

Descrição do Produto

Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Goiás – Campus Jataí
Programa de Pós-Graduação em Educação para Ciências e Matemática

**MATERIAL DIDÁTICO PARA O ENSINO DE OXIRREDUÇÃO
DESENVOLVIDO PARA EDUCAÇÃO DE JOVENS E ADULTOS**

Organizadores:
Hailton Ferreira Pereira
Carlos César da Silva

JATAÍ – GO

2015

APRESENTAÇÃO

A pesquisa foi realizada no sentido de contribuir para o ensino de química e com o objetivo de propor um material didático que leve em consideração uma atividade experimental contextualizada que possa auxiliar o professor da EJA a ministrar os conteúdos de oxirredução.

Para alcançar esta meta, foi utilizada uma sequência didática, abordagem pedagógica que permite promover conexões de saberes, quando planejados adequadamente.

A sequência didática intitulada: “*A corrosão e suas implicações nos dias atuais*”, foi elaborada buscando a contextualização no ensino de química. Este tema favorece a introdução de diversos conteúdos como: ligações, funções, reações de oxidação, redução, dentre outros que são de relevante importância nas nossas vidas.

O material foi dividido em quatro módulos, cada um pode ser aplicado num encontro de 1h 30min, totalizando, assim, 6 horas de atividades, envolvendo aplicação da teoria junto a experimentos em laboratório e sala de aula.

1. SEQUÊNCIA DIDÁTICA

A sequência didática é uma abordagem pedagógica que permite promover conexões de saberes, quando planejados adequadamente (ABEGG & BASTOS, 2005).

Nessa pesquisa a sequência será embasada nas teorias de Vygotsky (1984) que aponta como se dá a construção do conhecimento tanto em nível individual quanto social. O que ocorre na atualidade priorizando os conteúdos imprescindíveis. O que se deve fazer nesse caso é aplicar conteúdos que despertem o interesse dos alunos no processo de aprendizagem.

Dessa forma a construção de uma sequência didática planejada com atividades experimentais, na qual o aluno tem a oportunidade de realizar a atividade, manuseando cada e no final de cada atividade o professor, enquanto pesquisador pode elaborar pequenas questões e mediar o processo de aprendizagem gerando, com certeza, um avanço no processo de aprendizagem do aluno. Nessa etapa, o professor precisa tomar consciência da importância dos erros e levar o aluno a repensar suas próprias dificuldades diante do conteúdo ministrado. Não é fácil deixar de ser expositor de conteúdos, pois, estamos acostumados a transmitir conteúdos de forma bastante tradicional.

Vygotsky, (1984), salienta que a importância no processo de ensinar, vem através da construção social dos conteúdos. Temos que levar em consideração que, as mais elevadas funções mentais do indivíduo são oriundas de processos sociais e também que os processos sociais e psicológicos humanos se firmam através de ferramentas, que mediam a interação entre os indivíduos e o mundo físico.

Nesse contexto, o conceito de interação social mediada pela utilização de artefatos que são sociais e culturalmente construídos (linguagem), torna-se importante no desenvolvimento da teoria de Vygotsky, uma vez que mostra que a utilização destes artefatos culturais é transformadora do funcionamento da mente, e não apenas um meio facilitador dos processos mentais já existentes.

A teoria de Vygotsky trouxe uma influência muito interessante para o ensino, no sentido de que, necessitamos prestar atenção no desenvolvimento da linguagem em sala de aula como artefato cultural que media a interação social, não somente no sentido de facilitar a relação professor-aluno, mas transformando a mente dos alunos, enfim, levando os alunos a ter consciência crítica do que estão estudando. Assim, o ensino de química deve fazer com que o indivíduo repense o mundo em que vive principalmente os aspectos sociais.

Vygotsky, ainda cita sobre a mediação denominada “ZDP”, zona de desenvolvimento proximal, que define a distância entre o “nível de desenvolvimento real”,

determinado pela capacidade de desenvolver um problema sem ajuda e “nível de desenvolvimento proximal”, determinado através da resolução de um problema em grupo, ou melhor, com a colaboração de outro companheiro. Na sequência didática, em sua aplicação, deve haver essa mediação, já que, em sua composição teremos aspectos relacionados à individualidade de cada aluno e a solução de problemas com auxílio dos outros.

Essa teoria mostra que o desenvolvimento real é o que foi consolidado pelo indivíduo tornando-o capaz de resolver problemas utilizando os conhecimentos de forma autônoma, dinâmica, aumentando sua capacidade de compreensão. O desenvolvimento potencial é atingido na cooperação mútua na qual um companheiro irá auxiliar o outro.

De acordo com Carvalho (2011) a escola vem sofrendo grandes modificações impostas pela própria sociedade, sua finalidade de fazer com que os alunos conheçam aquilo que já é produzido também vem sendo afetada pelas modificações da própria sociedade ao qual estão inseridos. O que ocorre atualmente é que grande parte desses conhecimentos vem sendo transmitidos de forma tradicional apenas com exposição de conteúdos pelo professor. Nesse contexto o aluno é apenas um agente passivo decorando fórmulas, leis, conceitos, não pensando naquilo que está estudando.

