



UNIVERSIDADE FEDERAL DO RIO DE JANEIRO

INSTITUTO DE QUÍMICA

PROJETO FINAL DE CURSO

**Inserção de Laboratório de Química no Ensino
Médio: proposta de aulas experimentais**

Fabiana Maia Santos

Orientador: D.Sc. Ricardo Cunha Michel

Rio de Janeiro

2014

Inserção de Laboratório de Química no Ensino Médio: proposta de aulas experimentais

Fabiana Maia Santos

Monografia de projeto final de curso submetida ao corpo docente do Instituto de Química da Universidade Federal do Rio de Janeiro – UFRJ, como parte dos requisitos necessários para obtenção do grau de Licenciado em Química.

Aprovada por:

Prof. Ricardo Cunha Michel – IMA-UFRJ

Orientador

Prof. Iracema Takase – DQA-IQ-UFRJ

Avaliador

Prof. João Massena Melo Filho – DQI-IQ-UFRJ

Avaliador

Resumo

Um dos problemas do Ensino Médio hoje é o Ensino de Química devido à grande dificuldade que os alunos tem de compreender os conceitos de Química. Segundos os alunos, essa dificuldade acontece pelo fato da Química ser uma ciência abstrata e complexa e necessidade de memorizar fórmulas e equações químicas. O professor como educador tem um papel importante como mediador afim de melhorar o ensino-aprendizagem. Para isso são diversos os recursos didáticos utilizados, como recursos audiovisuais, aulas experimentais, livros etc. O trabalho de projeto final de curso elabora uma metodologia de criação de roteiros experimentais para turmas de 2º ano do Ensino Médio que acompanhem os conteúdos teóricos ensinados, cuja finalidade é facilitar a vida do professor e melhorar o ensino-aprendizagem dos alunos.

Dedicatória

A toda minha família, que contribuiu para que eu chegasse até aqui.

Agradecimentos

A realização desse projeto de curso marca a finalização de uma importante etapa da minha vida, a conclusão da graduação. Todos que me conhecem e contribuíram direta ou indiretamente, sabem o quanto foi difícil chegar até aqui.

Primeiramente gostaria de agradecer a Deus pela conclusão desse trabalho, por nunca ter me abandonado em todos os desertos que atravessei. Por me dar forças para continuar mesmo quando tudo parecia desmoronar, pois mesmo quando não somos fiéis, ele permanece fiel.

A minha família, em especial à minha mãe pelo apoio incondicional e compreensão nos momentos de ausência todos esses anos.

A minha querida amiga Bianca que me acompanha desde o começo compartilhando de todos os momentos da minha vida.

Ao meu amor Rafael por tolerar minha ansiedade, compreender minhas loucuras (nem todas, rs!) e me amar com todos os meus defeitos.

Aos amigos do LACES (laboratório em que trabalhei na Universidade durante toda minha graduação) que me acompanharam desde o início de tudo.

A amiga Fernanda pelo apoio e por estar sempre disposta a me ajudar.

Ao amigo Vinícius que nos momentos finais da graduação me ajudou com seu companheirismo, paciência e amizade nos dias tristes.

Agradeço a todos os professores da UFRJ que contribuíram para minha formação.

Ao meu orientador Ricardo Michel por aceitar me orientar, pela paciência, dedicação e conhecimentos transmitidos.

Obrigado a todas as pessoas que contribuíram para meu sucesso e para meu crescimento como pessoa. Sou o resultado da confiança e da força de cada um de vocês.

“Quando uma criatura humana desperta para um grande sonho e sobre ele lança toda a força de sua alma, todo o universo conspira a seu favor.”

Johann Goethe

"Acreditamos que a educação sozinha não transforma a sociedade, sem ela tampouco a sociedade muda. Se a nossa opção é progressiva, se estamos a favor da vida e não da morte, da equidade e não da injustiça, do direito e não do arbítrio, da convivência com o diferente e não de sua negação, não temos outro caminho senão viver a nossa opção. Encarná-la, diminuindo, assim, a distância entre o que dizemos e o que fazemos".

Paulo Freire

Sumário

| | |
|--|-----|
| 1.0 Introdução | 9 |
| 1.1 Educação | 9 |
| 1.2 Ensino Médio..... | 12 |
| 1.3 Ensino de Química..... | 13 |
| 1.4 Experimentação no Ensino de Química..... | 15 |
| 2.0 Objetivo | 17 |
| 3.0 Justificativa | 17 |
| 4.0 Metodologia | 18 |
| 5.0 Elaboração dos Roteiros | 23 |
| 6.0 Roteiro dos Experimentos | 26 |
| 6.1 Aula 01 | 27 |
| 6.2 Aula 02 | 37 |
| 6.3 Aula 03 | 41 |
| 6.4 Aula 04 | 49 |
| 6.5 Aula 05 | 56 |
| 6.6 Aula 06 | 62 |
| 6.7 Aula 07 | 66 |
| 6.8 Aula 08 | 72 |
| 6.9 Aula 09 | 79 |
| 7.0 Aula 10 | 85 |
| 7.1 Aula 11 | 92 |
| 7.0 Elaboração de Relatório | 97 |
| 8.0 Considerações Finais | 98 |
| 9.0 Bibliografia | 100 |

Lista de Abreviaturas

LDB – Lei de Diretrizes e Bases

PCNEM - Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio

CBA - Chemical Bond Approach

CHEMS - Chemical Education Material Study

MCA – Movimento das Concepções Alternativas

**IQW 101 – Disciplina de Laboratório de Produção e Avaliação de Material
Didático para o Ensino de Química**

IBECC – Instituto Brasileiro de Educação Ciência e Cultura

1.0 Introdução

1.1 Educação

A Educação consiste em desenvolver no indivíduo todas as faculdades humanas para que o mesmo possa viver em sociedade. Esse desenvolvimento é necessário e desejável para que haja uma coesão social, ou seja, cada indivíduo tem seu papel na sociedade. A educação é um processo social no qual se busca socializar os indivíduos (P. DOS SANTOS e PACHECO SCHNETZLER, 1996).

A seguir será apresentado um breve apanhado sobre as concepções de alguns pensadores sobre educação na qual cada um teve sua contribuição para a educação.

Émile Durkheim

Émile Durkheim foi um sociólogo que teve uma contribuição na sociologia na França no início do século XX influenciando políticos e educadores. Entende que a educação é um artifício poderoso na construção da moral coletiva.

Durkheim em seu livro sobre a “A Divisão Social do Trabalho” discute a relação entre os indivíduos e sociedade e elaborou a teoria da solidariedade, dividindo-a em teoria mecânica e orgânica. Na solidariedade mecânica os indivíduos se assemelham por crenças, religião ou tradição, onde nasce então a consciência coletiva. Já na solidariedade orgânica os indivíduos são diferentes entre si e a interação só é possível a partir da dependência através de atividades sociais. Acredita que a divisão do trabalho é a estrutura de toda sociedade. De acordo com os princípios de solidariedade orgânica os indivíduos não podem dedicar-se todos a mesma função, estilo de vida, existindo diferentes funções a preencher. A educação para Durkheim é pautada na concepção de homem ideal para a sociedade e cada sociedade tem o sistema pedagógico que lhe convém, ou seja, o indivíduo nasce da sociedade e se desenvolve a partir dela (LUCENA, 2010).

"A educação é a ação exercida, pelas gerações adultas, sobre as gerações que não se encontram ainda preparadas para a vida social; tem por objeto suscitar e desenvolver, na criança, certo número de estados físicos, intelectuais e morais, reclamados pela sociedade política, no seu conjunto, e pelo meio especial a que a criança, particularmente, se destina" (DURKEIM, 1978).

Jean Piaget

Jean Piaget, um epistemólogo suíço, dedicou-se a área de Psicologia, Epistemologia e Educação. As teorias de Piaget tentam explicar como se desenvolve a inteligência nos seres humanos. Entende que a inteligência nos seres humanos se dá em quatro etapas de níveis crescentes e estão relacionadas umas às outras, chamando essa etapas de construtivismo sequencial. Sua teoria permite compreender como a criança e o adolescente aprendem identificando suas possibilidades e limites. Acredita que o indivíduo não nasce sabendo. A educação é um processo construído internamente e depende do nível de desenvolvimento do sujeito. Esse processo se dá através de uma reorganização cognitiva e interação social. O indivíduo deve fazer para compreender, mas é através da lógica do erro que ele vai tomando consciência e vai desenvolvendo o pensar, julgar e argumentar realizando um trabalho de remontagem e reflexão (Pedagogia em Foco).

"A principal meta da educação é criar homens que sejam capazes de fazer coisas novas, não simplesmente repetir o que outras gerações já fizeram. Homens que sejam criadores, inventores, descobridores. A segunda meta da educação é formar mentes que estejam em condições de criticar, verificar e não aceitar tudo que a elas se propõe." Jean Piaget (DUCKWORTH, 1964).

Lev Vygotsky

Lev Vygotsky formou-se em Direito e mais tarde estudou Literatura e História, mas o seu interesse por psicologia levou-o a refletir sobre a produção teórica de sua época. Iniciou sua carreira após a Revolução Russa e demonstrou interesse pela psicologia através dos trabalhos publicados envolvendo crianças com deficiência. Vygotsky defende a educação inclusiva. Para ele o desenvolvimento da mente humana é mediado pelo outro, que aponta, delimita e atribui significados. O desenvolvimento da criança não é passivo e depende do desenvolvimento histórico e de formas sociais de vida, ou seja, o meio ambiente em que a criança está inserida. É um processo contínuo de aquisições onde a criança impõe estruturas superiores aprendendo novos conceitos.

A linguagem para Vygotsky é um signo mediador tendo destaque no pensamento e sendo exclusiva da humanidade. A aprendizagem é um processo contínuo e o ensino escolar vai acrescentar novos elementos no desenvolvimento do aluno. Vygotsky classifica esse desenvolvimento em dois níveis: *o desenvolvimento real*, no qual a criança tem uma certa independência e realiza algumas funções sem o auxílio de outro indivíduo e *o desenvolvimento potencial*, no qual ela realiza algumas funções com auxílio. Ele chamou a distância entre esses dois níveis de *zona de desenvolvimento proximal*. O mediador ajuda a criança a realizar o que está próximo. Na teoria de Vygotsky o aluno é um sujeito ativo na construção do seu conhecimento (COELHO e PISONI, 2012).

“A zona de desenvolvimento proximal provê psicólogos e educadores de um instrumento através do qual se pode entender o curso interno do desenvolvimento. Usando esse método podemos dar conta não somente dos ciclos e processos de maturação que já foram completados, como também daqueles processos que estão em estado de formação, ou seja, que estão apenas começando a amadurecer e a se desenvolver” (VYGOTSKY, 1991).

Paulo Freire

Paulo Freire foi um dos mais importantes educadores brasileiros. Pernambucano, formou-se em Direito e logo na adolescência teve um interesse pela Língua Portuguesa. Ficou internacionalmente conhecido pelo método de alfabetização. No Brasil, participou do Programa Nacional de Alfabetização após ser convidado pelo então presidente João Goulart. Com o golpe militar seu método de alfabetização foi considerado uma ameaça à ordem pelos militares. Teve que viver no exílio no Chile e Suíça, onde continuou produzindo conhecimento na área de educação e publicou sua principal obra “Pedagogia do Oprimido”, que fala da alfabetização de adultos. Para Paulo Freire a educação deve ser libertadora, crítica e esclarecedora. Acreditava numa educação que levasse ao fim das desigualdades sociais e que diminuísse a distância entre quem governa e é governado. Seu método de alfabetização trabalhava no universo vocabular do aluno e da sociedade onde ele vive. Depois tematizava, buscando um significado social e dando uma visão crítica do mundo ao aluno alfabetizado (Sua Pesquisa).

Ao fazer um pequeno resumo sobre a maneira de pensar educação de alguns pensadores do século XX o objetivo não é apontar qual a melhor teoria e sim mostrar que

cada um teve sua contribuição e que pensar educação depende muito do ponto de vista adotado.

1.2 Ensino médio

O Ensino Médio é a etapa final da educação básica, está entre o Ensino Fundamental e Ensino Superior e tem o objetivo de formar adolescentes e jovens preparando-os para o exercício da cidadania. O Ensino Médio como etapa final da educação básica prepara os indivíduos dando as ferramentas necessárias tanto para progredir nos estudos quanto no trabalho.

O contexto histórico do Ensino Médio no Brasil foi marcado pelo caráter propedêutico com o objetivo de preparar as elites para ingresso aos cursos superiores. Com as reformas educacionais ocorridas na década de 1930, por Francisco Campos, iniciou-se a implantação dos cursos profissionalizantes para as “classes menos favorecidas”.

Permaneceram então as duas categorias de Ensino, o profissionalizante e a de caráter propedêutico. O educadores da época consideram uma dualidade no sistema de Ensino Médio. Em 1988, uma nova Constituição Federal aprovada, modificações foram feitas no tangente a educação, no que diz respeito ao nível de Ensino, onde dizia ser dever do Estado a “progressiva extensão da obrigatoriedade e gratuidade no Ensino Médio” (art.208, inciso II). Essa afirmativa demonstra a preocupação em estender o Ensino Médio a todos.

Com a LDB de 1996 acontece a consagração do Ensino Médio como etapa final da educação básica definindo então os objetivos (art.35), onde o Ensino Médio seria unificado e atenderia tanto preparação para o trabalho e preparação para Ensino Superior, diminuindo o caráter dualista do Ensino Médio.

Apesar das diversas políticas desenvolvidas no que tange a Educação no Brasil, ainda há um caminho muito grande a percorrer para diminuir a heterogeneidade do ensino no país. Apesar da expansão do Ensino Médio ainda existe uma distância muito grande entre as regiões do país, mesmo nas regiões Sul e Sudeste. Nas regiões Norte e Nordeste 60% dos alunos que frequentam o Ensino Médio estão acima da faixa etária ideal para estar no Ensino Médio. Deve-se ter um olhar diferenciado para essas regiões na tentativa de diminuir essa diferença gritante, identificando e atacando suas causas.

O Ministério da Educação apresentou em 2009, o Programa do Ensino Médio Inovador, que objetivava dar apoio técnico e financeiro aos estados. Esse programa tem objetivo de desenvolver inovações pedagógicas nas escolas públicas, para promover mudanças na estrutura curricular bem como reconhecer as diferenças entre os sujeitos do processo. (MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO, 2009)

1.3 Ensino de Química na Educação

A Educação para a cidadania é função primordial da Educação Básica Nacional conforme dispõe a Constituição Brasileira. E como o Ensino de Química contribui para formar um cidadão? O Ensino de Química deve ser capaz de desenvolver no indivíduo a capacidade de tomar decisões e analisar criticamente a sociedade em que vive e as transformações científico-tecnológicas e como estas afetam a sociedade. Para que ocorra um Ensino de Química voltado para formar um cidadão é necessário que se revise as metodologias de ensino, ou seja, como os alunos participam desse processo, como são avaliados e os métodos adotados pelos professores (P. DOS SANTOS e PACHECO SCHNETZLER, 1996)

A Química é uma ciência abstrata e complexa e na maioria das vezes é ensinada de maneira tradicional, de forma que os alunos não compreendem seus fundamentos. Os alunos são sobrecarregados de conteúdos de forma mecânica e acabam utilizando equações e fórmulas sem mesmo entender seu significado. Isso gera nos alunos uma aversão pela Química tornando ainda mais difícil seu aprendizado. A pouca aprendizagem do aluno está relacionada a diversos fatores, como falta de base do aluno, falta de interesse, falta de condições de trabalho na escola, metodologia empregada pelo professor etc. (BUENO, MOREIA, *et al.*; SILVA, 2011)

Existem várias maneiras de tornar o Ensino de Química mais atraente e são diversos os recursos pedagógicos utilizados para tal. Os recursos variam desde atividades lúdicas, experimentais, contextualizadas a cotidianas e investigativas. Mas, o que ensinar, como ensinar e por que ensinar? Quando se pensa em ensinar Química, o professor ao preparar o material didático deve considerar quem será o aluno que irá educar, pois existem alunos de universos e culturas bem diferentes. De acordo com Coutinho Machado (2013):

[...] não existe uma receita infalível para COMO ensinar. Há, sim, recomendações que devem ser consideradas: primeiro há necessidade de fugirmos da assepsia no ensino, mostrando os conteúdos vinculados a realidade e não apresentando-os limpos, prontos, estanques ao universo e confinados à sala de aula e ao quadro negro[...]

A pesquisa em Ensino de Química por práticas pedagógicas que melhorem o ensino-aprendizagem dos alunos vem crescendo ao longo dos anos. O interesse na pesquisa sobre o Ensino de Química veio após do movimento de reforma curricular que ocorreu no Estados Unidos e Inglaterra, com o desenvolvimentos dos projetos CBA (Chemical Bond Approach) - Sistemas Químicos, e CHEMS (Chemical Education Material Study) - Química: uma ciência experimental. (PACHECO SCHNETZLER e RIBEIRO ARAGÃO, 1995).

Os cursos de Química tradicionais se caracterizavam por serem muito extensos, descritivos e enfatizavam o acúmulo de informações e uso de demonstrações experimentais que visavam apenas confirmar o já ensinado na teoria. O método era baseado na aprendizagem por descoberta, concebendo os alunos como pequenos cientistas. Esse método foi questionado por alguns educadores, pois consideravam que o aluno não possuía conhecimentos prévios para a construção de princípios científicos. Diante das divergências os educadores em ciências tiveram que buscar métodos alternativos.

Surgiu então o chamado movimento da concepções alternativas (MCA), sob orientações construtivistas, sua essência era a construção e reconstrução ativa do conhecimento por parte do sujeito humano.

Segundo Pacheco (PACHECO SCHNETZLER e RIBEIRO ARAGÃO, 1995), esses estudos revelaram como os alunos compreendem as transformações química erroneamente. Das contribuições do MCA destacam-se alguns aspectos para a melhoria do ensino:

- *O aluno não é tábula rasa; e sim possuidor e construtor de ideias;*
- *O ensino e a aprendizagem não são sinônimos de transmissão e recepção de informações: a aprendizagem implica evolução conceitual, e o ensino, sua promoção.*

- *O mais importante é promover a evolução conceitual dos alunos, levando em conta suas concepções prévias acerca de conceitos fundamentais da química.*
- *O aluno não constrói o conhecimento sozinho; o professor é mediador de tal construção.*
- *O processo de ensino não se configura em termos de apresentação sequencial e linear de conceitos, mas exige com frequência que os conceitos já abordados sejam retrabalhados sob novas formas, para que sejam ampliados e consolidados pelos alunos, evitando dessa forma que estes retornem a suas concepções prévias.*
- *O professor precisa identificar as concepções prévias de seus alunos sobre o fenômeno ou conceito em estudo.*

Os Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio, PCNEM's, desenvolvidos no Brasil a partir da Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional (Lei 9.394/96), evidenciam sua preocupação com o aprendizado do aluno, uma vez que se posicionam contra a memorização de informações, nomes e fórmulas (MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO, 2000). Para os PCNEM's o aluno deve compreender de forma significativa e integrada as transformações químicas que ocorrem nos processos naturais e tecnológicos e sua relação com sistema produtivo, industrial e agrícola. Essa compreensão deve permitir ao aluno entender as aplicações tecnológicas, ambientais, sociais, políticas e econômicas.

1.4 Experimentação no Ensino de Química

A Experimentação no Ensino de Química é de grande importância para o aprendizado de química, pois é um recurso pedagógico que auxilia na construção de conceitos. Entre os educadores as atividades práticas são um consenso no que diz respeito a motivação, melhor compreensão da teoria e aprendizagem.

