



**UNIVERSIDADE ESTADUAL DO OESTE DO PARANÁ
CAMPUS DE FOZ DO IGUAÇU
CENTRO DE ENGENHARIAS E CIÊNCIAS EXATAS
LAMAT - LABORATÓRIO DE MATERIAIS**



CADERNO DE PRÁTICAS DE LABORATÓRIO DE QUÍMICA GERAL

**COMPILAÇÃO: PROF^a NORA DÍAZ MORA
COLABORAÇÃO: PROF. JOÃO CARLOS SIHVENGER
REVISÃO E ATUALIZAÇÃO: JULIANA FENNER R. LUCAS**

**FOZ DO IGUAÇU
JUNHO - 2013**

CADERNO DE PRÁTICAS DE LABORATÓRIO DE QUÍMICA GERAL

SUMÁRIO

1 Normas para apresentação de relatório de práticas de laboratório da disciplina de Química Geral e critérios de avaliação.....	1
2 Normas básicas de segurança no laboratório	4
Prática 1 - Ligações químicas	6
Prática 2 - Periodicidade das propriedades de óxidos	10
Prática 3 - Transformações químicas.....	14
Prática 4 - Reações químicas.....	16
Prática 5 - Reações químicas: produção de acetileno	21
Prática 6 - Células galvânicas ou pilhas.....	22
Prática 7 - Galvanoplastia (niquelação ou cobreação)	26
Prática 8 - Corrosão de metais.....	27
Prática 9 - Calor de reação.....	31
Prática 10 - Eletrólise do iodeto de potássio em dissolução aquosa.....	34
Prática 11 - Potencial do eletrodo	36
Prática 12 - Pilhas eletrolíticas	38
Prática 13 - Proteção catódica e anódica	40
Prática 14 - Leis de Faraday	42
Prática 15 - Aplicação de cela de Hull.....	44
Prática 16 - Recolhimento de reagentes e materiais de pilhas comuns	47
Prática 17 - Oxidação do ferro, alumínio, cobre e prata	48
Prática 18 - Anodização	51
Prática 19 - Materiais vítreos.....	53
Prática 20 - Destilação de combustíveis líquidos derivados do petróleo	54

1 Normas para apresentação de relatório de práticas de laboratório da disciplina de Química Geral e critérios de avaliação

Estrutura e formatação

Os relatórios das práticas de laboratório da disciplina de Química Geral devem apresentar a seguinte estrutura básica:

- Capa;
- Sumário;
- Fundamentação teórica;
- Procedimento;
- Resultados;
- Discussão e conclusão;
- Referências bibliográficas.

A capa deve apresentar as informações e formatação indicadas no “Manual para Elaboração de Trabalhos Científicos”¹.

A fundamentação teórica deve apresentar os conceitos teóricos (definições, equações etc.) e hipóteses necessárias para o desenvolvimento do experimento. Também deve ser destacada a importância do experimento na área de conhecimento de engenharia. Ao término da fundamentação teórica deve ser apresentado de forma sintética o objetivo do experimento. É importante fazer referência de qualquer suposição feita no desenvolvimento da teoria.

Na parte intitulada “procedimento” devem constar de todos os materiais (reagentes, equipamentos, vidrarias, etc.) utilizados no experimento, a descrição sequencial e detalhada do procedimento experimental e o esquema do aparato utilizado.

Os resultados devem ser apresentados, sempre que possível, nas formas de tabelas e gráficos. O procedimento utilizado para efetuar os cálculos também deve ser apresentado. Quando o esquema de cálculos for repetitivo, deve ser ilustrado o roteiro de cálculos apenas para o primeiro dado apresentado na tabela. As unidades dimensionais devem ser padronizadas utilizando o sistema SI. A investigação da correlação entre variáveis deve ser feita por meio da análise estatística e também deve ser apresentada nos resultados. Geralmente os resultados obtidos devem tentar validar as suposições expostas na fundamentação teórica.

Na parte referente à discussão e conclusão deve-se discutir a qualidade dos resultados obtidos, possíveis fontes de erros e verificar se houve a validação das hipóteses. Observar se o objetivo do experimento foi alcançado. Também é possível refletir sobre o aparato experimental e fazer sugestões para aprimorar o experimento.

Nas referências bibliográficas deve-se incluir toda a relação de material bibliográfico utilizado na confecção do relatório, ordenados em ordem alfabética de sobrenome. Os autores apresentados nas referências bibliográficas devem obrigatoriamente ser citados no texto. As citações devem ser apresentadas da seguinte forma: sobrenome do autor em letras maiúsculas e o ano da publicação. Exemplos:

¹ Disponível em <http://www.foz.unioeste.br/~lamat/down.htm>.

- a) quando o trabalho citado tiver um único autor: A capacidade calorífica da água na fase líquida 1,00 cal/g K (SANDLER, 1998).
- b) quando o trabalho citado tiver dois autores: A viscosidade do líquido aumenta com a temperatura (SILVA; RIBEIRO, 1990).
- c) quando o trabalho citado tiver mais de três autores: A energia interna de um gás é função apenas da temperatura (SMITH et al., 1998).

A forma de apresentação das referências bibliográficas deve seguir rigorosamente as orientações do “Manual para Elaboração de Trabalhos Científicos” (capítulo 5).

Equações: deverão ser numeradas em algarismos arábicos, escritas com o mesmo tipo e tamanho de letra. Exemplo:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad (6)$$

Observação: o número da equação deve ser alinhado no lado direito do texto, enquanto que a equação deve ser alinhada no lado esquerdo do texto.

Tabelas: cada tabela deverá ser centralizada no texto e precedida por um título centralizado (escrito em letras minúsculas) que será introduzido pela palavra “Tabela” juntamente com o número que a identifica. Exemplo:

Tabela 16 - Concentração inicial e pH inicial e final da solução de cobre.

Concentração inicial (mg/L)	pH Inicial	pH final 1 replica	pH final 2 replica
5,56	3,20	4,78	4,75
6,76	3,20	4,57	4,89
8,04	3,20	4,24	4,78
20,40	3,20	3,79	3,95

Quando os resultados apresentados na tabela não forem do autor do trabalho, na parte inferior da tabela deverá ser apresentada a fonte da qual foram retiradas as informações e o material deverá constar nas referências bibliográficas:

Tabela 3 - Propriedades iônicas do cobre.

Raio covalente	1,17 Å
Raio iônico	0,73 Å
Eletronegatividade de Pauling	1,9
Potências de redução padrão	0,34 V
1ª Energia de Ionização	745 kJ/mol

FONTE: LEE (1990)

Figuras: deverão ser centralizadas no texto e identificadas com algarismos arábicos. O título da figura deve ser escrito em letras minúsculas precedido da palavra “Figura” juntamente com o número que a identifica. O título de cada figura deverá estar imediatamente abaixo da mesma. Exemplo:

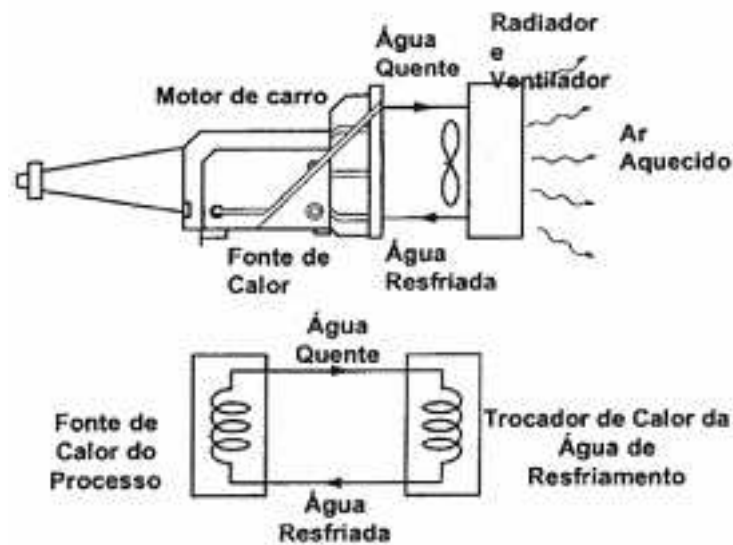


Figura 1 - Radiador de carro e sistema de resfriamento.

Mais detalhes quanto à formatação de relatórios e demais trabalhos acadêmicos devem ser consultados no “Manual para Elaboração de Trabalhos Científicos”, especialmente no que se refere a aspectos gráficos (capítulo 3).

Critérios de avaliação

As aulas práticas de laboratório compõem um percentual da nota da disciplina, conforme definido no Plano de Ensino da mesma. O aluno será avaliado mediante postura em laboratório e relatório de acordo com os seguintes critérios:

- Pontualidade (nas aulas e na entrega de relatórios), disciplina em laboratório, iniciativa e o bom desempenho do aluno no trabalho de laboratório (20%);
- Estética, organização do assunto abordado e respeito às normas de formatação (10%);
- Conteúdo, considerando a atualidade e o domínio da literatura, precisão na abordagem do tema, exemplos apresentados, precisão na interpretação de dados, teor dos conceitos, conclusões emitidas, qualidade da informação fornecida e respeito à estrutura de relatório proposta (60%);
- Linguagem apresentando clareza, coerência teórica e correção quanto à norma culta (10%).

O relatório deverá ser estritamente individual, exceto quando expressamente solicitada pelo professor a entrega por grupo. Observação importante: relatórios idênticos serão anulados.

2 Normas básicas de segurança no laboratório

1. Ao entrar no laboratório, observe o local dos acessórios de segurança, tais como: chuveiro de segurança, lava-olhos, pontos de água corrente, extintores de incêndio etc. Verifique os tipos de fogo que os extintores podem apagar. Localize a chave geral de eletricidade e aprenda como desligá-la. Identifique as saídas de emergência.
2. Procure deixar seu material (mochila, pastas e fichários) em local no laboratório de forma que este não obstrua a passagem ou as portas de entrada/saída.
3. Certifique-se de que a saída de emergência está destrancada antes de iniciar as atividades.
4. Esteja munido de pré-relatório e roteiro da prática a ser desenvolvida, conhecendo plenamente seus conteúdos (vidraria, reagentes e equipamentos a serem utilizados). Observação: o pré-relatório deve conter os cálculos das quantidades de reagentes a serem usadas.
5. Não use saia, bermuda, ou calçados abertos (chinelo ou sandália).
6. Utilize jaleco fechado e preferencialmente de mangas longas.
7. Pessoas com cabelos compridos devem mantê-los presos enquanto estiverem no laboratório.
8. Não fume, não coma e não beba dentro do laboratório.
9. Evite passar as mãos no rosto ou cabelos após ter iniciado a aula prática.
10. Evite apoiar-se e deixar bolsas e outros pertences pessoais sobre as bancadas.
11. Mantenha uma postura séria, concentrada, calma e evite conversas e circulação desnecessárias pelo laboratório.
12. Aguarde as orientações do professor/monitor quanto à utilização de equipamentos e vidraria para não danificá-los.
13. Obedeça às orientações do professor/monitor durante as aulas práticas, inclusive observando procedimentos de segurança adicionais.
14. Preste atenção nas etiquetas e indicações distribuídas pelo laboratório e respeite-as.
15. Mantenha total atenção sobre o que está manipulando.
16. Não deixe frascos ou vidrarias próximos à borda das bancadas.
17. Evite circular com frascos pelo laboratório.
18. Antes de usar reagentes que não conheça, consulte a bibliografia (pré-relatório), a FISPQ (Ficha de Informações de Segurança de Produto Químico) ou o professor/monitor.
19. Assim que retirar a quantidade necessária de reagente do frasco, feche-o.
20. Não retorne reagentes aos frascos originais, mesmo que não tenham sido usados a menos que isso seja autorizado.
21. Não introduza espátulas úmidas ou contaminadas nos frascos de reagentes.
22. Nunca pipete líquidos com a boca. Utilize a pêra de sucção.
23. Não use uma mesma pipeta para dosar reagentes/soluções diferentes.
24. Nunca adicione água sobre ácidos e sim ácidos sobre água.
25. Ao testar o odor de produtos químicos, nunca coloque o produto ou frasco diretamente sob o nariz.
26. Quando estiver manipulando frascos ou tubos de ensaio, nunca dirija sua abertura na sua direção ou na de outras pessoas.