A sequência didática também propõe atividades experimentais, onde são apresentados questionamentos para que os alunos discutam e cheguem a um consenso sobre o conteúdo em questão.

A importância da visão sócio interacionista para o ensino de ciências se deve ao fato da interação social com outros mais experientes e com professores, o que deve levar à alfabetização científica dos alunos (SASSERON, 2011).

Nesse contexto as questões elaboradas pelo professor devem levar o aluno a raciocinar e argumentar cientificamente criando uma linguagem científica.

A sequência didática tem como meta principal levar os alunos ao raciocínio lógico do conteúdo trabalhado, abrangendo um tópico curricular em que as atividades são planejadas sob o ponto de vista do material e das interações didáticas, objetivando levar os alunos a trazer seus conhecimentos prévios para iniciarem os novos. Terem ideias próprias e discuti-las com o mediador durante o processo (CARVALHO, 2011).

Carvalho (2011) propõe algumas ações muito importantes do professor e dos alunos durante a aplicação de uma sequência didática:

1. Etapa de distribuição e proposição do problema. O professor divide a classe em grupos pequenos, distribui o material, propõe o problema e confere se os grupos entenderam, devendo ter o cuidado de não dar a resposta aos alunos e nem mostrar como manipular as

atividades experimentais. Na EJA e em outras modalidades de ensino parece ser de fundamental importância deixar os alunos realizarem as atividades, se o professor indicar a resposta tirará a possibilidade de o aluno pensar.

2. Etapa da resolução do problema pelos alunos - o importante não é o conceito que se quer ensinar e, sim as ações de manipulação realizadas pelos alunos quando terão a oportunidade de elaborar seu próprio conhecimento, partindo de suas próprias ideias. Os estudantes vão testar suas hipóteses e vão aprender quando erram. Terão a oportunidade de testar os experimentos. O papel do professor mediador nesta etapa é observar se os alunos estão resolvendo o problema deixando-os questionar entre si e realizar a tarefa proposta.

3. Etapa de sistematização dos conhecimentos elaborados nos grupos - Nesse momento o professor faz pequenos questionários e observa se os alunos entenderam, recolhe o material do experimento e prepara os alunos para o debate envolvendo o assunto do experimento. O mais adequado em nossa opinião é que retornemos os alunos para a sala de aula, coloquemos em círculo e façamos o debate para que o aluno possa sistematizar seus conhecimentos.

Nessa etapa é muito importante a participação do professor, ouvindo a opinião de todos, tornando o debate mais rico possibilitando a discussão. O professor deve se lembrar de que ele será apenas o mediador e não o detentor do saber. Deve estar preparado para ouvir críticas e sugestões dos alunos individualmente e no interior de cada grupo. Nessa pesquisa faremos vários questionamentos aos alunos. Exemplo dessas perguntas: Por que o experimento deu certo? Porque alguma substância mudou de cor? Você acha importante o que estamos fazendo?

É nessa fase da sequência que o professor vai perceber se os alunos conseguiram sair da fase de simples manipulação para o desenvolvimento real do experimento. As ações intelectuais dos alunos levam ao início do desenvolvimento de atitudes científicas como o levantamento de dados e a construção de evidências. Com os diversos tipos de perguntas o professor leva o estudante a ter uma argumentação científica e sair do senso comum.

4. Etapa final- Nessa fase da sequência o aluno responderá individualmente as questões e o professor fará a avaliação final da atividade proposta e depois poderá apontar onde cada aluno errou e porque cometeu os erros.

Sendo assim, a sequência didática se torna uma ferramenta, muito eficaz e produtiva, levando em consideração a área científica, pois os alunos passam a serem pessoas mais conscientes e críticas. A sequência didática intitulada: “A corrosão e suas implicações nos dias atuais”, foi elaborada objetivando a contextualização no ensino de química. O tema

favorece a introdução de diversos conteúdos químicos, como: ligações, funções, reações de oxidação, redução, dentre outros que são de relevante importância nas nossas vidas, principalmente as reações de oxirredução, foco principal dessa pesquisa.

1.1. Tema: Corrosão

A pesquisa bibliográfica realizada para este item foi posta com base em buscas eletrônicas que referenciam o tema corrosão e no livro Usberco e Salvador (2002).

Fogaça (2014), diz que, corrosão é um termo químico bastante empregado no cotidiano se referir ao processo de destruição total, parcial, superficial ou estrutural de determinado material causado pela ação do meio.

Geralmente, quando se fala nesse assunto a primeira coisa que vem à nossa mente é a corrosão de metais, principalmente a do ferro, gerando a ferrugem. No entanto, outros materiais podem sofrer corrosão, tais como os polímeros e as estruturas feitas de concreto armado.