As atividades experimentais são destacadas nas propostas curriculares do Ensino Médio, como no Ensino Médio Inovador (MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO, 2009) e nos PCNEM's (MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO, 2000)

Dentre as proposições curriculares do programa Ensino Médio Inovador, consta no item 3.2 alínea (c), o estímulo as atividades teórico-práticas desdobradas em

laboratórios de ciências, matemática e outros que apoiem o processo ensino-aprendizagem nas diferentes áreas do conhecimento.

Nos PCNEM's (MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO, 2000) no tópico sobre estratégias para ação as atividades experimentais são destacadas como de suma importância seja qual for o método empregado pois possibilitam o exercício da observação e formulação de indagações, mas que não devem ser utilizadas como mera confirmação de ideias pois reduz seu valor pedagógico.

A experimentação prioriza o contato dos alunos com os fenômenos químicos, possibilitando ao aluno a criação dos modelos que tenham sentido para ele, a partir de suas próprias observações (GIORDAN, 1999). A preocupação com a falta de atividades práticas, em especial as experimentais, foram o cerne das propostas curriculares americanas divulgadas na década de 1950, as quais viriam influenciar também o Brasil nas décadas de 1960 e 1970, por meio de ações do Instituto Brasileiro de Educação, Ciência e Cultura - IBECC (*Krasilchik, 1987; 2004*).

O movimento de mudança curricular visava despertar jovens para a formação de novos quadros de cientistas (OLIVEIRA, 1991), dando condições de os países participarem de uma nova configuração mundial. Estes projetos se caracterizavam por ver a escola e sala de aula como espaços onde se produz Ciência, e as atividades práticas eram compreendidas como viabilizadoras da aprendizagem por redescoberta em que, pela indução, se supunha que o aluno chegaria ao conhecimento científico.

Para que as atividades experimentais proporcionem uma aprendizagem dependem de como são propostas e desenvolvidas. Elas podem ser trabalhadas de maneira problematizada, onde o professor propõe um problema na forma de experimentos e o aluno através de observações e classificações chega a solução (CAMPANARIO e MOYA, 1999).

Ao fazer uso da experimentação como recurso pedagógico o professor deve refletir acerca da natureza epistemológica da experimentação no ensino e sua abordagem pedagógica.

2.0 Objetivo

O presente trabalho tem por objetivo elaborar uma proposta de aulas experimentais que acompanhem os conteúdos teóricos ensinados durante o ano letivo para uma turma do 2º ano do Ensino Médio, apresentando para cada experimento uma proposta pedagógica.

3.0 Justificativa

A Química é uma Ciência Experimental e para aprendê-la é preciso compreender os fenômenos, transformações químicas e como estes estão inseridos no nosso dia-a-dia e na sociedade. O Ensino de Química funciona como um instrumento de investigação e desenvolvimento socioeconômico para formar o cidadão.

A criação dos roteiros tem a função de facilitar o trabalho do professor e possibilitar aos alunos uma aprendizagem significativa e que possam absorver mais facilmente os conteúdos teóricos ensinados em sala de aula.

O Ensino de Química na maioria das escolas de Ensino Médio hoje é baseado, de fato apenas no conteúdo teórico administrado em sala de aula, o que acaba tornando a química pouco atraente para os alunos pelo fato de ser abstrata e complexa. A união entre teoria e prática favorece a compreensão de conceitos abstratos contribuindo muito para o desenvolvimento cognitivo do aluno.

Segundo Hodson (1988), os experimentos devem ser conduzidos visando diferentes objetivos, tal como demonstrar um fenômeno, um princípio teórico, coletar dados, testar hipóteses, desenvolver habilidades de observação ou medidas, adquirir familiaridade com aparatos, entre outros.

A ideia da importância da experimentação é predominante entre professores, supervisores de ensino, pais e alunos. No entanto a maioria das escolas de Ensino Médio não realizam atividades experimentais, mesmo em sala de aula. (SAMPAIO FARIAS, MONTANI BASAGLIA e ZIMMERMANN, 2009). São diversos os motivos da falta de atividades práticas nas escolas de Ensino Médio, como a não existência de laboratórios, falta de professores para tal fim, apoio da escola quanto a recursos, carga horária curta etc.

Segundo Galiazzi (2003), para que a experimentação possa contribuir para o enriquecimento do conhecimento químico dos alunos é preciso que seja aplicada com frequência e o professor deve obter através de observações e coleta de dados periódica e sistematicamente sobre como os alunos trabalham e como influencia na sua motivação, na capacidade argumentativa e interesse em questionar, no manuseio dos materiais e pesquisando a própria prática de ensino.

Apesar de ser um tema bastante discutido na literatura, quanto à forma que é abordado, o Ensino de Química por meio de atividades experimentais é fundamental para o aprendizado do aluno e para isso o presente trabalho busca criar um material para o professor a fim de facilitá-lo, pois a realização de aulas experimentais devem levar em conta diversos fatores: instalações da escola, materiais e reagentes e principalmente a escolha das experiências e programação das aulas práticas para o ano letivo.

A ideia da criação dos roteiros experimentais surgiu durante estágio supervisionado da autora do Projeto Final de Curso. O professor que ministrava a disciplina teve a iniciativa de montar uma sala de Ciências no Colégio, onde seriam realizados experimentos não só para a disciplina de Química, mas também Física, Biologia e Matemática. A autora participou da montagem do Laboratório, que foi chamado de Sala de Ciências.

4.0 Metodologia

A metodologia utilizada para a elaboração das propostas de aulas experimentais consistiu no estudo do conteúdo programático atualizado do segundo ano do Ensino Médio e foi dividida em três etapas: seleção de temas, avaliação do tempo de aula, avaliação da infraestrutura disponível na escola.

➤ Seleção de Temas

Os temas escolhidos para as aulas experimentais foram baseados no conteúdo programático atualizado do segundo ano do Ensino Médio, e dentro deste conteúdo, foram selecionados alguns temas. Para estes temas foram desenvolvidas propostas completas de aulas experimentais, baseadas nos princípios discutidos na disciplina de Laboratório de Desenvolvimento Avaliação de Material Didático (IQW 101). Ao realizar uma pesquisa sobre o conteúdo ensinado nas escolas para o Segundo Ano do Ensino

Médio foram observadas algumas diferenças no conteúdo programático apresentado para cada escola.

O primeiro conteúdo pesquisado foi aquele sugerido pela Secretaria de Estado de Educação do Rio de Janeiro denominado de Currículo Mínimo 2012 de Química (SECRETARIA DE ESTADO DE EDUCAÇÃO, 2012). O Currículo Mínimo garante a essência básica de ensino comum a todos, alinhando-se as atuais necessidades de ensino, fornecendo meios para progressão no trabalho e estudos posteriores.

Os tópicos contidos no Currículo Mínimo foram divididos em eixos temáticos em 4 bimestres:

1 Bimestre

- Comportamento químico das substâncias – Ácidos e bases
- Comportamento químico das substâncias – Sais e óxidos

2 Bimestre

- Representação e quantificação da matéria
- Cálculos estequiométricos

3 Bimestre

- Misturas multicomponentes
- Termoquímica

4 Bimestre

- Termoquímica e espontaneidade das reações químicas
- Cinética

O conteúdo programático utilizado para a criação dos roteiros não foi o currículo Mínimo 2012 e sim o conteúdo de uma escola particular de Ensino Médio (Colégio Padrão - Mesquita) por ser mais abrangente. O currículo mínimo proposto pela Secretaria de Educação foi usado apenas como referência para que nenhum tema deixasse de ser abordado.

Os roteiros contém os assuntos do currículo mínimo, mas contemplam também outros assuntos. Por exemplo, no currículo mínimo o tema de equilíbrio químico, eletroquímica

e eletrólise só é abordado no 3º ano. O tema de propriedades coligativas e radioatividade não é colocado no currículo mínimo.

A Tabela 1 apresenta o conteúdo programático do segundo ano letivo do Ensino Médio.

Tabela 1: Conteúdo Programático para a turma do 2º Ano do Ensino Médio do Colégio Padrão - Mesquita

| Título | Temas abordados |
|---------------------------|---|
| 1º Bimestre | |
| Cálculos Químicos | <ul style="list-style-type: none"> • Massa atômica; • A unidade de massa atômica; • Massa atômica de um elemento; • Massas Moleculares; • Relação entre mol e peso atômico; • Número de Avogadro; • Ampliando o conceito de mol; • Massa Molar; • Número de mols; • Equação geral dos gases; • Cálculo de volume; |
| Gases | <ul style="list-style-type: none"> • Gases (variáveis de estado, transformações gasosas); • Equações gerais dos gases; • Equação de Clapeyron; • Transformação de estado em sistema aberto; • Teoria cinética dos gases; • Misturas gasosas; |
| Relações Estequiométricas | <ul style="list-style-type: none"> • Cálculo estequiométrico; • Casos e exemplos comparativos (massa x massa); • Cálculo de rendimento; |
| Cálculos Estequiométricos | <ul style="list-style-type: none"> • Cálculo em reações sucessivas; • Cálculo estequiométrico em reações com reagente em excesso e reagente limitante; • Estequiometria dos gases; |
| 2º Bimestre | |
| Soluções | <ul style="list-style-type: none"> • A mais importante das dispersões; • Classificação das soluções quanto ao estado de agregação (solução sólida, líquida e gasosa); • Classificação das soluções quanto a relação soluto x solvente; • Curva de solubilidade; • Título em massa (porcentagem); • Título em volume; • Densidade; • Fração molar em quantidade de matéria; • Concentração comum; • Concentração molar; • Equivalente-grama; • Normalidade; • Relações entre concentrações; |
| Misturas e Titulações | <ul style="list-style-type: none"> • Adição de Solvente; • Titulação (ácido-base); • Misturas de soluções de um mesmo soluto; |

| | |
|--|---|
| | <ul style="list-style-type: none"> Misturas de soluções de solutos diferentes que não reagem entre si; Misturas de soluções de solutos diferentes que reagem entre si; |
| Propriedades Coligativas | <ul style="list-style-type: none"> Pressão máxima de vapor; Diagrama de fases; Propriedades coligativas (tonoscopia, ebulioscopia, crioscopia, osmoscopia); Cálculo de número de partículas de soluto que estão dissolvidas em solução; Fator de Van'tHoff; |
| 3º Bimestre | |
| Termoquímica | <ul style="list-style-type: none"> Calor de reação; Entalpia; Variação de entalpia; Reações termoquímicas (endotérmicas e exotérmicas); Tipos de variação de entalpia (ΔH neutralização; ΔH de formação; ΔH de combustão); Lei de Hess; Entalpia de ligação; |
| Cinética Química | <ul style="list-style-type: none"> Velocidade de reação (velocidade média); Energia de ativação; Análise gráfica da energia de ativação; Influência na velocidade das reações químicas (catalisador, temperatura, superfície de contato, concentração); Lei das velocidades de reação; Lei da ação da massa; Lei da velocidade para reação não elementar; |
| Equilíbrio Químico | <ul style="list-style-type: none"> Reação reversível; Reação irreversível; Equilíbrio químico; Constante de equilíbrio (K_c e K_p); Deslocamento de equilíbrios; Princípio de Le Chatelier; Fatores do deslocamento de equilíbrio. |
| Equilíbrio Iônico | <ul style="list-style-type: none"> Constante de dissociação ou ionização; Importância de K_a e K_b; Grau de ionização; Lei da diluição de Ostwald; Efeito do íon comum; Equilíbrio iônico da água (K_w); Conceito de pH; Tipos de soluções; Medidas de pH; Determinação da concentração de H^+ e OH^-; |
| Hidrólise Salina e Produto de Solubilidade | <ul style="list-style-type: none"> Hidrólise salina e solo; Grau de hidrólise; Solução-tampão; Produto de solubilidade; |
| 4º Bimestre | |
| Introdução a Eletroquímica | <ul style="list-style-type: none"> Número de oxidação; Oxidação-redução; Balanceamento de equações-redox; |
| Eletroquímica: Pilhas e Eletrólise | <ul style="list-style-type: none"> Pilha de Daniel; Medidas dos potenciais; Eletrólise; |

| | |
|----------------|--|
| | <ul style="list-style-type: none"> • Tipos de eletrólise (eletrólise ígnea e eletrólise em solução aquosa); • Lei de Faraday; |
| Radioatividade | <ul style="list-style-type: none"> • Conceitos; • Tipos de radiação (α, β e γ); • Lei das radioatividades; • Equação de desintegração; • Medida da radioatividade; • Reações nucleares em cadeia; • Velocidade de desintegração; • Constante radioativa; • Vida média; • Séries radioativas; • Reações artificiais; • Fissão nuclear; • Fusão nuclear; |

➤ Tempo de aula

A carga horária de aula da disciplina de Química para uma turma de 2º ano de Ensino Médio da maioria das escolas particulares no Rio de Janeiro é de 3h e 20min por semana divididas em 4 tempos de 50 min. O conteúdo teórico é bem extenso e a carga horária é curta, sendo muito difícil para o professor se utilizar desse tempo para a realização de aulas experimentais. Para que possa haver a inclusão da proposta de aulas experimentais a escola deve disponibilizar recursos e horários diferenciados para a realização dos experimentos.

A proposta de experimentos foi realizada considerando uma turma de 45 alunos e um laboratório onde cabem apenas 15 alunos. O professor terá que realizar três aulas sobre o mesmo experimento para uma única turma. O projeto em questão criou um material para o ano letivo com uma programação de um experimento por mês conforme Tabela 2 com duração de 1h à 1h e 30min dependendo do experimento. O experimento está vinculado ao conteúdo programático dado em sala de aula, conforme Tabela 1 e roteiro experimental.

➤ Infraestrutura da escola

Os critérios utilizados para escolha dos experimentos foram: espaço físico, número de alunos por turma, tempo e recursos disponíveis. Para a realização de aulas experimentais é necessário levar em conta esses fatores durante seu planejamento.

Normalmente a primeira limitação do professor é o espaço físico para realizar as aulas. As turmas de Ensino Médio têm em média de 35 a 50 alunos, o que torna mais difícil levar os alunos ao laboratório todos de uma só vez, pois fica mais difícil para ter um controle sobre a turma, tanto com relação a questão de segurança, quanto ao acompanhamento dos alunos durante a experiência. Quando se tem um número grande de alunos por turma, costuma-se dividi-los em grupos de no máximo 4 a 5 alunos para realizar experiências. Dependendo do número de alunos que cabem no laboratório o professor terá que realizar a mesma aula mais de uma vez, mesmo formando grupos de 4 ou 5 alunos.

A maioria das escolas não tem laboratório disponível. Algumas tem espaço, mas não tem professores disponíveis. São diversos os motivos para a não realização de aulas experimentais. O professor deve procurar o diretor ou coordenador da escola e mostrar a importância de se realizar aulas experimentais e sugerir a implementação das aulas experimentais. Isso irá depender muito da iniciativa da escola em investir na construção de um espaço ou reforma no caso de já se ter o espaço.

Uma escola que realiza aulas experimentais, sem dúvidas possui um diferencial por possibilitar ao aluno um envolvimento prático com a disciplina. O mais importante é já ter uma proposta a apresentar, pois além da proposta de aulas um levantamento dos gastos com infraestrutura, materiais e regentes deve ser levado ao diretor.

5.0 Elaboração dos Roteiros

A elaboração dos roteiros experimentais foi realizada segundo os critérios:

- 1) Escolha do assunto
- 2) Pesquisa bibliográfica
- 3) Material de fácil acesso
- 4) Tempo de execução

Escolha do assunto

Para a escolha do aspecto a ser tratado no roteiro em si levou-se em consideração o conteúdo programático de uma escola particular (Colégio Padrão-Mesquita) conforme Tabela 1.

Pesquisa bibliográfica

Os roteiros foram criados utilizando-se experimentos já existentes como referência. A maioria dos roteiros utiliza como referência a Revista Química Nova na

Escola. Nenhum dos experimentos é essencialmente novo. Os roteiros foram reescritos e adaptados. Além da revista Química Nova na Escola foi realizada busca em sites como Ponto Ciência (pontociencia.org.br/) e Chemkeys (chemkeys.com/br/).

Materiais, reagentes e equipamentos utilizados

Ao realizar a pesquisa selecionou-se experimentos onde foram priorizados experimentos que utilizassem materiais e reagentes de fácil obtenção e baixo custo.

Tempo de execução

Os experimentos não foram todos testados, pois não houve tempo hábil, devido ao fato de a inauguração do laboratório ter ocorrido próxima ao final do ano. Na época, foram escolhidos alguns experimentos e ministradas algumas aulas. Os outros roteiros foram escritos durante a elaboração do Projeto Final de Curso. Foram excluídos experimentos que demandariam um tempo muito extenso, pois as aulas já serão ministradas fora do horário convencional. Estipulou-se um tempo de 1h e 40 min para cada aula.

Proposta Pedagógica Geral

- **Encaminhamento Metodológico**

As aulas experimentais serão realizadas em grupo. O aluno deverá receber o roteiro antecipadamente para que possa ler e pesquisar sobre o tema a ser estudado.

O professor conduzirá a aula com uma introdução do tema a ser abordado na aula interagindo com os alunos e sondando suas concepções prévias sobre o tema, conforme exemplificado na proposta pedagógica de cada experimento. Fará uma breve explicação da realização do experimento em si para então iniciar o experimento.

Os roteiros apresentados estão estruturados de maneira que o aluno realize o experimento inicialmente sem a ajuda do professor. Através das observações e medidas realizadas, consiga fazer cálculos e construir gráficos quando necessário. O professor deve estar atento as necessidades e à medida que forem surgindo dificuldades receberão a ajuda do professor.

- **Proposta de Avaliação**

Dentre os objetivos propostos para as atividades experimentais, além de despertarem no aluno um interesse pela Ciência e facilitar o professor está a aprendizagem significativa do aluno. A aprendizagem significativa se faz através das concepções prévias dos alunos.

Para verificar se as atividades práticas contribuíram efetivamente, faz-se necessário uma avaliação da aprendizagem do aluno.

A avaliação será realizada levando em consideração todas as etapas do processo. A cada experimento o aluno terá de realizar a parte prática, resolver as questões e gerar um relatório sobre o experimento nos moldes indicados pelo professor. As questões e relatórios serão entregues na semana seguinte ao experimento. O professor irá avaliar o aluno quanto a realização do experimento, a resolução de questões e confecção de relatório.

Quanto a realização do experimento o professor deve levar em conta a participação, desenvoltura, postura no laboratório e conclusão do experimento, lembrando que a conclusão do experimento considera a realização em si, mesmo que os resultados não sejam os corretos. O relatório também deve identificar as dificuldades que cada grupo enfrentou.

Quanto a resolução das questões no final do roteiro deve-se levar em conta se o aluno soube responder e correlacionar ao tema proposto. Em alguns roteiros as questões são a respeito do tema da aula e não do experimento em si.

No caso da elaboração do relatório deve-se avaliar a capacidade do aluno em discutir sobre o tema e relacionar seu objetivo com os resultados obtidos/esperados e a estrutura do relatório deve estar de acordo com o item 7.0 referente a elaboração de relatório discutido nesse trabalho.