27. As operações com manipulação de ácidos, compostos tóxicos e outras substâncias que exalem vapores devem ser realizadas na capela de exaustão de gases e/ou com o exaustor do laboratório ligado.
28. Identifique as soluções e reagentes dispostos em béquers, tubos de ensaio ou balões volumétricos etiquetando-os (fita crepe).
29. Fique atento às operações onde for necessário realizar aquecimento. Não deixe vidros ou objetos quentes em lugares de onde pessoas possam pegá-los inadvertidamente.
30. Use luvas de isolamento térmico ao manipular material quente (Laboratório de Fornos).
31. Não jogue restos de reagentes nas pias. Caso seja orientado seu descarte na pia, abra bem a torneira deixando correr água em abundância para diluir o reagente. Os resíduos aquosos ácidos ou básicos devem ser neutralizados antes do descarte.
32. Papel-toalha usado deve ser descartado nos cestos “não reciclado”.
33. Ao final da prática, deixe tudo em ordem: limpe bancadas dispondo a vidraria a ser lavada na pia na área “vidraria contaminada”, lave vidraria e deixe-a secando na pia na área “vidraria lavada” (não é necessário secar, exceto quando solicitado).
34. Lembre-se de lavar bem as mãos logo após concluir a aula prática.

Prática 1 - Ligações químicas

Objetivo

- Distinguir substâncias iônicas de substâncias covalentes mediante as propriedades de solubilidade e condutividade.

Fundamentos teóricos

Os compostos químicos são combinações de átomos unidos por ligações químicas. Algumas propriedades físicas tais como solubilidade e condutividade são indicativas do tipo de ligação de um composto. Nesta experiência, você realizará testes que lhe permitiram identificar substâncias iônicas e covalentes.

Material e reagentes

- microscópio
- balança analítica
- chapa aquecedora
- condutímetro
- lâminas de vidro para microscópio
- béquers de 100 e 250 mL
- proveta de 10 mL
- conta-gotas
- espátula
- vidro de relógio
- bastão de vidro
- termômetro
- pisseta para lavagem
- fita crepe
- folhas de papel
- ácido bórico (H_3BO_3) (1)
- bicarbonato de sódio (NaHCO_3) (2)
- fosfato de potássio monobásico (KH_2PO_4) (3)
- hidróxido de sódio (NaOH) (4)
- iodeto de potássio (KI) (5)
- nitrato de prata (AgNO_3) (6)
- permanganato de potássio (KMnO_4) (7)
- sulfato de cobre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) (8)
- sulfato de níquel ($\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) (9)
- álcool etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)
- água destilada
- água deionizada
- água pura
- água mineral (trazer: 1 garrafa 500 mL por turma)
- soluções prontas disponíveis

Parte I

Procedimento experimental

- Preparar 10 mL de solução a 1% das substâncias indicadas pelo professor/monitor usando a água destilada como solvente. Identificar os béquers (fita crepe).
- Com um conta-gotas preparar todas as possíveis combinações de duas soluções indicadas pelo professor/monitor, em lâminas de vidro. Pingar também, em lâminas separadas, uma gota das soluções originais. Para a identificação das lâminas: planejar previamente todas as possíveis combinações e dispor sobre folhas de papel as lâminas a serem utilizadas, anotando no papel junto a cada lâmina as soluções pingadas (pode-se usar a numeração de 1 a 14 dos reagentes).
- Anotar o tipo de reação observada, a solubilidade, se houve precipitação ou mudança de cor para cada uma delas registrando todos os resultados em uma tabela:

DADOS					
combinação	tipo de reação	reação	solubilidade	precipitado	observações
NaCl + KI					

- Deixar tudo em ordem (limpar bancadas dispondo a vidraria a ser lavada na pia na área “vidraria contaminada”, lavar vidraria e deixá-la secando na pia na área “vidraria lavada”).
- Fazer registro de imagens por microscopia ótica (em dia posterior).
- Ao final das observações, proceder a lavagem das lâminas de vidro.

Perguntas e exercícios

- Separe as substâncias em dois grupos segundo suas propriedades e indique quais são iônicas e quais são covalentes.
- Pesquisando em livros, descreva as propriedades das substâncias iônicas e covalentes.
- Escreva todas as possíveis equações químicas das reações que possam ter acontecido na experiência. Escreva os nomes de cada reagente e produto.

Parte II

Procedimento experimental

- Colocar aproximadamente 60 mL das amostras indicadas pelo professor/monitor em béquers de 100 mL identificando-as.
- Medir a condutividade de amostras: água potável (torneira), água mineral, água destilada, água deionizada, água pura, álcool etílico e das soluções indicadas

- (fazer 3 medidas de cada amostra e fazer média; registrar também a temperatura indicada pelo equipamento).
- c) Ajustar a chapa aquecedora para a posição 3. Aguardar alguns minutos para estabilizar. Dispor os béquers com as amostras a serem testadas sobre a chapa aquecedora (de um a três por vez) e aguardar alguns minutos (usar um termômetro para identificar a estabilização da temperatura da amostra aquecida).
 - d) Atenção: não aquecer a amostra de álcool etílico.
 - e) Retirar o béquer com a amostra da chapa aquecedora e medir a condutividade (fazer 3 medidas de cada amostra e fazer média; registrar a temperatura indicada pelo equipamento).
 - f) Atenção: não dispor os béquers quentes diretamente sobre a bancada.
 - g) Montar uma tabela comparativa da condutividade medida e da condutividade teórica (pesquisar em livros) às diferentes temperaturas e discuta.

Perguntas e exercícios

- 1) Pesquise sobre a condutividade elétrica de sólidos, líquidos e gases.

Parte III - Ligações químicas versus estrutura cristalina

O estado sólido da matéria quase sempre consiste de uma disposição regular de átomos, moléculas ou íons dependendo do tipo de ligação química que apresenta. Nesta atividade, construiremos e estudaremos algumas das formas de empacotamento cristalino de substâncias iônicas, covalentes e metálicas.

Procedimento experimental

- a) Construir, utilizando bolinhas de isopor, palitos de dente e espetos de madeira para churrasco, a estrutura de uma célula unitária de diamante, grafite, NaCl, Fe- α , ZnS (wurzita), Fe₂O₃, uma molécula de metano (CH₄) e outras indicadas pelo professor, comparando o tipo de ligação química que apresentam.

Perguntas e exercícios

- 1) Agrupe as substâncias segundo suas semelhanças. Indique o tipo de ligação química. Escreva as propriedades das mesmas.
- 2) Faça uma tabela comparativa das propriedades gerais das substâncias iônicas, covalentes e metálicas. Cite exemplos em cada caso.

Curiosidades

Carboneto de silício (SiC)

As cerâmicas avançadas de carboneto de silício têm propriedades importantes: dureza elevada, inércia química, resistência à abrasão e uma espetacular resistência à oxidação a altas temperaturas. No entanto, o SiC é relativamente frágil devido à baixa tenacidade à fratura, sendo difícil obter peças densas de SiC com grão fino.

No processo de sinterização reativa para obtenção de peças de carboneto de silício, um compactado de pós de SiC e de carbono (grafite) é infiltrado com silício líquido, o qual reage com o carbono de modo a formar mais SiC, que estabelece a ligação entre os grãos iniciais de SiC. Há que garantir condições para infiltração do silício em todas as zonas da peça. Deste modo, os produtos finais contêm cerca de 8 a 20% de silício livre.

O SiC pode ser sinterizado sem necessidade da aplicação de uma pressão externa, caso se use pó de SiC-alfa de qualidade adequada e se adicionem auxiliares de sinterização, como compostos de boro e de alumínio. Pensa-se que o boro diminui a energia dos limites de grãos e, por isso, facilita a densificação a alta temperatura do SiC por difusão no estado sólido.

A resistência à flexão do SiC sinterizado sem pressão é de cerca de 460 MPa e a tenacidade à fratura varia entre 3 e 5 MPa. As aplicações mais comuns das cerâmicas de SiC tiram proveito da sua elevada dureza, resistência química e resistência à abrasão: vedantes, válvulas, moldes para lentes, rolamentos de encosto e de esferas, rotores de bombas, placas de desgaste e feiras para trefilagem e extrusão. É devido a sua resistência ao calor e à fluência que é usado em tubagens de permutadores de calor e em componentes de fornos de difusão.

Recentemente, a investigação tem se centrado em compósitos com matriz de SiC, incorporando partículas de outras fases, whiskers e fibras, que apresentam resistências e tenacidades mais elevadas e são menos sensíveis à presença de defeitos do que o SiC monolítico.

Zircônia (ZrO₂)

A zircônia pura é polimórfica e transforma-se a cerca de 1170 °C, passando de uma estrutura tetragonal para uma monolítica, como o correspondente aumento de volume, pelo que está sujeita a fissuração. No entanto, combinando ZrO₂ com outros óxidos refratários (CaO, MgO, Y₂O₃) a estrutura cúbica (típica das altas temperaturas) pode ser estabilizada à temperatura ambiente e encontra algumas aplicações. Combinando ZrO₂ com 9% de MgO e usando tratamentos térmicos especiais, pode produzir-se uma zircônia parcialmente estabilizada (ZPE), a qual apresenta uma tenacidade à fratura especialmente alta, o que conduziu a novas aplicações para os materiais cerâmicos.

Os materiais cerâmicos são usados em muitas aplicações elétricas e eletrônicas, a exemplo dos isoladores para correntes elétricas de baixa e alta voltagem. Os materiais cerâmicos também encontram aplicação em condensadores quando se exige redução de tamanho ou miniaturização. Outros tipos de cerâmicos, chamados piezoelétricos, podem converter pequenos sinais de pressão em sinais elétricos e vice-versa.

Prática 2 - Periodicidade das propriedades de óxidos

Objetivos

- Fazer experiências com óxidos para determinar se eles são ácidos, básicos ou anfóteros.
- Inferir sobre as características ácidas ou básicas de óxidos pela sua posição na tabela periódica.
- Adquirir alguma experiência com a tabela periódica e descobrir como pode ser usada para prognosticar as propriedades de óxidos.

Fundamentos teóricos

Alguns óxidos quando dissolvidos em água produzem soluções ácidas. Esses óxidos são chamados de óxidos ácidos e são alguns dos responsáveis pela chuva ácida. Outros óxidos em água produzem soluções básicas. Em geral óxidos de metais alcalinos quando dissolvidos em água produzem soluções básicas e óxidos de não-metais produzem soluções ácidas. Óxidos que produzem soluções ácidas ou básicas são anfóteros.

Nesta prática, investigaremos as características ácidas ou básicas de alguns óxidos. De suas observações e da posição que ocupam na tabela periódica você observará as tendências quanto organização em grupos ou períodos.

