p. 6): “construímos modelos na busca de facilitar nossas interações com os entes modelados. É por meio de modelos, nas mais diferentes situações, que podemos fazer inferências e previsões de propriedades”.

É importante destacar que os modelos atômicos elaborados são provisórios e suscetíveis de aperfeiçoamento, ou seja, podem surgir outros modelos além dos apresentados até o momento. Já que o conhecimento científico e a tecnologia evoluem, os modelos sobre a constituição da matéria também podem evoluir (SANTOS; MÓL, 2016).

Ao lecionar o conteúdo escolar “Modelo Atômico”, devemos nos preocupar com a construção histórica e as limitações apresentadas por cada modelo, bem como devemos nos preocupar com a necessidade de utilização de cada um. Assim, não existe justificativa para ensinar todos os modelos ao mesmo tempo, já que sua utilização varia ao longo da Educação Básica. Além disso, geralmente nos acostumamos a abordar o assunto com a utilização de analogias, como bola de bilhar, pudim de passas e sistema planetário, neste caso, é importante deixar claro para os discentes que são apenas analogias e que as mesmas apresentam diversas limitações. Para Lopes (1997, p. 564),

Para uma melhor compreensão das ideias apresentadas pelos alunos em relação à ideia de Modelo Atômico, sugerimos a leitura do artigo dos autores Melo e Lima Neto (2013)

o uso de analogias deve tornar uma nova informação mais concreta e fácil de imaginar [...]. No entanto, a utilização de analogias apresenta algumas desvantagens, pois, uma analogia nunca possui equivalência absoluta com o objeto alvo, as diferenças entre os mesmos pode ser fonte de enganos.

Relação entre a estrutura atômica da matéria com as reações de oxirredução com abordagem em Eletroquímica

Você já percebeu que existe uma relação entre a estrutura atômica da matéria com as Reações de Oxirredução, com foco em Eletroquímica? Se ainda não, vamos lá!

Extraído e adaptado de Mortimer e Machado (2016); Fonseca (2016); Santos e Mól (coords) (2016).

Tendo como base o modelo atômico de Thomson, Rutherford e Bohr, as partículas constituintes do átomo que possuem carga positiva são denominadas de prótons, já as negativas de elétrons. A carga do próton só difere da do elétron em sinal, ou seja, são iguais em módulo (em valor absoluto). Em um átomo neutro (carga elétrica total nula), o número de cargas positivas é igual ao de cargas negativas, ou seja, o número de prótons é igual ao de elétrons.

Quando o número de elétrons não for igual ao seu número de prótons, haverá uma carga residual. A carga é resultante da diferença entre as quantidades de prótons e de elétrons. As partículas que têm quantidades de elétrons diferentes das de prótons são chamadas íons, essa diferença de configuração ocorre apenas na região mais externa do átomo, onde ficam os elétrons, ou seja, na eletrosfera. O núcleo atômico permanece inalterado, com base no modelo atômico de Rutherford.

Os íons podem ser positivos ou negativos. Assim, a formação de íons positivos, denominados cátions, se refere à perda de elétrons pelo átomo, ou seja, a tendência de o átomo perder elétrons, ao passo que a formação de íons negativos, denominados ânions, se refere ao ganho de elétrons pelo átomo, ou seja, a tendência de o átomo ganhar elétrons. Devemos nos referir à perda ou ganho de elétron, como tendência, pois o átomo é inanimado. Logo, não apresenta características humanas, como muitas vezes somos levados a entender quando alguém diz que “o átomo quer

É importante ter clareza sobre o que significam os termos: átomo, molécula, substância e íon.

receber ou doar elétrons”. Como se pode dizer, o átomo nem sabe se ele quer ganhar ou perder alguma coisa.

Em um íon, a representação é feita da seguinte maneira: X^{carga} , em que X representa o símbolo do elemento químico. A carga deve ser demonstrada pelo seu valor numérico, quando superior a 1, sempre seguido do seu sinal (positivo ou negativo).

Exemplos: Na^+ , Cl^- , Ca^{2+} , O^{2-}

Observemos o elemento sódio e a formação de seu íon mais estável:

${}_{11}\text{Na}$ (essa representação mostra que um átomo de sódio apresenta 11 prótons em seu núcleo), ou seja:

$p = 11 (+) + + + + + + + + +$

como se trata de um átomo neutro, a quantidade de elétrons será a mesma:

$e = 11 (-) - - - - - - - - -$

Todavia, o íon Na^+ significa que esta espécie tem um próton a mais do que a quantidade de elétrons. Logo são:

$p = 11 (+) + + + + + + + + +$

$e = 10 (-) - - - - - - - - -$

Como se observa pela segunda representação, o número de prótons prevalece em relação à quantidade de elétrons, ocorrendo assim, a formação de um cátion. Dessa forma, podemos utilizar a seguinte representação: Na^+

Vamos verificar o mesmo raciocínio em relação ao átomo de Flúor (F).

${}_{9}\text{F}$:

$p = 9 (+) + + + + + + + + +$

$e = 9 (-) - - - - - - - - -$

Já o íon F^- tem um elétron a mais que o número de prótons. Logo,

$p = 9 (+) + + + + + + + + +$

$e = 10 (-) - - - - - - - - -$

Neste caso, podemos representar da seguinte forma: F^- , já que o número de elétrons prevalece em relação à quantidade de prótons.

Geralmente, para alguns estudantes, as representações destacadas acima não ficam claras. Para entender melhor as concepções apresentadas por muitos alunos, vamos utilizar como exemplo o íon Na^+ . Durante nossa experiência docente e em algumas pesquisas, percebemos que, para uma parcela dos alunos, a carga deveria ser negativa. Neste caso, esses estudantes não compreendem que o número de prótons prevalece em relação à quantidade de

Caso apresente um maior interesse em relação a este subtópico sugiro a leitura do livro de química da autora Fonseca, volume 1.

elétrons, sendo a carga do próton positiva e a do elétron negativa, por isso a carga a ser representada é positiva, e que o número que está acompanhando a carga é relacionado ao quanto o número de prótons prevalece em relação ao número de elétrons ou vice-versa.

Íons e a Tabela Periódica

Extraído e adaptado de Mortimer e Machado (2016); Fonseca (2016); Santos e Mól (coords) (2016), Silva (2016)

O conceito de valência está relacionado à capacidade de combinação dos elementos químicos. Ele foi estabelecido no século XIX e, naquela época, indicava o número de átomos de hidrogênio com os quais determinado elemento químico poderia se combinar.

Tendo em vista que as transformações químicas ocorrem por meio da quebra e da formação de ligações entre as espécies, é necessário ter um modelo que explique como tais ligações se processam. Dessa forma, utilizamos aqui, resumidamente, a proposta de Rutherford-Bohr, que considera o átomo com um núcleo esférico composto por prótons e nêutrons e uma eletrosfera, ou seja, uma região externa (também esférica) disposta em camadas com diferentes níveis energéticos, onde ficam os elétrons. As trocas de elétrons entre os átomos, de acordo com esse modelo, se dão no nível da eletrosfera, prioritariamente na camada de valência.

Mas, o que é camada de valência?

O nível de energia mais externo da eletrosfera de um átomo, no seu estado fundamental, é denominado camada de valência, ou seja, a camada mais distante do núcleo de um átomo, ou de um íon.

A quantidade de energia necessária para arrancar elétrons dos átomos varia de acordo com a força com a qual os elétrons são atraídos pelo núcleo. Assim, para os átomos de metais, essa energia é relativamente baixa se comparada com a necessária para arrancar elétrons de átomos dos não metais. Os núcleos dos átomos de elementos metálicos apresentam, geralmente, baixa atração pelos elétrons da camada de valência, justificando os valores baixos de potencial de ionização e a formação de íons positivos.

Desse modo, os elétrons da camada de valência de átomos de metais são fracamente atraídos por seu núcleo e com isso os elétrons de valência estão mais livres para se movimentarem entre os átomos, o que explica a ligação metálica.

Os materiais metálicos são amplamente utilizados em nossa sociedade, devido as suas propriedades físicas e químicas. Algumas propriedades são características dos metais como: brilho; alta condutividade térmica e elétrica; altos pontos de fusão e ebulição: maleabilidade; ductibilidade e resistência à tração.

Em relação aos elementos situados nas colunas 1, 2 e 13 da Tabela Periódica, a valência é igual ao número de elétrons em sua última camada. Os íons desses elementos tem carga +1, no caso da coluna 1 (por exemplo, Na^+), +2 no caso da coluna 2 (por exemplo, Mg^{2+}) e +3 no caso da coluna 13 (por exemplo, Al^{3+}).

No caso das colunas 14 a 17, a valência principal pode ser definida como o número de elétrons que o elemento tende a ganhar para ficar com a configuração do gás nobre. No caso do carbono e dos outros elementos situados na coluna 14, esse número é igual a 4, portanto, faltam quatro elétrons para adquirir estabilidade de um gás nobre. É importante destacar que o carbono, porém, geralmente não tende a formar íons, mas a compartilhar esses quatro elétrons em ligações químicas covalentes.

Continuando a discussão, em relação às outras colunas que apresentam os elementos representativos, a valência do nitrogênio, é igual a 3, deste modo os outros elementos da coluna 15, apresentam também a valência 5, quando são utilizados seus cinco elétrons de valência nas combinações que ele forma. Por esse mesmo raciocínio, o oxigênio tem valência 2, pode formar ânions com carga -2 (O^{2-}). Os elementos da coluna 17, chamados de halogênios, formam ânions de carga -1, a exemplo do Cl^- .