6.0 Roteiro dos Experimentos

Serão apresentados a seguir os roteiros experimentais propostos de acordo com a Tabela 2:

Tabela 2: Cronograma Mensal de Experimentos

| Mês | Tema dos Experimentos |
|-------------------------------------|---|
| Fevereiro (Aulas 01 e 02) | Segurança e Materiais de laboratório Densidade |
| Março (Aula 03) | Soluções (Preparo e Diluição) |
| Abril (Aula 04) | Propriedades Coligativas |
| Mai (Aula 05) | Termoquímica |
| Junho (Aula 06) | Cinética |
| Julho (Aula 07) | Equilíbrio Químico |
| Agosto (Aula 08) | Equilíbrio Iônico |
| Setembro (Aula 09) | Titulação Ácido-Base |
| Outubro (Aula 10) | Eletroquímica |
| Novembro (Aula 11) | Eletrólise |

Aula 01. Normas de Segurança e Materiais de laboratório

Disciplina: Química

Professor (a):

Aluno: _____

OBJETIVO

Esta aula tem como objetivo instruir o aluno sobre normas de conduta e segurança em um laboratório, apresentar alguns dos principais materiais utilizados em um laboratório de química para que as aulas possam ser ministradas garantindo a segurança do aluno.

PROPOSTA PEDAGÓGICA

O aluno deve estar ciente dos eventuais riscos de acidentes que podem ocorrer em um laboratório. Deve ser capaz de reconhecer e explicar como funciona cada material ou equipamento, além de conhecer equipamentos de segurança como extintores de incêndio, equipamentos de proteção individual e coletiva e saber utilizar lava olhos e chuveiro.

COMENTÁRIOS AO PROFESSOR

Considerando que as aulas serão exercidas em um laboratório de química o professor deve considerar que o laboratório é um local que oferece riscos de acidente. Como se trata de alunos de Ensino Médio sem qualquer conhecimento prévio dos riscos potenciais, o professor deve prever os possíveis riscos e explaná-los de maneira clara mostrando a importância do uso de equipamentos de proteção individual (EPI) e coletiva, além de informar aos alunos sobre o uso de EPI's antes da primeira aula. O primeiro passo é apresentar o laboratório aos alunos descrevendo seu espaço físico, itens de segurança e equipamentos de maneira geral. Após esse primeiro contato, falar sobre as normas de conduta, normas de segurança e materiais utilizados no laboratório. Deixar bem claro a importância de seguir as regras de laboratório, mostrando que danos podem ser causados quando substâncias ou materiais são manipulados de forma indevida.

| |
|--------------------------|
| NORMAS DE CONDUTA |
|--------------------------|

Estas são as principais normas de conduta a seguir em qualquer laboratório. Elas são baseadas em garantir sua segurança, a de seus colegas e professor; em proteger o patrimônio de sua escola, bem como em facilitar o andamento e o aproveitamento das práticas. Siga-as sempre! Tente compreender as razões para cada uma destas normas. Quando em dúvida, pergunte ao professor.

- 1- Procurar chegar ao local 10 minutos antes do horário da aula de laboratório.
- 2- Só serão tolerados cinco minutos de atraso, para que não atrapalhe o andamento do experimento já iniciado.

- 3- O aluno receberá o roteiro do experimento e deverá conferir todos os materiais em sua bancada, que ficará sob sua responsabilidade durante a aula. Caso haja algum material faltando, deverá comunicar ao professor imediatamente.
- 4- O comportamento inadequado que colocar em risco o andamento da aula será repreendido com suspensão e ou retirada do laboratório, por tempo indeterminado.
- 5- A análise do comportamento inadequado será arbitrada única e exclusivamente pelo professor responsável pelo experimento.
- 6- Antes da realização da atividade experimental nos laboratórios, deverão ser rigorosamente fiscalizados os seguintes critérios para início da atividade por parte do corpo discente, docente e técnico, sem exceções, sob pena de não participação na atividade:
 - a) Usar jaleco de algodão de mangas compridas, na altura dos joelhos e fechados;
 - b) Usar calçado fechado de couro ou similar;
 - c) Usar calça comprida de brim ou similar;
 - d) Usar óculos de proteção;
 - e) Usar luvas de proteção de látex; não usar relógios, pulseiras, anéis ou quaisquer ornamentos;
 - f) Recomenda-se a não utilização de cosméticos que porventura possam reagir com algum reagente químico durante a atividade experimental;
 - g) É proibida a participação de gestantes, ou mães em fase de aleitamento, em atividades no interior dos laboratórios de química;
 - i) Recomenda-se que quando responsável pela atividade experimental, pergunte aos participantes possíveis reações alérgicas a reagentes químicos que porventura tenham conhecimento;
 - j) Cabelos compridos devem ser presos atrás da nuca.
 - k) não usar lentes de contato, mesmo que sob os óculos de proteção.
- 7- Por questões de segurança não será permitido, em hipótese alguma, a execução do experimento sem equipamentos de proteção: jaleco de algodão e óculos de segurança e sapato fechado.
- 8- O aluno deverá comunicar ao professor em caso de qualquer dúvida sobre uso de equipamentos e materiais do laboratório, antes de manuseá-lo.

- 9- O material do experimento será utilizado por outros alunos, devendo então o aluno, assim que terminar a aula, limpá-lo e guardá-lo, deixando no mesmo estado que o encontrou.

NORMAS DE SEGURANÇA

Essas são as normas básicas de segurança, as quais devem ser seguidas em todas as vezes que se adentrar em um laboratório. Além destas normas, use sempre o bom senso e, na dúvida, pergunte ao professor.

1. Acidentes de qualquer natureza devem ser comunicados ao professor.
2. As peças utilizadas, principalmente as de vidro, devem ser perfeitas, sem arestas ou bordas cortantes e rachaduras. Caso não estejam em perfeitas condições informar imediatamente ao professor.
3. Durante sua permanência no laboratório, evite passar os dedos na boca, nos olhos ou nariz. Ao sair, lave as mãos.
4. Nunca prove as substâncias nem aspire os gases ou vapores, sob risco de morte.
5. Não aqueça substâncias em recipientes fechados.
6. Feche com cuidado as torneiras de gás, evitando vazamentos.
7. Para aquecer um tubo de ensaio com líquido, ponha em contato com o fogo somente a parte lateral do tubo, e nunca o seu fundo. Ao manejar tubos de ensaio, nunca vire a boca do frasco na direção de uma pessoa.
8. Se algum ácido ou qualquer outro produto químico for derramado, lave o local imediatamente com bastante água.
9. Não deixe peças de vidro (ou outro material) quentes em lugar onde alguém possa pegá-las. Nem coloque vidro quente sobre superfícies frias, pois o choque térmico poderá trincá-lo.
10. Antes de utilizar um reagente, leia com atenção o rótulo do frasco.
11. Trabalhe com método, atenção e calma.
12. Antes de realizar um exercício de laboratório, leia com atenção a descrição completa do procedimento, tentando compreender a importância de cada etapa e como estas se relacionam entre si, com o conteúdo desenvolvido em sala de aula ou com atividades cotidianas.

MATERIAL BÁSICO DE LABORATÓRIO

Serão apresentados os principais materiais e equipamentos que serão utilizados nas próximas atividades do laboratório. Aprenda a reconhecê-los, compreenda sua utilidade e treine o uso de cada um deles.

MATERIAL DE VIDRO

Tubos de ensaio – utilizado principalmente para efetuar reações químicas em pequena escala.

Béquer - (ou copo de béquer) recipiente com ou sem graduação, utilizado para o preparo de soluções (onde a concentração seja aproximada), aquecimento de líquidos, recristalizações, etc.

Erlenmeyer – frasco utilizado para aquecer líquidos ou soluções e, principalmente, para efetuar um tipo de análise química denominada *titulação*.

Kitassato – (ou kitasato) frasco de paredes espessas, munido de saída lateral e usado em filtrações sob sucção.

Balão volumétrico – recipiente calibrado, de exatidão, fechado através de rolha esmerilhada, destinado a conter um determinado volume de solução, a uma dada temperatura. É utilizado no preparo de soluções de concentrações bem definidas.

Proveta – frasco com graduações, destinado a medidas aproximadas de um líquido ou solução.

Bureta – equipamento calibrado para medida exata de volume de líquidos e soluções. Permite o escoamento do líquido ou solução através de uma torneira esmerilhada e é utilizada em um tipo de análise química denominada *titulação*.

Pipeta – equipamento calibrado para medida exata de volume de líquidos e soluções. Diferentemente da proveta, que **conterá** o volume desejado, na pipeta **deixa-se escoar** o volume necessário à experiência. Existem dois tipos de pipetas: **pipeta graduada** e **pipeta volumétrica**. A primeira é usada para escoar volumes variáveis enquanto a segunda é usada para escoar volumes fixos de líquidos ou soluções. Em termos de exatidão de medida, a pipeta graduada possui uma exatidão menor que a volumétrica.

Funil – utilizado na transferência de líquidos ou soluções de um frasco para outro e para efetuar filtrações simples. Existem funis que possuem haste curta e de grande diâmetro, adequados para transferência de sólidos secos de um recipiente para outro.

Vidro de relógio – usado geralmente para cobrir copos de béquer contendo soluções, em pesagens etc.

Dessecador – utilizado no armazenamento de substâncias, quando se necessita de uma atmosfera com baixo teor de umidade. Também pode ser usado para manter substâncias sob pressão reduzida.

Bastão de vidro – usado na agitação e transferência de líquidos e soluções. Quando envolvidos em uma de suas extremidades por um tubo de látex é chamado **“policial”** e é empregado na remoção quantitativa de precipitados.

Funil ou ampola de separação (também chamado de decantação) – equipamento usado para separar líquidos imiscíveis (mistura heterogênea de líquidos).

Condensador – equipamento destinado à condensação de vapores, em destilações ou aquecimento a refluxo.

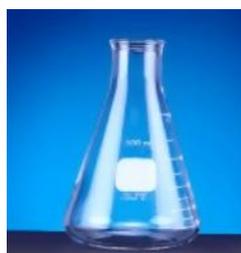
Balão de destilação: recipiente, também de vidro, que possui uma saída lateral na qual o condensador estará acoplado e que é utilizado no caso de destilações simples.

Balão de fundo redondo: é o recipiente acoplado ao condensador no caso do aquecimento a refluxo ou destilação fracionada, quando estará acoplado a uma coluna de fracionamento. Em ambos os casos, a forma arredondada dos recipientes permite um aquecimento homogêneo.

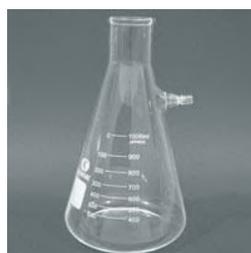
Cuba de vidro ou cristalizador – recipiente geralmente utilizado para conter misturas refrigerantes e finalidades diversas.



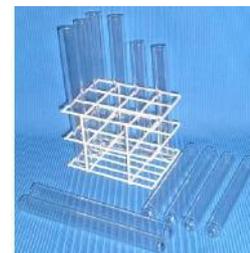
(a)



(b)



(c)



(d)



(e)



(f)



(g)



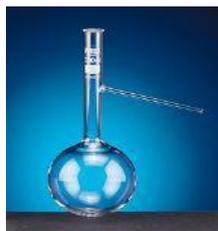
(h)



(i)



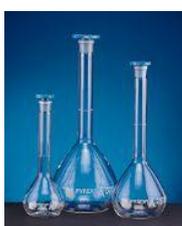
(j)



(k)



(l)



(m)



(n)



(o)



(p)



(q)



(r)

Figura 01- 1: vidraria de laboratório

(a) béquer; (b) erlenmeyer; (c) kitassato; (d) tubo de ensaio e suporte; (e) pipetas de plástico; (f) pipeta volumétrica; (g) bureta; (h) dessecador; (i) funil de vidro; (j) vidro de relógio; (k) balão de destilação; (l) funil de decantação; (m) balão volumétrico; (n) cuba de vidro; (o) balão de fundo redondo; (p) condensador; (q) pipeta graduada; (r) bastão de vidro.

Material de porcelana

Funil de Büchner – utilizado em filtrações por sucção, devendo ser acoplado a um kitassato.

Cápsula – usada para efetuar evaporação de líquidos.

Caçarola – usada para efetuar evaporação de líquidos.

Cadinho – usado para a calcinação de substâncias.

Almofariz (ou graal) e pistilo – destinado à pulverização de sólidos. Além de porcelana, podem ser feitos de ágata, vidro ou metal.



(a)



(b)



(c)



(d)



(e)

Figura 01- 2: material de porcelana

(a) cápsula; (b) cadinho; (c) caçarola; (d) graal e pistilo; (e) funil de Büchner;

Material metálico

Suporte universal, mufa e garra – peças metálicas usadas para montar aparelhagens em geral.

Pinças – peças de vários tipos, como Mohr e Hofmann, cuja finalidade é impedir ou reduzir o fluxo de líquidos ou gases através de tubos flexíveis. Existe outro tipo de pinça usado para segurar objetos aquecidos.

Bico de Bunsen e Bico de Meker – bicos de gás, usado como principal fonte de aquecimento de materiais não inflamáveis.

Tela de amianto – tela metálica, contendo amianto, utilizada para distribuir uniformemente o calor, durante o aquecimento de recipientes de vidro à chama de um bico de gás.

Triângulo de ferro com porcelana – usado principalmente como suporte em aquecimento de cadinhos.

Tripé – usado como suporte, principalmente de telas e triângulos.

Argola – usada principalmente como suporte para funil de vidro.

Espátula – usada para transferência de substâncias sólidas.

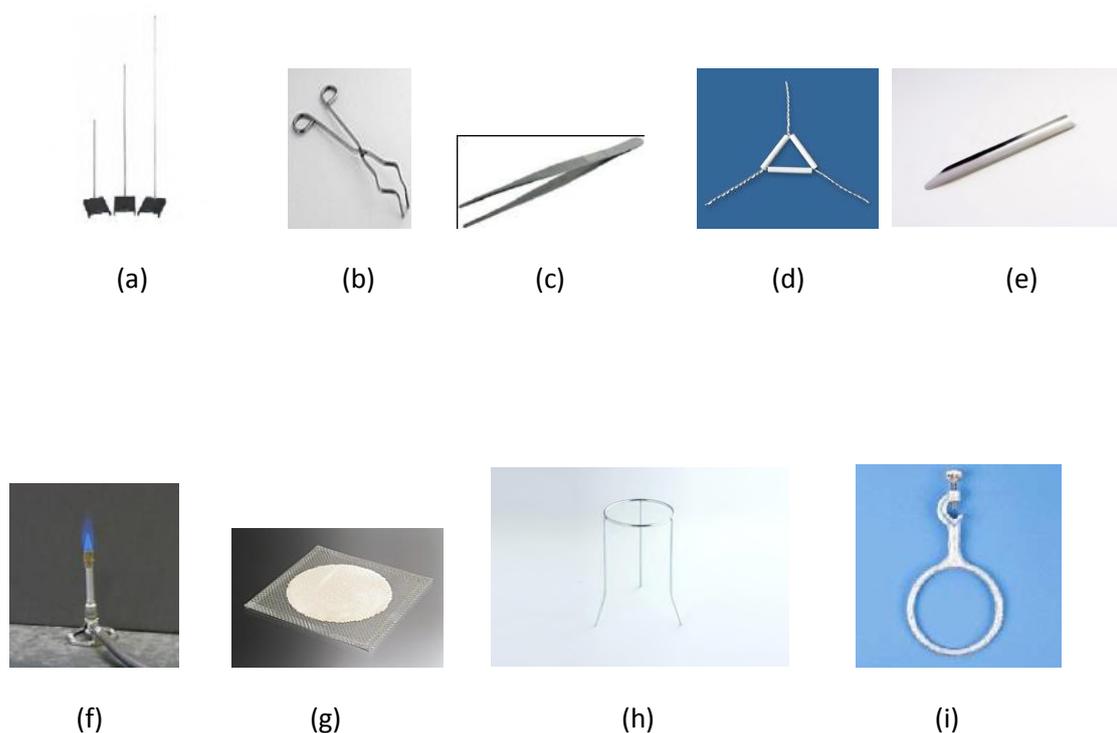


Figura 01- 3: material de porcelana

(a) suporte universal; (b) pinça metálica; (c) pinça metálica; (d) triângulo; (e) espátula; (f) bico de Meker; (g) tela de amianto; (h) tripé; (i) argola;

Materiais diversos

Suporte para tubos de ensaio – apoiar tubos de ensaio.

Pinça de madeira – utilizada para segurar tubos de ensaio.

Pissete – frasco, geralmente plástico, contendo água destilada, álcool ou outros solventes, usado para efetuar a lavagem de recipientes ou materiais com jatos do líquido nele contido.

Manta elétrica – utilizada no aquecimento de líquidos inflamáveis contidos em balão de fundo redondo.

Estufa – equipamento empregado na secagem de materiais, por aquecimento, em geral até 200°C.

Mufla ou forno – utilizado na calcinação de substâncias, por aquecimento em altas temperaturas (até 1000 ou 1500 °C).

Centrífuga – instrumento que serve para acelerar a sedimentação de sólidos em suspensão em líquidos.

Balança – instrumento para determinação de massa.

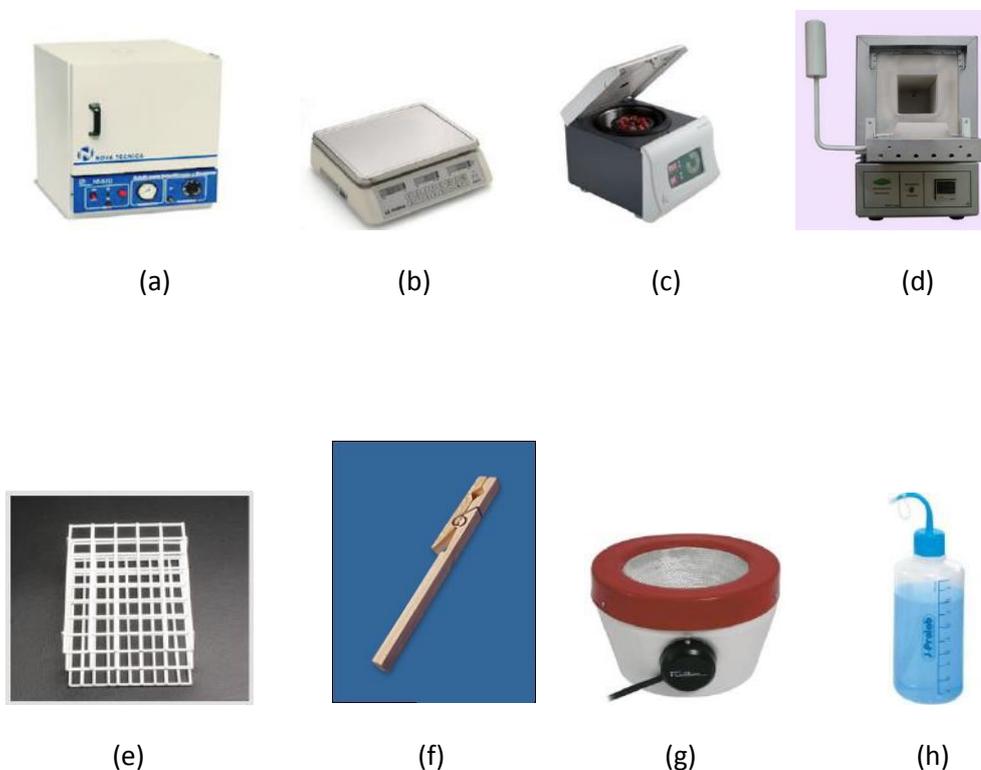


Figura 01- 4: instrumentos e materiais diversos

(a) suporte para tubo de ensaio; (b) pinça de madeira; (c) manta elétrica; (d) pisquete;

Referência:

Fontan Ana Paula Química Geral Experimental I [Online] // IFRJ. <http://www.ifrj.edu.br/node/193>. Acessado em : Setembro de 2013

Questões:

1. O que são EPI's?
2. Cite três Normas de Segurança que devem ser observadas antes de iniciar uma atividade experimental em laboratório.
3. Cite normas de conduta ao efetuar o trabalho experimental em laboratório.
4. Explique a diferença entre mufla e estufa. Para que servem?
5. O que é calcinação?
6. Qual a diferença entre pipeta graduada e volumétrica.