Realmente, a corrosão está muito presente em nossa sociedade e representa grandes perdas econômicas, pois todo tipo de corrosão está relacionada à diminuição do tempo de vida de um material.

Existe três formas do meio agir sobre o material, degradando-o; por isso, a corrosão é classificada em: eletroquímica, química e eletrolítica. Veja como ocorre cada uma delas:

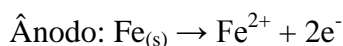
1.1.1. Tipos de corrosão

1.1.1.1 Corrosão eletroquímica

Segundo Fogaça (2014), em seu artigo Tipos de Corrosão, diz que esse é o tipo de corrosão mais comum, pois é a que ocorre com os metais, geralmente na presença de água. Ela pode se dar de duas formas principais:

- Quando o metal está em contato com um eletrólito (solução condutora ou condutora iônica que envolve áreas anódicas e catódicas ao mesmo tempo), formando uma pilha de corrosão.

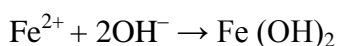
Exemplo: A formação da ferrugem é um exemplo de corrosão eletroquímica. O ferro se oxida facilmente quando exposto ao ar úmido (oxigênio (O₂) e água (H₂O)). Essa oxidação resulta no cátion Fe²⁺, formando o polo negativo (que perde elétrons) da pilha:



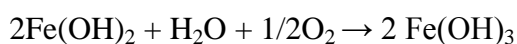
Entre os vários processos de redução que podem ocorrer a mais significativa é a da água:



Enquanto os cátions Fe²⁺ migram para o polo negativo (cátodo), os ânions OH⁻ migram para o polo positivo (cátodo) e ocorre a formação do hidróxido ferroso (Fe(OH)₂).



Na presença de oxigênio, esse composto é oxidado a hidróxido de ferro III (Fe(OH)₃), que depois perde água e se transforma no óxido de ferro (III) mono-hidratado (Fe₂O₃ · H₂O), que é um composto que possui coloração castanho-avermelhada, isto é, a ferrugem que conhecemos:



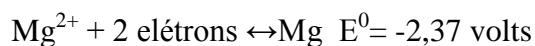
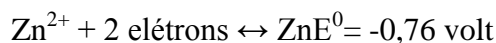
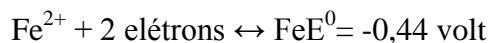
Usberco e Salvador (2002), dizem que apesar de não ser 100% eficientes, há várias técnicas para retardar a corrosão do ferro. As mais utilizadas são as coberturas protetoras, ligas especiais e os eletrodos de sacrifício. Veja como é feito o processo abaixo.

Coberturas protetoras- Pode-se cobrir a estrutura de ferro para evitarão máximo o contato com o ar. Tintas protetoras, como o zarcão (Pb₃O₄), e coberturas eletrolíticas, como as proteções feitas com camadas de cromo (cromaçoão), níquel (niquelaçoão), estanho (lata de estanho, folha de flandres) e zinco (ferro galvanizado), são muito utilizadas.

Palhas de aço ficam razoavelmente protegidas da ferrugem se forem mantidas em ambientes secos ou quando recobertas com sabão. Isso indica que além do gás oxigênio, o vapor de água também participa da corrosão.

Ligas especiais- A formação da ferrugem pode ser consideravelmente evitada se o ferro participar de ligas metálicas que contenham pequenas quantidades de carbono e de metais como níquel, cromo, vanádio e tungstênio. Essas ligas denominam-se genericamente aços inoxidáveis.

Os eletrodos de sacrifício- Estruturas metálicas de ferro como pontes, encanamentos e navios, podem ser razoavelmente bem protegidas da corrosão se forem ligadas a placas de zinco ou de magnésio. Por quê? Veja as semi-reações:

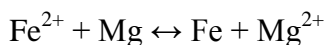
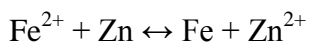


Perceba que:

-zinco e magnésio possuem potencial de redução menor que o ferro.

-logo, zinco o magnésio se oxidam mais facilmente que o ferro.

-as reações espontâneas entre zinco e ferro e entre magnésio e ferro ocorrem conforme as equações:



Quando uma estrutura de ferro estiver guardada a placa de zinco (ou de magnésio), a eventual formação de íons ferro II será eliminada com a presença do outro metal, ocorrendo teoricamente uma das reações. Em termos práticos, o que se observa é somente a placa de zinco ou magnésio sofre corrosão (oxidação), ficando protegida assim a estrutura de ferro. Por se oxidarem no lugar do ferro é que as placas de zinco ou magnésio são exemplos de eletrodos de sacrifício.

Portanto a maioria dos metais sofre algum tipo de corrosão quando expostos ao ar livre. A prata escurece devido à formação de Ag_2S , composto de cor preta, enquanto objetos de cobre ficam de cor esverdeada quando aparece o zinabre, uma mistura de $\text{Cu}(\text{OH})_2$ e CuCO_3 .