Quando um átomo perde elétrons, ele se torna carregado positivamente formando um íon (cátion), no entanto, este processo não é espontâneo e requer energia. Na natureza, as transformações da matéria tendem espontaneamente sempre a um estado de menor energia.

Assim, quando um átomo perde elétrons, sua energia deverá aumentar desestabilizando-o de certa forma, uma vez que o número de forças atrativas (núcleo-elétrons) irá diminuir. Portanto, ao retirar elétrons de um átomo é necessário certo valor de energia.

Tópico 2: Representação de um fenômeno em nível submicroscópico

Esse segundo capítulo será iniciado com uma atividade. Para isso, você deve ler a explicação, que se encontra logo abaixo desse parágrafo e em seguida representar o fenômeno em nível submicroscópico. Mas, antes de você ler a explicação, vamos entender o termo submicroscópico, segundo Sangiogo (2014, p. 33), esse termo é utilizado para partículas que não são visíveis pelo uso de microscópios ópticos, como átomos, moléculas, elétrons, ou seja, que não podem ser vistos diretamente.

1

Na pilha de Daniell, a chapa de zinco, ao se oxidar, libera íons Zn^{2+} para a solução e elétrons que se movimentam em direção à placa de cobre. Na placa de cobre, os íons Cu^{2+} da solução se reduzem, depositando-se na chapa na forma metálica. Com a diminuição de cátions (Cu^{2+}) na solução, o excesso de ânions (SO_4^{2-}) migra para o lado oposto, que teve um aumento de cátions com a liberação de Zn^{2+} . Tendo em vista as dificuldades dos alunos para entenderem esse processo, como você acha que ele deveria ser representado?

Com base na explicação do fenômeno mencionado acima, convido você a realizar algumas reflexões, sendo as mesmas destacadas a seguir.

Você considera importante trabalhar esse tipo de atividade na Educação Básica? E no Ensino Superior?
Caso, você seja professor e já tenha explicado a Pilha de Daniell, o que você pensa sobre a utilização do modelo submicroscópico?
Será que esse tipo de abordagem facilita a compreensão do fenômeno?

¹ Explicação referente ao “Esquema dos processos químicos da pilha de Daniell” retirado do livro: SANTOS, W. L. P.; MÓL, G. S. (org). **Química Cidadã**. 2ª ed. São Paulo: AJS, 2016, v.3.

O interesse pela elaboração desse capítulo surgiu, através das observações realizadas ao explicar a Pilha de Daniell, e com base no último encontro do curso oferecido para (futuros) professores de Química da FACIP/ UFU.

Considerando essas observações notou-se que tantos os discentes da Educação Básica, quanto os (futuros) professores apresentam dificuldades em explicar um fenômeno com base no nível submicroscópico. Porém, acredita-se que este fato é reflexo da dificuldade em explicar o abstrato e também da formação dos professores, já que geralmente os docentes de Química da Educação Básica e Ensino Superior não solicitam aos alunos que representem um fenômeno em nível submicroscópico. Entretanto, em vários momentos precisamos do submicroscópico para compreender um fenômeno.

As representações de partículas submicroscópicas são instrumentos que auxiliam na compreensão e explicação de fenômenos e situações. Como ferramentas construídas e compartilhadas por um grupo específico de Químicos e Educadores Químicos, elas necessitam de mediação didática quanto à compreensão sobre sua natureza e as relações e nexos conceituais que podem ser atribuídos às mesmas.

Atualmente, na literatura encontram-se pesquisas relacionadas a concepção dos alunos ao representar fenômenos com base em modelo submicroscópico. Diante disso, sugere-se a leitura da pesquisa dos seguintes autores: Sangiogo (2014); Gaudêncio e colaboradores (2012); Rocha e colaboradores (2015).

Tópico 3: Determinando o número de oxidação

Extraído e adaptado GEPEQ (1999)

Em 1852, Edward Frankland (1825 – 1899) estabeleceu a Teoria da Valência, admitindo que os átomos apresentariam “unidades de capacidade de combinação”, que se “saturariam” mutuamente. Assim, considere as fórmulas relacionadas a seguir:

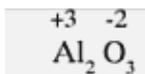
NaH	CaH ₂	H ₃ N	H ₄ C	H ₂ O	HCl	H ₂ S
Hidreto de sódio	Hidreto de cálcio	amônia	metano	Água	Cloreto de hidrogênio	Sulfeto de hidrogênio

Percebe-se, pela análise das fórmulas, que é possível expressar por um número a capacidade de combinação de cada elemento com o hidrogênio. Esse número, que indica quantos átomos de hidrogênio combinam ou são substituídos por um átomo de um dado elemento, foi chamado por Frankland de quantivalência ou, simplesmente, valência desse elemento.

De acordo com as representações consideradas, pode-se afirmar que a valência do sódio é 1 (monovalente), a do cálcio é 2 (divalente), a do nitrogênio, 3 (trivalente), a do carbono, 4 (tetraivalente), a do oxigênio, 2 (divalente), a do cloro, 1 (monovalente) e do enxofre, 2 (divalente). Assim, pela fórmula de um composto constituído por dois elementos, quando se conhece a valência de um deles, pode-se determinar a valência do outro – desde que se considere que ambos concorrem com o mesmo total de unidades de valência (valência do elemento x número de átomos do elemento).

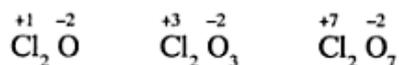
Considerando as ideias de Berzelius e Frankland, nota-se ser possível relacionar o caráter eletropositivo ou eletronegativo do elemento à valência do mesmo. Assim, ao valor numérico da valência pode-se atribuir um sinal positivo, se o elemento manifestar caráter eletropositivo, ou sinal negativo, caso seja eletronegativo. A valência, assim considerada, representa o número de oxidação do elemento, ou seja, a carga elétrica supostamente manifestada por esse elemento. Por exemplo, no composto HCl, o número de oxidação do hidrogênio (+1) e o cloro é (-1). No composto NaH, o número de oxidação do sódio é (+1) e do hidrogênio (-1).

A ideia de número de oxidação foi introduzida por Johnson, em 1880. Indica-se o número de oxidação do elemento colocando o seu valor, em algarismos arábicos, acima do seu símbolo na fórmula do composto. Assim:



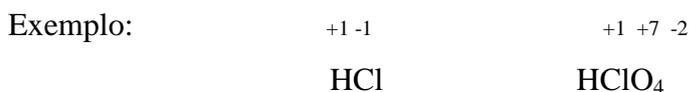
Dessa maneira, pode-se estabelecer algumas regras para atribuir números de oxidação aos elementos nos compostos, fundamentados nestas considerações:

- Num composto, a soma total dos números de oxidação dos elementos que o formam deve ser zero.
- O número de oxidação do hidrogênio é (+1). Porém, nos hidretos metálicos, como o NaH, CaH₂, o número de oxidação do hidrogênio é (-1).
- O número de oxidação do oxigênio, na maioria dos compostos, é (-2). Em alguns compostos, como peróxido de hidrogênio (H₂O₂), é (-1).
- Os números de oxidação dos halogênios (Cl, Br e I), em compostos binários, é (-1). Em compostos desses elementos com o oxigênio, que também são binários, seus números de oxidação são positivos. Exemplos:



- Metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs) apresentam, nos seus compostos, número de oxidação (+1). Metais alcalinos terrosos (Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) apresentam, nos seus compostos, número de oxidação igual a (+2).
- Tratando-se as substâncias formadas por um único elemento – como o Cl₂, O₂, N₂, P₄, Cu, Zn, Al- o número de oxidação é zero. Como são constituídos por átomos do mesmo elemento, não há manifestação de carga elétrica.

Apenas lembrando que o número de oxidação apresentado acima, está relacionado com a tabela periódica, tópico já discutido nesse material. Além disso, um determinado elemento pode adquirir um caráter parcial (δ), cuja carga é positiva ou negativa dependendo da diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos. Dessa forma, o número de oxidação (nox) de uma espécie pode variar dependendo da outra espécie a qual se encontra ligado.



Como se observa nos exemplos acima, o nox do Cl, não é o mesmo, no primeiro exemplo é -1 e no segundo +7.

Tópico 4: Reações de oxirredução em diferentes contextos

Extraído e adaptado de González(2017); Kluge; Ferreira, Mól, Silva (1997); Braathen (1997); Mortimer e Machado (2016).

Caro leitor, neste capítulo será apresentado alguns exemplos de reações de oxirredução em nosso cotidiano. Porém, antes de iniciar essa abordagem, convido você a realizar uma atividade, sendo a mesma destacada abaixo:

Já pensou em relacionar a transferência de elétrons com a fotossíntese?

Você acha que poderia incluir reações de oxirredução que ocorrem em nosso cotidiano como forma de dar outra perspectiva para a discussão nas aulas?

Quais desses assuntos você se sente mais seguro ao abordar as reações de oxirredução na Educação Básica: A vitamina C; o uso de pilhas e baterias; as reações de oxirredução no organismo – o uso do bafômetro ou o envelhecimento da pele e os antioxidantes? São tantas possibilidades, não é mesmo?

Acredito que durante o seu Ensino Médio, você estudou a reação da fotossíntese, tanto nas aulas de Biologia, bem como, na disciplina de Química no tópico de balanceamento de reações. Entretanto, acredito que não foi destacado que o processo da fotossíntese é um exemplo de reações de oxirredução.

As reações de oxirredução envolvem a transferência de elétrons entre as espécies. Na oxidação a um aumento do nox, já a redução a uma diminuição do número do nox. Uma reação de oxirredução (ou redox) é uma reação em que há transferência de elétrons de uma espécie química para outra, por isso, a modificação do número de oxidação.