Aula 02. Densidade

Disciplina: Química

Professor (a):

Aluno: _____

OBJETIVO

Realizar a determinação da densidade de algumas amostras de sólidos e líquidos.

PROPOSTA PEDAGÓGICA

Este é um experimento sobre natureza da matéria. O aluno deve ser capaz de realizar medida de massa e volume, utilizando uma balança digital de duas casas decimais e material volumétrico e através dos dados obtidos efetuarem o cálculo da densidade dos materiais determinados pelo professor. O aluno deve compreender que a densidade vai além da relação matemática. Saber relacionar tamanho, peso e efeito flutuador e diferenciar densidade de densidade aparente.

COMENTÁRIOS AO PROFESSOR

A densidade é uma característica física importante da matéria, pois indica a quantidade de matéria presente em uma unidade de volume e pode ser utilizada na caracterização de uma substância. O professor deve falar sobre a importância da densidade e dar exemplos que estejam relacionados ao conceito de densidade tanto no cotidiano quanto fora dele. Pode utilizar exemplos como o óleo e água, garimpo de ouro, flutuação de icebergs, caracterização de substâncias e porque o gelo flutua na água.

INTRODUÇÃO TEÓRICA:

A densidade é uma característica específica das substâncias. Ela é determinada medindo-se a massa da amostra (através de uma balança), o volume (pode ser determinado através dos conhecimentos de geometria, no caso de sólidos regulares, ou através de instrumentos e técnicas de laboratório que possibilitem tal aferição), e fazendo-se o quociente entre os dois ($d = m/v$). A massa deve ser expressa em gramas (g) e o volume em centímetros cúbicos (cm^3).

MATERIAIS E REAGENTES:

- Proveta (plástica) de 50,0 mL
- Ferro (Fe)
- Pipeta graduada de 5,0 e 10,0 mL
- Chumbo (Pb)
- Pipeta volumétrica de 10,00 mL
- Água deionizada (H₂O)
- Béquer de 50 mL Álcool Etilico P.A
- Bastão de vidro
- Balança

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL:

I. Determinação de densidade de sólidos

1. Pesar um pedaço de ferro, anotando a massa encontrada.

Massa de ferro encontrada: _____

2. Em uma proveta de 50,0 mL colocar água suficiente para que o pedaço de ferro pesado possa ficar imerso, anotando o volume exato de água.

3. Colocar o pedaço de ferro pesado na água e anotar o volume deslocado (corresponde à massa do metal).

Volume de água deslocado: _____

4. Calcular a densidade:

Densidade = _____

5. Repetir os procedimentos acima, substituindo o ferro por chumbo.

Massa de chumbo encontrada: _____

Volume de água deslocado: _____

Densidade = _____

| Material | Massa (g) | Volume (mL) | Densidade(g/mL) | |
|----------|--------------|----------------|-----------------|--------------|
| | | | teórica | experimental |
| Fe | | | 7,86 | |
| Pb | | | 11,34 | |

II. Determinação da densidade de líquidos

1. Determinar a massa de um béquer de 50 mL limpo e seco.

Massa do béquer: _____

2. Colocar 10,00 mL de água e transferir para o béquer cuja massa já foi determinada, determinando a massa do conjunto béquer + água.

Massa do béquer + água: _____

Massa da água: _____

3. Com os valores da massa e do volume da água, determine sua densidade.

Densidade: _____

4. Repetir os procedimentos acima, substituindo a água por álcool etílico.

Massa do béquer: _____

Massa do béquer + álcool: _____

Massa do álcool: _____

Densidade: _____

| Material | Massa (g) | Volume (mL) | Densidade(g/mL) | |
|----------|--------------|----------------|-----------------|--------------|
| | | | teórica | experimental |
| Água | | | 1,00 | |
| Álcool | | | 0,79 | |

Referência:

Fontan Ana Paula Química Geral Experimental I [Online] // IFRJ. <http://www.ifrj.edu.br/node/193>. Acessado em: Setembro de 2013

Questões:

- 1) O que acontece quando você coloca numa vasilha cheia de água uma bola de chumbo e outra de isopor, ambas com o mesmo volume?
- 2) Por que um navio consegue flutuar no mar mesmo sendo de aço, um material mais denso do que a água?
- 3) O que significa dizer que a densidade do alumínio é aproximadamente 2,7 g/cm³?
- 4) Como você justificaria a seguinte afirmativa: “A vantagem do exercício na água é o baixo impacto, que não força joelhos e a coluna”?

Aula 03. Soluções

Disciplina: Química

Professor (a):

Aluno: _____

OBJETIVO:

Preparo de soluções aquosas diluídas e concentradas.

PROPOSTA PEDAGÓGICA

Essa aula experimental envolvendo o preparo de soluções desenvolverá nos alunos habilidades de preparo, manuseio de vidrarias volumétricas e expressão da concentração em unidade mais adequada, além da execução de cálculos necessários para prever como uma solução deve ser diluída para chegar a uma determinada concentração. Ao final o aluno deverá ter aprendido não só a realizar cálculos para obter determinada concentração, mas como executar o preparo e partir dessa solução para o preparo de outras em concentrações diferentes. Essa aula é de extrema importância, pois o aluno precisará dos conceitos adquiridos nessa aula para a realização das próximas aulas, como por exemplo, titulação ácido-base que envolve preparo e determinação da concentração de uma solução.

COMENTÁRIOS AO PROFESSOR

O tema de soluções aborda desde o conceito até cálculos matemáticos para se expressar a concentração das soluções. Quando se fala em solução na sala de aula os alunos têm em mente soluções líquidas, mas devemos lembrá-los de que existem soluções sólidas e gasosas. Realizar uma sondagem prévia sobre as concepções dos alunos sobre soluções. Pedir para citarem exemplos. Definir para os alunos o que é uma solução e explicar o conceito de soluto e solvente. As soluções estão presentes no nosso dia a dia, seja em um suco de laranja, no cafezinho ou na sopa, pois dependendo da quantidade do soluto podemos alterar o sabor, mas não estão só nesses pequenos exemplos e sim também está presente no soro caseiro, em um remédio em gotas o qual preparamos uma solução em água e até mesmo na água do mar. O professor pode citar além dos exemplos de soluções líquidas, exemplos de soluções sólidas e gasosas, como ouro e cobre em determinadas proporções usado pelos joalheiros e ar

atmosférico que é uma solução gasosa na qual predomina 78% de nitrogênio e 21% de oxigênio.

INTRODUÇÃO TEÓRICA:

O que é Solução? Como são classificadas?

Solução é qualquer sistema homogêneo constituído por um soluto e um solvente. Solutos são a fase dispersa e aquele que está em menor quantidade. Solvente é o dispersante e o que está em maior quantidade. A concentração de uma solução pode ser expressa de diversas formas. Tais formas são chamadas de unidades de concentração.

I. Classificação das Soluções:

As soluções podem ser classificadas quanto:

1. Fase de agregação;

- 1.1. Sólida
- 1.2. Líquida
- 1.3. Gasosa

2. Relação Solvente- Solutos

- 2.1. Saturada
- 2.2. Insaturada
- 2.3. Supersaturada

3. Condutibilidade elétrica;

- 3.1. Iônicas
- 3.2. Moleculares

4. Relação Solutos – Solução

4.1. Diluída

4.2. Concentrada

II. Unidades de Concentração

1. Concentração comum (g/L)

A concentração comum expressa a massa de soluto (mg, g, kg, t etc.) presente num certo volume de solução (cm³, mL, dm³, L, m³ etc.)

$$C = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

2. Concentração em quantidade de matéria (mol/L)

A concentração em quantidade de matéria está diretamente relacionada à quantidade de entidades microscópicas (átomos, moléculas, íons etc.) e expressa a quantidade de mols de soluto presente em cada litro de solução.

$$M = \frac{n_{\text{solução}}}{V_{\text{solução}}}, \quad n = \frac{m}{MM}$$

3. Título

3.1 Título em massa

O título em massa de uma solução expressa a relação entre a massa de soluto presente em uma amostra dessa solução e a massa total dessa amostra de solução.

$$\tau = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}}}$$

3.2 Título em volume

O título em volume de uma solução expressa a relação entre o volume de soluto presente em uma amostra dessa solução e o volume total dessa amostra de solução.

$$\tau_v = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

3.3 Porcentagem em massa

Como o título em massa é adimensional (sem unidade), maior que zero e menor que um - é expresso em porcentagem. Tem-se então a porcentagem em massa.

$$\frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa da solução}} = \frac{10g}{100g} = 0,1 = 10\%$$

3.4 Porcentagem em volume

Quando o título em volume é expresso em porcentagem, tem-se a porcentagem em volume do soluto na solução.

3.5 Partes por milhão em massa e em volume (mg/mL)

A concentração em mg/mL se refere ao título em massa ou volume. É utilizada quando um soluto está em concentração muito pequena e o título ou porcentagem são números muito pequenos.

III. Diluição de soluções

Diluição é o processo de acrescentar mais solvente a uma solução. Ao se diluir uma solução a quantidade de soluto dissolvida não se altera, porém o volume total da solução aumenta e a massa total também aumenta. Portanto com esse aumento a concentração diminui.

I. Preparo de 100mL de solução 0,1mol/L de NaOH

Antes de iniciar o experimento calcule a massa de NaOH necessária para preparar 100mL de uma solução 0,1mol/L e mostre ao professor.

MATERIAIS E REAGENTES:

- Béquero de 100mL
- Balão volumétrico
- Bastão de vidro
- Funil de plástico
- Balança
- Espátula
- NaOH, hidróxido de sódio em lentilhas
- Água destilada
- Pissete

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL I

1. Pesar em um béquer de 100mL _____ g de NaOH e adicione cerca de 50mL de água destilada.
2. Com a ajuda do bastão de vidro dissolva o sólido e transfira para um balão de 100mL.
3. Complete o balão com água destilada até o menisco.

II. Preparo de 100mL de solução 0,2mol/L de CuSO₄

Antes de iniciar o experimento calcule a massa de CuSO₄.5H₂O necessária para preparar 100mL de uma solução 0,2mol/L e mostre ao professor.

MATERIAIS E REAGENTES:

- Béquero de 100mL
- Balão volumétrico de 100mL
- Bastão de vidro
- Funil de plástico
- Balança
- Espátula
- CuSO₄
- Água destilada
- Pissete

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL II

1. Pesar em um béquer de 100mL _____ de CuSO₄.5H₂O e adicione cerca de 50mL de água destilada.
2. Com a ajuda do bastão de vidro dissolva o sólido e transfira para um balão de 100mL.
3. Complete o balão com água destilada até o menisco.

III. Preparo de 100mL de solução de HCl 0,1mol/L

Antes de iniciar o preparo da solução calcule o volume necessário de solução concentrada de HCl para preparar a solução de concentração 0,1mol/L e mostre ao professor.

Dados do HCl para o cálculo:

M= 36,461g/mol

$\tau = 37\%$ e $\rho = 1,18\text{g/mL}$

MATERIAIS E REAGENTES:

- Béquero de 250mL
- Pipeta graduada
- Funil de vidro
- Balão volumétrico
- Pêra de borracha
- Bastão de vidro
- HCl
- Água destilada
- Pissete

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL III

OBS: Realizar o procedimento na capela

1. Colocar 100mL de água destilada em um béquer de 250mL.
2. Pipetar _____ mL de HCl e adicionar no béquer com água.
3. Homogeneizar e transferir para um balão volumétrico de 250mL.
4. Completar o volume com água destilada até o menisco.

Referência:

Fontan Ana Paula Química Geral Experimental II [Online] // IFRJ. - 15 de setembro de 2013. - <http://www.ifrj.edu.br/node/193>.

Questões:

1. As concentrações das soluções preparadas no experimento são exatamente iguais às das soluções desejadas? Justifique.
2. Qual o volume de HNO_3 concentrado necessário para preparar 500mL de solução 0,1mol/L de HNO_3 ?
3. Como preparar 1kg de uma solução aquosa de sacarose a 10% em massa?
4. Que volume de água deve ser adicionado a 1L de álcool hidratado 80% v/v, para se obter uma solução final de concentração 50% v/v.
5. O laboratório possui um estoque de 500mL de uma solução 1mol/L de NaCl. O que você deve fazer para aproveitá-la na preparação de uma solução 2mol/L desse mesmo sal?

Aula 04. Propriedades Coligativas

Disciplina: Química

Professor (a):

Aluno: _____

OBJETIVO

Visualizar e identificar as propriedades coligativas através de alguns experimentos.

PROPOSTA PEDAGÓGICA:

O aluno deve compreender os conceitos de pressão de vapor e volatilidade, bem como ser capaz de descrever o diagrama de fases da água.

COMENTÁRIOS AO PROFESSOR:

Existem diversas maneiras de se abordar o tema de soluções, como por exemplo: o que é uma solução, os tipos de solução e concentração. Essa abordagem já foi feita na aula anterior e agora o professor deve dar ênfase as propriedades das soluções. As propriedades coligativas nada mais são do que as propriedades de uma determinada solução, que dependem da concentração de partículas dissolvidas.

Para que os alunos entendam o que são as propriedades coligativas é necessário que o professor fale sobre o significado de pressão de vapor, volatilidade e diagrama de fases de uma substância. Ilustrar o quadro com diagrama de fases de água e explicar, por exemplo, porque a água pode ferver sem aquecer. Indagá-los sobre o que entendem sobre pressão de vapor. Realizar um comparativo de volatilidade exemplificando com alguns líquidos e relacionando a volatilidade com pressão de vapor. A partir daí, falar sobre as propriedades coligativas dando exemplos do cotidiano e sondá-los porque cada qual ocorre. Um exemplo bastante utilizado é o uso de aditivos na água dos radiadores de automóveis que aumenta a temperatura de ebulição da água e diminui a temperatura de congelamento, sendo então chamados de anticongelantes e muito utilizado nos veículos em países frios. Falar também da conservação da carne pela salga. O professor pode falar sobre a diferença entre soro

fisiológico e soro glicosado. Pode buscar exemplos menos comuns para mostrar aos alunos a importância das propriedades coligativas no meio em que vivemos.

INTRODUÇÃO TEÓRICA:

O que são propriedades coligativas?

São propriedades das soluções que são influenciadas pela quantidade de soluto (partículas de soluto) dissolvidas em certa quantidade de solvente. Essas propriedades não dependem da natureza das partículas dissolvidas.

Diagrama de fases da água

O diagrama de fases da água permite avaliar o estado físico de uma amostra de água em função da pressão e da temperatura a que está submetida. Esse diagrama também permite prever como pressão e/ou temperatura podem ser alteradas a fim de provocar mudanças de estado físico numa amostra de água.

Pressão de Vapor de um líquido

A pressão de vapor de uma substância, numa dada temperatura, não depende do volume e do formato das fases líquida e vapor que estão em equilíbrio. **A pressão de vapor depende do líquido.**

Volatilidade é a tendência de sofrer vaporização. Comparando a volatilidade de quatro substâncias, temos:

água < etanol < metanol < sulfeto de carbono.

A Lei de Raoult

O cientista francês François Marie Raoult (1830-1901) fez uma ampla série de medidas experimentais de pressão de vapor. A partir delas, pôde enunciar, em 1882, uma regularidade que é atualmente conhecida como Lei de Raoult.

Em palavras: A pressão de vapor de uma solução (ou melhor, do solvente na solução) de soluto não-eletrólito e não-volátil é igual ao produto da fração em mols do solvente pela pressão de vapor do solvente puro, numa dada temperatura.

$$P_{\text{solução}} = x_{\text{solvente}} \cdot P_{\text{solvente puro}}$$

em que x_{solvente} = fração em mols do solvente $= \frac{n_{\text{solvente}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}}$

As soluções que seguem a Lei de Raoult são chamadas de *soluções ideais*. Na prática, verifica-se que soluções bastante diluídas têm comportamento ideal. Em nossos estudos, consideraremos apenas soluções ideais.

As quatro propriedades coligativas, que estudaremos a partir desse ponto são:

Tonoscopia - também chamada de tonometria, é o estudo da diminuição da pressão máxima de vapor em uma solução pela adição de um soluto não volátil.

Ex: solução A = 5 mols de glicose e 95 mols de água e solução B = 5 mols de sacarose e 95 mols de água terão o mesmo abaixamento na pressão de vapor do solvente quando comparado ao solvente puro.

Quanto maior o número de mols de soluto na solução menor a pressão máxima de vapor.

Ebulioscopia - também chamada de ebuliometria, é o estudo da elevação da temperatura de ebulição de um solvente com a adição de um soluto.

Ex: A = 0,05 mols de glicose e 1000g de água e solução B = 0,05 mols de sacarose e 1000g de água causam o mesmo aumento na temperatura em que se inicia a ebulição desse solvente na solução.

O aumento da temperatura de ebulição depende da quantidade de soluto no solvente.

Crioscopia - também chamada de criometria, é o estudo da diminuição da temperatura de congelamento de um solvente com a adição de um soluto.

Ex: A = 0,05 mols de glicose e 1000g de água e solução B = 0,05 mols de sacarose e 1000g de água causam o mesmo abaixamento de temperatura em que se inicia a solidificação desse solvente na solução.

A diminuição da temperatura de congelamento depende da quantidade de soluto no solvente.

Tabela 3: Efeito X Propriedade Coligativas

| Efeito Coligativo | Propriedade |
|-------------------------------------|--------------------|
| Diminuição da pressão de vapor | Tonoscopia |
| Aumento do ponto de ebulição | Ebulioscopia |
| Diminuição do ponto de congelamento | Crioscopia |
| Aumento da pressão osmótica | Osmoscopia |

Pressão Osmótica - quando se coloca as batatas descascadas e cortadas em uma solução de água e cloreto de sódio (NaCl), sal de cozinha, a tendência é que a batata desidrate (perca água). O fluxo se dá sempre do meio menos saturado para o meio mais saturado.

A pressão osmótica é a pressão externa que deve ser aplicado ao sistema para impedir a osmose que depende da molaridade da solução.

MATERIAIS E REAGENTES:

- Béquer de 100mL
- 2 Béqueres de 250mL
- Seringa de 10ml
- 1 Colher
- Tela de amianto
- Tripé

- Bico de Bunsen
- Termômetro
- Algodão
- Acetona
- Álcool
- Éter etílico
- Sal de cozinha (NaCl)
- Açúcar
- Gelo triturado
- 1 folha de alface

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL:

Fervendo água na seringa

1. Coloque em torno de 20 mL de água em um béquer de 100 mL e aqueça-a até cerca de 40-50°C. Para saber se a temperatura está correta, basta observar atentamente a água e parar o aquecimento quando surgirem as primeiras bolhas de ar no fundo do béquer.
2. Puxe um pouco de água (cerca de um quinto do volume da seringa) para dentro da seringa, tomando o cuidado de não deixar entrar nenhuma bolha de ar.
3. Caso você tenha algumas bolhas de ar dentro da seringa, coloque a seringa na vertical com o bico para cima, bata levemente nas suas paredes e aperte o êmbolo da seringa até que elas saiam completamente.
4. Imediatamente tampe a ponta da seringa com um dedo e puxe o êmbolo para trás, com força, mas sem retirá-lo completamente da seringa. O que você observa?
5. Solte o êmbolo e observe. Repita o procedimento algumas vezes e anote os resultados.