Somente o ouro e a platina, que possuem potenciais de redução maiores que o do oxigênio, não sofre corrosão. Quando a corrosão dos demais metais não é muito visível, como no caso do chumbo, alumínio, estanho, cromo e níquel, são porque há formação de finas películas de óxidos, que protegem o resto do metal.

- Quando dois metais são ligados por um eletrólito, formando uma pilha galvânica.

Por exemplo, se colocarmos uma placa de cobre e uma de ferro, ambas mergulhadas num eletrólito neutro aerado e postas em contato, formando um circuito elétrico, cada placa se tornará um eletrodo. O ferro será o ânodo, oxidando-se e perdendo elétrons que migram para o cátodo (placa de cobre), que por sua vez, é reduzido. O ânodo sofrerá o desgaste, formando a ferrugem no fundo do recipiente.

Corrosão Química:

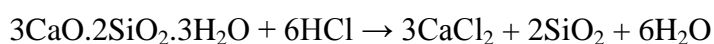
É o ataque de algum agente químico diretamente sobre determinado material, que pode ou não ser um metal. Ela não precisa da presença de água e não há transferência de elétrons como na corrosão eletroquímica.

Exemplos:

* Solventes ou agentes oxidantes podem quebrar as macromoléculas de polímeros (plásticos e borrachas), degradando-os;

* O ácido sulfúrico corrói o zinco metálico;

* Concreto armado de construções pode sofrer corrosão com o passar do tempo por agentes poluentes. Em sua constituição há silicatos, aluminatos de cálcio e óxido de ferro que são decompostos por ácidos, como mostrado na reação a seguir:



1.1.1.2. Corrosão eletrolítica

É um processo eletroquímico que ocorre com a aplicação externa de uma corrente elétrica. Esse processo não é espontâneo, ao contrário dos outros tipos de corrosão mencionados acima. Quando não há isolamento ou aterramento, ou estes estão com alguma deficiência, formam-se correntes de fuga, e quando elas escapam para o solo formam-se pequenos furos nas instalações.

Exemplos: Isso acontece em tubulações de água e de petróleo, em canos telefônicos e de postos de gasolina.

1.2. Primeiro Módulo

O primeiro módulo tem como objetivo mostrar a ação redutora do ácido ascórbico, que é a vitamina C, em solução de permanganato de potássio e iodo. Ainda, levar o aluno a reconhecer quando um material provoca oxidação em outro. São dois experimentos.

- **Material 1º experimento:** solução alcoólica de iodo (farmacêutica), um comprimido de vitamina C não efervescente, um limão de tamanho médio, três béqueres de 100 mL (ou copos transparentes), um conta-gotas, uma faca.



Figura 01: Materiais necessários para a realização do experimento do 1º experimento do módulo 01.

- O que fazer:

- 1) Coloque água até a metade dos béqueres (ou copos);
- 2) Com o auxílio do conta-gotas, transfira cerca de 10 gotas da solução alcoólica de iodo para cada um dos béqueres. Numerem-nos de 1 a 3, e mantenha o béquer 1 como referência.

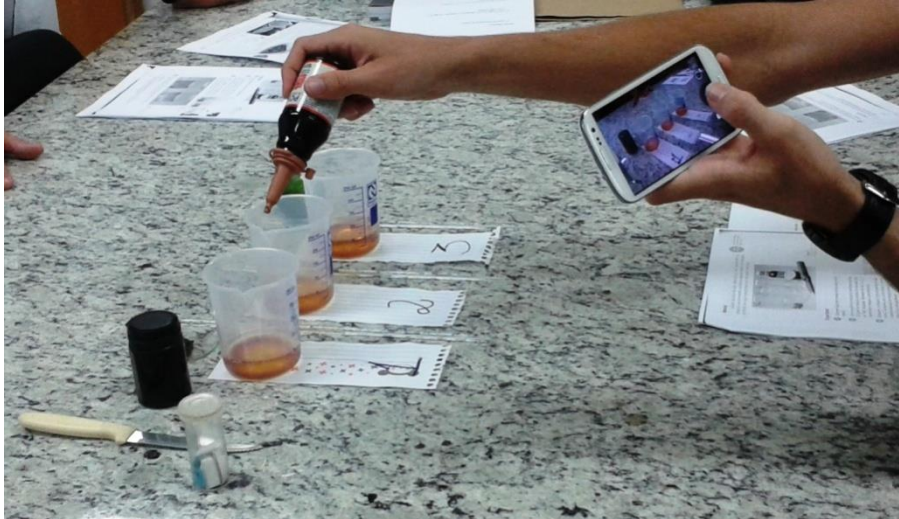


Figura 02: Colocando as gotas de iodo na água

- 3) Coloque, no béquer 2, meio comprimido de vitamina C. Compare com a cor do béquer 1. Anote o que foi observado em relação à interação da vitamina C com a solução de iodo.