Em nosso cotidiano, são muitos os exemplos de reações de oxirredução, como por exemplo: a combustão, a corrosão, a fotossíntese, o funcionamento de pilhas e baterias, os processos metabólicos, a conservação de alimentos e a revelação de fotografias.

Vamos iniciar uma breve explicação de alguns fenômenos presentes em nosso cotidiano em que as reações de oxirredução estão presentes. Para você ficar ainda mais informado, sobre os assuntos, serão sugeridas leituras de algumas pesquisas.

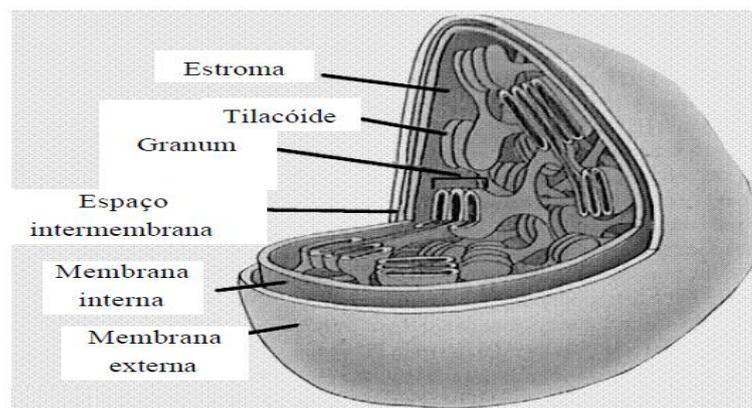
Convido-te a relembrar: O que é fotossíntese?

A fotossíntese pode ser realizada devido à capacidade que têm as clorofilas (e outros pigmentos) de absorver a energia solar. As clorofilas são os pigmentos que mais absorvem luz nas plantas, havendo outros compostos que também absorvem luz e que em geral, são chamados de pigmentos cromóforos. A clorofila se encontra nos cloroplastos. O cloroplasto é composto por um sistema de membranas bem organizado denominados de tilacóides (Figura 1). As clorofilas estão contidas dentro deste sistema de membranas, o que fornece a coloração verde ao cloroplasto.

Sugere-se a leitura das pesquisas dos autores González e Kluge. Informações sobre onde o artigo se encontra disponível, consultar a referência bibliográfica.

Os tilacóides são os sítios das reações de luz da fotossíntese.

Figura 1: O cloroplasto e suas estruturas



Fonte: Kluge (Título: Fotossíntese; p.13).

Resumidamente dois estágios sequenciais ocorrem nos cloroplastos:

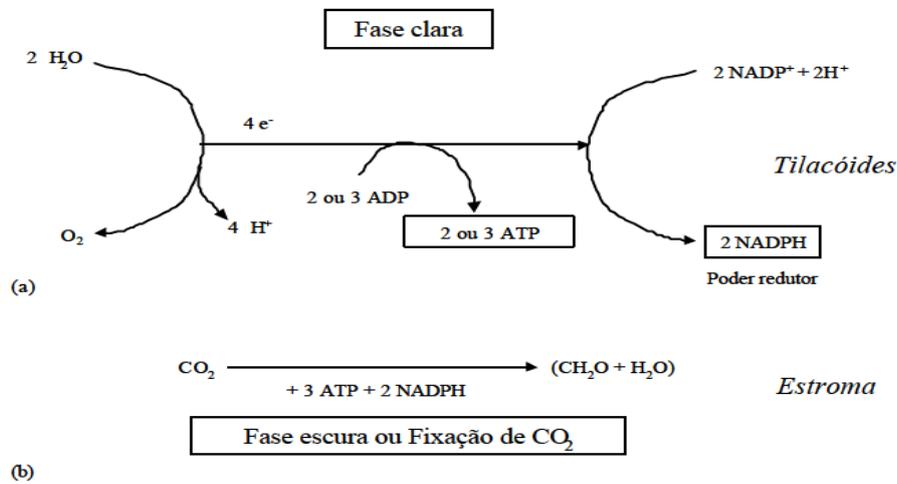
a) Primeiro, a luz com certos comprimentos de onda são capturadas e convertidas em energia química por uma série de passos chamados de reações de luz ou reações luminosas ou ainda fase clara. Essas reações são processadas nas membranas internas do cloroplasto (tilacóides).

b) Segundo, o CO_2 é fixado e reduzido à compostos orgânicos, particularmente açúcares, por uma série de passos chamados de reações no escuro ou fixação de CO_2 ou ainda fase escura. Esse processo ocorre na matriz fluída do cloroplasto (estroma).

A fotossíntese envolve dois processos ligados:

- a oxidação de H_2O em O_2 mediada pela luz e produção de ATP – fase Foto
- a redução do CO_2 em moléculas orgânicas, onde o ATP é utilizado – fase Síntese.

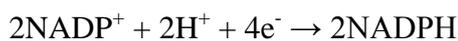
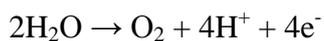
Figura 2: Resumo da fotossíntese. (a) fase clara (reações de luz); (b) fase escura ou fixação de CO₂.



Fonte: Kluge (Título: Fotossíntese; p.14).

Como se observa na Figura 2, a fase clara é um fenômeno que envolve a transferência de elétrons, caracterizando um encadeamento de reações de oxirredução. Porém, esse exemplo praticamente não é discutido nas aulas de Química.

De forma linear, a fase clara pode ser representada da seguinte forma:



Deixando mais claro, para você leitor que se trata de um fenômeno químico.

Continuando a discussão em relação às reações de oxirredução em nosso cotidiano, tem-se a relação com o bafômetro. Quando uma pessoa ingere bebidas alcoólicas, o álcool passa rapidamente para a corrente sanguínea, pela qual é levado para todas as partes do corpo. Esse processo de passagem do álcool do estômago/intestino para o sangue leva aproximadamente de 20 a 30 minutos, dependendo de alguns fatores, como peso corporal, capacidade de absorção do sistema digestivo e gradação alcoólica da bebida.

Os autores Ferreira, Mól, Silva (1997) e Braathen (1997) apresentam experimento para a construção de um bafômetro. Informações sobre onde se encontra disponível, consultar a referência bibliográfica.

CURIOSIDADE:	
Efeito do etanol no sangue de uma pessoa:	
% de álcool no sangue	Efeito no ser humano
0,05	Sensação de euforia
0,1	Perda da coordenação motora
0,2	Desequilíbrio emocional
0,3	Inconsciência
0,4 a 0,5	Estado de coma
0,6 a 0,7	Morte

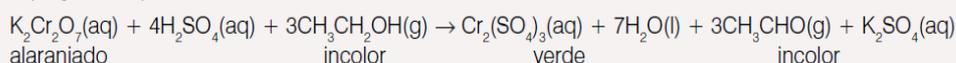
Fonte: Entendendo o bafômetro. Disponível em:

<http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_bafometro.htm>. Acesso em: 20/01/2018.

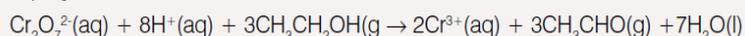
Entretanto, a presença de álcool no sangue é determinada pela medição do álcool no ar exalado pela pessoa, o que é feito pela observação visual ou instrumental de simples reações químicas de oxirredução (Figura 3). Ocorre a oxidação de álcool a aldeído e a redução do dicromato a cromo (III), ou mesmo a cromo (II).

Figura 3: Equações da reação química do bafômetro portátil

Equação completa:



Equação na forma iônica:



Fonte: Braathen (1997, p. 4)

A coloração inicial é amarelo-alaranjada, devido ao dicromato, e a final é verde-azulada, visto ser o cromo (III) verde e o cromo (II) azul. Estes bafômetros portáteis são preparados e calibrados apenas para indicar se a pessoa está abaixo ou acima do limite legal. Como base na equação acima, é possível discutir a variação do *nox* de uma espécie.

E para finalizar os exemplos, vamos discutir a Vitamina C. As pilhas e baterias serão discutidas no próximo capítulo.

A vitamina C é um antioxidante aliado na prevenção do envelhecimento, com capacidade de auxiliar a combater os radicais livres. Este nutriente pode ser administrado de maneira tópica, na forma de cremes, que o contenham ou seus derivados, ou de maneira oral pela ingestão de alimentos ou suplementos. Existem vários estudos experimentais que demonstram a eficácia desta vitamina na proteção a processos oxidativos.

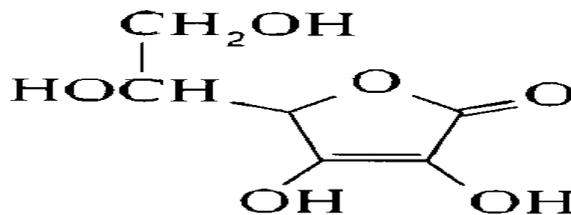
A vitamina C, é a mais comum das vitaminas, é a substância quimicamente conhecida como ácido ascórbico, um ácido de natureza orgânica. O seu nome vem de um termo latino – scorbutus – que era usado para designar os sintomas decorrentes de sua falta no organismo.

Até cerca de 200 anos atrás, eram comuns viagens marítimas que duravam meses no mar. Exploradores, marinheiros ou outras pessoas nelas envolvidas só comiam alimentos de provisões estocadas. Não faltavam carboidratos nem proteínas, mas muitos sentiam falta de frutas frescas e vegetais que proveriam com a vitamina C.