Quem evapora primeiro?

1. Umedeça cada pedaço de algodão com cada um dos líquidos (água, álcool, acetona e éter etílico).
2. Aperte o algodão para tirar o excesso de tais líquidos.
3. Descreva o que você percebeu com cada um dos líquidos.
4. Aperte cada um dos pedaços de algodão na bancada e veja qual tem maior velocidade de evaporação e anote seus resultados.

CUIDADO: o álcool, a acetona e o éter etílico são inflamáveis. Assim, NÃO faça esse experimento com o bico de Bunsen aceso.

Ponto de ebulição

1. Em 2 béqueres de 250mL, acrescente água destilada até metade do seu volume. Acrescente 2 colheres de sopa de sal de cozinha (NaCl) a um dos béqueres e mexa até dissolver todo o sal.
2. Prepare os 2 tripés com as telas de amianto e a lamparina.
3. Acenda as lamparinas e coloque os béqueres sobre as estruturas para iniciar o aquecimento.
4. Introduza um termômetro em cada béquer e acompanhe a mudança na temperatura.
5. Aqueça os béqueres até o ponto de ebulição e meça a temperatura em cada um deles.

Ponto de congelamento

1. Em dois béqueres de 250mL acrescente gelo triturado até a metade.
2. Introduza um termômetro em cada béquer e anote a temperatura observada.
3. No béquer 1, acrescente uma colher de sopa de sal e no béquer 2, uma colher de sopa de açúcar.
4. Observe os termômetros e anote as temperaturas quando estiverem estabilizadas.

Osmose

1. Em 2 béqueres de 250mL, acrescente água destilada até metade do seu volume.
2. Em um dos béqueres acrescente uma colher de sopa de sal de cozinha.
3. Em cada um dos béqueres, mergulhe uma folha de alface.
4. Após 15min observe o que aconteceu.

Questões:

- 1) Os médicos aconselham às mães a dar soro caseiro para os filhos quando estes estão com diarreia ou vômito, pois a diarreia faz com que o organismo das crianças perca muita água. Para fazer soro caseiro, a mãe mistura, em um litro de água fervida, uma colher de chá de açúcar e meia colher de chá de sal.
 - a) Por que é importante seguir exatamente essas medidas?
 - b) Que propriedade coligativa está relacionada com esse processo?
- 2) Um aluno viu num noticiário que nos países frios como Estados Unidos, Canadá e países europeus, a prática de adicionar aditivos especiais a radiadores de automóveis é bastante comum, pois esses aditivos alteram algumas propriedades físicas da água. Que alterações podem ocorrer com as propriedades físicas da água?
- 3) A temperatura de ebulição de uma solução aquosa de cloreto de sódio, sob pressão constante, tende a aumentar ou diminuir com o decorrer da ebulição? Justifique.

Referência:

<http://quimicasemsegredos.com/Propriedades-Coligativas.php>

Aula 05. Termoquímica

Disciplina: Química

Professor (a):

Aluno: _____

OBJETIVO

Construção de um calorímetro simples e determinação do calor de decomposição de peróxido de hidrogênio.

PROPOSTA PEDAGÓGICA

Compreender o conceito de energia, calor e temperatura e que as sensações de quente e frio não medem temperatura. Reconhecer processos exotérmicos e endotérmicos do ponto de vista microscópico. Compreensão do significado de energia interna de um sistema e seus constituintes. Entender que a temperatura de um sistema se relaciona diretamente com a energia cinética média de suas partículas. Ser capaz de classificar uma reação como exotérmica ou endotérmica. Calcular entalpia e constante calorimétrica a partir de dados obtidos experimentalmente.

COMENTÁRIOS AO PROFESSOR

Os combustíveis são uma das fontes energéticas de mais importantes para a sociedade, pois ao sofrerem combustão, liberam energia que pode ser aproveitada para diversas finalidades e também transformada em outras formas de energia como elétrica ou mecânica. Ao abastecer um carro bicomustível, o motorista pode comparar o custo de cada fonte de energia e escolher o combustível mais econômico. Discutir com os alunos a importância da termoquímica na indústria, destacando processos com reações químicas específicas. Falar sobre temperatura de ignição, ponto de fulgor e ponto de combustão. Considerar o conhecimento prévio do aluno pedindo que ele possa dar exemplos acerca do tema no seu dia a dia. Discutir formas de energia limpa para o futuro, como por exemplo, biodiesel e biogás.

INTRODUÇÃO TEÓRICA:

Termoquímica

Calor: Energia transferida entre dois corpos (ou entre diferentes partes do mesmo corpo) que tem temperaturas diferentes.

Como são feitas as medidas da quantidade de calor?

Existem aparelhos em que é possível realizar uma mudança de fase e uma reação química com troca de calor com o ambiente externo (perda ou ganho) praticamente nula. Esses aparelhos são chamados de calorímetros pode-se determinar a quantidade de calor liberado ou absorvido durante o transcorrer de uma mudança de estado físico ou de uma reação química.

Entalpia: é uma grandeza que (expressa em unidade de energia) que informa a quantidade de energia desse sistema que poderia ser transformada em calor em um processo a pressão constante.

Variação de Entalpia (ΔH): informa a quantidade de calor trocado por esse sistema, a pressão constante. O sinal de ΔH informa se o processo é exotérmico ($\Delta H < 0$) ou endotérmico ($\Delta H > 0$).

Processo endotérmico: processo que absorve calor.

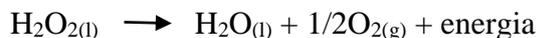
Processo exotérmico: processo que libera calor.

Equação Termoquímica: a equação termoquímica representa os dados experimentais obtidos no laboratório dos processos realizados em calorímetros.

Lei de Hess: A variação da entalpia de uma reação é igual à soma das variações de entalpia das etapas em que essa reação pode ser desmembrada, mesmo que esse desmembramento seja apenas teórico. Ou seja, a lei de Hess permite que trabalhem com equações

termoquímicas como se fossem equações matemáticas. Ao somarmos as equações o ΔH da reação resultante dessa soma será igual à soma dos ΔH s das etapas somadas.

Decomposição do Peróxido de Hidrogênio:



MATERIAIS E REAGENTES:

- Quatro recipientes de isopor (usado para manter a temperatura de mamadeiras, latas de bebidas etc.)
- Termômetro de álcool, para medir temperaturas entre 20 e 60°C (modelo utilizado nas áreas de refrigeração, galpões de criação de frango) ou termômetro digital.
- Fermento biológico (fermento de pão) fresco ou desidratado.
- Água oxigenada comercial a 10 volumes.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL:

Determinação da Constante Calorimétrica

- 1) Colocar 50mL de água fria (temperatura ambiente) no calorímetro e medir exatamente a temperatura dessa água.
- 2) Aquecer 50mL de água até uma temperatura em torno de 70°C. Medir exatamente a temperatura.
- 3) Adicionar rapidamente essa água quente à água fria no calorímetro, tampar e agitar o calorímetro para homogeneizar a solução resultante.

- 4) Observar a variação de temperatura do sistema. Quando atingir um valor constante (parar de subir) anotar a temperatura final da mistura.
- 5) Repetir a determinação pelo menos três vezes e calcular a média das variações das temperaturas (ΔT s) entre a mistura e a água fria e entre a água quente e a mistura. Anotar os valores na tabela abaixo, para usar no cálculo da constante calorimétrica.

| T água fria | T água quente | T mistura | ΔT água fria | ΔT água quente |
|--------------------|----------------------|------------------|----------------------|------------------------|
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| Médias | - | - | | |

Cálculo da constante calorimétrica:

$$m_{\text{água fria}} \times 4,18\text{Jg}^{-1}(\text{°C}) \Delta t_f + C \Delta t_f = m_{\text{água quente}} 4,18\text{Jg}^{-1}(\text{°C}) \Delta t_q$$

Entalpia de Decomposição do Peróxido de Hidrogênio

- 1) Pegar o recipiente de isopor e cortar o fundo para utilizar como tampa em outro recipiente.
- 2) Fazer um furo na tampa do recipiente de isopor de modo que o termômetro fique bem inserido. Fazer um furo adicional para que a pressão fique constante. Adicione ao recipiente um frasco de 100mL de água oxigenada a 10 volumes.
- 3) Meça exatamente a temperatura da solução. Essa será a temperatura inicial (t_i)
- 4) Adicione aproximadamente meia colher de fermento biológico e tampe rapidamente o recipiente.

- 5) Agite suavemente para misturar bem o fermento com a água oxigenada e observe cuidadosamente a variação de temperatura do sistema até atingir um valor máximo estabilizado.
- 6) Calcule Δt ($\Delta t = t_f - t_i$), que será usado no cálculo da entalpia da reação.

Cálculo do ΔH da reação:

$$\Delta H = \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}_{(l)} - \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}_{2(aq)}$$

Referência:

Braathen Per Christian [et al.] Entalpia de Decomposição do Peróxido de Hidrogênio: uma Experiência Simples de Calorimetria com Material de Baixo Custo e Fácil Obtenção [Periódico] // Química Nova na Escola. - Agosto de 2008. - Vol. 29. - pp. 42-45.

Questões:

- 1) Calcule a entalpia de decomposição do peróxido de hidrogênio e a constante calorimétrica a partir dos dados obtidos no experimento.
- 2) Ao se colocar água oxigenada em uma ferida (a água oxigenada é um antisséptico), observa-se a formação de borbulhas. O que acontece quando a água oxigenada entra em contato com a ferida?
- 3) Assim como ocorre com os alimentos, existem combustíveis mais calóricos ou menos calóricos. Qual combustível possui maior poder calorífico? Qual a relação do potencial energético entre o álcool e a gasolina?
- 4) A queima completa de compostos orgânicos, como o etanol e a gasolina, gera como produtos CO_2 e H_2O , mais a energia liberada. Entretanto um deles causa menos prejuízo ao Meio Ambiente. Qual deles? Justifique sua resposta.
- 5) Para que o café não esfrie é necessário que ele seja isolado termicamente. Por quê?
- 6) Seria conveniente substituir madeira por metal na construção de casas em locais quentes ou frios?

Aula 06. Cinética Química

Disciplina: Química

Professor (a):

Aluno: _____

Fatores que afetam a velocidade de uma reação

OBJETIVO:

Tem por objetivo identificar e avaliar os fatores que afetam a velocidade de uma reação química através da reação de oxidação do alumínio em meio ácido.

PROPOSTA PEDAGÓGICA

Compreender o que é rapidez de reação e identificar os fatores que influenciam em sua rapidez, tais como temperatura, concentração, superfície de contato e catalisador. Entender como esses fatores influenciam a velocidade da reação do ponto de vista microscópico.

COMENTÁRIOS AO PROFESSOR

O estudo de cinética está baseado na rapidez com que as reações acontecem. O professor, ao tratar do assunto cinética, deve mostrar ao aluno como esse conceito está inserido em nosso dia a dia e na sociedade. Explicar qual a importância da cinética em nossas vidas. Pode tratar de assuntos como: cinética e conservação de alimentos, meia vida em um fármaco, cinética enzimática, catalisador automotivo e como se determina experimentalmente a energia de ativação e sua importância. Apontar as consequências para os casos citados quando os fatores que afetam na rapidez ocorrerem.

INTRODUÇÃO TEÓRICA:

O que é cinética química? Como se mede?

A cinética química (cinética vem do grego *kinetiké*, que significa movimento) estuda a rapidez com que as reações químicas acontecem e os fatores que a influenciam.

Fatores que influenciam a velocidade de uma reação química:

- I. Concentração
- II. Temperatura
- III. Catalisador
- IV. Superfície de contato

MATERIAIS E REAGENTES:

- Duas garrafas PET de 600mL
- Papel alumínio
- Dois anéis de alumínio retirados de latas de bebida
- Solução de HCL 0,1mol/L
- Solução de NaOH 0,1mol/L
- Cubos de gelo
- Dois béqueres de 250mL
- Tubos de ensaio
- Duas provetas de 10mL

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL:

I. Verificação do caráter anfótero do alumínio

1. Adicionar em dois tubos de ensaio separadamente 5mL de solução de NaOH 0,1mol/L e 5mL de solução de HCl 0,1mol/L
2. Em seguida, colocar em cada tubo simultaneamente um anel de alumínio de modo que a solução seja suficiente para cobrir o pedaço de alumínio
3. Observar o que acontece em ambos.

II. Influência da concentração do ácido clorídrico sobre a velocidade da reação

1. Adicionar em um tubo de ensaio 10mL de solução de HCl 0,1mol/L e num segundo tubo 10mL dessa mesma solução diluída em água na proporção de 50% v/v.
2. Colocar um anel de alumínio em cada tudo e comparar a velocidade de reação nos dois sistemas através da quantidade de gás produzido observando nos tempos de 2 e 5min.

III. Influência da temperatura do sistema sobre a velocidade da reação

1. Adicionar 10 mL de solução de HCl 0,1mol/L em dois tubos de ensaio.
2. Em um béquer colocar cubos de gelo e cerca de 100mL de água.
3. Colocar um dos tubos no béquer com gelo deixando em repouso por 5min e deixar o outro tubo a temperatura ambiente.
4. Após esse intervalo adicionar um anel de alumínio em cada um dos tubos e comparar a velocidade de reação nos dois sistemas em função da quantidade de gás produzido.

IV. Influência da superfície de contato do alumínio sobre a velocidade de reação

1. Colocar em 2 garrafas pet de 600mL 200mL de solução de HCL 0,1mol/L.
2. Em seguida cortar dois pedaços de papel alumínio de modo que tenham o mesmo tamanho.
3. Fazer uma pequena bola em um dos pedaços e simultaneamente adiciona-se a cada uma das garrafas a bola e o outro pedaço (de superfície lisa), tampando-as em seguida.
4. Comparar a velocidade de reação nos dois sistemas em função da quantidade de gás produzido e da rapidez com que as amostras de alumínio são consumidas.

Referência: **Santangelo Costa Thiago [et al.]** Experimentos com Alumínio [Periódico] // Química Nova na Escola. - Maio de 2006. - Vol. 23. - pp. 38-40.

Questões:

1. Descrever o que foi observado no item I e explicar porque acontece.
2. Escrever a reação para o item I indicando reagentes produtos.
3. Explicar o que acontece nos itens II, III e IV.
4. Os comprimidos efervescentes quando dissolvidos em água fria ou morna tem comportamentos diferentes. Em qual dos sistemas a reação é mais vigorosa e em qual chega ao final mais rapidamente? Explique.
5. Como seria possível quantificar a rapidez com que a reação do comprimido efervescente ocorre em cada caso? Que medidas deveriam ser feitas e como poderiam ser realizadas?
6. Como deve se proceder para determinar a velocidade média de consumo de um comprimido efervescente colocado em água?
7. Cite o uso de catalisador em um processo industrial e explique o funcionamento do mesmo. (OBS: exemplo diferente do professor)
8. Explique como o uso de catalisadores pode influenciar economicamente na indústria.

Aula 07. Equilíbrio Químico

Disciplina: Química

Professor (a):

Aluno: _____

OBJETIVO

O experimento tem como objetivo testar alguns fatores que afetam o equilíbrio de uma reação.

PROPOSTA PEDAGÓGICA

O aluno deve ser capaz de compreender os aspectos macroscópicos e microscópicos. Conceituar constante de equilíbrio. Entender equilíbrios homogêneos e heterogêneos, grau de equilíbrio e Princípio de Le Chatelier. Utilizar o princípio de Le Chatelier para prever os deslocamentos devido a uma perturbação. O aluno deve ter em mente que o princípio de Le Chatelier não pode ser utilizado como regra geral. Empregar o valor de K_c e K_p para prever se um sistema está em equilíbrio químico.

COMENTÁRIOS AO PROFESSOR

O equilíbrio químico está relacionado com o fato de as reações não terem um rendimento total, com a solubilidade das substâncias e com a acidez e basicidade das substâncias e das soluções aquosas. O conceito de equilíbrio químico muitas das vezes é de difícil compreensão para os alunos pela representação química empregada como a colocação de reagentes de um lado e produtos de outro, dando a ideia de que reagentes e produtos estão em recipientes separados. O aluno acaba concebendo o equilíbrio como estático. Para que o professor tenha êxito no ensino de equilíbrio químico e o aluno não apenas aprenda a fazer cálculos, o professor deve demonstrar a coexistência de reagentes, a reversibilidade das reações e o dinamismo constante das espécies reagentes e produtos da reação. Deixar claro que as transformações na natureza ocorrem no sentido de diminuição de energia, buscando uma

situação de maior estabilidade. Uma abordagem termodinâmica poderia prever qual a proporção de reagentes e produtos no estado de equilíbrio.

INTRODUÇÃO TEÓRICA:

Equilíbrio Químico: é a situação na qual as concentrações dos participantes da reação não se alteram, pois as reações direta e inversa estão se processando com velocidades iguais. É uma situação de equilíbrio dinâmico.

Equilíbrio Homogêneo: é aquele em que todos os participantes estão em uma mesma fase.

Ex: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$ Reagentes e produtos na fase gasosa.
 $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) \leftrightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$ Reagentes e produtos na fase aquosa

Equilíbrio Heterogêneo: é aquele em que os participantes estão em mais de uma fase, constituindo então um sistema heterogêneo.

Ex 1: $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$ Há mais de uma fase no sistema em equilíbrio (uma sólida e uma gasosa)

Ex 2: $\text{MgOH}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$ Há mais de uma fase no sistema em equilíbrio (uma sólida e uma aquosa)

Constante de equilíbrio: valor numérico que expressa a relação entre as concentrações dos produtos e reagentes no equilíbrio a uma temperatura fixa.

Ex: $a\text{A} + b\text{B} \leftrightarrow c\text{C} + d\text{D}$ $K_c = \frac{[\text{cC}][\text{dD}]}{[\text{aA}][\text{bB}]}$
reagentes produtos

Grau de equilíbrio: expressa o rendimento da reação. O grau de equilíbrio é sempre um número entre 0 e 1 (ou seja 0 e 100%).

α = quantidade em mol que reagiu até atingir o equilíbrio

Princípio de Le Chatelier: princípio que permite prever qual será o efeito da perturbação sobre o equilíbrio. Ações externas que afetam o equilíbrio

Fatores externos que afetam o equilíbrio

- **Efeito da concentração**

- Aumentando a concentração de um participante, o equilíbrio desloca-se no sentido de seu consumo.

- Diminuindo a concentração de um participante, o equilíbrio desloca-se no sentido de sua formação.

- **Efeito da pressão**

- Um aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado em que há menor volume gasoso.

- Uma diminuição de pressão desloca o equilíbrio para o lado em que há maior volume gasoso.

- **Efeito da temperatura**

- Um aumento da temperatura desloca o equilíbrio no sentido endotérmico.

- Uma diminuição da temperatura desloca o equilíbrio no sentido exotérmico.

- **Efeito do catalisador**

- Não desloca o equilíbrio.