Material e reagentes

- balança analítica
- pHmetro/papel pH
- vidro de relógio
- bastão de vidro
- proveta graduada de 10 e 100 mL
- béquers de 50 e 250 mL
- 3 tubos de ensaio médios
- 3 rolhas para tubo de ensaio
- suporte para tubos de ensaio
- espátula de porcelana
- frasco de vidro com colher dobrada
- bico de bunsen
- óxido de magnésio (MgO)
- óxido de cálcio (CaO)
- hidróxido de sódio (NaOH)
- enxofre
- indicador fenolftaleína
- indicador metil orange
- água destilada
- hibisco vermelho (trazer)
- fita crepe e “durex”

Parte I

Procedimento experimental

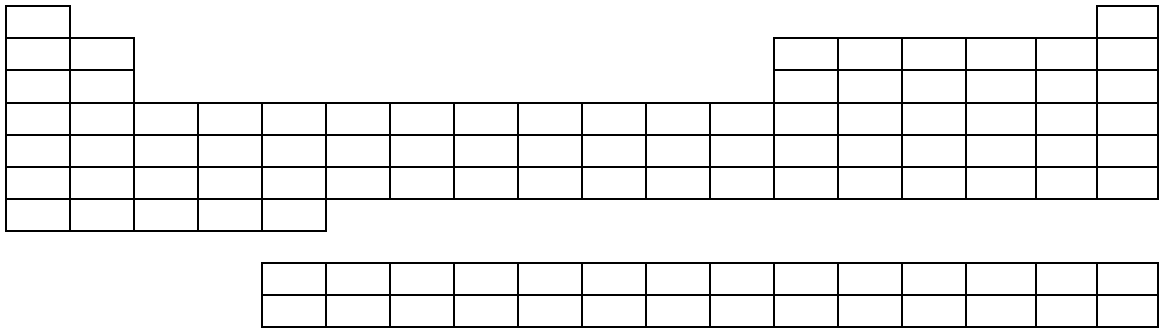
- Em um béquer de 50 mL, preparar uma solução de 10 mL de água destilada e 0,1 g de MgO.
- Em um béquer de 50 mL, preparar uma solução de 10 mL de água destilada e 0,1 g de CaO.
- Em um béquer de 50 mL, dispor aproximadamente 20 ml de água destilada.
- Com o pHmetro, medir o pH das soluções e da água destilada.
- Em um suporte para tubos de ensaio, dispor 3 tubos de ensaio e identificá-los numerando-os de 1 a 3.
- No tubo de ensaio 1, colocar 10 mL de água destilada.
- Transferir para o tubo de ensaio 2 a solução de MgO.
- Transferir para o tubo de ensaio 3 a solução de CaO.
- Adicionar 2 gotas de indicador fenolftaleína em cada um dos tubos de ensaio, tampar, agitar e observar.
- Registrar suas observações na tabela abaixo:

TABELA DE RESULTADOS			
óxido usado	cor (indicador)	pH	natureza do óxido (ácido, básico ou anfótero)
água destilada			
MgO			
CaO			

Perguntas e exercícios

- Escreva todas as equações químicas das reações envolvidas.
- Pesquise de que forma são produzidos os óxidos básicos e óxidos ácidos e de exemplos.
- Pesquise sobre as técnicas utilizadas para classificar óxidos (em ácido ou básico) que não são solúveis em água, de exemplos.
- Como poderia ser protegido um jardim numa região industrial onde existe uma elevada emissão de SO_2 ? (sugestão: pesquise sobre reações de neutralização).
- Como seriam classificados os óxidos seguintes: Na_2O_2 , SrO , P_4O_{10} , Al_2O_3 , Bi_2O_3 e BaO .
- De acordo com sua experiência aqui, qual a tendência das propriedades de óxidos na tabela periódica, num grupo e num período? Responda então, qual o ácido mais forte CO_2 ou NO_2 ? Qual a base mais forte PbO ou NO_2 ?
- Preencha a tabela periódica com a fórmula dos óxidos estudados na experiência e aqueles indicados na questão 5.

Tabela periódica para óxidos



Parte II - Reação simulando a chuva ácida

A chuva ácida é um fenômeno que ocorre nas grandes cidades devido à poluição causada pela emissão de óxidos na atmosfera. Este experimento tem como objetivo ilustrar a formação de um dos óxidos ácidos responsáveis pela chuva ácida e a ação desta sobre a vegetação.

Procedimento experimental

Atenção: cuidado ao manusear produtos que produzem vapores. Este procedimento deve ser feito com o exaustor do laboratório ligado.

- Em um béquer de 250 mL, colocar 100 mL de água destilada e 2 gotas de indicador metil orange e misturar.
- No frasco de vidro com colher dobrada, fixar na parte superior interna um hibisco vermelho.
- Transferir a mistura do item “a” para o frasco de vidro com colher dobrada.
- Pesar aproximadamente 0,25 g de enxofre em pó e transferir para a colher fixada a tampa do frasco.
- Aquecer o enxofre no fogo de um bico de bunsen até que entre em fusão. Quando começar a formar vapores, rapidamente, fechar o frasco com a tampa, agitar a solução para homogeneizar a mistura gás-líquido e observar as mudanças no interior do frasco, na solução e no hibisco.
- Acompanhar a experiência com a música “Carmina Burana”, de Carl Orff, para evocar um clima de catástrofe.
- No dia seguinte, medir o pH da mistura e observar novamente o hibisco.

Perguntas e exercícios

- Explicar o que é a névoa.
- Escreva todas as reações químicas envolvidas.
- Escreva sobre o que acontece com a flor.

Versão original: Show da Química

Para este experimento, utilizar 50 mL de uma solução de hidróxido de sódio 0,1 mol/L em um béquer de 500 mL, juntamente com algumas gotas de indicador fenolftaleína. Em um fio de cobre, prender um pedaço de papel de tornassol e na ponta uma pétala de flor preferencialmente de coloração vermelha (pode utilizar pétalas de hibisco). O fio de cobre deve ser preso na boca do béquer com um

elástico. A seguir, colocar enxofre em pó até a metade de uma tampinha de garrafa presa por um arame. Aquecer a tampinha no fogo de um bico de bunsen, segurando pelo arame e esperar o enxofre entrar em fusão. Então, rapidamente colocar a tampinha dentro do béquer, fechando-o com papel alumínio. Pode-se observar a formação de uma névoa branca e, depois de 5 min, observar mudanças no papel de tornassol, na solução e na pétala. Acompanhar a experiência com a música “Carmina Burana”, de Carl Orff, para evocar um clima de catástrofe.

Fonte: <http://www.scielo.br/pdf/qn/v29n1/27876.pdf>

Prática 3 - Transformações químicas

Objetivo

- Estudar os fenômenos nos quais uma ou mais substâncias se transformam originando novas substâncias.

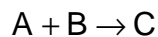
Fundamentos teóricos

As transformações químicas, também denominadas reações químicas, são responsáveis tanto pela vida animal como pela vida vegetal. Nas equações químicas que representam as reações, os reagentes são anotados do lado esquerdo e os produtos do lado direito. Essas equações apresentam as fórmulas das substâncias participantes, suas proporções estequiométricas e seus estados físicos. São estudadas reações de síntese ou adição, reações de simples troca e reações de dupla troca.

Material e reagentes

- balança analítica
- vidro de relógio
- bastão de vidro
- proveta de 50 mL
- 2 pipetas de 10 mL
- pera de sucção
- béquers de 100 mL
- espátula de porcelana
- barras de zinco
- ácido clorídrico (HCl)
- hidróxido de amônio (NH₄OH)
- hidróxido de sódio (NaOH)
- sulfato de cobre (CuSO₄)
- água destilada

Parte I - Reações de síntese ou adição



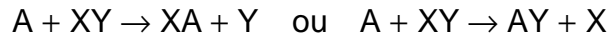
Procedimento experimental

Atenção: cuidado ao manusear produtos que produzem vapores. As misturas devem ser feitas na capela de exaustão de gases e/ou com o exaustor do laboratório ligado.

- a) Em um béquer de 100 mL, preparar solução aquosa de HCl, na proporção de 1:4 com água destilada, ou seja, 10 mL de HCl misturado com 40 mL de água. Identificar o béquer.

- b) Em um béquer de 100 mL, preparar solução aquosa de NH_4OH , na proporção de 1:4 com água destilada, ou seja, 10 mL de NH_4OH misturado com 40 mL de água. Identificar o béquer.
- c) Com as duas soluções prontas, aproximar uma da outra e verificar a formação de uma névoa, que é o produto da reação dos dois gases exalados pelas soluções.

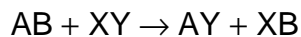
Parte II - Reações de simples troca ou deslocamento



Procedimento experimental

- a) Imergir uma barra de zinco em uma solução aquosa de HCl (volume? Concentração?). Observar o fenômeno.
- b) Imergir uma barra de zinco em uma solução aquosa de CuSO_4 (volume? Concentração?). Observar o fenômeno.

Parte III - Reações de dupla troca



Procedimento experimental

- a) Preparar 20 mL de soluções aquosas a 10% de hidróxido de sódio e sulfato de cobre.
- b) Misturar uma com a outra e observar o que acontece.

Perguntas e exercícios

- 1) Escreva todas as equações químicas das reações envolvidas nas partes I, II, e III.
- 2) Pesquise e dê o conceito de cada reação tipo de envolvida. (por exemplo: reação de síntese ou adição: é a reação que ocorre...)
- 3) Procure dar o nome de cada composto envolvido nas reações.
- 4) Descreva todos os fenômenos observados.

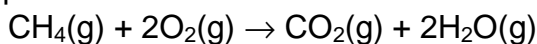
Prática 4 - Reações químicas

Objetivos

- Aplicar os princípios básicos sobre reações químicas.
- Reconhecer na prática os conceitos de massa de fórmula, massa molecular e mol, e mostrar a relação entre eles.
- Comprovar algumas leis da química.
- Efetuar cálculos estequiométricos e utilizar as unidades de concentração.

Fundamentos teóricos

Uma equação química representa uma reação, sendo este um processo de transformação de átomos ou moléculas em outras substâncias, em igual ou diferente estado físico. Um exemplo:



Nesta equação, os reagentes são as moléculas de metano e oxigênio, posicionados à esquerda da seta. Os produtos são os mesmos átomos, mas rearranjados diferentemente na forma de dióxido de carbono e água, à direita da seta.

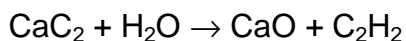
A composição estequiométrica ou fórmula estequiométrica é o estudo da relação entre a fórmula de um composto e a proporção de seus elementos constituintes.

Qualitativamente, uma equação química mostra quais são os reagentes e produtos envolvidos na reação. Como vimos, o estado físico em que se apresentaram as substâncias envolvidas também pode ser indicada na equação. Quantitativamente, uma equação balanceada especifica uma relação numérica das quantidades (mols de átomos, moléculas, fórmulas unitárias etc.) de reagentes e de produtos de uma reação.

Em trabalhos científicos, a concentração de uma solução deve ser expressa em unidades quantitativas. São usadas as chamadas unidades de concentração que são medidas quantitativas da quantidade de soluto que se dissolve.

O acetileno é um conhecido hidrocarboneto insaturado muito usado em solda e cortes de chapas de aço devido à elevada temperatura atingida pela sua chama durante a queima do mesmo.

Um dos processos de produção mais conhecidos é a partir da reação entre carbeto de cálcio e água. Nessa reação, o carbeto de cálcio (CaC_2) é produzido segundo a equação:



Nesta atividade, estaremos estudando reações envolvendo a produção de um gás e um sal de alumínio.

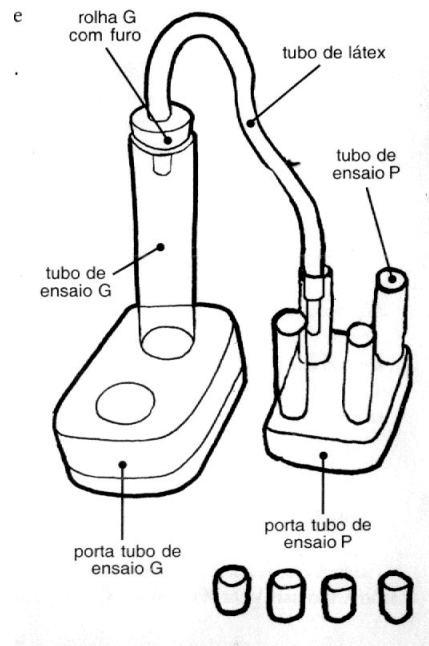
Material e reagentes

- espátulas
- bastões de vidro
- vidros de relógio
- frasco de vidro com tampa e mangueira
- béquers de 50 mL

- 4 tubos de ensaio médios
- suporte para tubos de ensaio
- 2 provetas de 10 mL
- 1 proveta de 250 mL
- 2 conta-gotas
- pisseta
- pipeta de 5 mL
- pêra de sucção
- pinça
- termômetro
- fósforo
- bandeja de alumínio
- balança
- chapa aquecedora
- peça de alumínio pequena
- lata de “leite em pó”
- solução de permanganato de potássio (KMnO_4)
- solução de lugol
- ácido clorídrico (HCl)
- carbeto de cálcio (CaC_2) (“carbureto”) (verificar a necessidade de trazer)
- bicarbonato de sódio (NaHCO_3)
- ácido acético (CH_3COOH)
- água
- gelo
- “bombril”
- frasco para armazenar AlCl_3
- detergente incolor (trazer)
- corante alimentar
- alicate
- martelo
- fita crepe

Parte I

Procedimento experimental – produção de acetileno



- Enumerar 4 tubos de ensaio e apoiá-los no suporte de tubos de ensaios.
- Montar o sistema da figura para a produção do acetileno (utilizar o frasco de vidro com tampa e mangueira no lugar do tubo de ensaio G).
- Colocar apenas uma gota de solução de KMnO_4 nos tubos 1 e 2 e adicionar água até $1/3$ de seu volume. O tubo 1 será utilizado como controle da coloração inicial, sem reação.
- Nos tubos 3 e 4 colocar apenas uma gota de solução de lugol e adicionar água até $1/3$ do volume dos mesmos. O tubo 3 será a solução de controle.
- No frasco G adicionar 200 mL de água.
- Colocar uma pedra de carbeto de cálcio (aproximadamente 13 g) no frasco G e imediatamente fechá-lo com a tampa.
- Fazer o gás liberado devido a reação no frasco G (acetileno) borbulhar no tubo 2 e logo que observar mudança na coloração da mesma, borbulhar o gás produzido no tubo 4.