Esta vitamina é encontrada principalmente em mexericas, laranjas, morangos, brócolis e pimentões. A deficiência dessa vitamina no organismo provoca sangramento nas gengivas e dor nos ossos.

A vitamina C é solúvel em água. Em sua estrutura pode-se constatar a presença dos grupos –OH (Figura 4), que favorecem sua dissolução em água, pelo estabelecimento de interações intermoleculares.

Figura 4: Fórmula estrutural da vitamina C



Fonte: Mortimer e Machado (2016, p. 206).

As ligações entre os átomos são covalentes. O poder redutor da vitamina está associado à sua facilidade em se oxidar. Por isso, devemos considerar que a exposição de alimentos ricos em vitamina C à presença de ar ou ao calor provoca a perda de seu poder redutor.

Dicas...

Na Revista Química Nova na Escola há mais de 20 artigos que abordam a questão das Reações de Oxirredução com enfoque em Eletroquímica, abordando assuntos diversos como, escurecimento de frutas e metais, maresia, célula galvânica e eletrolítica e questões ambientais, utilizando como uma das principais metodologias a experimentação.

- Reações de oxirredução:
 - Oxidação de metais (2003)
<<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc18/A12.PDF>>;
 - Um estudo sobre a oxidação enzimática e a prevenção do escurecimento de frutas no ensino médio (2005)
<<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc22/a10.pdf>>;
 - Um experimento simples envolvendo óxido-redução e diferença de pressão com materiais do dia-a-dia (2006)
<<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc23/a12.pdf>>;
 - Escurecimento e limpeza de objetos de prata-um experimento simples e de fácil execução envolvendo reações de oxidação-redução (2008)
<<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc30/11-EEQ-4407.pdf>> e
 - Limpando Moedas de Cobre: Um Laboratório Químico na Cozinha de Casa. (2016)
< http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc38_1/05-CCD-58-15.pdf>.

- Corrosão:
 - Corrosão de metais por produtos de limpeza (2007)
<<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc26/v26a12.pdf>>;
 - Análise experimental da resistência à corrosão e da velocidade de corrosão: uma proposta pedagógica (2011)
<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc33_1/09-EEQ8609.pdf >;
 - Sistemas experimentais para o estudo da corrosão em metais (2011)
< http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc33_1/08-EEQ6810.pdf >;
 - A Gota Salina de Evans: Um Experimento Investigativo, Construtivo e Interdisciplinar (2013)
<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc35_4/04-EA-191-12.pdf>;
 - Experimento sobre a Influência do pH na Corrosão do Ferro (2015)
<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc37_1/11-EEQ-69-13.pdf >;
 - Maresia no ensino de química (2007)
< <http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc26/v26a05.pdf>> e
 - Maresia: uma proposta para o ensino de eletroquímica (2009)
< http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc31_3/07-RSA-2008.pdf>.

- Células galvânicas e eletrolíticas:
 - Experimentos sobre pilhas e a composição dos solos (1998)
< <http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc08/exper1.pdf>>;
 - Pilhas de Cu/Mg construídas com materiais de fácil obtenção (2000)
< <http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc11/v11a09.pdf> >;
 - Construção de uma célula eletrolítica para o Ensino de Eletrólise a partir de materiais de baixo custo (2013)
< http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc35_2/07-EEQ-02-12.pdf > e

Potencial de Eletrodo: uma medida arbitrária e relativa (2003)
<<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc17/a12.pdf>>.

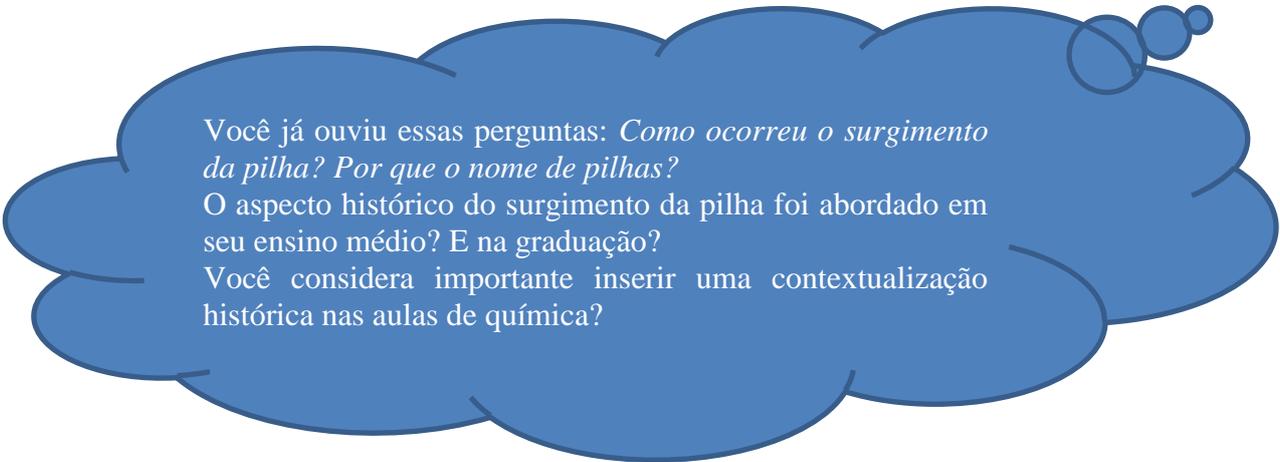
- A relação entre eletroquímica e cinética química:
A corrosão na abordagem da cinética química (2005)
<<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc22/a06.pdf>> e
Conexões entre Cinética Química e Eletroquímica: A experimentação na perspectiva de uma aprendizagem significativa (2016)
<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc38_3/08-RSA-106-14.pdf>.
- Outras propostas:
Uma proposta alternativa para o ensino de eletroquímica sobre a reatividade de metais (2011)
<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc33_4/216-RSA-8910.pdf>;
Aumentando o interesse do alunado pela química escolar e implantação da nova proposta curricular mineira: desenvolvimento e resultados de projeto seminal realizado no PIBID-UFSJ (2012)
<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc34_4/03-PIBID-126-12.pdf> e
O Lixo eletroeletrônico: Uma abordagem para o Ensino Fundamental e Médio (2010)
<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc32_4/06-RSA10109.pdf>.

Tópico 5: Como ocorreu o surgimento da pilha?

Extraído e adaptado Chagas (2000) e Tolentino e Rocha-Filho (2000).

As pilhas, assim como as baterias estão bastante presentes em nosso cotidiano. Na sociedade atual em que estamos vivendo, é muito difícil o dia que não utilizamos uma pilha ou uma bateria, elas estão presentes no controle remoto, relógios, carros, brinquedos entre outros equipamentos.

Porém, antes de iniciar a discussão em relação ao surgimento da pilha, te convido a realizar as seguintes reflexões:



Você já ouviu essas perguntas: *Como ocorreu o surgimento da pilha? Por que o nome de pilhas?*
O aspecto histórico do surgimento da pilha foi abordado em seu ensino médio? E na graduação?
Você considera importante inserir uma contextualização histórica nas aulas de química?

Após realizar essas reflexões, vamos entender como tudo ocorreu?

Tudo começou na Antiguidade, por volta do século VI a.C., quando o filósofo Tales de Mileto observou que ao atritar uma resina natural, denominada de âmbar, com tecidos de seda, eles adquiriam a propriedade de atrair fragmentos de palha. Nessa época, o âmbar era conhecido em grego pelo nome de “elektron”, neste sentido, nasceu então a palavra eletricidade.

Em 1660, Otto von Guericke inventou a primeira máquina para produzir eletricidade, a qual era constituída por uma esfera de enxofre dotada de um eixo e um dispositivo mecânico que permitia imprimir-lhe um movimento de rotação. “Quando friccionada com algum material, a mão seca, por exemplo, então a esfera tornava-se eletrificada e produzia pequenas faíscas, atraindo gotas de água, fragmentos de palha etc.” (TOLENTINO; ROCHA-FILHO, 2000).

No final de 1799, Alessandro Volta concluiu seu trabalho sobre o que ele chamou de “órgão elétrico artificial”, conhecido atualmente como pilha elétrica. O “órgão elétrico artificial” foi o resultado de uma controvérsia entre Volta e Luigi Galvani.

Em torno de 1780, Galvani descobriu que quando se tocava uma extremidade de um músculo dissecado da perna de uma rã, com um metal e a outra extremidade com outro metal diferente, ao se pôr em contato dos dois metais o músculo se contraía. Deste modo, Galvani expôs a seguinte conclusão: a eletricidade detectada tinha origem animal, isto é, os músculos armazenavam eletricidade e os nervos conduziam essa eletricidade (eletricidade animal).

Já em 1792, Volta repetiu e confirmou as experiências de Galvani, contudo nos anos seguintes à medida que suas pesquisas sobre essa questão progrediram, Volta aos poucos mudou de ideia e acabou propondo outra explicação para os fenômenos observados. Volta passou a ver o animal mais como um sensor de eletricidade externa do que uma fonte de eletricidade interna. Isto fez com que Volta começasse a considerar a possibilidade de que a eletricidade tivesse uma origem externa e decorresse da diferença dos metais usados e a rã reagiria a essa eletricidade metálica.

Nessa época, Volta também estava procurando apresentar uma evidência decisiva em apoio ao poder dos metais de gerar eletricidade artificial. Após muitas tentativas, surgiu a ideia de associar pares de metais sob a forma de placas sobrepostas de tal maneira que se tornassem passíveis à obtenção de uma força.