MATERIAIS E REAGENTES:

- cal virgem
- 1 béquer de 500mL
- 1 bastão de vidro
- 1 funil de vidro
- 1 papel de filtro qualitativo (ou coador de café)
- 1 pipeta graduada de 25mL
- 2 balões volumétricos de 100mL
- 3 tubos de ensaio (24mm x 120mm)
- 1 canudo de plástico (tipo de refrigerante)
- solução alcoólica de fenolftaleína 1% m/v

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL:

Parte 1

- Prepare cerca de 50mL de uma solução saturada de hidróxido de cálcio, Ca(OH)_2 , a partir da cal virgem, e deixe decantar (a concentração dessa solução é cerca de 0,02mol/L).
- Coloque 15mL d solução sobrenadante em um tubo de ensaio, adicione duas gotas de fenolftaleína e observe a cor rosa indicativa de meio básico.
- A seguir usando um canudo de plástico, sopra na solução contida no tubo de ensaio, borbulhando até ocorrer uma diminuição na quantidade de precipitado e uma mudança na coloração do indicador rosa para incolor.

Parte 2

- Em um tubo de ensaio, dilua 4mL de solução saturada de hidróxido de cálcio inicialmente preparada até 15mL, para obter uma solução de concentração aproximadamente 0,005mol/L.
- Usando um canudo plástico, sopra na solução contida no tubo de ensaio, borbulhando por aproximadamente 20 segundos, até ocorrer a turvação da água de cal.

- Prosseguir o borbulhamento por mais cerca de 30 segundos e deverá ocorrer a redissolução do precipitado formado e a mudança de cor do indicador de rosa para incolor.
- A seguir divida o volume dessa solução em 2 tubos de ensaio. Aqueça o primeiro tubo de ensaio até a ebulição por alguns segundos, quando voltará a turvação da água de cal e o retorno da cor rosa do indicador. No segundo adicione água de cal gota a gota até retornar a turvação da solução e cor rosa do indicador.

Parte 3

- Em um béquer dilua 2,5mL da solução saturada de hidróxido de cálcio inicialmente preparada até 100m, para obter uma solução de concentração aproximadamente 0,0005mol/L. Transfira 15mL dessa solução para um tubo de ensaio e sobre na solução borbulhando por aproximadamente 10segundos. Deverá ocorrer uma mudança na coloração de rosa para incolor, porém não será constatada a turvação da água de cal.

Referências:

da Silva José Lúcio e Ramos Stradiotto Nelson Soprando na água de cal [Periódico] // Química Nova na Escola. - Novembro de 1999. - Vol. 10. - pp. 51-53.

Miragaia Peruzzo Francisco e Leite Canto Eduardo Química na abordagem do cotidiano [Livro]. - [s.l.] : Moderna, 2010. - Vol. 2.

Questões

- 1) Diga que fator está sendo estudado em cada experimento quanto a interferência no equilíbrio químico. Explique como ocorre.
- 2) Qual o significado da constante de equilíbrio?
- 3) Cite em exemplos do cotidiano ou algum processo onde o equilíbrio químico é muito importante.
- 4) O corpo humano é um sistema que vive em equilíbrio. De exemplos de reações no nosso organismo e explique como acontecem e o que é necessário para manter o equilíbrio.
- 5) A Indústria Farmacêutica utiliza processos e reações específicas para obter uma formulação ideal para determinado produto e ação terapêutica. Alterações durante a produção podem afetar o equilíbrio químico e gerar produtos indesejáveis que podem causar danos à saúde. Um caso bastante conhecido no Brasil foi o uso do Celobar que é utilizado como contraste para tornar órgãos do sistema digestório visíveis em radiografias. Um erro fez com que dezenas de pessoas sofressem de intoxicação. Explique quimicamente porque o mesmo aconteceu.
- 6) Que fatores influenciam na solubilidade de uma gás. Explique como.
- 7) A solubilidade de um sal varia com a temperatura. Se você estivesse em um laboratório, como faria para montar uma curva de solubilidade desse sal (KCl)? Descreva um procedimento detalhado e faça um esboço para o gráfico.

Aula 08. Equilíbrio Iônico

Disciplina: Química

Professor (a):

Aluno: _____

OBJETIVO

Identificar caráter ácido-base de alguns sais utilizando escala de pH de soluções de HCl e NaOH diluídas como referência e indicador de extrato de repolho roxo.

PROPOSTA PEDAGÓGICA

O aluno deve compreender o conceito de ácido e base. Ser capaz de comparar a força de ácidos usando valores de K_a . Calcular a concentração de H^+ e OH^- em solução aquosa de ácido ou base e, com base nelas calcular o pH. Identificar caráter ácido-base de sais utilizando uma escala de pH. Equacionar hidrólises salinas.

COMENTÁRIOS AO PROFESSOR

O professor deve correlacionar a influência da acidez e basicidade em algumas reações químicas e a importância no dia a dia. Falar sobre as consequências da acidez no solo. No sistema digestório humano e na natureza. Pode falar sobre a chuva ácida, pois é uma tema ligado a meio-ambiente e considerado tema transversal pelo PCN. Os ácidos e bases também são componentes usuais de refrigerantes, alimentos, remédios, produtos de higiene ou cosméticos. Mostrar também que ácidos e base são matérias primas para diversas aplicações na indústria e seu destaque na economia. Discuta sobre isso com os alunos.

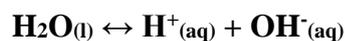
INTRODUÇÃO TEÓRICA:

Equilíbrio Químico em Soluções de Eletrólitos

Ao estudar equilíbrio químico de soluções de eletrólitos como ácidos e bases as constantes de equilíbrio são conhecidas também como constantes de ionização ou dissociação ácida e simbolizadas por K_a e K_b .

Quanto maior for o valor dessa constante de ionização de um ácido por exemplo, maior será a sua força ácida, pois elas expressam sua tendência para liberar íons H^+ .

Equilíbrio iônico da água



$K_w = [H^+].[OH^-]$ Expressão do produto iônico da água

K_w é constante desde que a temperatura seja fixa.

Meio aquoso neutro: $[H^+] = [OH^-]$

Meio aquoso ácido: $[H^+] > [OH^-]$

Meio aquoso básico: $[H^+] < [OH^-]$

OBS: O valor a 25°C de K_w é $1,0 \times 10^{-14}$

As Escalas de pH e pOH

Potencial hidrogeniônico (pH) de uma solução: **pH = $-\log[H^+]$**

Potencial hidroxiliônico (pOH) de uma solução: **pOH = $-\log[OH^-]$**

$$\underbrace{-\log[H^+]}_{\text{pH}} + \underbrace{-\log[OH^-]}_{\text{pOH}} = 14$$

Meio neutro: $[H^+] = 1,0 \times 10^{-7}$ \longrightarrow pH = 7
 $[OH^-] = 1,0 \times 10^{-7}$ \longrightarrow pOH = 7

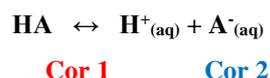
Meio ácido: $[H^+] > 1,0 \times 10^{-7}$ \longrightarrow pH < 7
 $[OH^-] < 1,0 \times 10^{-7}$ \longrightarrow pOH > 7

Meio básico: $[H^+] < 1,0 \times 10^{-7}$ \longrightarrow pH > 7
 $[OH^-] > 1,0 \times 10^{-7}$ \longrightarrow pOH < 7

Indicadores ácido-base

Indicadores são substâncias que apresentam diferentes colorações em meio ácido e em meio básico.

Faixa de viragem ou zona de viragem é o nome dado à faixa de pH na qual um indicador ácido-base sofre mudança de coloração.



O aumento de $[\text{H}^+]$ desloca para a esquerda e a solução adquire cor 1

O aumento de $[\text{OH}^-]$ desloca para a direita e a solução adquire a cor 2

Hidrólise Salina

É o nome dado ao processo em que o cátion e/ou ânion proveniente(s) de um sal reage(m) com a água.

Previsão do caráter ácido-base de uma solução de sal

- Sal de ácido fraco e **base forte** ➡ **solução básica**
- Sal de **ácido forte** e base fraca ➡ **solução ácida**
- Sal de **ácido forte** e **base forte** ➡ **solução neutra**

Exemplos de hidrólises

Ex 1: NaCN é um sal de ácido fraco e de base forte. Há predomínio do caráter básico e a solução de NaCN é básica.

Ex 2: NH₄Cl é um sal de ácido forte e de base fraca. Predomina o caráter ácido e a solução de NH₄Cl é ácida.

Ex 3: NH_4CN é um sal de ácido fraco e de base fraca. Nesse caso devemos consultar K_a e K_b para saber se o meio é ácido ou básico.

MATERIAIS E REAGENTES:

- 14 béqueres de 10mL ou tubos de ensaio
- 1 frasco conta-gotas de 50mL
- 1 béquer de 250mL
- 1 balão volumétrico de 50mL
- 1 bico de Bunsen
- 1 coador de chá
- 1 pipeta volumétrica de 5mL ou tubo de ensaio calibrado
- 1 pipeta graduada de 10mL ou tubo de ensaio calibrado
- Solução de HCl 0,1mol/L
- Solução de NaOH 0,1mol/L
- Nitrato de sódio
- Cloreto de amônio
- Acetato de sódio
- Cloreto de amônio
- Acetato de sódio
- Bicarbonato de sódio
- Repolho roxo
- Água destilada

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL:

I. Preparo do Indicador de Extrato de Repolho Roxo

- Pesar em uma balança analítica cerca de 30g de repolho roxo picado em pedaços
- Colocar essa massa em um béquer de 250mL e adicionar 100mL de água destilada e aquecer até a fervura.
- Manter em ebulição até que o volume seja reduzido para 30-40mL.

- Após resfriamento da solução, coar a solução em um coador de chá e armazenar em frasco conta-gotas em geladeira a temperatura de 4-6°C.

II. Preparo de Soluções ácidas e básicas para escala de pH

- Preparo de soluções de HCl nas concentrações de 10^{-1} , 10^{-2} , 10^{-3} , 10^{-5} e 10^{-7} .

- Pipetar 5mL da solução de HCl 0,1mol/L (solução 1 = 10^{-1}) para um balão volumétrico de 50mL (solução 2 = 10^{-2}).

- Pipetar 5mL da solução 2 para um balão volumétrico de 50mL (solução 3 = 10^{-3}).

- Pipetar 5mL da solução 3 para um balão volumétrico de 50mL (solução 4 = 10^{-4}).

- Pipetar 5mL da solução 4 para um balão volumétrico de 50mL (solução 5 = 10^{-5}).

- Pipetar 5mL da solução 5 para um balão volumétrico de 50mL (solução 6 = 10^{-6}).

- Pipetar 5mL da solução 6 para um balão volumétrico de 50mL (solução 7 = 10^{-7}).

- Identificar os balões com as respectivas concentrações e nomear em ordem crescente.

- Colocar em as soluções preparadas em béqueres nomeados pelo pH conforme tabela abaixo e adicionar 20 gotas da solução indicadora de extrato de repolho roxo.

- Preparo das soluções de NaOH nas concentrações de, 10^{-5} , 10^{-3} , 10^{-2} e 10^{-1} .

- Pipetar 5mL da solução de NaOH 0,1mol/L (solução 13 = 10^{-1}) para um balão volumétrico de 50mL (solução 12 = 10^{-2})

- Pipetar 5mL da solução 12 para um balão volumétrico de 50mL (solução 11 = 10^{-3}).

- Pipetar 5mL da solução 11 para um balão volumétrico de 50mL (solução 10 = 10^{-4}).

- Pipetar 5mL da solução 10 para um balão volumétrico de 50mL (solução 09 = 10^{-5}).

- Pipetar 5mL da solução 09 para um balão volumétrico de 50mL (solução 08 = 10^{-6}).

- Identificar os balões com as respectivas concentrações e nomear em ordem decrescente.

- Colocar em as soluções preparadas em béqueres nomeados pelo pH conforme tabela abaixo e adicionar 20 gotas da solução indicadora de extrato de repolho roxo.

- Colocar 9mL de cada solução preparada de HCl (pH 1-7) e 9mL de cada solução preparada de NaOH (pH 8-13) em béqueres de 10mL.

| | Sol.1 | Sol. 2 | Sol. 3 | Sol. 4 | Sol.5 | Sol. 6 | Sol. 7 | Sol. 8 | Sol.9 | Sol.10 | Sol. 11 | Sol.12 | Sol.13 |
|-------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| Conc. | 10^{-1} | 10^{-2} | 10^{-3} | 10^{-4} | 10^{-5} | 10^{-6} | 10^{-7} | 10^{-6} | 10^{-5} | 10^{-4} | 10^{-3} | 10^{-2} | 10^{-1} |
| pH | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 |

III. Preparo das soluções de sais ácidos e básicos

- Colocar 9mL de água em seis béqueres.

- Adicionar a massa de 0,37g KCl, 0,42g NaNO₃, 0,27g NH₄Cl, 0,68g NaOOCCH₃. 3H₂O e 0,42g NaHCO₃ em cada um dos béqueres separadamente e deixar um béquer com água destilada somente.

- Em seguida adicionar 20gotas da solução indicadora recém preparada em cada um dos béqueres.

- Após todos os preparos de soluções colocar as soluções de escala de pH lado a lado por ordem crescente de pH.

- Comparar a coloração obtida nas soluções salinas com as colorações obtidas na escala de pH.

Referência:

Fatibello-Filho Orlando [et al.] Experimento Simples e Rápido Ilustrando a Hidrólise de Sais [Periódico] // Química Nova na Escola. - Novembro de 2006. - Vol. 24. - pp. 30-34.

Miragaia Peruzzo Francisco e Leite Canto Eduardo Química na abordagem do cotidiano [Livro]. - [s.l.] : Moderna, 2010. - Vol. 2.

Questões:

1. Quais dos sais são neutro(s), ácido(s) e básico(s)?
2. Qual o sal de maior basicidade?
3. Uma solução desconhecida fica amarela após adição de extrato de repolho roxo. Em que intervalo de pH essa solução se encontra?
4. Para os sais que se hidrolisam, escreva o equilíbrio de hidrólise e calcule o valor de pH de soluções de concentração 0,1 mol/L de cada um dos seguintes sais: LiCl, CaCl₂, AlCl₃, e TiCl₄.
5. Faça uma pesquisa na literatura sobre as teorias ácido-base e explique cada uma delas.
6. Pesquise sobre a utilização de ácidos e bases e aplicações na indústria.

Aula 09. Titulação Ácido-Base

Disciplina: Química

Professor (a):

Aluno: _____

OBJETIVO

Determinar o teor, em massa, de ácido acetilsalicílico em comprimidos analgésicos como Melhoral, Aspirina, AAS etc.

PROPOSTA PEDAGÓGICA

O aluno deve compreender equilíbrio ácido-base. Ser capaz de utilizar raciocínios de proporcionalidade para realizar cálculos estequiométricos com reagente(s) em solução. Determinar a concentração de uma solução ácida ou básica.

COMENTÁRIOS AO PROFESSOR

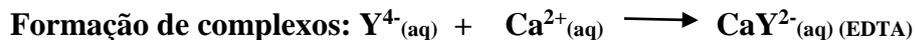
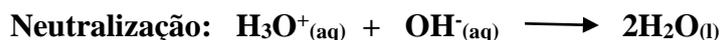
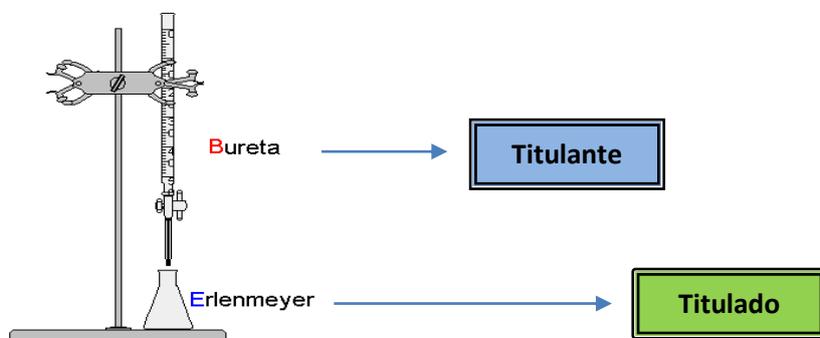
A titulação é uma técnica utilizada para determinar a concentração de uma solução ácida ou básica. O princípio da técnica está baseado em uma reação química, onde os participantes reagem em proporções definidas.

Portanto existem outros tipos de reações químicas, como oxirredução, complexação e outras que nos permitem determinar suas concentrações. Explorar os conhecimentos prévios dos alunos sobre ácidos e bases e dos indicadores. Soluções ácidas e básicas são muito utilizadas para padronização de soluções em laboratórios de pesquisa e da indústria e em alguns produtos comerciais, como vinagre e leite de magnésia. A titulação permite determinar teores de cálcio, ferro e prata em algumas amostras.

A titulação ácido-base é um bom exemplo para apresentar a técnica por ser a mais fácil de ser assimilada pelos alunos. Fazer um bate-papo com a turma e perguntar em que produto eles acham que a técnica de titulação é utilizada para determinar o teor de alguma substância. Utilizar exemplos práticos de reações utilizadas na indústria química de diversos segmentos.

INTRODUÇÃO TEÓRICA:

Titulação: Processo no qual uma solução padrão ou solução de referência é adicionada a uma solução que contém um soluto, que se deseja analisar, até que se complete a reação.



Solução Padrão ➡ É uma solução de concentração exatamente conhecida, que é indispensável para realizar análises volumétricas. É a solução que será usada para comparação das concentrações.

Padrão primário ➡ É um composto com alto grau de pureza que serve como referência na titulação.

Padrão secundário ➡ É um composto cuja pureza pode ser estabelecida por análise química e que serve como referência na titulação.

Requisitos para um padrão primário:

1. Alta pureza (99,9% ou superior)
2. Fácil obtenção, dessecação e conservação.
3. Estabilidade à atmosfera
4. Não deve ser higroscópico.
5. Deve ser bastante solúvel.
6. Baixo custo
7. Massa molar grande para minimizar o erro relativo a pesagem do padrão

Oxalato de sódio (99,95 %)
Ácido benzóico (99,985)
Biftalato de potássio (99,99 %)
Dicromato de potássio (99,98)

OBS: Quando não há disponível um padrão primário. Usa-se uma solução de um reagente (padrão secundário) com concentração aproximada da desejada para titular uma massa conhecida de um padrão primário.

Nitrato de prata
Hidróxido de sódio
EDTA
Permanganato de potássio

Padronização é a titulação realizada para determinar a concentração do titulante para uma análise.

Após a padronização a solução preparada com o secundário é denominada SOLUÇÃO PADRÃO

Ponto de Equivalência ou Ponto Final Teórico

Corresponde ao ponto da titulação em que é adicionada a quantidade de reagente padrão exatamente equivalente a quantidade de analito. É calculado com base na estequiometria da reação envolvida na titulação e não pode ser determinado experimentalmente.

Ponto Final

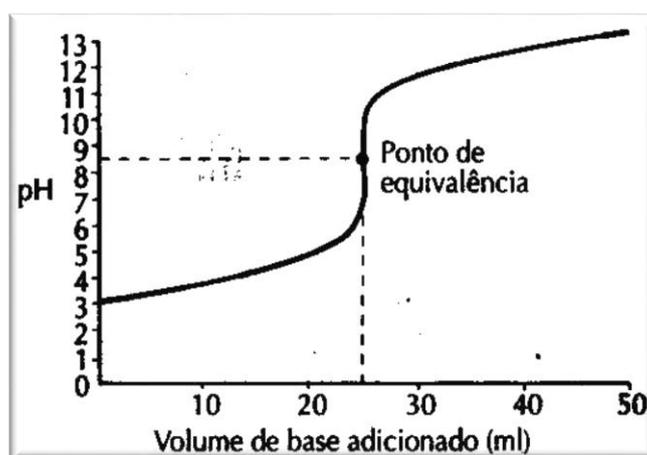
Ponto da titulação onde ocorre uma alteração física associada à condição de equivalência. É indicado pela súbita mudança de alguma propriedade física da solução. É determinado experimentalmente – VISÍVEL.