Perguntas e exercícios

Observe as mudanças ocorridas e responda:

- Há mudança na coloração dessas soluções?
- O que a mudança da coloração indica?
- O acetileno borbulhando sofreu oxidação (mudança de coloração da solução de violeta – MnO_4 para marrom – MnO_2)?
- Classifique as possíveis reações no tubo 4 em reações de adição ou substituição.

Parte II – fogo no gelo

Procedimento experimental

- Em uma lata de “leite em pó”, depositar algumas pedras de gelo.
- Jogar uma pedra de carbeto de cálcio na lata e observar a formação de gás.

- c) Com um fósforo, provocar a combustão do gás.
- d) Observação: fazer em ambiente aberto.

Perguntas e exercícios

- 1) Descreva e explique o que pode ser observado neste experimento.
- 2) Observar a coloração da chama produzida. Ela foi fuliginosa ou não? Explique.

Parte III – lixiviação do alumínio

A cinética química, também conhecida como cinética de reação, é uma ciência que estuda a velocidade das reações químicas de processos químicos e os fatores que as influenciam. Cinética química inclui investigações de como diferentes condições experimentais podem influir a velocidade de uma reação química e informações de rendimento sobre o mecanismo de reação e estados de transição, assim como a construção de modelos matemáticos que possam descrever as características de uma reação química.

Procedimento experimental

- a) Pesar um béquer de 50 mL seco e limpo e anotar o peso.
- b) Limpar e pesar uma peça de alumínio de aproximadamente 0,1 g e anotar o seu massa. Usar vidro de relógio limpo como apoio sobre a balança e pinça para a manipulação do alumínio (não tocar com as mãos após limpeza).
- c) Preparar uma solução de 5 mL de água (medir e registrar a temperatura desta) e 5 mL de HCl no béquer que foi pesado e medir a temperatura imediatamente após a adição do HCl (registrar esse dado para o cálculo do calor de reação).
- d) Depositar nessa solução a peça de alumínio e anotar em intervalos de 1 min a massa e a temperatura até o desaparecimento da peça de alumínio. Usar o termômetro para monitorar a temperatura na solução. Sempre lavar e secar a peça antes de pesar.
- e) Montar uma tabela com os dados de massa de alumínio, temperatura e tempo.
- f) Aquecer a solução formada na chapa aquecedora até a evaporação total do líquido. Observação: pesar e anotar a massa de um vidro de relógio para ser usado como tampa do béquer.
- g) Esperar esfriar e pesar o béquer com o vidro de relógio e o resíduo resultante (AlCl_3), anotar o peso do conjunto para o cálculo da quantidade de AlCl_3 e reservar o sal em frasco identificado.

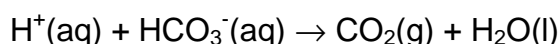
Perguntas e exercícios

- 1) Escreva as equações químicas correspondentes.
- 2) Identifique os produtos da reação.
- 3) Através dos cálculos estequiométricos, determine a massa dos produtos da reação considerando um rendimento de 100%.
- 4) Compare a massa obtida no laboratório com a previsão estequiometria. Se for o caso, discuta porque a massa do produto obtido foi diferente daquela prevista pela da estequiometria reação.
- 5) Escreva uma equação que represente a velocidade da reação de Al em HCl com base na concentração de íons H^+ .

- 6) Calcule o calor da reação de dissolução do HCl em água com base na variação de temperatura.
- 7) Investigue sobre os fatores e processos que influenciam a velocidade das reações químicas.

Parte IV – produção caseira de espuma

Ao misturar duas soluções produz-se uma grande quantidade de espuma. No caso deste experimento, a espuma é produzida pela libertação de dióxido de carbono da solução de detergente, quando o ácido acético do vinagre reage com o bicarbonato.



Procedimento experimental

- a) Preparar uma mistura de 50 mL de ácido acético com 8 mL de detergente (proporção caseira: para 100 mL de vinagre: 5 colheres de sopa de detergente). Acrescentar algumas gotas de corante (1 colher de café).
- b) Preparar outra mistura de 10 mL de água com 5 g de bicarbonato de sódio numa outra proveta (proporção caseira: para 100 mL de água: 3 colheres de sopa de bicarbonato de sódio).
- c) Misturar as soluções em uma proveta de 250 mL. Fazer isto sobre a bandeja de alumínio.
- d) Observar e anotar suas observações.

Perguntas e exercícios

- 1) Identifique os produtos da reação.
- 2) Explique detalhadamente os fenômenos observados.

Prática 5 - Reações químicas: produção de acetileno

Objetivos

- Aplicar os princípios básicos sobre reações químicas.
- Reconhecer na prática os conceitos de massa de fórmula, massa molecular e mol, e mostrar a relação entre eles.
- Efetuar cálculos estequiométricos e utilizar as unidades de concentração.

Material e reagentes

- espátula
- vidro de relógio
- frasco de vidro com tampa e canícula metálica (verificar a necessidade de trazer)
- fósforo
- proveta
- balança
- bico de bunsen
- carbeto de cálcio (CaC_2) (“carbureto”) (verificar a necessidade de trazer)
- água
- martelo

Procedimento experimental

- a) Fazer os cálculos das massas de CaC_2 e de água necessárias para produzir 10 g de acetileno C_2H_2 .
- b) Pesar o CaC_2 e medir o volume da água.
- c) Pesar o frasco a ser utilizado e registrar a sua massa.
- d) No frasco de vidro com tampa e canícula metálica, colocar a água e depositar o CaC_2 .
- e) Fechar rapidamente o frasco e com um fósforo, provocar a combustão do gás.
- f) Determinar o tempo que leva para queimar o acetileno produzido.
- g) Finalizada a combustão, retirar a tampa do frasco e deixar secando em bico de bunsen.
- h) Após evaporar toda a água, pesar a massa de resíduo.

Perguntas e exercícios

- 1) Escreva todas as reações envolvidas no item “a” ajustando as reações.
- 2) Escreva todos os cálculos para chegar à massa de água utilizada no item “a”.
- 3) Escreva a reação de combustão do acetileno. Escreva um pequeno resumo sobre as propriedades, estrutura, processamento industrial para esse gás.
- 4) Como obtemos o C_2H_2 ? Quais os usos desse gás?
- 5) Descreva os cálculos para determinar as massas e volumes utilizados no item “c”.

Prática 6 - Células galvânicas ou pilhas

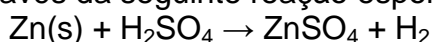
Objetivos

- Entender que a eletroquímica estuda da relação entre a energia elétrica e as transformações químicas.
- Aplicar os princípios básicos da eletroquímica.
- Entender o funcionamento de uma célula galvânica.

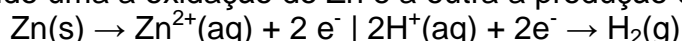
Fundamentos teóricos

Células galvânicas ou pilhas

Tomemos como exemplo uma lâmina de zinco imersa em uma solução de ácido sulfúrico (H_2SO_4). Imediatamente após a imersão temos o ataque na superfície da lâmina pelos íons H^+ através da seguinte reação espontânea:



O ataque ocorre porque os íons H^+ presentes na solução têm mais afinidade por elétrons que os átomos de Zn presentes na lâmina. Desta maneira o H^+ rouba os elétrons do Zn. A reação apresentada acima pode ser escrita sob a forma de duas semi-reações, sendo uma a oxidação do Zn e a outra a produção do H_2 :



Nos processos descritos pelas reações acima ocorre liberação de energia. Com ambas as reações ocorrendo sobre a chapa de Zn, toda a energia química liberada pela reação espontânea de dissolução do Zn em solução ácida será transformada em energia térmica, ou seja, a energia ser liberada sob a forma de calor, e estaremos desperdiçando o potencial energético do sistema. Isto ocorre porque não temos onde colocar um dispositivo que possa gerar energia entre os locais onde ocorrem a reação de oxidação do Zn e os locais onde ocorrem as reações de redução dos íons H^+ , ou seja, estes dois locais estão curto-circuitados.

Se quisermos aproveitar a energia liberada pelas reações eletroquímicas espontâneas sob a forma de energia elétrica, basta conectar com um fio o eletrodo de Zn a um eletrodo de Pt (ou de um outro metal mais nobre que o Zn), e imergir os dois eletrodos na solução de H_2SO_4 . Devido à diferença de potencial entre os dois eletrodos, o Zn é “obrigado” a enviar elétrons para a Pt através do fio metálico, e o H_2 , que anteriormente se formava sobre a superfície do Zn, passará a se desprender sobre o eletrodo de Pt, recebendo os elétrons a partir do circuito externo. Este fluxo de elétrons poderá ser utilizado para produzir trabalho, por exemplo, eletricidade, se colocarmos uma lâmpada no caminho dos elétrons. Ou seja, para aproveitarmos a energia gerada temos que separar macroscopicamente os locais das reações de redução (catódica) e de oxidação (anódica).

Potencial, uma medida relativa

O potencial de um eletrodo (associação metal com uma solução eletrolítica) é uma grandeza relativa. Desta maneira, sua medição é feita associando-se o eletrodo do qual se deseja conhecer o potencial a um outro eletrodo que possua um potencial estável. Este último tipo de eletrodo é chamado de eletrodo de referência. Existem

diversos tipos de eletrodo que podem ser usados como referência, entre os quais podemos citar:

- a) Eletrodo de prata/cloreto de prata (Ag/AgCl)
- b) Eletrodo padrão de hidrogênio (EPH)
- c) Eletrodo de calomelano saturado (ECS)
- d) Eletrodo de cobre sulfato de cobre saturado (Cu/CuSO₄)

Dos eletrodos listados acima, o EPH é a referência universal e ao mesmo foi atribuído potencial zero. No processo de medição do potencial, o eletrodo do qual desejamos conhecer o potencial é conectado ao polo positivo de um voltímetro, enquanto o eletrodo de referência é conectado ao polo negativo. Os eletrodos de referência são construídos de uma maneira tal que existe um contato iônico entre a solução do eletrodo de referência e a solução na qual o eletrodo do qual desejamos conhecer o potencial está imerso de maneira a fechar o circuito (se não houver este contato iônico o circuito fica aberto e não podemos efetuar a medida do potencial).

Como existem diversos sistemas de referência, e, em princípio, qualquer um deles pode ser utilizado para medir o potencial de um eletrodo, devemos sempre informar em relação a qual sistema de referência o potencial foi obtido. Esta última providência permite que possamos comparar os valores de potenciais medidos com os diferentes sistemas de referência. Para compararmos potenciais, eles devem estar referenciados ao mesmo eletrodo de referência. Assim, pode ser necessário fazer conversões. No laboratório, usualmente medimos potenciais com eletrodos de referência de Ag/AgCl. As tabelas de potenciais de equilíbrio, por sua vez, usualmente utilizam o eletrodo de hidrogênio como referência. A conversão entre estas duas escalas é dada por:

$$E_{\text{escala H}^+/\text{H}_2} = E_{\text{escala Ag/AgCl}} + 0,197 \text{ (V)}$$

Em uma célula galvânica uma reação eletroquímica produz energia elétrica. Você vai construir uma pilha da sua escolha segundo a tabela de potenciais e os reagentes disponíveis no laboratório destacando a colocação dos compartimentos (as duas metades da célula), dos eletrodos (superfícies onde ocorrem as reações), da ponte salina e do circuito externo (circuito elétrico que conecta os eletrodos e permite o escoamento de elétrons através do circuito externo).