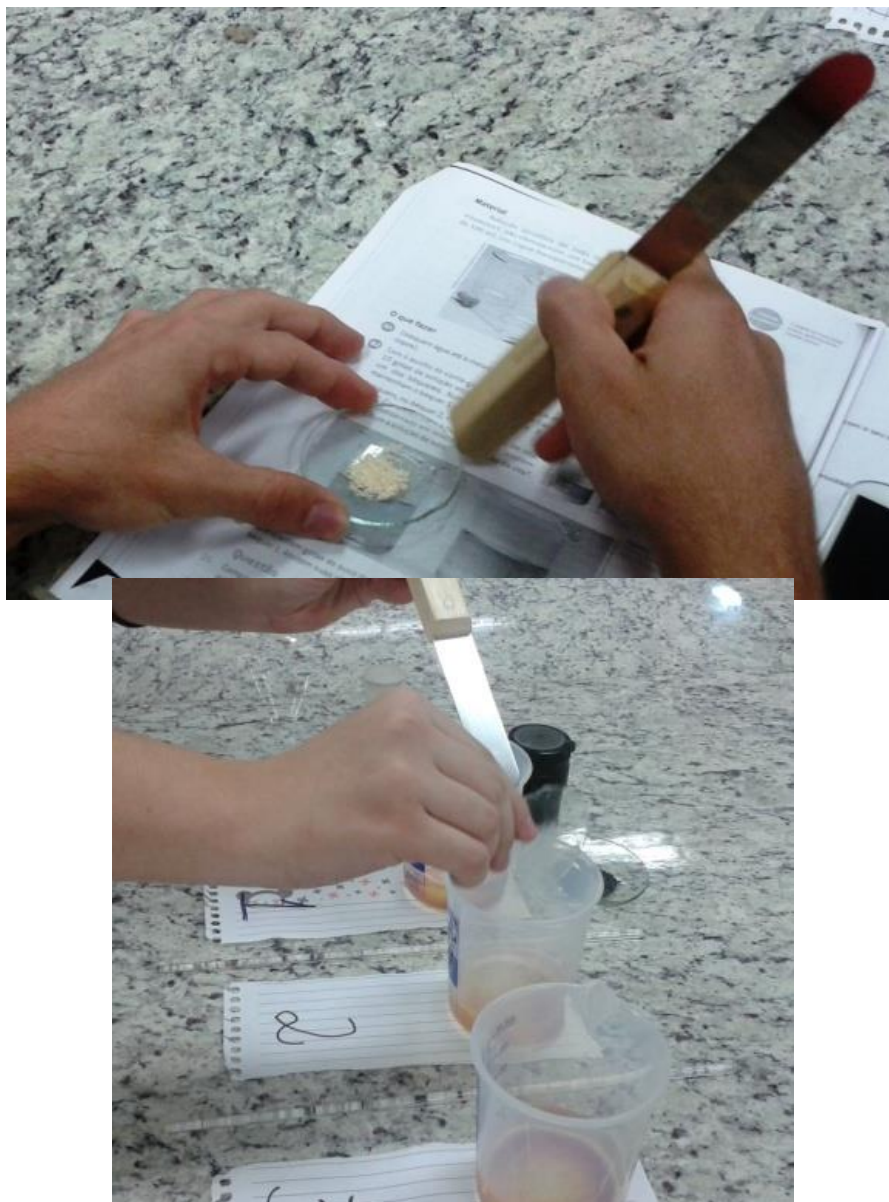


Figura 03: Interação da vitamina C com solução de iodo.

- 4) Acrescente gotas de suco de limão ao béquer 3. Compare com a cor do béquer 1. Anote suas observações.



Figura 04: Reação de oxirredução usando o limão como reduto e o iodo como oxidante.

Material 2º experimento: permanganato de potássio, um limão, um comprimido de vitamina C, três béqueres de 100 mL, uma faca (para cortar o limão).



Figura 05: Materiais utilizados no 2º experimento do módulo 01.

O que fazer:

- 1) Prepare 200 mL (cerca de um copo) de solução de permanganato de potássio bastante diluída. Para isso, utilize alguns grãos desse sal (se dispuser dele em grãos) ou 1/6 de um comprimido. Divida a solução original para ser usada como uma referência de cor (béquer 1). Anote suas observações.
- 2)