Nesse sentido, ele decidiu empilhar de modo alternado (daí o nome pilha) diversos discos de dois metais diferentes, por exemplo, zinco e prata. Com base nessa experiência, constatou que quando os discos eram do mesmo metal, a tensão elétrica desaparecia; e quando eram diferentes, a tensão era dependente do número de pares de discos. Volta empilhou seus pares de discos metálicos separados por um pedaço de papelão umedecido com água ou, água com sal (cloreto de sódio) ou com lúxívia (carbonato de potássio, principalmente). Notou, então, que as tensões elétricas se somavam; estava inventada a pilha elétrica. Além da prata podiam ser utilizados outros metais como cobre, estanho ou chumbo, sendo que das diferentes combinações, prata e zinco davam os melhores resultados.

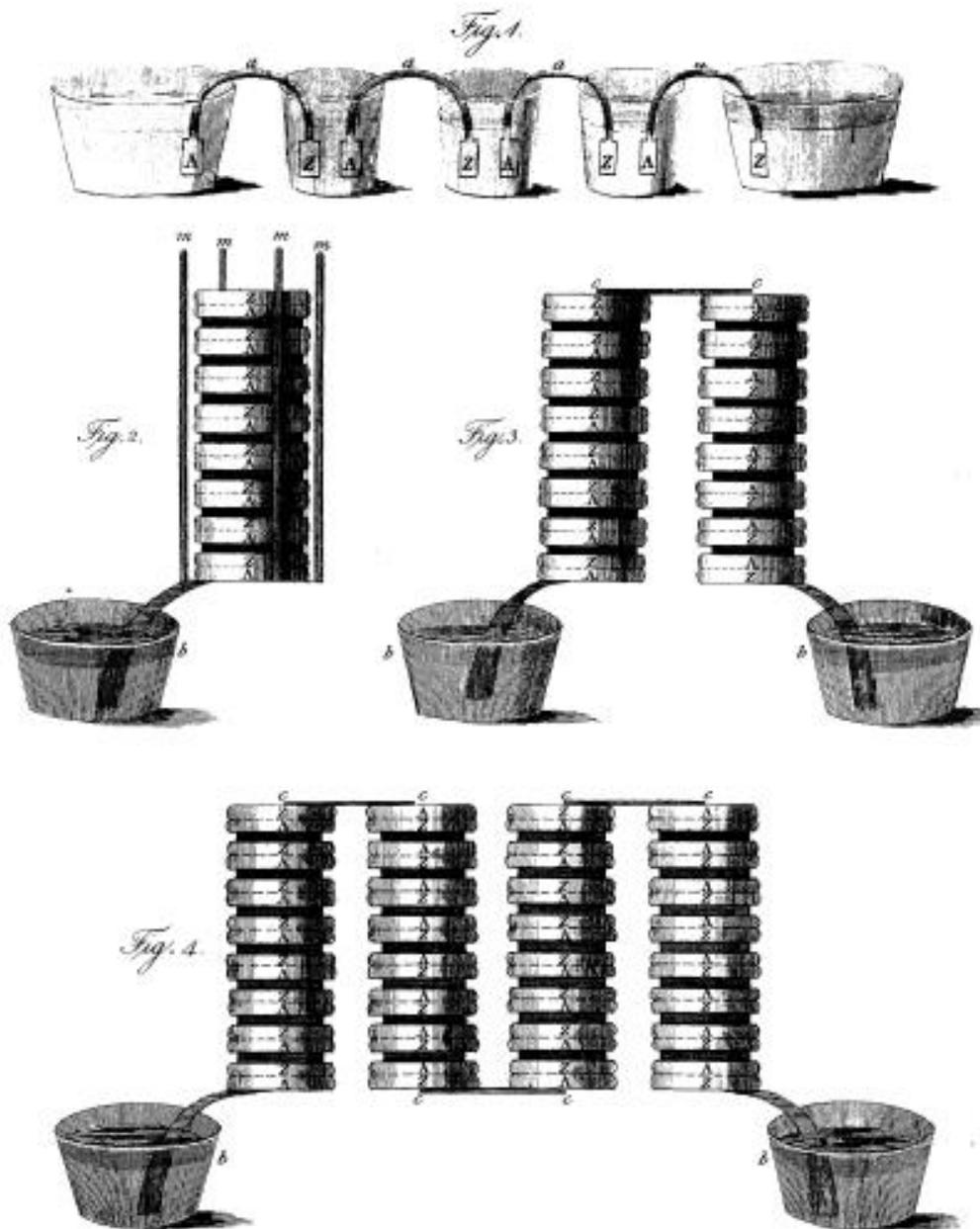
Volta também testou outra modificação, que denominou de uma cadeia de copos: vasilhas (copos) de vidro, madeira ou cerâmica, cheias pela metade com uma

Para possuir um maior conhecimento sobre o surgimento da pilha sugere-se a leitura dos artigos: Os 200 anos da Pilha Elétrica e O Bicentenário da Invenção da Pilha Elétrica. Informações sobre onde o artigo se encontra disponível, consultar a referência bibliográfica.

Alessandro Giuseppe Anastasio Volta não teve educação formal. É considerado o “descobridor” do metano, foi nomeado professor de Física Sperimentale da Universidade de Pavia, sem ter nunca cursado uma universidade.

solução de sal ou com barrilha, eram colocadas lado-a-lado e conectadas por um conjunto de lâminas cujos terminais eram um de prata depositada sobre cobre (ou diretamente cobre ou latão) e o outro de zinco (ou estanho), imerso na próxima vasilha.

Figura 5: Reprodução do desenho das pilhas anexo à carta de Alessandro Volta a sir Joseph Banks publicada nas *Philosophical Transactions, of the Royal Society of London*, de setembro de 1800, p. 430. Na Figura 1 do desenho é representada a versão denominada por Volta de cadeia de copos. Nas Figuras 2 a 4 são representadas pilhas com números crescentes de discos metálicos.



Fonte: Tolentino e Rocha-Filho (2000, p. 38).

Após seu comunicado, muitos pesquisadores passaram a construir suas pilhas e a utilizá-las. Em 1800, William Nicholson (1753-1815) e Anthony Carlisle (1768-1840) constroem uma pilha e realizam a eletrólise da água. As pesquisas seguintes procuraram aperfeiçoar e conhecer as causas dos fenômenos observados (por exemplo, mostrar que a causa da corrente era a reação química que ocorria entre os materiais da pilha) etc.

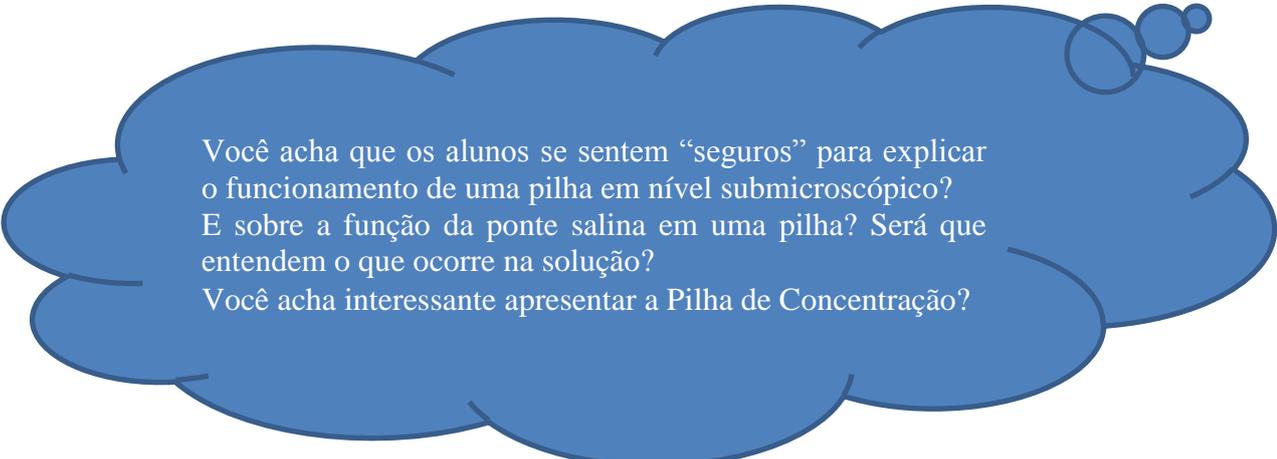
Com a pilha, foi possível decompor substâncias, depositar metais, até mesmo de novos elementos, estudar o comportamento da corrente elétrica e seus efeitos, inclusive magnéticos etc. Foi graças às pilhas que se tornou possível o conhecimento do Eletromagnetismo e da tecnologia correspondente.

Tópico 6: Processos eletroquímicos

Extraído e adaptado Krüger, Lopes, Soares (1997); Bocchi, Ferracin, Biaggio (2000); Sartori, Batista, Fatibello-Filho (2008); Mortimer e Machado (2016); Fonseca (2016); Castellan (1986); Atkins de Paula (2008); Mahan e Myers (1995).

Nos capítulos anteriores foram realizadas algumas discussões em relação à ideia de átomo, representação em nível submicroscópico, determinação do ΔG e reações de oxirredução em diferentes contextos. Para finalizar esse material de apoio será discutida a célula galvânica e eletrolítica, com maior ênfase na galvânica.

Como de costume, vamos iniciar esse capítulo com algumas questões para reflexão.



Você acha que os alunos se sentem “seguros” para explicar o funcionamento de uma pilha em nível submicroscópico? E sobre a função da ponte salina em uma pilha? Será que entendem o que ocorre na solução? Você acha interessante apresentar a Pilha de Concentração?