Material e reagentes

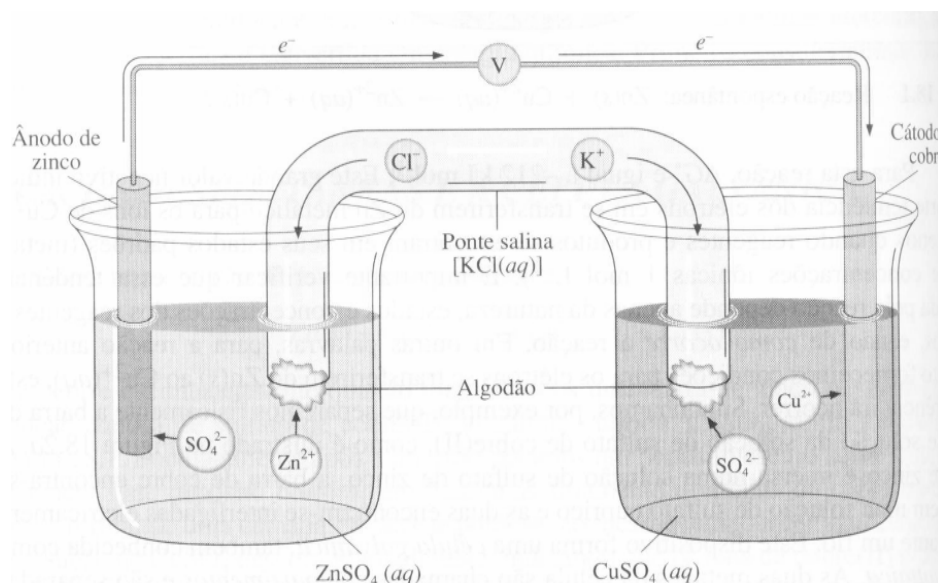
- béquers de 250 mL
- 1 béquer de 600 mL
- 1 proveta de 100 mL
- balões de 100 mL
- bastões de vidro
- vidros de relógio
- espátulas
- funil de vidro
- tubo em U (pedaço de mangueira para a ponte salina)
- pinças
- multímetro com cabos ponta “jacaré”
- algodão
- “bombril”
- papel toalha

- eletrodos de ferro (prego), níquel (moeda), cobre (fio/plaqueta), zinco (plaqueta), alumínio (fio/plaqueta) e eletrodo inerte (grafite de pilha)
- sulfato de cobre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)
- sulfato de níquel ($\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$)
- sulfato de zinco ($\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$)
- sulfato de ferro ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$)
- cloreto de alumínio recuperado (AlCl_3) (se disponível)
- cloreto de sódio (NaCl) para a ponte salina

Parte I

Procedimento experimental

- Possíveis pilhas: Cu|Zn , Zn|Fe , Fe|Ni e Ni|Cu .
- Preparar 100 mL, 0,1 M, das soluções conforme as pilhas indicadas pelo professor/monitor. Identificar os béquers.
- Preparar 500 mL de solução concentrada de cloreto de sódio (NaCl) para a ponte salina (aproximadamente 4 g para 100 mL). Observação: esta quantidade de solução dever ser suficiente para as 4 pilhas.
- Montar a ponte salina preenchendo-a com a solução do item “c” e tampando as pontas com algodão (sem excesso).
- Limpar e polir os eletrodos com água, sabão e bombril e secar com papel toalha. Após a limpeza, não tocar nas peças com as mãos, devendo-se utilizar pinça.
- Prender os eletrodos nos cabos ponta jacaré e conectá-los aos polos do multímetro (consultar a tabela de potenciais para garantir a espontaneidade das reações nesta montagem).
- Ajustar o multímetro para medir de voltagem em corrente contínua.
- Imergir os eletrodos e as pontas da ponte salina nas soluções e obter o potencial de célula. Cuidar para que os jacarés não toquem na solução e as pontas da ponte salina não toquem no fundo dos béquers.
- Exemplo de montagem é mostrado na figura a seguir:



- j) Anotar o valor do potencial após 0, 2, 5, 15 e 30 minutos de imersão. Se o potencial estiver estável, considerar este valor, caso contrário fazer medidas adicionais a intervalos maiores de tempo.

Perguntas e exercícios

- 1) Descrever o que foi observado a partir da montagem das pilhas ao longo do tempo de monitoramento e discutir o comportamento da tensão monitorada.
- 2) Informar sobre os valores do potencial de célula medido para todas as pilhas incluindo aquelas que foram montadas por outros grupos.
- 3) Incluir os cálculos da utilização da equação de Nernst para diagnosticar o valor do potencial obtido, comparar com o valor experimental e discutir a origem de alguma discrepância.
- 4) Escrever as semi-reações e reação total das pilhas.
- 5) Pesquisar sobre a construção e característica do eletrodo de referência Ag/AgCl e para a eletrodo padrão de hidrogênio.

Parte II (opcional)

- a) Considerar uma das possíveis pilhas indicadas no item “a” anterior da parte I, conforme indicação do professor/monitor.
- b) Preparar 100 mL das soluções padrão (1 M) da pilha selecionada.
- c) Montar a pilha, seguindo o procedimento da parte I para a montagem das pilhas, e verificar seu potencial.
- d) Variar a concentração de uma das soluções (por diluição) para 0,5 M.
- e) Utilizando 100 mL da solução diluída e a outra solução nas condições padrão, montar a pilha, mantendo sempre a espontaneidade das reações, e verificar seu potencial.

Prática 7 - Galvanoplastia (niquelação ou cobreação)

Objetivo

- Entender o funcionamento de uma célula eletrolítica.

Fundamentos teóricos

A galvanização é o processo que ocorre naquilo que chamamos de pilhas eletrolíticas, que utilizam reações de óxido-redução para produzir a interconversão de energia elétrica em química. Uma utilidade está no fato de se obter uma camada protetora de um metal em cima de outro. Neste caso, a camada protetora será de níquel (ou cobre) e o metal principal a ser protegido, o cobre (ou zinco).

Material e reagentes

- pinça
- fonte de corrente
- reservatório para acondicionar a solução de niquelação
- palha de aço
- 1 peça de cobre
- eletrodo de níquel (ou cobre)
- solução para niquelação ou cobreação (composição/concentração?)
- sulfato de níquel ($\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) (se preparar solução)
- sulfato de cobre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) (se preparar solução)
- ácido nítrico concentrado para decapagem

Procedimento experimental

- a) Preparar a superfície da peça a ser niquelada através de lavagem com sabão e água corrente e polimento com palha de aço fina ou decapar com uma solução concentrada de ácido nítrico (1:1).
- b) Após o polimento não tocar as superfícies da peça com as mãos, devendo-se utilizar pinça.
- c) Imergir a peça na solução de niquelação (composição/concentração?) conectando no polo negativo da fonte.
- d) Utilizar um eletrodo de níquel como polo positivo, imergindo-o na solução.
- e) Ligar a fonte de corrente e ajustar para aproximadamente 100 a 200 mA por decímetro quadrado de superfície a ser niquelada (mA/dm^2).
- f) Deixar por um tempo estimado de 10 a 15 minutos.
- g) Desligar a fonte e retirar a peça niquelada, lavando-a em água corrente.

Prática 8 - Corrosão de metais

Objetivos

- Comprovar conceitos relacionados com os processos de corrosão e oxidação de metais.
- Estudar a corrosão de metais em meio ácido, básico e neutro.

Material e reagentes

- 10 peças de ferro (pregos pequenos) (trazer)
- 10 peças de cobre (pedaços de fio de cobre)
- 10 peças de alumínio (pedaços de fio de alumínio)
- 10 peças de zinco (plaquetas de zinco de pilha)
- peça de aço carbono
- 40 tubos de ensaio médios (aprox. 15 mL)
- 6 béquers de 100 mL
- 4 balões de 100 mL
- 6 bastões de vidro
- 6 espátulas
- proveta de 100 mL
- vidros de relógio
- pipetas de 5 mL
- pinças
- alicate
- "bombril" (verificar a necessidade de trazer)
- papel toalha
- pHmetro
- balança
- dessecador
- estufa
- forno
- hidróxido de sódio (NaOH)
- hidróxido de potássio (KOH)
- carbonato de sódio (Na_2CO_3)
- cloreto de sódio (NaCl)
- cloreto de potássio (KCl)
- ácido cítrico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$)
- ácido acético (CH_3COOH)
- ácido nítrico (HNO_3)
- ácido clorídrico (HCl)
- ácido sulfúrico (H_2SO_4)

Parte I - Corrosão

Corrosão define-se como a deterioração de um material, geralmente metálico, por ação química ou eletroquímica do meio ambiente.

A deterioração causada pela interação físico-química entre o material e o seu meio operacional representa alterações prejudiciais indesejáveis no material, tais como desgaste, variações químicas ou modificações estruturais.

Sendo a corrosão, em geral, um processo espontâneo, está constantemente transformando os materiais metálicos de modo que a durabilidade e desempenho dos mesmos deixam de satisfazer os fins a que se destinam.

Procedimento experimental

- a) Preparar 60 mL de soluções 0,1 M dos reagentes sólidos e 100 mL de soluções 0,1 M dos reagentes líquidos.
- b) Com o pHmetro, determinar o pH de cada solução, identificando-as como básicas, ácidas ou neutras.
- c) Cortar pedaços de fio de cobre e de alumínio com o alicate.
- d) Com o alicate, deformar levemente uma parte das peças para verificar a intensidade de corrosão relacionada à deformação mecânica (todas as 40 peças).
- e) Limpar e polir todas as peças com água, sabão e bombril e secar com papel toalha. Após a limpeza, não tocar nas peças com as mãos, devendo-se utilizar pinça.
- f) Pesar as peças e fazer o correspondente registro das massas.
- g) Para cada metal, preparar tubos de ensaio contendo cada uma das soluções preparadas, identificando-os.
- h) Colocar uma peça limpa em cada um dos tubos de ensaio e adicionar quantidade de solução suficiente para cobrir completamente a peça.
- i) Deixar as peças nas soluções por uma semana, fazendo o registro fotográfico após 1, 3 e 7 dias.
- j) Após uma semana de imersão, limpar, lavar, secar e pesar as peças, registrando suas massas para avaliar a perda de massa das peças.

Perguntas e exercícios

1. Fazer registro fotográfico, observar e descrever as mudanças acontecidas.
2. Indique as soluções nas quais observou alguma evidencia de corrosão. Explique.
3. Faça uma tabela comparativa com seus próprios resultados e os resultados dos seus colegas.
4. Utilize o livro Corrosão de Vicente Gentil para verificar a influência dos meios químicos na corrosão dos metais utilizados na experiência (assuma que todos são metais puros).
5. Usando a equação abaixo, calcule a taxa de penetração da corrosão CPR para cada um dos materiais.

$$CPR = \frac{kW}{\rho At}$$

onde W é a perda de massa em mg, t é o tempo de exposição em h, ρ é a densidade da liga metálica em g/cm^3 , A é a área exposta da amostra em cm^2 e k é a constante que depende do sistema de unidades.

Parte II – Oxidação

Os processos corrosivos de natureza química (ou corrosão seca) normalmente ocorrem em temperaturas elevadas, uma vez que nestas temperaturas o sistema possui mais energia para reação. Oxidação a altas temperaturas é o tipo mais importante de corrosão a altas temperaturas, que se caracteriza basicamente pela ausência da água líquida. Este fenômeno deve ser considerado ao projetar equipamentos que, por exemplo, irão operar em elevadas temperaturas, principalmente no que se refere à seleção dos materiais a utilizar. Por exemplo, com os avanços na potência dos motores, tem aumentado também a sua temperatura de trabalho, exigindo assim materiais que suportem temperaturas mais elevadas. O aumento da resistência à oxidação a altas temperaturas baseia-se em impedir ou controlar a interação química entre o metal e o meio corrosivo. Com esse objetivo, pode-se agir no metal de forma a se obter películas protetoras e aderentes ou utilizar revestimento refratários e isolantes.