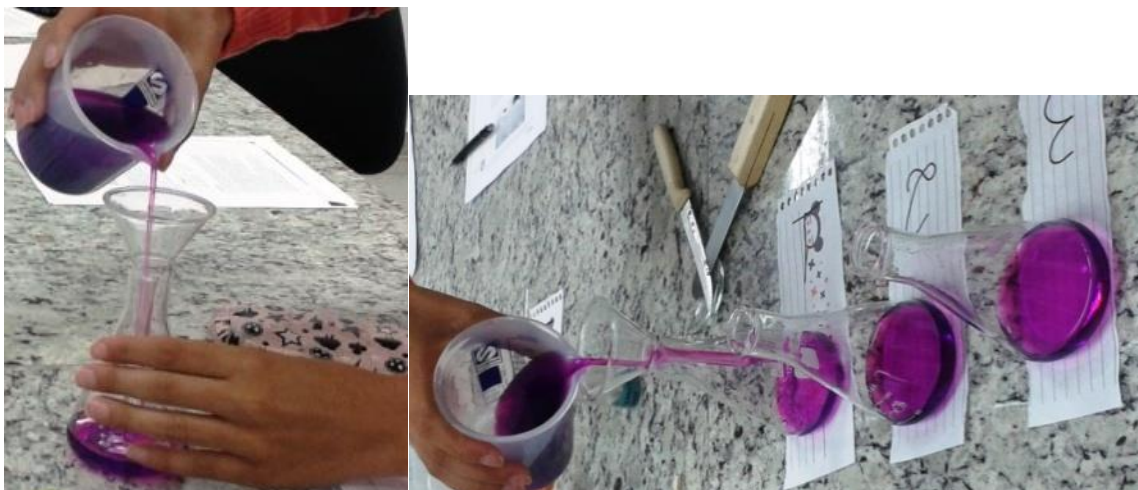


Figura 06: Preparação da solução de permanganato de potássio

- 3) Lentamente, acrescente gotas de suco de limão ao béquer 2 e anote suas observações.



Figuras 07: O limão como agente redutor e o permanganato como agente oxidante.

- 4) No béquer 3, acrescente meio comprimido de vitamina C e anote suas observações.

Depois da realização dos experimentos, passa-se um questionário para ser medida a cognição dos alunos com relação ao conteúdo aplicado.

Questionário – módulo 01

- 1) Compare as cores do 1º experimento e comente.
- 2) Tendo em vista as variações das cores no fenômeno que vocês observaram e as informações do início desta atividade, descrevam o que ocorreu em cada caso, especificando todos os acontecimentos.
- 3) No experimento realizado, a vitamina C promoveu o descolorimento da solução de permanganato de potássio (KMnO_4). Nesse caso, a vitamina C foi oxidada e o átomo de manganês é +7 e na solução incolor obtida ao final do experimento, após sua redução, o nox do átomo de manganês é +2.
 - a) Lembrando do que foi estudado sobre ligações químicas, que tipo de substância é o KMnO_4 ?
 - b) Identifiquem o nox do Mn na substância KMnO_4 .
 - c) Quais são as evidências de que durante o experimento o Mn foi reduzido?
 - d) Na reação entre KMnO_4 e vitamina C, qual é o agente redutor e qual é o agente oxidante? Justifiquem suas respostas.

1.3. Segundo módulo

O segundo módulo tem o objetivo de mostrar as reações de deslocamento de metais e também mostrar o sentido da oxirredução. Nesse módulo também é discutido com os alunos os efeitos das reações de oxidação e redução assim como o agente oxidante e o agente redutor.

Material do experimento: Placas de magnésio (Mg), zinco (Zn) e cobre (Cu); Soluções 1 mol/L de: cloreto de magnésio (MgCl_2), sulfato de zinco (ZnSO_4), sulfato de cobre (CuSO_4); três béqueres de 100 mL e três conta-gotas.

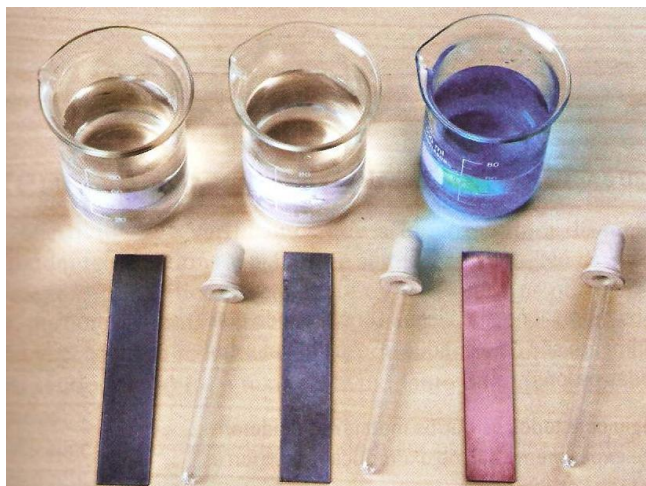


Figura 08: Materiais a serem utilizados no experimento do módulo 02. Imagem do livro Mortimer (2014)

O que fazer:

Coloque a placa de magnésio sobre uma folha de papel e escrevam na folha, paralelamente ao lado mais comprido da placa, o símbolo dos íons Mg^{2+} , Zn^{2+} e Cu^{2+} , deixando algum espaço entre dois símbolos consecutivos. Observe a figura abaixo.