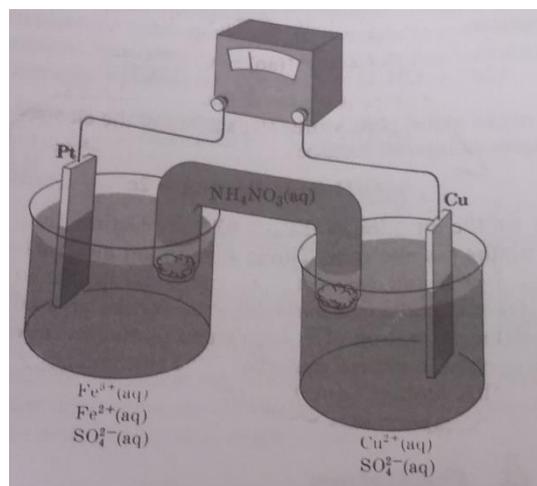
Quando uma reação química ocorre de modo espontâneo, há uma diminuição líquida na energia de Gibbs do sistema. Na maioria dos casos, essa variação se manifesta sob a forma de calor (liberado ou absorvido). Essa energia pode resultar na forma de trabalho, como na expansão de gases ou, o trabalho de deslocamento de uma carga elétrica submetida a uma diferença de potencial elétrico, típica de reações de oxirredução.

Uma célula eletroquímica é constituída de dois eletrodos, o ânodo e o cátodo, mergulhados em uma solução aquosa ou solvente contendo íons, conhecida como eletrólito. O eletrólito pode ser líquido, sólido ou pastoso, mas deve ser sempre, um condutor iônico. Quando os eletrodos são conectados a um aparelho elétrico uma corrente flui pelo circuito, pois o material de um dos eletrodos (ânodo ou eletrodo negativo) oxida-se espontaneamente liberando elétrons, enquanto o material do outro eletrodo (cátodo ou eletrodo positivo) reduz-se usando esses elétrons.

Existem alguns tipos de eletrodos comumente utilizados nas celas. Frequentemente, são eletrodos ativos, ou seja, o material do eletrodo pode se dissolver ou se formar durante a operação da mesma. Como exemplo, os eletrodos de placa de zinco e de cobre, os quais são respectivamente, consumidos e formados.

Também são comuns os eletrodos inertes que se mantem inalterados pelas reações na célula.

Figura 6: Uma cela galvânica. A semicela da esquerda usa placa de platina como um eletrodo sensor inerte.



Fonte: Mahan e Myers (1995, p. 174).

Na figura 6, o béquer da esquerda contém uma mistura de íons ferroso e férrico e uma placa de platina, enquanto o béquer da direita contém um eletrodo de cobre em contato com uma solução de Cu^{2+} . Quando o circuito for fechado e a célula entrar em operação o cobre metálico será oxidado e o íon férrico será reduzido. Estes eletrodos devem ser confeccionados com materiais inertes, de modo a não sofrerem reações químicas durante o funcionamento de célula, platina e carbono grafítico são as duas substâncias mais comumente utilizadas.

Como se dá a condução de corrente elétrica?

Extraído e adaptado de Santos e Mól (coords) (2016)

A condução da corrente elétrica pode ocorrer de duas maneiras distintas: através dos elétrons (condução observada nos metais) ou através dos íons (condução eletrolítica). Em ambos os casos, a corrente é provocada por uma diferença de potencial (d.d.p.).

Num metal, a condução é simples. O metal constitui um retículo, composto de íons, através do qual os elétrons móveis circulam, formando uma nuvem eletrônica que se move ao acaso, de maneira desordenada. A d.d.p. que se estabelece entre dois pontos do metal orienta esse "caminhar", provocando um fluxo de elétrons por todo o metal. Esse fluxo ordenado é a chamada corrente elétrica.

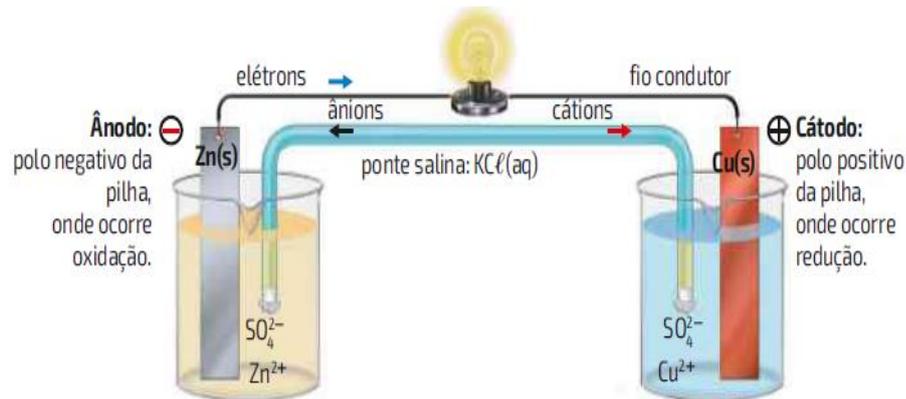
Além dos metais, pode haver corrente elétrica se tiver íons que possam se movimentar. A presença destes íons permite que a solução conduza a corrente elétrica.

Referência: KRÜGER, V.; LOPES, C. V. M.; SOARES, A. R. **Eletroquímica para o ensino médio (série propostas para o ensino de química)**. Porto Alegre: Área de Educação Química do Instituto de Química da UFRGS, 1997.

Vamos discutir uma das principais pilhas mencionada na educação básica, a Pilha de Daniell. Antes disso, devemos levar em consideração que ao colocar em contato um metal X, mais reativo, na forma de substância simples (Nox de X = 0), em contato com outro metal Y, menos reativo, na forma de cátion (Nox de Y > 0), constituindo uma substância iônica, vai ocorrer uma transferência espontânea de elétrons do metal X para o cátion do metal Y.

Desse modo, Daniell percebeu que, se fizesse uma interligação entre dois eletrodos desse tipo, feitos de metais diferentes, o metal mais reativo iria transferir seus elétrons para o cátion do metal menos reativo, em vez de transferi-los para os seus próprios cátions em solução. A Pilha de Daniell (Figura 7) consiste em dois béqueres, um dos quais contém uma solução 1mol/L de Cu^{2+} e uma placa de cobre e o outro uma solução de Zn^{2+} e uma placa de zinco metálico. A conexão, entre as duas soluções, é feita através de uma ponte salina, ou seja, um tubo contendo a solução de um eletrólito, geralmente, NH_4NO_3 ou KCl . A difusão das soluções através da ponte salina é minimizada fechando-se as extremidades do tubo U com algo poroso, como um pedaço de algodão.

Figura 7: Representação esquemática para uma pilha de Daniel.

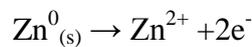


Luis Moura/Arquivo da editora

Fonte: FONSCEA (2016, p. 242).

A figura 8 apresenta o sistema, porém a partir do momento em que o circuito é fechado a placa de zinco começa a se corroer e mais cobre metálico é depositado sobre a placa de cobre, já que o zinco é mais reativo que o cobre, ou seja, tende a perder seus elétrons ao cátion cobre.

Quando o circuito é fechado (Figura 9), começa o processo de oxidação (perda de elétrons) dos átomos de zinco que constituem a placa. Cada átomo superficial de zinco perde 2 elétrons e se transforma em Zn^{2+} .



Os elétrons sobem pela lâmina de zinco e passam para a lâmina de cobre através do fio condutor. Os cátions zinco (Zn^{2+}) formados se dissolvem aumentando a concentração desses íons na solução.

Figura 8: Não há oxidação

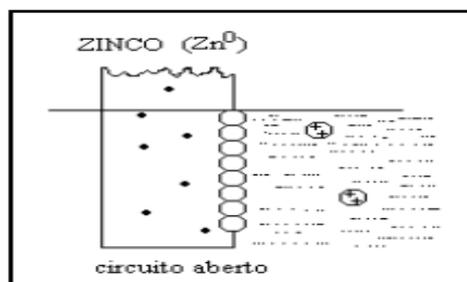
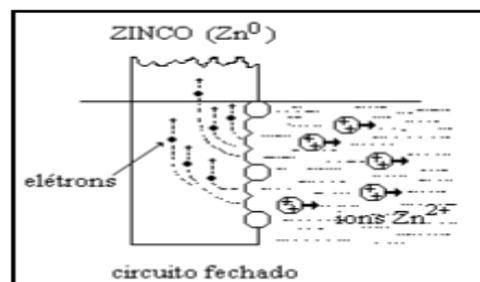
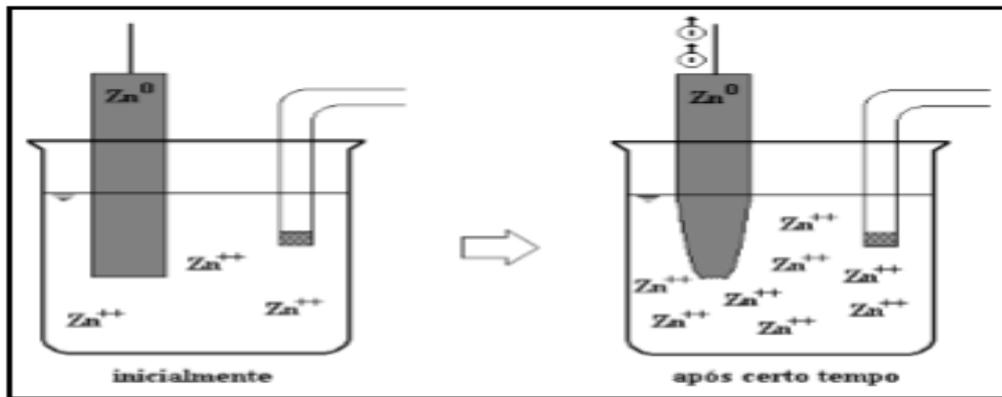


Figura 9: Há oxidação



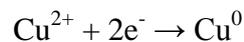
Fonte: Krüger, Lopes, Soares (1997, p.19).