Procedimento experimental

- Expor por uma semana alguns metais e ligas selecionados a atmosferas secas diferentes para verificar se as camadas de óxido formadas são protetoras ou não (dessecador, estufa e forno).
- Colocar a extremidade de uma peça de aço carbono previamente limpa e seca na chama oxidante do bico de bunsen deixando que a chama incida sempre no mesmo lugar. Verificar a mudança de tonalidade em função do aumento de temperatura e tempo de exposição. Castanho-castanho alaranjado = 250 – 270 °C. Azul e preta = 290 – 320 °C.
- A resistência à oxidação será avaliada pela variação de massa. Para tanto, as amostras serão pesadas antes e após a exposição à temperatura nos diferentes intervalos de tempo. A fim de verificar a resistência a oxidação a variação de massa deve ser determinada de acordo com a equação:

$$\Delta m = m_f - m_i$$

onde: Δm = variação de massa, m_f = massa final (depois da exposição a alta temperatura) e m_i = massa inicial (antes da exposição a alta temperatura).

Perguntas e exercícios

- Escreva as reações de oxidação e redução do ferro, cobre, zinco e alumínio imersos nas soluções preparadas, assumindo que existe suficiente oxigênio dissolvido.
- Quais as características observadas na ponta, na cabeça e no resto do prego? Explique essas diferenças em relação ao processo de fabricação do prego.
- Determinar se a camada de óxido formada nas amostras são protetoras ou não segundo a razão de Pilling–Bedworth.
- Calcule a espessura da película formada nos óxidos conforme o método gravimétrico citado por Gentil (livro Corrosão, Cap. 15, pág. 125).
- Escrever um resumo sobre mecanismo de oxidação (ou corrosão) em altas temperaturas.

Parte opcional

Material e reagentes

- bico de bunsen - opcional
- ferricianeto de potássio ($K_3Fe(CN)_6$)
- sulfato ferroso ($FeSO_4$)

Procedimento experimental

- a) Adicione à sua solução uma ou duas gotas de ferricianeto de potássio 0,1 M ($K_3Fe(CN)_6$) e observe os resultados.
- b) Adicione uma gota de ferricianeto de potássio 0,1 M a aproximadamente 1 mL de solução $FeSO_4$. Compare este resultado com aquele obtido quando o ferricianeto de potássio foi adicionado à solução que contém o prego. Quais são suas conclusões em relação ao item "b"?

Substâncias alternativas para outras práticas:

- carbonato de sódio (Na_2CO_3)
- dicromato de sódio ($Na_2Cr_2O_7$)
- nitrato de potássio (KNO_3)
- $Na_2C_2O_4$

Prática 9 - Calor de reação

Objetivo

- Determinar o calor de reação de uma base e de um ácido forte e o calor de neutralização de uma base e de um ácido forte.

Fundamentos teóricos

Todos os processos químicos e físicos não envolvem somente transformações materiais (reações químicas) ou mudanças de estado físico, mas também são acompanhados por variações energéticas. Um dos objetivos da calorimetria é justamente medir as variações energéticas que acompanham os processos químicos e físicos.

Um caso especial e muito importante é o estudo das variações energéticas que acompanham os processos que ocorrem à pressão constante, por exemplo, as reações químicas que ocorrem em recipientes abertos.

A mudança da quantidade de calor à pressão constante, chama-se calor de reação ou variação de entalpia. Ou seja, quando um sistema sofre uma variação à pressão constante, o calor absorvido durante o processo é igual à variação de entalpia ΔH do sistema. Neste caso a equação para primeira lei da termodinâmica fica:

$$Q_p = \Delta H, Q_p = mC\Delta T$$

onde ΔH pode ser avaliado através de experimentos calorimétricos.

Material e reagentes

- balança analítica
- vidro de relógio
- espátula de porcelana
- béquer de 250 mL
- bastão de vidro
- balão volumétrico de 500 mL
- pipeta graduada de 5 mL
- bureta de 25 mL
- proveta de 100 mL
- termômetro
- hidróxido de potássio (KOH) em lentilhas
- iodeto de potássio (KI)
- ácido sulfúrico (H_2SO_4)
- água desmineralizada

Procedimento experimental

Reação 1 (ΔH_1)

- a) Pesar um béquer de 250 mL limpo e seco. Colocar no béquer 100 mL de água desmineralizada. Agitar cuidadosamente com um bastão de vidro até atingir uma temperatura constante (próxima a temperatura ambiente). Introduzir um termômetro na solução e anotar a máxima temperatura atingida. Anotar esta temperatura com uma precisão de $1,0^{\circ}\text{C}$.
- b) Pesar em balança analítica 25 g de KOH, em vidro de relógio. Deve-se tomar cuidado ao manusear o KOH, pois trata-se de uma substância corrosiva.
- c) Verter o KOH pesado na água do béquer. Agitar para dissolver completamente o KOH. Caso seja necessário, utilizar um bastão de vidro para auxiliar na dissolução. Introduzir um termômetro na solução e anotar a máxima temperatura atingida.
- d) Transferir esta solução para um balão volumétrico de 250 mL, e completar com água desmineralizada até a marca.

Reação 2 (ΔH_2)

- a) Pesar um béquer de 250 mL limpo e seco. Colocar no béquer 100 mL de água desmineralizada. Agitar cuidadosamente com um bastão de vidro até atingir uma temperatura constante (próxima a temperatura ambiente). Introduzir um termômetro na solução e anotar a máxima temperatura atingida. Anotar esta temperatura com uma precisão de $1,0^{\circ}\text{C}$.
- b) Pesar em balança analítica 25 g de KI, em vidro de relógio.
- c) Verter o KI pesado na água do béquer. Agitar para dissolver completamente o KI. Caso seja necessário, utilizar um bastão de vidro para auxiliar na dissolução. Introduzir um termômetro na solução e anotar a máxima temperatura atingida.
- d) Transferir esta solução para um balão volumétrico de 250 mL, e completar com água desmineralizada até a marca.

Reações 3 (ΔH_3)

- a) Prepara 250 mL de solução 0,25 M de ácido sulfúrico (H_2SO_4) da seguinte forma: inicialmente medir o volume calculado de ácido e verter em um béquer com 100 mL de água desmineralizada, agitar para homogeneizar e medir a máxima temperatura atingida pela reação (para fazer a determinação do calor da reação (ΔH_3)). Levar para um balão volumétrico de 250 mL e completar esse volume .
- b) Deixar repousar a solução, a qual deve estar a temperatura ambiente ou ligeiramente inferior (comprovar com o termômetro). Anotar a temperatura.

Reação 4 (ΔH_4)

- a) Pesar um béquer de 250 mL limpo e seco. Colocar no béquer 100 mL da solução de H_2SO_4 0,25M. Agitar cuidadosamente com um bastão de vidro até atingir uma temperatura constante (próxima a temperatura ambiente). Introduzir um termômetro na solução e anotar a máxima temperatura atingida. Anotar esta temperatura com uma precisão de $1,0^{\circ}\text{C}$.
- b) Pesar em balança analítica 25 g de KOH, em vidro de relógio.
- c) Verter o KOH pesado na solução do béquer. Agitar para dissolver completamente o KOH; caso seja necessário, utilizar um bastão de vidro para

auxiliar na dissolução. Introduzir um termômetro na solução e anotar a máxima temperatura atingida (ΔH_4).

Reação 5 (ΔH_5)

- Pesar um béquer de 250 mL limpo e seco. Colocar no béquer 50 mL da solução de H_2SO_4 preparada na reação 3a). Agitar cuidadosamente com um bastão de vidro até atingir uma temperatura constante (próxima a temperatura ambiente).
- Pesar em balança analítica 10 g de KI, em vidro de relógio.
- Verter o KI pesado na solução do béquer. Agitar para dissolver completamente. Anotar a mínima temperatura atingida (ΔH_5).

Reação 6 (ΔH_6)

- Medir 100 mL de H_2SO_4 0,25 M e 100 mL da solução de KOH preparada na reação 1 em béquer de 250 mL. Ambas as soluções devem estar a temperatura ambiente ou ligeiramente inferior (comprovar com um termômetro). Anotar as temperaturas.
- Adicionar a solução de KOH na solução de H_2SO_4 0,25 M. Misturar rapidamente e anotar a máxima temperatura observada (ΔH_6). Medir o pH da solução.

Perguntas e exercícios

- Escrever as equações iônicas para as reações 1 a 5. Exemplo, quando HCl gasoso é dissolvido em água, ocorre a seguinte reação:

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$
- Calcular para as reações 1a 5 :
 - Variação da temperatura.
 - Quantidade de calor absorvida pela solução.
 - Quantidade de calor absorvida pelo béquer.
 - Quantidade de calor desenvolvida por mol de KOH.
 - Quantidade de calor desenvolvida por mol de KI.
 - Número de mols de KOH e KI empregados nas soluções respectivas.
 - Qual a molaridade do sal que se produz na reação 6b?
 - Calcule a concentração das soluções preparadas em 1d e 2d.
 - Explique os resultados das reações do item 3, as mesmas seriam reações de neutralização?
- Expresse seus resultados como calores de reação: $\Delta H_1, \Delta H_2, \dots \Delta H_6$.
- Observe as equações iônicas para as reações 2, 3 e 6 e interprete o significado de ΔH_2 e ΔH_3 . Compare ΔH_4 com $\Delta H_1 + \Delta H_6$ e explique as diferenças.

Prática 10 - Eletrólise do iodeto de potássio em dissolução aquosa

Objetivo

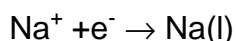
- Identificar os produtos que se formam na eletrolise do iodeto de potássio.

Fundamentos teóricos

As reações químicas que ocorrem nos eletrodos durante a condução eletrolítica constituem a eletrólise. Isto ocorre quando aplicamos uma tensão em oposição à tensão da célula o qual provoca uma reação não espontânea: Célula eletrolítica.

Nos aspectos quantitativos da eletrólise estudamos as Leis de Faraday para a eletrólise:

1. "A quantidade de substância produzida pela eletrólise é proporcional à quantidade de eletricidade utilizada."



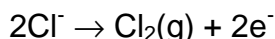
1 mol de e^- será necessário para produzir 1 átomo de Na.

1 mol de $\text{e}^- \rightarrow 1$ Faraday (F); 1 F = 96485C; 1A=1C/s

$$F = N_A \cdot e^-$$

$$F = 6,023 \times 10^{23} \cdot 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$$

2. "Para uma dada quantidade de eletricidade a quantidade de substância produzida é proporcional à sua massa equivalente."



Material e reagentes

XXX

Procedimento experimental

- a) Disponha-se um aparelho para a eletrolise como indicado pelo professor/monitor **na figura**. O tubo em U deve ter 150mm de altura, os eletrodos poderão ser de carvão e a fonte deve ter uns 12V.
- b) Prepare uma solução de KI 0,5 molar e preencha o tubo em U ate uma altura suficiente. Estabeleça as conexões elétricas e espere 15min aproximadamente.
- c) Identifique o ânodo e o cátodo e anote todas as observações sobre mudanças de cor e formação de produtos.
- d) Observe em que proporção a cor marrom se difunde do ânodo ao cátodo.
- e) Separese cuidadosamente os eletrodos, verifique algum odor no eletrodo identificado como o ânodo.
- f) Com um conta-gotas obtenha 2 mL da solução do extremo onde estava o cátodo. Adicione algumas gotas de indicador de fenolftaleina para comprovar a concentração de íon hidrogênio na solução. Adicione alguns mL de solução 0,1 M de cloreto de ferro II e observe o resultado.
- g) Num tubo de ensaio adicione com um conta gotas 2 mL do liquido marrom do extremo onde estava o ânodo obtenha. Adicione 1 mL de CCl_4 tampe-se e agite-

se o tubo por alguns segundos. Deixar repousar a camada de CCl_4 mais densa e observe a coloração das duas camadas líquidas.