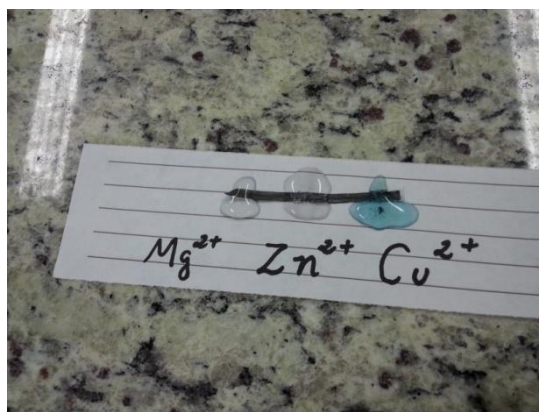


Figura 09: Placa de magnésio sobre folha de papel.

Depois de realizado o experimento, passa-se um questionário para medirmos a cognição dos alunos com relação ao conteúdo que será aplicado.

Questionário – módulo 02

- 1) Usando um conta-gotas diferente para cada solução, coloquem duas gotas de cada solução, sobre a placa de metal, no lugar próximo àquele onde vocês escreveram o símbolo correspondente ao íon presente na solução. Reproduzam o quadro 5.5 no caderno e anotem os resultados, usando o sinal “+” para indicar que houve alguma

reação entre a solução e a placa de metal, e o sinal “-“ para indicar que essa reação não ocorreu.

Íon → Metal ↓	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺
Mg	////////	////////	////////
Zn	////////	////////	////////
Cu	////////	////////	////////

- 2) Que metal reagiu com todos os outros íons metálicos? Considerando que todas as reações neste experimento são de oxirredução, esse metal é capaz de oxidar ou de reduzir todos os íons?
- 3) Qual dos íons em solução reagiu com todos os outros metais? Considerando que todas as reações neste experimento são de oxirredução, esse íon é capaz de oxidar ou de reduzir todos os metais?

1.4. Terceiro módulo

O terceiro módulo tem como objetivo mostrar e testar a reatividade de alguns metais nos ácidos.

Material do experimento: tubo de ensaio, béquer, bastão de vidro, vidro relógio e suporte para tubos. Reagentes: metais – ferro, alumínio, zinco, magnésio, cobre e ácido clorídrico.



Figura 10: Materiais utilizados no experimento do módulo 03.

O que fazer:

Coloque o ácido nos tubos e acrescente em cada tubo o metal e anote se houve ou não liberação de gás.



Figura 11: Colocando ácido e metal nos tubos de ensaio.

Depois de realizado o experimento, é passado um questionário, para verificar a aprendizagem dos alunos com relação ao conteúdo aplicado.

Questionário – módulo 03

- 1) Em quais tubos houve reação? Equacione a reação quando houver.

- 2) As reações produzidas são ou não de oxirredução?

- 3) Se for de oxirredução, que elemento oxidou e que elemento reduziu?

- 4) Qual é o agente oxidante e qual é o agente redutor? Explique.

1.5. Quarto módulo

Este módulo tem como objetivo principal demonstrar e verificar as facilidades relativas com que as diferentes espécies químicas sofrem oxidação ou redução. São realizados dois experimentos.

Materiais 1º experimento: Suporte para tubos de ensaio, tubos de ensaio, espátulas, cliques de metal, solução de sulfato de cobre, soluções de metais diversos (zinco/cobre estanho/chumbo, alumínio, ferro, magnésio, sódio).



Figura 12: Materiais utilizados no 1º experimento do módulo 04.

O que fazer:

- Coloque o clipe em um tubo de ensaio contendo solução de sulfato de cobre de tal forma que parte do clipe fique acima da superfície.



Figura 13: Clipe em contato com o sulfato de cobre

- Após alguns minutos observe e anote o que aconteceu.

Materiais 2º experimento: MgCl_2 0,1 mol/L; CuSO_4 0,1 mol/L; ZnSO_4 0,1 mol/L; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 0,1 mol/L; tubos de ensaio, estante para tubos de ensaio, cobre, magnésio, zinco e clipe claro.



Figura 14: Materiais utilizados no 2º experimento do módulo 04

O que fazer:

- Prepare 3 tubos de ensaio colocando em cada um cerca de 5 gotas de solução de $Al^{2+}_{(aq)}$. Para isto pode ser usada uma solução de $Al_2(SO_4)_3$ 0,1 mol/L. Coloque, respectivamente, em cada tubo, um pedaço dos metais Mg, Zn, Cu. Deixe os tubos em repouso por alguns minutos. Em cada caso, observe se houve reação. Escreva as equações das reações que ocorreram.