Curva de Titulação

É a representação gráfica do processo de titulação, que mostra a variação logarítmica de uma determinada propriedade, geralmente concentração, em função do volume do titulante adicionado.

A construção da curva de titulação é importante para se conhecer o comportamento das espécies envolvidas (titulado e analito) em uma titulação e, dessa forma, selecionar o indicador adequado. A curva de titulação relaciona o pH da solução gerada após a introdução de uma certa quantidade de titulante. Sendo assim, ela é uma curva de “pH x Volume do titulante”.

Por exemplo: se a solução do titulado for de um ácido (portanto, de pH baixo), ao se gotear o titulante (que é uma base), deverá haver um aumento gradativo do pH. Observe:



Fonte: <http://www.ebah.com.br/content/ABAAAah-wAK/construcao-curva-titulacao>

MATERIAIS E REAGENTES:

- Erlenmeyer de 125 mL
- Bureta de 25mL
- Funil
- Balança analítica
- Comprimido Melhoral, ASS ou Aspirina
- Solução de NaOH 0,1 mol/L padronizada
- Etanol
- Água
- Solução alcoólica de fenolftaleína
- Água

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL:

1. Pese o comprimido do analgésico (anotar a massa obtida) e, a seguir coloque-o no erlenmeyer.
2. Adicionar cerca de 20mL de Etanol ao erlenmeyer e misture até que haja dissolução total.
3. Em seguida, adicionar cerca de 20mL de água destilada ao erlenmeyer.
4. Adicione 3 a 5 gotas de solução alcoólica de fenolftaleína.
5. Encher uma bureta de 50mL com solução de hidróxido de sódio padronizada e, a seguir titule a solução no erlenmeyer. Para isto adicione lentamente a solução da bureta ao erlenmeyer até que o aparecimento de uma coloração rósea que persista por pelo menos 1 minuto.
6. Anote o volume da solução de hidróxido de sódio gasto para neutralizar o ácido acetilsalicílico no comprimido.

OBS: A recomendação de que, ao final da titulação, a coloração rósea deve persistir por pelo menos um minuto. Isso se deve neste caso, há dois fatos: a) a cinética da reação, ou seja, todo o ácido contido no comprimido deve ter reagido com a base adicionada (a coloração rósea indica que já há um pequeno excesso de base); b) a ocorrência da seguinte reação paralela.



Pode fazer com que a coloração rósea da solução final, aos poucos desapareça. Por isso que o surgimento da descoloração (em tempos superiores a 1 minuto) não deve ser interpretado como indicador de que a titulação não terminou. O ácido carbônico proveniente do ar que se dissolve na solução e a água.

Referência:

USP - Centro de Divulgação Científica e Cultural USP - Centro de Divulgação Científica e Cultural [Online]. - 08 de novembro de 2013. - <http://www.cdcc.sc.usp.br/quimica/experimentos/aas.html>

Questões:

- 1) Escreva a reação de Neutralização do ácido acetilsalicílico.
- 2) Qual a porcentagem em massa de ácido acetilsalicílico no comprimido analisado?
- 3) Se a adição da solução de NaOH levar a uma coloração rosa forte, o que isto influenciará no resultado final?
- 4) Como se pode determinar um erro de uma titulação?
- 5) Construa a curva de titulação para o experimento realizado.

Aula 10. Eletroquímica

Disciplina: Química

Professor (a):

Aluno: _____

OBJETIVO

Verificar a tendência que apresentam as substâncias químicas à oxidação e à redução, bem como os produtos de uma reação REDOX.

PROPOSTA PEDAGÓGICA

Conhecer processos de oxirredução. Ser capaz de identificar um agente oxidante e redutor. Observar uma reação química e reconhecer um processo de oxirredução. Consultar a tabela de potenciais-padrão de semicela e calcular a força eletromotriz de uma pilha.

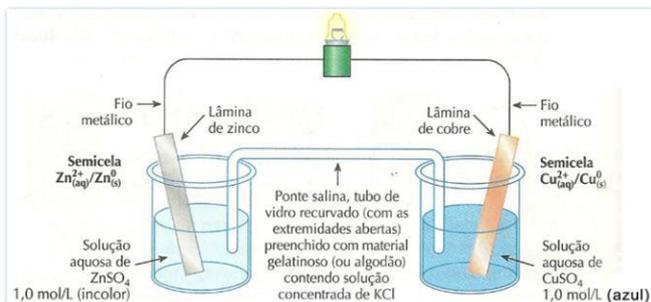
COMENTÁRIOS AO PROFESSOR

Nos dias de hoje a eletroquímica está sempre presente no nosso dia-a-dia. Desde a rede elétrica até as pilhas usadas em controles remoto e lanternas. O professor pode falar de como ocorre o processo de fotografia. Identificação de alguns íons em medicamentos. Funcionamento de Bafômetro. Pilhas comercializadas. Desenvolvimento de baterias de células combustíveis. Processo de galvanoplastia. Uso de condutores. Utilização da eletroquímica para resolver problemas ambientais. Detecção da poluição por métodos eletroanalíticos.

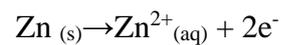
INTRODUÇÃO TEÓRICA:

Eletroquímica: parte da química que estuda a relação entre a corrente elétrica e as reações químicas de transferência de elétrons (reações de oxirredução).

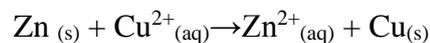
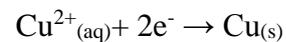
Cela ou Célula Galvânica: dispositivo onde ocorre uma reação espontânea de oxirredução permitindo passagem de corrente elétrica.



Fonte: <http://quimicasemsegredos.com/eletroquimica-pilhas.php>



+



MATERIAIS E REAGENTES:

- 6 tubos de ensaio
- um béquer de 100ml
- estante para tubos de ensaio
- tripé e tela de amianto
- bico de Bunsen
- pinça de madeira
- pipetas de 5 ou 10ml
- tiras de papel de filtro
- água de cloro (Cl₂/H₂O)
- clorofórmio (CHCl₃) ou tetracloreto de carbono (CCl₄)
- MnO₂ (enchimento de pilhas secas)
- álcool etílico (C₂H₅OH)
- água oxigenada (H₂O₂) 20 ou 30 volumes
- ácido clorídrico conc. (HCl)
- H₂SO₄ conc.
- H₂SO₄ 3M
- KI 0,5M
- FeSO₄ 0,5M
- KMnO₄ 0,1M
- K₂Cr₂O₇ 0,1M
- NH₄SCN 0,05M
- proveta de 100mL
- pote de vidro de maionese
- solução de HCl 1,0 mol/L

- rádio portátil
- massa de modelar
- fio cobre para aterramento de espessura não inferior a 0,4cm
- fio fino de cobre (tamanho n° entre 20 e 26) para conexão dos eletrodos
- fita de magnésio (25cm de comprimento e diâmetro entre 0,4 e 0,5cm)

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL:

I. Reações de Oxidação – Redução

1) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$

- Colocar 2ml da solução de KMnO_4 em um tubo de ensaio.
- Adicionar 1ml de H_2SO_4 3M
- Adicionar 2ml de H_2O_2 e observar.
- Escreva a equação geral balanceada da reação.
- Quem se oxida? Quem se reduz?
- Qual o agente oxidante? E o agente redutor?
- Equacione as semi-reações de oxidação e redução.

2) $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$

- Adicionar 2ml da solução de FeSO_4 0,5M em um tubo de ensaio.
- Adicionar 1ml da solução de H_2SO_4 3M.
- Adicionar 2ml de H_2O_2 . Agitar e observar.

- d. Escreva a equação geral balanceada da reação.
- e. Quem são os agentes oxidante e redutor?
- f. Equacione as semi-reações de oxidação e de redução.
- g. Adicionar neste tubo algumas gotas de NH_4SCN . Observar.
- h. Explique o que acontece e indique os produtos formados.

3) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$

- a. Colocar 2ml de H_2SO_4 conc. Em um tubo de ensaio. (CUIDADO!)
- b. Adicionar um pouco de cobre. Aquecer por alguns minutos. Observar a coloração da solução.
- c. Colocar na boca do tubo, um pedaço de papel tornassol azul, umedecido. Verifique o que ocorre.
- d. Escreva a equação geral balanceada da reação.
- e. Qual o agente oxidante? E o redutor?
- f. Equacione as semi-reações de oxidação e redução.

4) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

- a. Colocar 8ml da solução de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ em um béquer de 100ml.
- b. Adicionar 4ml de H_2SO_4 concentrado. Adicionar 4ml de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.
- b. Fazer um aquecimento brando até que ocorra alguma modificação. Descreva-a.

c. Sentir o odor dos vapores desprendidos (odor de etanal, CH_3CHO).

d. Escreva a equação geral balanceada da reação.

II. Reações de Oxidação - Redução em objetos de Prata

- **Escurecimento**

- 1) Colocar um certa quantidade de água em um béquer, suficiente para o cozimento de três ovos;
- 2) Após 12 minutos de aquecimento, quando os ovos já se encontram cozidos, dar leves batidas nestes, com o auxílio de uma colher, até que se observem rachaduras na casca dos ovos, deixando parte da clara exposta;
- 3) Inserir o objeto de prata e deixar em cozimento por 25min;
- 4) Parar o cozimento, retirar o objeto de prata, lavar com água de torneira e observar.

- **Limpeza do objeto de Prata**

- 1) Aquecer 250mL de água até a fervura;
- 2) Adicionar a esta 1 colher (sopa) de sal de cozinha e misturar bem;
- 3) Forrar a parte interna de um copo tipo americano com papel alumínio e colocar a solução preparada anteriormente;
- 4) Secar com papel toalha ou lenço de papel e lustrar com uma flanela. Observar o resultado.

III. Reações de Oxidação – Redução na construção de uma pilha de Cu/Mg

- Montagem dos eletrodos

- Pegar a tampa do frasco de vidro de maionese e fazer três furos separados por 1,5 a 2,0 cm. Em dois dos furos passar os eletrodos (fios metálicos de cobre e barra de magnésio e mantê-los na vertical. Fixa-los com massa de modelar e ligar as extremidades dos mesmos aos terminais do aparelho. O terceiro furo é para o escape de gases formados nos eletrodos.

- Montagem da pilha

- Utilizando uma proveta de 100mL preencha 2/3 do frasco com solução de HCl 1,0 mol/L e mergulhe os eletrodos montados na tampa, rosqueando-a com cuidado.

- Conectar através de fios de cobre finos os eletrodos nos terminais do rádio com as polaridades corretas. O magnésio no pólo negativo e o cobre no pólo positivo.

- Ligue o rádio e sintonize uma estação de transmissora e ajuste o volume. Observe o tempo de funcionamento do rádio e alterações de volume e acendimento de “LEds” com a profundidade de imersão dos bastões.

Referências:

Hioka Noboru [et al.] Pilhas de Cu/Mg Construídas com Materiais de Fácil Obtenção [Periódico] // Química Nova na Escola. - Maio de 2000. - Vol. 11. - pp. 40-44.

Kruger Verno, Valmor Machado Lopes Cesar e Rodrigues Soares Alexandre Eletroquímica para Ensino Médio [Livro]. - Rio Grande do Sul : Universidade Federal do Rio Grande do Sul, 1997.

Romão Sartori Elen, Ferreira Batista Érica e Fatibello-Filho Orlando Escurecimento e Limpeza de Objetos de Prata: Um Experimento Simples e de Fácil Execução Envolvendo Reações de Oxidação-Redução [Periódico] // Química Nova na Escola. - Novembro de 2008. - Vol. 30. - pp. 61-65.

Questões:

1. Explique o funcionamento da pilha montada e equacione as semi-reações.
2. Que outros aparelhos elétricos poderiam ser testados?
3. Cite e explique resumidamente o funcionamento de todos os tipos de pilha.
4. Que cuidados devem ser tomados nos descarte de pilhas?
5. Como funcionam as pilhas recarregáveis?
6. Discuta sobre pilhas e meio ambiente.

Aula 11.Eletrólise

Disciplina: Química

Professor (a):

Aluno: _____

OBJETIVO

Construção de uma célula eletrolítica e sua aplicação na eletrólise de uma solução de Iodeto de Potássio, bem como a determinação da quantidade de cada espécie formada em cada eletrodo e constante de Avogadro.

PROPOSTA PEDAGÓGICA

O aluno deve compreender o funcionamento de uma cela eletrolítica, bem como montagem, manuseio e sua utilização.

COMENTÁRIOS AO PROFESSOR

A eletrólise é um processo não espontâneo que é provocado pela corrente elétrica. O professor pode explorar a diferença entre um gerador e um receptor.

É um processo muito utilizado industrialmente na produção e purificação de metais, como o alumínio que é utilizado na construção de antenas de televisão e utensílios domésticos através da eletrólise ígnea da bauxita e o cobre utilizado em fios e cabos elétricos.

Os revestimentos de ouro e prata na superfície de brincos, pulseiras e anéis realizados por galvanoplastia. Explicar o processo de galvanoplastia e como se dá essa deposição. O ferro e o aço são utilizados para construção de cascos de navios, mas essas substâncias na presença de água e oxigênio, sofrem enferrujamento. A galvanização é usada na proteção de cascos de navios contra a corrosão.

A soda cáustica, um importante produto utilizado na indústria petroquímica é produzida através da eletrólise do sal de cozinha, o cloro, utilizado no tratamento de águas, fabricação de PVC, solventes inseticidas e bactericidas o hidrogênio que é utilizado na síntese de amônia, metano e produção de margarinas através de hidrogenação.

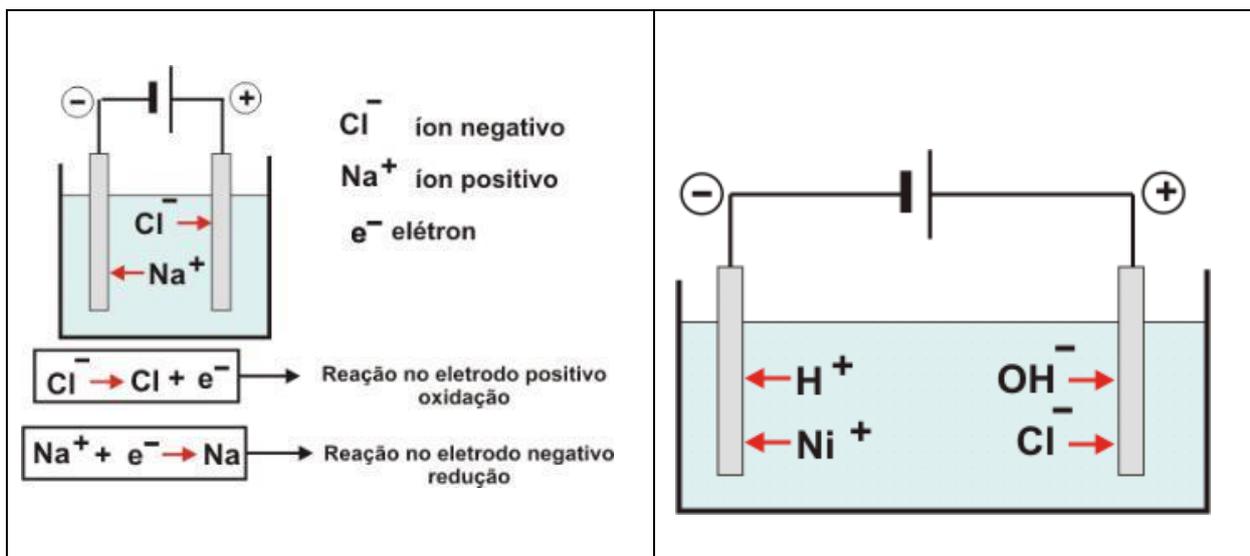
Através dos processos citados o professor pode explorar economicamente e ambientalmente um desses processos e pedir que os alunos explorem outros através de pesquisa.

INTRODUÇÃO TEÓRICA:

A **eletrólise** (*electro* = eletricidade e *lysis* = decomposição) é um processo que separa os elementos químicos de um composto através do uso da eletricidade. De maneira sumária, procede-se primeiro à decomposição (ionização ou dissociação) do composto em íons e, posteriormente, com a passagem de uma corrente contínua através destes íons, são obtidos os elementos químicos. Em muitos casos, dependendo da substância a ser eletrolisada e do meio em que ela ocorre, além de formar elementos ocorre também à formação de novos compostos. O processo da eletrólise é uma reação de oxirredução sendo, portanto um **fenômeno físico-químico não espontâneo** devido a necessidade de energia para que o mesmo ocorra.

Eletrólise Ígnea: é o nome de uma reação química provocada pela passagem de corrente elétrica através de um **composto iônico fundido**.

Eletrólise Aquosa: é o nome de uma reação química provocada pela passagem de corrente elétrica através de uma **solução aquosa de eletrólito**.



Fonte: http://alfaconnection.net/pag_avsf/fqm0301.html

MATERIAIS E REAGENTES:

- Dois lápis carpinteiro;
- Um cronômetro;
- 25g de repolho roxo;
- Algodão
- Um conta-gotas
- Duas seringas de plástico descartáveis de 10mL cada;
- 30cm de fios flexíveis e uma bateria de 9,0V (de preferência recarregável);
- Um estilete
- Um potenciômetro (resistor variável) de 5000 Ohm;
- Um multímetro contendo escalas para leitura de potencial e corrente;
- Um balão volumétrico de 250mL e um copo de medidas com indicação de volume.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL:

Montagem da célula eletrolítica

- 1) Remover as extremidades de madeira de ambos os lápis de carpinteiro com o auxílio de um estilete, expondo 1cm de grafite. Uma das extremidades será utilizada para contato elétrico, enquanto a outra ficará submersa na solução de KI.
- 2) Descartar o êmbolo das seringas e, em uma delas, fazer um pequeno orifício de aproximadamente 2mm próximo a extremidade onde conecta a agulha, a qual será utilizada para a inserção da solução de extrato de repolho roxo.
- 3) Introduzir os lápis com o grafite exposto em cada uma das seringas de plástico, de forma que uma das extremidades do grafite fique fixa na extremidade que conecta agulha para o contato elétrico e a outra fique exposta, submersa na solução.
- 4) Envolver cada um dos lápis com algodão na parte de madeira, mantendo o grafite exposto para a solução.

- 5) Com auxílio do estilete faça duas aberturas circulares na tampa da embalagem plástica, com diâmetro próximo ao das seringas, de forma que seja mantido 2cm de distância entre as aberturas.
- 6) Encaixar as seringas contendo os lápis em cada uma das aberturas, de modo que a extremidade aberta de cada uma das seringas (por onde se retira o êmbolo) fique exposta à solução de KI.
- 7) Manter as seringas posicionadas no volume de aproximadamente 6mL.
- 8) Conectar o terminal central do potenciômetro ao lápis inserido na seringa que não contenha o orifício de 2mm (ânodo), utilizando um fio flexível (fio vermelho). Com outro fio flexível (fio azul), conectar ao outro lápis (cátodo) o terminal positivo do multímetro, com este configurado para leitura de corrente contínua.
- 9) Realizar medida da corrente a cada minuto durante 20min.