Perguntas e exercícios

Na medida que iodo se produz no ânodo se forma o íon complexo marrom I_3^- , com o íon iodeto da solução do eletrólito. a) Escreva as equações usando uma reação reversível para indicar o equilíbrio. b) Que efeito produz a adição da CCl_4 sobre o equilíbrio? Pode utilizar as observações sobre a cor das camadas para explicar o efeito.

Prática 11 - Potencial do eletrodo

Objetivos

- Realizar medidas de potencial de eletrodos, de diferentes materiais, em soluções de seus respectivos sais.
- Aplicar a equação de Nernst.
- Verificar a influência dos parâmetros de fórmula.

Fundamentos teóricos

A equação de Nernst é:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nf} \ln a$$

onde E é o potencial do eletrodo, E^0 é o potencial padrão (constante), R é a constante dos gases ideais, T é a temperatura do eletrólito (K), n é o número de cargas envolvidas no processo, F é a constante de Faraday e a é a atividade da espécie, dada por $a = \gamma \cdot [M^{2+}]$.

Material e reagentes

- balança analítica
- eletrodo de calomelano saturado
- multímetro
- vidro de relógio
- bastão de vidro
- proveta graduada
- béquer
- espátula de porcelana
- barra de cobre
- barra de zinco
- barra de alumínio
- barra de chumbo
- barra de latão
- barra de aço inox
- barra de aço carbono
- água deionizada
- sulfato de cobre (CuSO_4)
- sulfato de zinco (ZnSO_4)

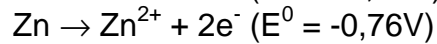
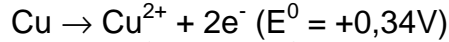
Parte I

Procedimento experimental

- a) Lixar e lavar os eletrodos (metais) imediatamente antes da medida de potencial.
- b) Preparar uma solução de sulfato de cobre 0,01 M e de sulfato de zinco 0,01 M

- c) Conectar o **eletrodo de calomelano saturado** ($E_0 = +0,24V$) no polo negativo do multímetro e checar se o mesmo está ajustado para a escala correta.
- d) Medir o potencial do eletrodo de cobre em solução de sulfato de cobre 0,01M.
- e) Medir o potencial do eletrodo de zinco em solução de sulfato de zinco 0,01M.
- f) Lavar o eletrodo de referência (calomelano) com água deionizada logo após a utilização e retornar ao recipiente original.

Dados complementares:



Parte II

Procedimento experimental

Construir uma tabela de nobreza de metais (como? descrever melhor) em uma solução de NaCl 0,1 M, utilizando os seguintes metais: cobre, zinco, **chumbo**, **aço carbono**, alumínio, talão e **aço inox**.

Perguntas e exercícios

- 1) Por que razões foram observadas diferenças entre o potencial padrão medido e o potencial padrão teórico calculado?
- 2) Como o fato de você utilizar o termo “concentração” em vez de “atividade” pode interferir no valor da constante da equação de Nernst?
- 3) Comente os valores obtidos na tabela de nobreza dos metais em NaCl.
- 4) Por que razão há inversões na sequência de nobreza em relação à tabela de potenciais padrões?
- 5) Por que o potencial dos elementos cobre, zinco e chumbo não correspondem ao seu potencial padrão?
- 6) Por que o alumínio apresenta potencial medido muito diferente do seu potencial padrão?

Prática 12 - Pilhas eletrolíticas

Objetivo

- Verificar o funcionamento de pilhas eletrolíticas.

Material e reagentes

- balança analítica
- eletrodo de calomelano saturado
- multímetro
- vidro de relógio
- bastão de vidro
- proveta graduada
- béquer
- espátula de porcelana
- barra de cobre
- barra de zinco
- barra de aço carbono
- água deionizada
- sulfato de cobre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)
- sulfato de zinco (ZnSO_4)
- cloreto de sódio (NaCl)
- álcool etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)
- fenolftaleína ($\text{C}_{20}\text{H}_{14}\text{O}_4$)
- ferricianeto de potássio ($\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$)

Parte I – Pilha galvânica

Procedimento experimental

- a) Lixar e lavar os eletrodos (metais) imediatamente antes da medida de potencial.
- b) Preparar uma solução de cloreto de sódio 0,1 M
- c) Montar uma pilha formada entre cobre e zinco imersos numa solução de cloreto de sódio 0,1 M, utilizando 2 béquers, multímetro, eletrodo de calomelano saturado ($E_0 = +0,24\text{V}$) e as barras de zinco e de cobre.
- d) Conectar o eletrodo de referência no polo negativo do multímetro e checar se o mesmo está ajustado para a escala correta.
- e) Determinar o potencial elétrico da pilha.
- f) Lavar o eletrodo de referência (calomelano) com água deionizada logo após a utilização e retornar ao recipiente original.

Parte II – Pilha de aeração diferencial

Procedimento experimental

- a) Em uma placa de aço carbono, pingar algumas gotas de uma solução composta por: NaCl 3%, 1 mL de álcool etílico, fenolftaleína 1%, 20 mL de ferricianeto de potássio e 200 mL de água.
- b) Observar a reação. Faça um desenho esquemático do que você observou.
- c) Identificar e descrever as reações catódica e anódica justificando-as.

Parte III – Pilha de concentração

Procedimento experimental

- a) Preparar uma solução de sulfato de cobre 1 M e uma solução de sulfato de cobre 0,01 M.
- b) Montar uma pilha de concentração utilizando as duas soluções.
- c) Determinar o potencial elétrico da pilha.

Perguntas e exercícios

- 1) Exemplifique as situações em que você teria pilha galvânica num processo industrial.
- 2) Exemplifique as situações em que você teria pilha de aeração diferencial num processo industrial.
- 3) Exemplifique as situações em que você teria pilha de concentração num processo industrial.

Prática 13 - Proteção catódica e anódica

Objetivo

- Verificar a formação de proteção catódica e anódica.

Material e reagentes

- balança analítica
- eletrodo de Calomelano saturado
- multímetro
- vidro de relógio
- bastão de vidro
- proveta graduada
- béquer
- espátula de porcelana
- papel indicador de pH
- barra de cobre
- barra de zinco
- barra de aço carbono
- água deionizada
- cloreto de sódio (NaCl)

Parte I – Determinação das condições iniciais do sistema

Procedimento experimental

- a) Prepare uma solução de cloreto de sódio 0,1M.
- b) Determine o potencial eletrolítico do aço na solução de cloreto de sódio 0,1M.
- c) Verifique o pH da solução.
- d) Verifique no diagrama de Pourbaix qual a espécie estável no sistema.

Parte II – Sistema aço/cobre

Procedimento experimental

- a) Monte um sistema composto por um eletrodo de aço em contato com um eletrodo de cobre.
- b) Meça o potencial do eletrodo de aço e verifique no diagrama de Pourbaix qual a espécie estável.
- c) Descreva quais as reações estão ocorrendo.

Parte III – Sistema aço/zinco

Procedimento experimental

- a) Monte um sistema composto por um eletrodo de aço em contato com um eletrodo de zinco.
- b) Meça o potencial do eletrodo de aço e verifique no diagrama de Pourbaix qual a espécie estável.
- c) Descreva quais as reações estão ocorrendo.

Prática 14 - Leis de Faraday

Objetivo

- Depositar cobre em latão com espessura pré-determinada através do controle do tempo.

Fundamentos teóricos

Para que qualquer reação eletroquímica ocorra numa célula, os elétrons devem passar através de um circuito conectado com os dois eletrodos. Por esta razão, a corrente I se torna uma medida conveniente da taxa de reação na cela enquanto a carga Q , que passa durante um período t , indica a quantidade total de reação que ocorreu. Na verdade, a carga necessária para a conversão de m moles de um material em produto, em uma reação com n elétrons (onde e é o número de cargas envolvidas na reação) é perfeitamente calculada usando-se a Lei de Faraday:

$$Q = \int I dt = mnF$$

onde $F = 96500C$. O número de moles do material depositado é obtido pela razão entre o peso do material depositado, P , e seu peso atômico, A , ou seja:

$$m = \frac{P}{A}$$

O Faraday é, portanto, por definição, a carga necessária para se depositar um equivalente eletroquímico de um material, ou seja, m/n .

Material e reagentes

- balança analítica
- fonte de corrente
- vidro de relógio
- bastão de vidro
- proveta graduada
- béquer
- espátula de porcelana
- placa de latão
- barra de cobre
- hidróxido de sódio (NaOH)
- carbonato de sódio (NaCO₃)
- fosfato trisódico (Na₂PO₄.12H₂O)
- ácido clorídrico (HCl)
- sulfato de cobre (CuSO₄)
- ácido sulfúrico (H₂SO₄)
- lauril sulfato de sódio

Procedimento experimental

- a) Calcule o peso de cobre a ser depositado numa área a de $X\text{cm}^2$, a uma densidade de corrente de 5A/dm^2 , a partir de uma solução de cobre ácido para uma espessura de 15 um . $A_{\text{Cu}} = 63,54\text{g/mol}$.

$$L = \frac{P}{a \cdot d}$$

- b) Calcular do tempo de duração do processo:

$$P = \frac{I \cdot t}{96500} \cdot \frac{A}{n} \quad I = i \cdot a$$

- c) Preparar a superfície de trabalho lixando com lixa 400.
 d) Pesar a placa de latão.
 e) Efetuar o desengraxe alcalino com a seguinte solução:
- hidróxido de sódio (NaOH) 35g/L
 - carbonato de sódio (NaCO₃) 25g/L
 - fosfato trisódico (Na₂PO₄·12H₂O) 6 g/L
 - lauril sulfato de sódio 1g/L
 - temperatura = 80°C
 - tempo = 2 minutos
- f) Efetuar a decapagem com ácido clorídrico 150 mL/L, tempo = 30s
 g) Realizar o banho em cobre ácido (CuSO₄ 250g/L, H₂SO₄ 50g/L) a temperatura ambiente e sob agitação.
 h) Posteriormente ao depósito, fazer várias medidas de espessura em vários pontos da placa.
 i) Pesar a placa para confirmar o peso previamente calculado.

Observações: Os eletrodos (metais) a serem utilizados deverão ser lixados e lavados antes do processo de preparação de superfície. Conectar o cátodo no pólo negativo da fonte. O ajuste de corrente deverá ser feito com os terminais da fonte em curto-circuito. Zerar o potencial da fonte antes da conexão dos terminais para evitar faíscas ou danos à fonte.

Perguntas e exercícios

- 1) Comparar o resultado prático com o teórico.
- 2) Explicar ou justificar as características do depósito obtido. Dê sugestões para a resolução dos problemas observados.

Prática 15 - Aplicação de cela de Hull

Objetivo

- Verificar o funcionamento de uma cela de Hull.

Material e reagentes

- balança analítica
- fonte de corrente
- vidro de relógio
- bastão de vidro
- proveta graduada
- béquer
- espátula de porcelana
- placa de latão
- hidróxido de sódio (NaOH)
- carbonato de sódio (NaCO₃)
- fosfato trisódico (Na₂PO₄.12H₂O)
- ácido clorídrico (HCl)
- sulfato de cobre (CuSO₄)
- sulfato de zinco (Zn SO₄)
- ácido sulfúrico (H₂SO₄)
- tioureia

Parte I - Determinação da condição ótima de eletrodeposição

Procedimento experimental

- a) Efetuar o desengraxe da placa de latão:
 - hidróxido de sódio (NaOH) 35g/L
 - carbonato de sódio (NaCO₃) 25g/L
 - fosfato trisódico (Na₂PO₄.12H₂O) 6 g/L
 - temperatura = 80°C
- b) Efetuar o banho de decapagem da placa de latão em ácido clorídrico (HCl) 150 mL/L.
- c) Preparar uma cela de Hull com banho de cobre ácido:
 - sulfato de cobre (CuSO₄) 250g/L
 - ácido sulfúrico (H₂SO₄) 50g/L
 - corrente aplicada = 3A
 - tempo de deposição = 5 minutos
 - temperatura do banho = 25°C
 - agitação = ar ou mecânica
 - ânodo = cobre

Observações: Os eletrodos (metais) a serem utilizados deverão ser lixados e lavados antes do processo de preparação de superfície. Conectar o cátodo no pólo negativo da fonte. O ajuste de corrente deverá ser feito com os terminais da fonte

em curto-circuito. Zerar o potencial da fonte antes da conexão dos terminais para evitar faíscas ou danos à fonte.