Após certo tempo de funcionamento, o eletrodo de zinco (Figura 10) terá o aspecto abaixo:

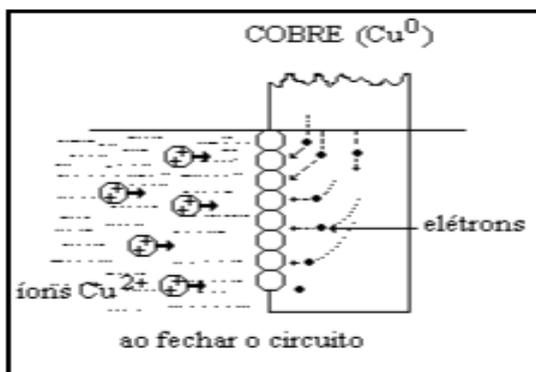
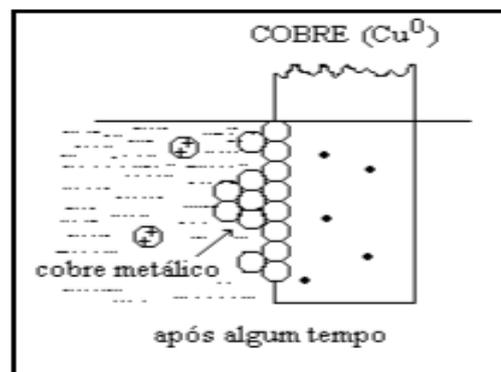
Figura 10: Eletrodo de zinco, com o circuito já fechado

Fonte: Krüger, Lopes, Soares (1997, p.20).

No eletrodo de cobre, ocorre o processo de redução (ganho de elétrons). Na placa de cobre, imersa numa solução de Cu^{2+} , estão chegando os elétrons liberados na oxidação do zinco (Figura 11). O que acontece com estes elétrons? Quando estes elétrons chegam até a superfície da lâmina de cobre, cada cátion Cu^{2+} que se aproxima dessa lâmina recebe dois elétrons se transformando em cobre metálico:



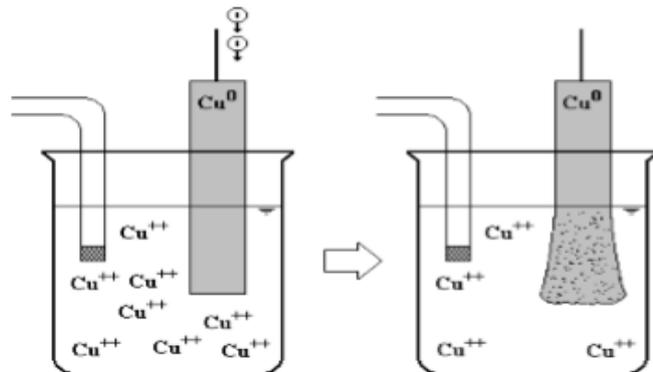
Em consequência, o cobre metálico (Cu^0) que se forma, se deposita na lâmina. Após certo tempo de funcionamento, o eletrodo de cobre fica com o aspecto indicado pela Figura 12.

Figura 11: Não há redução**Figura 12:** Há redução

Fonte: Krüger, Lopes, Soares (1997, p.21).

No eletrodo do zinco está uma solução de $\text{ZnSO}_{4(\text{aq})}$ e no eletrodo do cobre está uma solução de $\text{CuSO}_{4(\text{aq})}$ (Figura 13). Inicialmente, na solução de $\text{ZnSO}_{4(\text{aq})}$ o número de íons Zn^{2+} é igual ao número de íons SO_4^{2-} .

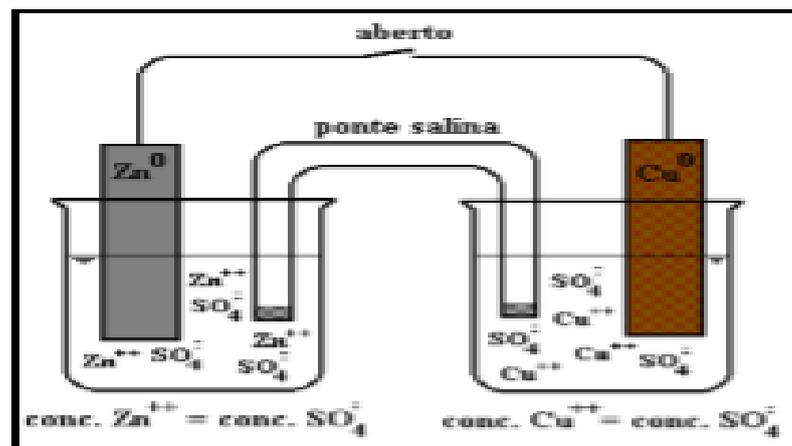
Figura 13: Eletrodo de cobre, com o circuito já fechado.



Fonte: Krüger, Lopes, Soares (1997, p.22).

Analogamente, no lado do cobre, inicialmente, a concentração de Cu^{2+} é igual à concentração de SO_4^{2-} , como se observa na Figura 14.

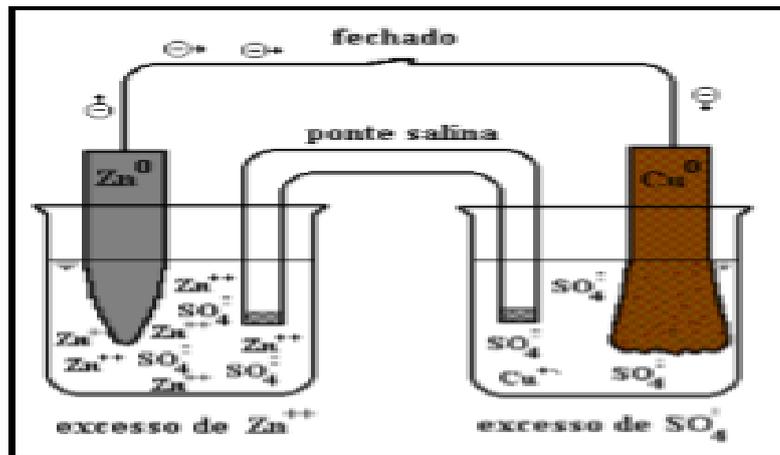
Figura 14: Circuito aberto



Fonte: Krüger, Lopes, Soares (1997, p.22).

Fechando o circuito (Figura 15), após algum tempo, o eletrodo de zinco irá se dissolver provocando aumento da concentração de Zn^{2+} na solução (concentração de SO_4^{2-} constante); por outro lado, no eletrodo de cobre haverá deposição de cobre metálico, diminuindo consideravelmente a concentração de Cu^{2+} na solução (concentração de SO_4^{2-} constante).

Figura 15: Circuito fechado



Fonte: Krüger, Lopes, Soares (1997, p.22).

O fluxo de elétrons pode ser aproveitado para gerar trabalho. Uma parte dos elétrons cedidos pelo zinco percorre os fios condutores, passando pelo filamento de lâmpada (que se acende); chega então à lâmina de cobre, onde capturada pelos íons Cu²⁺, presentes na solução com que a lâmina está em contato. A movimentação de elétrons pelo circuito é a corrente elétrica. A outra parte dos elétrons cedidos pelo zinco é transferida diretamente para os íons Cu²⁺, que estão em contatos com a lâmina de zinco. Para evitar o contato direto e, assim, obter maior aproveitamento de corrente elétrica, utiliza-se a ponte salina.

A ponte salina tem a função de permitir a migração de íons de uma solução para outra, de modo que o número de íons positivos e negativos na solução de cada eletrodo permaneça em equilíbrio. Na pilha de zinco e cobre, onde se utiliza KI na ponte salina, os íons Zn²⁺ e K⁺ tendem a migrar em direção ao eletrodo de cobre para neutralizar o excesso de cargas negativas (íons SO₄²⁻). Da mesma forma, os íons SO₄²⁻ e I⁻ tendem a migrar em direção ao eletrodo de zinco para neutralizar o excesso de íons Zn²⁺.

Em uma cela galvânica, o eletrodo onde ocorre o processo de oxidação é o polo negativo e a redução ocorre no polo positivo, uma vez que os elétrons carregados negativamente fluem do ânodo para o cátodo, por isso o ânodo é rotulado com um sinal negativo e o cátodo com um sinal positivo. Entretanto, esses rótulos indicam simplesmente qual é o eletrodo o qual os elétrons são liberados para o circuito externo (o ânodo) e recebido no cátodo. As cargas reais nos eletrodos são praticamente zero.

É possível a partir da montagem da pilha determinar sua ddp. Porém, o potencial padrão de cada eletrodo é determinado experimentalmente, geralmente nas condições- padrão (1mol/L e 100 KPa). Os valores são mais frequentemente tabulados a 25 °C, entre o eletrodo

dessas semicelas e o eletrodo padrão de hidrogênio. Assim, se interligarmos a um eletrodo de hidrogênio outro eletrodo de um metal M qualquer, pode-se medir seu potencial. A medida do potencial de um eletrodo é feita por um voltímetro, aparelho que acusa a tensão elétrica ou a diferença de potencial entre dois eletrodos, assim como o sentido da corrente elétrica. Como o eletrodo de hidrogênio tem, por convenção, potencial igual à zero, a diferença de potencial acusada no voltímetro será o próprio potencial do eletrodo do metal M. Quanto menor o potencial-padrão de redução, maior a capacidade que o metal possui em perder elétrons, e vice-versa.