Eletrólise da solução de Iodeto de Potássio

- 1) Preparar uma solução de KI 0,10mol/L, adicionando-se 4,15g de iodeto de potássio em 250mL de água destilada
- 2) Adicionar 150mL dessa solução na célula eletrolítica, com auxílio de um copo com indicações de volume.
- 3) Adicionar 40 gotas do extrato de repolho roxo (conforme preparado procedimento da literatura GEPEQ, 1995) no orifício feito em uma das seringas (cátodo).
- 4) Conectar o terminal positivo do multímetro ao cátodo, aplicando-se 3,0V e simultaneamente disparar o cronômetro.

Referência: **R. Sartori Elen [et al.]** Construção de uma Célula Eletrolítica [Periódico] // Química Nova na Escola. - Maio de 2013. - 02 : Vol. 35. - pp. 107-111.

Questões:

- 1) Construir um gráfico de corrente (A) X tempo (s) e determinar a carga total.
- 2) Esboce uma célula eletrolítica indicando seus componentes.
- 3) Determine a massa (em gramas) de I_2 e de OH^- que pode ser obtida a partir da eletrólise de uma solução aquosa.
- 4) Quando um processo de eletrólise é realizado? Quais as vantagens e desvantagens?
- 5) Pesquise um processo onde a eletrólise é empregada e explique-o química e economicamente.

07. Elaboração de Relatório

A elaboração do relatório pelo aluno tem o objetivo de fazer com que o aluno informe com exatidão e clareza o experimento realizado, apresentando de forma sucinta e organizada as ideias acerca do tema desenvolvido na aula experimental, além de avaliá-lo quanto ao entendimento do tema proposto através das questões elaboradas pelo professor no final do roteiro.

Apesar de ser um relatório de química experimental a elaboração do relatório trabalha a capacidade do aluno de se expressar de forma escrita e registrar corretamente os resultados obtidos na aula.

O relatório deve conter 4 itens:

- Introdução
- Objetivo
- Procedimento
- Resultados e Conclusão

O aluno deve saber dissertar sobre o tema, entender qual o objetivo do experimento em questão, descrever toda realização do experimento e discutir os resultados e suas implicações.

08. Considerações Finais

O objetivo desse trabalho é o de apresentar ao professor do 2º ano do Ensino Médio uma proposta de experimentos que possa ajudá-lo no ensino-aprendizagem dos alunos acerca dos temas abordados no ano letivo e atrair o interesse dos alunos, uma vez que eles apresentam dificuldade no aprendizado de química.

As aulas experimentais são de grande importância no aprendizado, pois além de despertarem o interesse e a curiosidade dos alunos permitem que tenham contato mais direto com a química e despertem para o interesse na área de Ciências e Pesquisa.

As aulas propostas demandam certo tempo, pois não se resumem na mera execução dos experimentos e tem uma parte introdutória onde o professor dará uma breve explicação acerca do tema e sobre o experimento a ser realizado. Foram propostas dessa forma para que o professor pudesse sondar as concepções prévias dos alunos.

Nos roteiros a seção de comentários ao professor tem o objetivo de dar a ideia dos assuntos que podem ser discutidos com os alunos a respeito daquele tema, sempre envolvendo ciência, tecnologia e sociedade.

Espera-se que as propostas de aulas experimentais sejam de grande ajuda no caso de professores recém-formados com pouca experiência e que não tiveram muito contato com o laboratório durante a vida acadêmica.

As aulas experimentais além de possibilitarem ao aluno colocar a teoria na prática e desenvolver habilidades como manuseio, preparo de soluções, visualização de alguns fenômenos, realizações de cálculos e reações químicas têm o objetivo de suscitar no aluno uma visão além da sala de aula, uma aplicação prática dos conceitos estudados e como o ensino de química ajuda a torná-lo um cidadão.

Entende-se que o aluno constrói o conhecimento ao longo dos anos em todas as fases escolares, mas é no Ensino Médio que ele tem uma visão geral de vida e sociedade, pois nessa etapa é que o aluno decide se especializar, indo para a Universidade ou Mercado de Trabalho. Deve ter o discernimento necessário para

escolher que carreira seguir. E essa escolha vai depender das experiências que teve ao longo da vida escolar e das suas aptidões e interesses.

Do ponto de vista do professor a sugestão dos experimentos facilita a sua vida, uma vez que na maioria das vezes o professor tem dificuldades de preparar um material extenso pela falta de tempo, que quase sempre ministra aulas em duas ou três escolas, tendo pouco tempo livre.

Quando faz uso das atividades experimentais, o professor deve ter em mente o que objetiva. Toda atividade experimental contribui para o aprendizado do aluno, seja investigativa, de confirmação ou demonstrativa. Cada método terá os “prós” e “contras”, cabe ao professor saber aproveitar as possibilidades que tem.

É necessário de deixar claro que um bom ensino-aprendizagem não é possibilitado apenas pela introdução de aulas experimentais e sim por um conjunto de metodologias didático-pedagógicas que permitam expandir a visão de mundo do aluno.

A realização de atividades investigativas, visitas a indústrias, feira de ciências, museus, recursos áudio visuais, jogos didáticos e apresentações orais, se realizadas em conjunto, podem gerar um excelente resultado.

Quanto mais a escola investe na formação de seus alunos, melhores serão os resultados obtidos.

9.0 Bibliografia

BARATIERI, S. M. et al. Opinião dos estudantes sobre a Experimentação em Química no Ensino Médio. **Experiências em Ensino de Ciências**, Mato Grosso, v. 3, n. 3, p. 19-31, 2008. ISSN 1982-2413. Disponível em: <http://if.ufmt.br/eenci/artigos/Artigo_ID64/v3_n3_a2008.pdf>. Acesso em: 15 Setembro 2013.

BASSO, S. R. N.; BARATIERI, M. S. **Conhecendo as Concepções dos Alunos sobre as atividades experimentais em Química**. Lajedo- RS: scola, IV Encontro Ibero Americano de Coletivos Escolares e Redes de Professores que Fazem Investigação na sua Escola. 24-29 Julho 2005.

BEJERANO, N. R.; PESSOA DE CARVALHO, A. M. A educação química no Brasil: uma visão através das pesquisas e publicações da área. **Educación Química**, v. 11, n. 01, p. 160-167, Janeiro 2000.

BRAATHEN, P. C. et al. Entalpia de Decomposição do Peróxido de Hidrogênio: uma Experiência Simples de Calorimetria com Material de Baixo Custo e Fácil Obtenção. **Química Nova na Escola**, v. 29, p. 42-45, Agosto 2008.

BUENO, L. et al. Universidade Estadual Paulista. **O Ensino de Química por meio das atividades experimentais: a realidade do ensino nas escolas**. Disponível em: <<http://www.unesp.br/prograd/ENNEP/Trabalhos>>. Acesso em: 05 Setembro 2013.

C.C. LIMA, M. E.; A. DAVID, M.; FERREIRA DE MAGALHÃES, W. Ensinar Ciências por Investigação: Um desafio para os formadores. **Química Nova na Escola**, v. 29, p. 24-29, 2008.

CAMPANARIO, J. M.; MOYA, A. Cómo enseñar Ciencias? Principales Tendencias Y Propuestas. **Enseñanza de las Ciencias**, v. 17, n. 2, p. 179-192, 1999.

CARNEIRO GUIMARÃES, C. Experimentação no Ensino de Química: Caminhos e Descaminhos Rumo à Aprendizagem Significativa. **Química Nova na Escola**, v. 31, n. 3, p. 198-202, 2009.

CARVALHO SANTANA, J.; DOS SANTOS, C.; CUNHA DE CARVALHO, J. A EXPERIMENTAÇÃO NO ENSINO DE QUÍMICA E FÍSICA: CONCEPÇÕES DE PROFESSORES E ALUNOS DO ENSINO MÉDIO, São Cristóvão, 21- 23 Setembro 2011. Disponível em: <<http://www.ead.unb.br/aprender2013/pluginfile.php>>. Acesso em: 15 Setembro 2013.

COELHO, L.; PISONI, S. Vygotsky: sua teoria e a influência na educação. **Modelos**, v. 02, n. 02, p. 142-151, Agosto 2012.

COELHO, L.; PISONI, S. Vygotsky: sua teoria e a influência na educação. **Modelos**, Osório, v. 2, p. 142-151, Agosto 2012. Acesso em: 05 Agosto 2013.

CONTRIBUIÇÕES Pedagógicas e Epistemológicas em Textos de Experimentação no Ensino de Química. **Investigações em Ensino de Ciências**, v. 11, n. 2, p. 219-238, 2006.

COQUIDÉ, M. Um olhar sobre a experimentação na escola primária francesa. **Ensaio**, v. 10, n. 1, p. 1-18, Junho 2008.

- COUTINHO MACHADO, J. R. Considerações sobre o Ensino de Química. **Amzônia**, v. 19, n. 17, p. 1-11, Abril 2013.
- DA SILVA JUSTI, R.; MITRAUD RUAS,. Aprendizagem de Química - reprodução de pedaços isolados do conhecimentos? **Química Nova na Escola**, v. 05, p. 24-27, Maio 1997.
- DA SILVA, J. L.; RAMOS STRADIOTTO, N. Soprando na água de cal. **Química Nova na Escola**, v. 10, p. 51-53, Novembro 1999.
- DUCKWORTH, E. Piaget Rediscovered. **Journal of Research in Science Teaching**, 12, 1964. 172-175.
- DURKEIM, É. **Educação e Sociologia**. 11. ed. São Paulo: Melhoramentos, 1978. 41 p.
- ESTUDANDO Equilíbrio Ácido-Base. **Química Nova na Escola**, v. 01, p. 32-33, Maio 1995.
- FATIBELLO-FILHO, O. et al. Experimento Simples e Rápido Ilustrando a Hidrólise de Sais. **Química Nova na Escola**, v. 24, p. 30-34, Novembro 2006.
- FEITOSA DE ANDRADE, M. L.; GALINDO MASSABANI, V. O Desenvolvimentos de Atividades Práticas na Escola: Um desafio para os Professores de Ciências. **Ciência & Educação**, v. 17, n. 04, p. 835-854, 2011.
- FERREIRA, L. H.; HARTWIG, D. R.; CASTRO DE OLIVEIRA, R. Ensino Experimental de Química: Uma Abordagem Investigativa Contextualizada. **Química Nova na Escola**, v. 32, n. 02, Maio 2010.
- FONTAN, A. P. Química Geral Experimental I. **IFRJ**, Rio de Janeiro. Disponível em: <<http://www.ifrj.edu.br/node/193>>. Acesso em: 15 Setembro 2013.
- FONTAN, A. P. Química Geral Experimental II. **IFRJ**. Disponível em: <<http://www.ifrj.edu.br/node/193>>. Acesso em: 15 setembro 2013.
- FURIÓ MÁ, C. et al. Tiene sentido seguir distinguiendo entre aprendizaje de conceptos, resolución de problemas de lápiz y papel y realización de prácticas de laboratorio? **Enseñanza de las Ciencias**, v. 17 , n. 2, p. 311-320, 1999.
- GALIAZZI, M. D. C. et al. Objetivos das Atividades Experimentais no Ensino Médio: A Pesquisa Coletiva como modo de Formação de Professores de Ciências. **Ciência e educação**, v. 7, n. 2, p. 249-263, 2001.
- GALIAZZI, M. D. C.; PERES GONÇALVES, F. A Natureza Pedagógica da Experimentação: Uma Pesquisa na Licenciatura em Química, v. 27, n. 2, p. 326-331, 2004.
- GIL PÉREZ, D.; VALDÉS CASTRO, P. La Orientación de las Prácticas de Laboratorio como Investigación: Un ejemplo Ilustrativo. **Enseñanza de las Ciencias**, v. 14, n. 2, p. 155-163, 1996.
- GIORDAN, M. O Papel da Experimentação no Ensino de Ciências. **Química Nova na Escola**, v. 10, p. 1-13, Novembro 1999.

GOMES ABREU, ; CASIMIRO LOPES, A. Políticas de Currículo para o Ensino Médio no rio de Janeiro. **Contexto & Educação**, v. 21, n. 76, p. 175-200, Jul-Dez 2006.

HIOKA, N. et al. Pilhas de Cu/Mg Construídas com Materiais de Fácil Obtenção. **Química Nova na Escola**, v. 11, p. 40-44, Maio 2000.

HODSON, D. Experiments in science teaching. **Educational Philosophy and Theory**, 20, n. 2, 1988. 53-66.

KRASILCHICK, M. **O Professor e o currículo das ciências**. São Paulo: EPU; EDUSP, 1987.

KRASILCHICK, M. **Prática de Ensino de Biologia**. 4. ed. São Paulo: EDUSP, 2004.

KRUGER, V.; VALMOR MACHADO LOPES, C.; RODRIGUES SOARES, A. **Eletroquímica para Ensino Médio**. Rio Grande do Sul: Universidade Federal do Rio Grande do Sul, 1997. Disponível em: <<http://www.iq.ufrgs.br/aeq/html/publicacoes/matdid/livros/pdf/eletroquimica.pdf>>. Acesso em: 08 Novembro 2013.

LEITE, L. As Actividades Laboratoriais e a Avaliação das Aprendizagens dos Alunos. In: _____ **Trabalho prático e experimental na educação em ciências**. Braga: Universidade do Minho, 2000. p. 91-108. Disponível em: <http://www.educadores.diaadia.pr.gov.br/arquivos/File/2010/artigos_teses/2011/biologia/artigos/4atividades_conceitos.pdf>. Acesso em: 08 Outubro 2013.

LINHARES QUEIROZ, S.; P.M. DE ALMEIDA, M. J. Do Fazer ao Compreender Ciências: Reflexões sobre o Aprendizado de alunos de Iniciação Científica em Química. **Ciência & Educação**, v. 10, n. 1, p. 41-53, 2004.

LUCENA, C. O Pensamento Educacional de Émile Durkheim. **HISTEDBR**, v. 40, p. 295-305, Dezembro 2010.

M. GONZÁLEZ, E. Qué Hay que Renovar en los Trabajos Prácticos? **Enseñanza de las Ciencias**, v. 10, n. 2, p. 206-211, 1992.

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO. Parâmetros Curriculares Nacionais - PCNEM. **MEC**, 2000.

Disponível em:

<http://portal.mec.gov.br/index.php?option=com_content&id=12598:publicacoes&Itemid=859>. Acesso em: 27 Outubro 2013.

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO. Ensino Médio Inovador. **MEC**, Abril 2009. Disponível em:

<http://portal.mec.gov.br/dmdocuments/ensino_medioinovador.pdf>. Acesso em: 27 Outubro 2013.

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO. Resolução CNE/CEB 2/2012 - Diretrizes Curriculares Nacionais.

MEC, 30 Janeiro 2012. Disponível em:

<http://portal.mec.gov.br/index.php?option=com_content&view=article&id=17417&Itemid=866>. Acesso em: 08 Novembro 2013.

MIRAGAIA PERUZZO, F.; LEITE CANTO, E. **Química na abordagem do cotidiano**. [S.l.]: Moderna, v. 2, 2010.

MOEHLECKE, S. O ensino médio e as novas diretrizes curriculares nacionais: entre recorrências e novas inquietações. **Revista Brasileira de Educação**, v. 17, n. 49, p. 39-58, jan-abr 2012.

MOREIRA SIQUEIRA, R.; SOARES DA SILVA, N.; FELIZARDO JÚNIOR, L. C. A Recursividade no Ensino de Química: promoção de Aprendizagem e Desenvolvimento Cognitivo. **Química Nova na Escola**, v. 33, p. 230-238, Novembro 2011.

NOBRE GIMENEZ, S. M. et al. Diagnóstico das Condições de Laboratórios, Execução de Atividades Práticas e Resíduos Químicos Produzidos nas Escolas de Ensino Médio de Londrina-PR. **Química Nova na Escola**, v. 23, p. 32-36, 2006.

OLIVEIRA, M. T. M. **Didática da Biologia**. Lisboa: Universidade Aberta, 1991.

P. DOS SANTOS, W. L.; PACHECO SCHNETZLER, R. Função Social - O que significa ensino de química para formar o cidadão? **Química Nova na Escola**, v. 04, p. 28-34, Novembro 1996.

P. SCHNETZLER, R. A Pesquisa em Ensino de Química no Brasil: Conquistas e Perspectivas. **Química Nova**, v. 25, n. 01, p. 14-24, 2002.

P. SCHNETZLER, R. A Pesquisa no Ensino de Química e a Importância da Química Nova na Escola. **Química Nova na Escola**, v. 20, p. 49-54, 2004.

PACHECO SCHNETZLER, R.; RIBEIRO ARAGÃO, R. M. Importância, Sentido e Contribuições de Pesquisas para o Ensino de Química. **Química Nova na Escola**, v. 01, p. 27-31, Maio 1995.

PEDAGOGIA em Foco. **Jean Piaget**. Disponível em: <<http://www.pedagogiaemfoco.pro.br/per09.htm>>. Acesso em: 05 Agosto 2013.

R. OLIVEIRA, C.; V. ZUIN, G. Química e Cidadania: Uma abordagem a partir do desenvolvimento de atividades experimentais investigativas. **Enseñanza de las Ciencias**, p. 2325-2329, 2008.

R. SARTORI, E. et al. Construção de uma Célula Eletrolítica. **Química Nova na Escola**, v. 35, n. 02, p. 107-111, Maio 2013.

ROMÃO SARTORI, E.; FERREIRA BATISTA, É.; 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**, v. 30, p. 61-65, Novembro 2008.

SAMPAIO FARIAS, C.; MONTANI BASAGLIA, A.; ZIMMERMANN, A. **A importância das atividades experimentais no Ensino de Química**. Paraná: CPEQUI- Primeiro Congresso Paranaense de Educação em Química. 26-26 Novembro 2009. p. 1-7.

SANTANGELO COSTA, T. et al. Experimentos com Alumínio. **Química Nova na Escola**, v. 23, p. 38-40, Maio 2006.

SECRETARIA DE ESTADO DE EDUCAÇÃO. Currículo Mínimo 2012. **Governo do Rio de Janeiro**, 2012. Disponível em: <<http://www.rj.gov.br/web/seeduc/exibeconteudo?article-id=759820>>. Acesso em: 27 Outubro 2013.

SILVA, A. M. D. Proposta para tornar o Ensino de Química mais atraente. **Revista de Química Industrial**, Rio de Janeiro, v. 731, n. 2 trimestre, p. 7-12, 2011. Disponível em: <<http://www.abq.org.br/rqi/2011/731/RQI-731-pagina7-Proposta-para-Tornar-o-Ensino-de-Quimica-mais-Atraente.pdf>>. Acesso em: 08 Agosto 2013.

SUA Pesquisa. **Paulo Freire**. Disponível em: <<http://www.suapesquisa.com/paulofreire/>>. Acesso em: 05 Agosto 2013.

USP - CENTRO DE DIVULGAÇÃO CIENTÍFICA E CULTURAL. USP - Centro de Divulgação Científica e Cultural. Disponível em: <<http://www.cdcc.sc.usp.br/quimica/experimentos/aas.html>>. Acesso em: 08 novembro 2013.

VYGOTSKY, L. S. **A formação social da mente**: o desenvolvimento dos processos psicológicos. [S.l.]: São Paulo:, 1991. 58 p.

WARTHA, J.; LOPES DA SILVA, E.; RIBAS BEJARANO, N. R. Cotidiano e Contextualização no Ensino de Química. **Química Nova na Escola**, v. 35, n. 02, p. 84-91, Maio 2013.