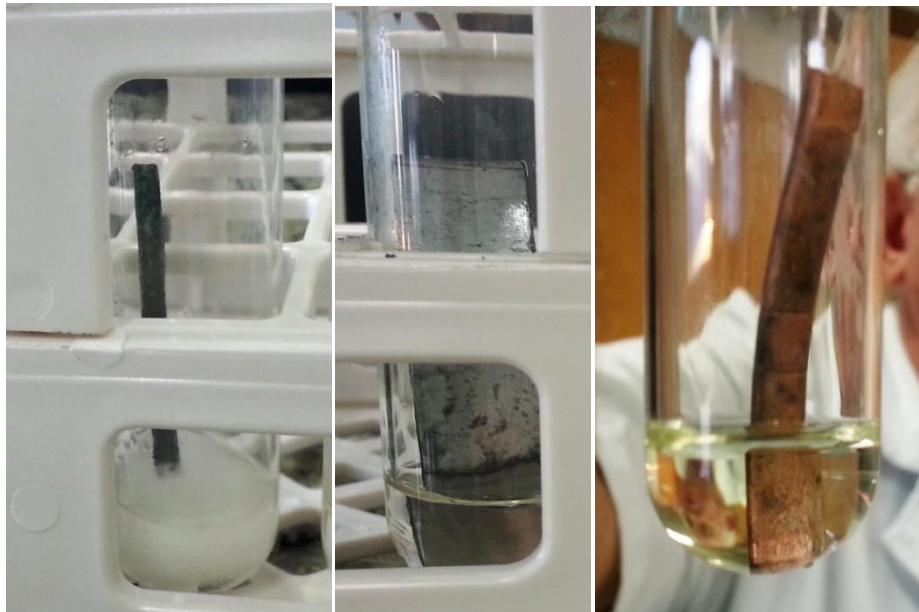


Figura 15: Reação da solução de $Al_2(SO_4)_3$ com os metais.

- Lave os metais e repita a experiência usando em lugar de solução de Al^{3+} , uma solução de Zn^{2+} (por exemplo, $ZnSO_4$ 0,1 mol/L). Em cada caso, observe o que houve e escreva as equações das reações que ocorreram.



Figura 16: Reação da solução de ZnSO₄ com metal.

- Repita a experiência colocando cada metal em um tubo de ensaio que contém uma solução de Cu²⁺ (por exemplo, CuSO₄ 0,1 mol/L). Em cada caso, observe se houve reação e escreva as equações que ocorreram.

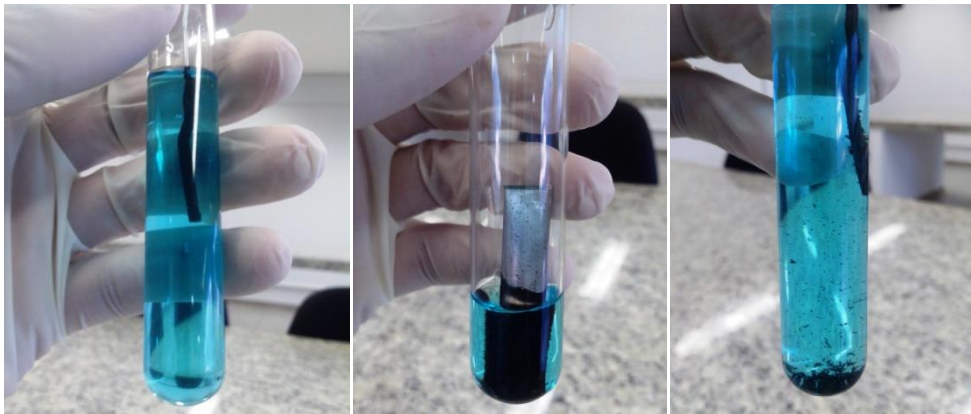


Figura 17: Reações da solução de CuSO₄ com os metais.

Após os experimentos é passado um questionário voltado para os dois experimentos e o conteúdo aplicado, para medirmos o conhecimento dos alunos.

Questionário – Módulo 04

- 1) Escreva as semirreações que ocorreram no tubo de ensaio.
- 2) Balanceie a equação global para reação de oxirredução.

3) Identifique na reação as seguintes espécies químicas:

a) Agente redutor (anodo)

b) Agente oxidante

c) Catodo

1.6. Referências

ABEGG, I.; BASTOS, F. P. Fundamentos para uma prática de ensino-investigativa em Ciências **de Enseñanza de las Ciencias**, v. 4, n. 3, 2005.

CARVALHO, A. M. P.; OLIVEIRA, C; SASSERON, L.; SEDANO, L. BASTISTONI, M. **Investigar e Aprender Ciências**, Editora Sarandi, 2011.

FOGAÇA, Jenifer. Tipos de Corrosão. **Revista Brasil Escola**. Disponível em: <<http://www.brasilecola.com/quimica/tipos-corrosão.htm>>. Acesso em: nov 2014.

SASSERON, L. H., CARVALHO, A. M. P. Construindo argumentação na sala de aula: a presença do ciclo argumentativo, os indicadores de alfabetização científica e o padrão de Toulmin. **Ciência e Educação** (UNESP). , v.17, p. 97 - 114, 2011.

USBERCO, J.; SALVADOR, E. **Química Volume Único**. ed. reform. São Paulo: Saraiva 2002.

VIGOTSKY, L. S.A **Formação Social da Mente**. São Paulo, Martins Fontes, 1984.