Em uma cela galvânica, o cátodo tem um potencial mais elevado do que o ânodo. As espécies que sofrem redução retiraram elétrons do eletrodo metálico que fica, então, com carga positiva em excesso, deste modo, um potencial elétrico alto. No ânodo, a oxidação é o resultado da transferência de elétrons para o eletrodo, que fica então com excesso de carga negativa, correspondendo a um potencial elétrico baixo.

$$\Delta E^{\circ} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}} \quad \Delta E^{\circ} = (+0,34V) - (0,64V) \quad \Delta E^{\circ} = +1,1V$$

O somatório das semirreações anódica e catódica resulta na reação global que ocorre no processo, sendo os elétrons cancelados durante esse somatório, o que é indispensável para o balanceamento da equação. O número total de elétrons perdidos por uma espécie deve ser igual ao número total de elétrons recebidos pela outra espécie.

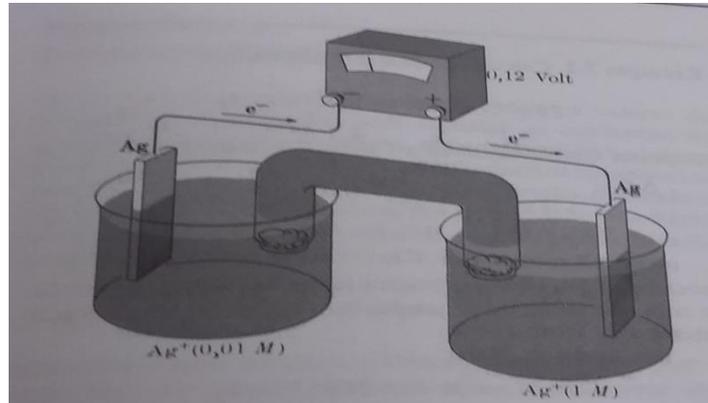


A variação de energia livre numa célula eletroquímica está diretamente relacionada com seu potencial. Ambos são a medida da força eletromotriz da reação em direção ao estado de equilíbrio, e a relação entre eles é muito simples. A diminuição da energia livre que ocorre durante uma reação espontânea, à temperatura e à pressão constantes, é igual ao trabalho elétrico máximo que esta reação pode realizar. O potencial de redução não depende da quantidade de matéria do elemento, ao multiplicar uma reação altera apenas os coeficientes, mas não o ΔE .

Já quando “uma das semicelas consiste de um eletrodo de prata mergulhado numa solução 1mol/L de Ag^{+} , enquanto a outra semicela é constituída pelo mesmo eletrodo de prata, porém mergulhando numa solução 0,01 mol/L de Ag^{+} ”, tem-se uma célula de

concentração. Neste caso, uma simples diferença de concentração pode gerar uma diferença de potencial, embora o potencial padrão da célula seja igual à zero.

Figura 16: Uma célula de concentração de íons prata



Fonte: Mahan e Myers (1995, p. 181).

Neste caso, quando uma solução concentrada é colocada em contato físico com uma solução mais diluída, elas se misturam espontaneamente no sentido de formar uma solução de concentração intermediária e uniforme. O potencial das células de concentração é a medida desta tendência natural das soluções de diferentes concentrações se misturarem ao serem colocadas em contato.

Eletrólise

O inverso de uma célula eletroquímica é a eletrólise, onde o potencial aplicado por uma fonte externa é utilizado para provocar uma transformação química. Estas células são denominadas células eletrolíticas.

É importante destacar que essa discussão se prolonga em relação à questão ambiental e à corrosão. Entretanto, estes tópicos não serão discutidos nesse material. Uma sugestão se refere às leituras de pesquisas relacionadas à corrosão, que se encontra no capítulo 4 (Reações de oxirredução em diferentes contextos) dos autores Souza e colaboradores (2007); Vaz, Assis e Codaro (2011); Merçon, Guimarães e Mainier (2011); Matos, Takata e Banczek (2013); Maia e colaboradores (2015); Wartha e colaboradores (2007) e Sanjuan e colaboradores (2009), bem como a leitura do artigo: Pilhas e baterias: funcionamento e impacto ambiental, para discutir a questão ambiental e livros didáticos de química aprovados pelo PNLD/2018.

Referências bibliográficas

- ATKINS, P.; PAULA, J. **Físico- Química**. 8ª ed. Rio de Janeiro: LTC, 2008. v. 1 e 2.
- BRAATHEN, P. C. Hábito Culpado: Princípio Químico do Bafômetro. **Química Nova na Escola**. 5, p. 3-5, 1997.
- BOCCHI, N.; FERRACIN, L. C.; BIAGGIO, S. R. Pilhas e baterias: funcionamento e impacto ambiental. **Química Nova na Escola**, 11(3), p. 3-9, 2000.
- CASTELLAN, G. L. **Fundamentos de Físico-Química**. 1ª ed. Rio de Janeiro: LTC, 1986. v único.
- CHAGAS. A. P. Os 200 anos da Pilha Elétrica. **Química Nova**, 23(3), p.427-429, 2000.
- CHASSOT, A. Sobre prováveis modelos de átomos. **Química Nova na Escola**. 3, p. 3, 1996.
- Entendendo o bafômetro. Disponível em: <http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_bafometro.htm>. Acesso em: 20/ 01/2018.
- FERREIRA, G. A. L.; MÓL, G. S.; SILVA, R. R. Bafômetro um modelo demonstrativo. **Química Nova na Escola**. 5, p. 32-33, 1997.
- FONSECA, M. R. M. **Química**. 2ª ed. São Paulo: Ática, 2016, v. 1 e 2.
- FONTANA, M. J.; FÁVERO, A. A. Professor reflexivo: uma integração entre teoria e prática. *Revista de Educação do IDEAU, Getúlio Vargas*, v. 8, n. 17, 2013, p. 1-14.
- GAUDÊNCIO, J. S.; MATSUSHITA, A. F. Y.; FOLLMANN, L. I.; GARRIDO, L. H. Interpretação dos desenhos de Alunos do Ensino Médio sobre o fenômeno de Oxirredução. III Simpósio Nacional de Ensino de Ciências e Tecnologia. **Anais... III SINECT**. Ponta Grossa, 2012, p. 1-11.
- GEPEQ - **Interações e Transformações**. Química - Ensino Médio. São Paulo: Edusp, 1999, v. 1 e 2.
- GONZÁLEZ, F. H. D. Fotossíntese. Disponível em:
< <https://www.ufrgs.br/lacvet/restrito/pdf/fotossintese.pdf> > Acesso em Fevereiro de 2018.
- KLUGE, R. A. Fotossíntese. Disponível em:
< [http://www.academico.uema.br/DOWNLOAD/FotossinteseKluge\[1\].pdf](http://www.academico.uema.br/DOWNLOAD/FotossinteseKluge[1].pdf)> Acesso em Fevereiro de 2018.
- KRÜGER, V.; LOPES, C. V. M.; SOARES, A.R. **Eletroquímica para o ensino médio (série propostas para o ensino de química)**. Porto Alegre: Área de Educação Química do Instituto de Química da UFRGS, 1997.
- LOPES, A. R. C. Conhecimento escolar em química: processo de mediação didática da ciência. **Química Nova**, 20, (5), p. 563-568, 1997.
- MAHAN, B. M. MYERS, R. J. **Química um curso universitário**. 4ª ed. São Paulo: Blucher LTDA, 1995.
- MELO, M. R.; LIMA NETO, E. G. Dificuldades de Ensino e Aprendizagem dos Modelos Atômicos em Química. **Química Nova na Escola**. 35, p. 112-122, 2013.
- MORTIMER, E. F.; MACHADO, A. H. **Química**. 3ª edição, São Paulo: Scipione, 2016, v.1 e 2.

ROCHA, T. A. S.; MARQUES, N. P.; OLIVEIRA, A. C.; EPOGLOU, A. Elaboração e aplicação de uma sequência didática referente ao conteúdo de Modelo Atômico para alunos do 1º ano do Ensino Médio. XII Congresso Nacional de Educação. **Anais... XII EDUCERE**. Curitiba, 2015, p. 1-12.

SANGIOGO, F. A. A elaboração conceitual sobre representações de partículas submicroscópicas em aulas de Química da Educação Básica: aspectos pedagógicos e epistemológicos. **Tese**. Programa de Pós-Graduação em Educação Científica e Tecnológica da Universidade Federal de Santa Catarina (UFSC). 2014. 291f.

SANTOS, W. L. P.; MÓL, G. S. (coords). Química Cidadã. 2ª ed. São Paulo: AJS, 2013, v. 1 e 2.

SARTORI, E. R.; BATISTA, E. F.; FATIBELLO-FILHO, O. Escurecimento e limpeza de objetos de prata-um experimento simples e de fácil execução envolvendo reações de oxidação-redução. **Química Nova na Escola**, 30, p. 61-65, 2008.

SILVA, R. P. O Ensino de ligações químicas por meio do conceito de energia: uma proposta didática para o ensino médio. 2016. **Dissertação** (Programa de Pós-Graduação em Ensino de Ciências e Matemática) UFU: Universidade Federal de Uberlândia. 145f.

TOLENTINO, M.; ROCHA-FILHO, R. C. O Bicentenário da Invenção da Pilha Elétrica. **Química Nova na Escola**, 11, p.35-39, 2000.