Perguntas e exercícios

- 1) Descreva, utilizando os símbolos apresentados na tabela em anexo, as características do depósito obtido.
- 2) O que ocorre na zona de alta densidade de corrente?
- 3) O que ocorre na zona de baixa densidade de corrente?
- 4) Qual a faixa ideal de operação para se obter um depósito de cobre sobre latão, com banho e condições utilizados?

Parte II – Determinação da influência de aditivos e contaminantes

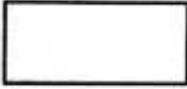
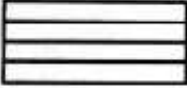
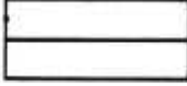


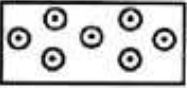

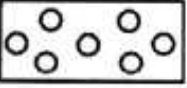


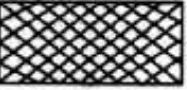
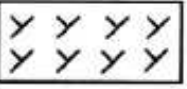
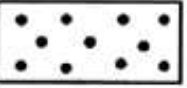

Procedimento experimental

- a) Adicionar 3 mg de tioureia por litro de solução, ao banho de cobre ácido e verificar a influência deste aditivo no depósito obtido numa cela de Hull.
- b) Adicionar 4 mg de sulfato de zinco por litro de solução, ao banho de cobre ácido e verificar a influência deste aditivo no depósito obtido numa cela de Hull.

Perguntas e exercícios

- 1) Faça a descrição das características observadas, nas placas depositadas, utilizando os símbolos apresentados na tabela em anexo.
- 2) Quais as diferenças observadas nos depósitos com tioureia em relação ao obtido na primeira parte?
- 3) Descreva um procedimento que adotaria para determinar níveis de contaminação em banhos.
- 4) Qual a influência da contaminação de zinco num banho de cobre?

TABELA - Símbolos para descrição de placas de cela de Hull.

	brilhante		
	meio fosco		segundo DIN 50957
	fosco		
	listas, manchas		
	poros		segundo DIN 50957
	bolhas		
	áspero, queimado		segundo DIN 50957
	pulverizado		
	trincas		
	sem deposição		segundo DIN 50957

Prática 16 - Recolhimento de reagentes e materiais de pilhas comuns

Objetivo

- Reciclar materiais: separar e armazenar materiais de pilhas comuns para serem utilizados durante alguns experimentos.

Material e reagentes

- béquer plástico
- erlenmeyer
- funil
- bastão de plástico
- pisseta
- alicate
- azulejo
- colher
- pilhas comuns usadas
- água

Procedimento experimental

- a) Com um alicate de ponta, retire a carcaça plástica que envolve a pilha comum usada. Posicione-a sobre um azulejo.
- b) Retire a carcaça metálica com o alicate, começando por uma das extremidades da pilha. Essa carcaça é zinco metálico, um metal mole, fácil de ser removido.
- c) Guarde essa folha de zinco em um frasco que posteriormente será utilizada em outras experiências. Não deixe de colocar uma etiqueta para identifica-lo.
- d) Retire o papelão com uma colher a pasta escura. Coloque-a no béquer.
- e) Adicione aproximadamente 5 mL de água e agite a mistura com um bastão plástico para que um dos componentes solúveis (cloreto de amônio, NH_4Cl) seja dissolvido. Filtre a solução
- f) Retire o papel de filtro com o reagente retido e deixe-o secar. Armazene-o em seguida em um frasco contendo uma etiqueta com o nome “DIÓXIDO DE MANGANÊS – MnO_2 ”.
- g) Armazene a solução filtrada em outro recipiente com a etiqueta “CLORETO DE AMÔNIO - NH_4Cl ”.
- h) Limpe com cuidado o tubo central de grafite com o auxílio de um papel absorvente e guarde-o. Este será usado para reações de eletrólise. Se possível, mantenha a estrutura onde o grafite está preso. Ela será útil na eletrólise.
- i) Repita essa atividade para mais pilhas.

Prática 17 - Oxidação do ferro, alumínio, cobre e prata

Objetivos

- Aplicar a equação de Pilling-Bedworth para a determinação de oxidação em metais.
- Avaliar a perda de massa por ano de amostras selecionadas.
- Estudar a corrosão do ferro, cobre e alumínio em meio ácido e a oxidação em atmosfera ambiente.

Fundamentos teóricos

Taxa de corrosão é a taxa de material removido como consequência da ação química. Pode ser expressa como a CPR (taxa de penetração de corrosão) ou a perda de espessura de material por unidade de tempo:

$$\text{CPR} = \frac{kW}{\rho A t}$$

onde W é a perda de massa em mg, t é o tempo de exposição em h, ρ é a densidade da liga metálica em g/cm^3 , A é a área exposta da amostra em cm^2 e k é a constante que depende do sistema de unidades. A CPR é convenientemente expressa em mm/yr (milímetros por ano) e neste caso, $k = 87,6$. Para a maioria das aplicações, CPR é menor que 20 mpy (milipolegadas por ano).

A oxidação representa a reação eletroquímica direta do metal com o O_2 atmosférico ou outras atmosferas gasosas.

A relação de Pilling-Bedworth:

$$\text{P-B} = \frac{V_{\text{O}}}{V_{\text{M}}} = \frac{M_{\text{O}}\rho_{\text{M}}}{M_{\text{M}}\rho_{\text{O}}}$$

uma vez que

$$\rho_{\text{O}} = \frac{m_{\text{O}}}{V_{\text{O}}}, \rho_{\text{M}} = \frac{m_{\text{M}}}{V_{\text{M}}}, V_{\text{O}} = \frac{m_{\text{O}}}{\rho_{\text{O}}} \text{ e } V_{\text{M}} = \frac{m_{\text{M}}}{\rho_{\text{M}}}$$

onde M_{O} e M_{M} são massa molecular (de fórmula) do óxido e massa atômica do metal, e ρ_{M} e ρ_{O} são as densidades do metal e óxido, respectivamente.

A deterioração causada pela interação físico-química entre o material e o seu meio operacional representa alterações prejudiciais indesejáveis, sofridas pelo material, tais como desgaste, variações químicas ou modificações estruturais.

Sendo a corrosão, em geral, um processo espontâneo, está constantemente transformando os materiais metálicos de modo que a durabilidade e desempenho dos mesmos deixam de satisfazer os fins a que se destinam.

Material e reagentes

- 3 peças de ferro (pregos pequenos) (trazer)
- 3 peças de cobre (pedaços de fio de cobre)
- 3 peças de alumínio (pedaços de fio de alumínio)
- 3 tubos de ensaio médios (aprox. 15 mL)

- 3 béquers
- 3 balões de 50 mL
- 3 bastões de vidro
- 3 vidros de relógio
- 3 espátulas
- 3 pipetas de 5 mL
- papel toalha
- pHmetro
- balança
- microscópio
- micrômetro (solicitar ao Laboratório de Metrologia)
- cloreto de sódio (NaCl)
- cloreto de potássio (KCl)
- ácido clorídrico (HCl)
- ácido sulfúrico (H₂SO₄)
- ácido acético (CH₃COOH)

Procedimento experimental

- a) Com base na pesquisa prévia feita pelo aluno, selecionar dentre os reagentes listados aquele que represente o meio mais corrosivo para cada metal. Preparar 20 mL de soluções 0,1 M dos reagentes sólidos e 50 mL de soluções 0,1 M dos reagentes líquidos.
- b) Com o pHmetro, determinar o pH de cada solução.
- c) Limpar e polir todas as peças com água, sabão e bombril e secar com papel toalha. Após a limpeza, não tocar nas peças com as mãos, devendo-se utilizar pinça.
- d) Medir a espessura das amostras com o auxílio de um micrômetro.
- e) Pesar as peças, fazer o correspondente registro das massas e fotografar em microscópio ótico.
- f) Para cada metal, preparar um tubo de ensaio identificando-o com a solução a ser utilizada. Colocar a peça no tubo de ensaio e completar com a solução, cobrindo totalmente a peça.
- g) Para o ensaio de oxidação, dispor de forma apropriada uma amostra na capela de exaustão e outra em ambiente externo (exposto ao tempo, mas protegido da chuva).
- h) Para as amostras imersas em meios aquosos, medir o pH dos meios após 15 dias de imersão.
- i) Após um período de aproximadamente 30 dias, retirar as amostras dos tubos de ensaio, limpar as superfícies, pesar e fotografar novamente. Proceder de igual forma com as amostras que foram submetidas à oxidação
- j) Medir a espessura final das peças.
- k) Observar e descrever as mudanças acontecidas. Faça uma tabela comparativa com seus próprios resultados e os resultados dos seus colegas.

Perguntas e exercícios

- 1) Discutir sobre as evidências de corrosão observadas nas amostras, com base na observação visual em microscópio (tipos de corrosão).

- 2) Quantificar os efeitos da corrosão com base no cálculo da perda de massa por ano para esses metais.
- 3) Informar sobre a capacidade protetora da camada de óxido formada, com base na equação de Pilling-Bedworth e os resultados experimentais aqui obtidos.
- 4) Calcular a espessura da camada de óxido depositada na superfície das amostras utilizando a perda de massa do metal e a espessura medida diretamente com micrômetro.
- 5) Escreva as reações de oxidação e redução do ferro, cobre e alumínio imersos nas soluções preparadas, assumindo que existe suficiente oxigênio dissolvido.

Prática 18 - Anodização

Objetivo

- XXX

Fundamentos teóricos

A maioria dos metais sofre corrosão e se dissolve se for usado como anodo de uma célula eletrolítica. O alumínio, entretanto, segue um caminho diferente se o eletrólito for uma solução de ácido sulfúrico. O termo “anodização” aqui se refere ao processo de depositar sobre peças de alumínio uma fina camada de óxido. O óxido de alumínio é quimicamente igual à safira e ao rubi, conferindo uma dureza extraordinária à superfície. Também permite que a superfície seja tingida, resultando em uma coloração metálica, difícil de obter por outros meios (as tintas em geral apresentam uma má aderência ao alumínio).

Material e reagentes

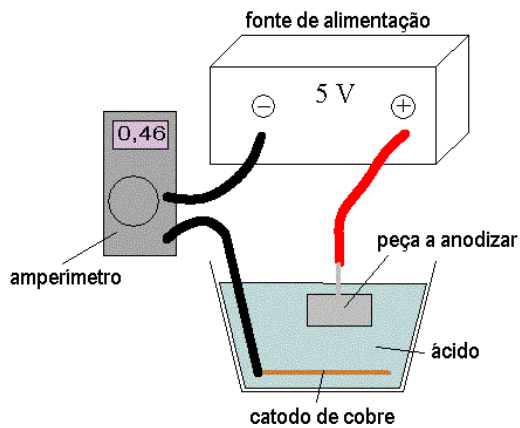
XXX

Procedimento experimental

- a) Preparo a superfície: Limpe e lixe com lixa d'água 600. A peça destinada ao acabamento fosco deve ser mergulhada em solução de soda cáustica (acabamento menos trabalhoso). A peça destinada ao acabamento brilhante deve ser polida com estopa e massa de polir.
- b) Preparo da solução ácida: Misture um volume de ácido sulfúrico concentrado com 6 volumes de água destilada. Adicione um pouco de cada vez e espere esfriar antes de nova adição. O objetivo é conseguir uma solução de ácido de aproximadamente 15% em peso. O ácido concentrado pesa cerca de 1,8 kg/L.
- c) Montagem do conjunto. Neste trabalho foi usado um catodo de fio de cobre (foto ao lado, no fundo do recipiente de ácido) permanentemente mergulhado na solução e não houve problema algum, mesmo quando a tensão elétrica foi desligada. Entretanto, o catodo mais usado para anodização é o chumbo. Uma tira de chumbo imersa na solução, com uma parte para fora que permita sua ligação à fonte de alimentação seria ideal; entretanto, o chumbo é difícil de obter e é tóxico. Catodos de alumínio também são muito utilizados atualmente, sendo recomendado montar com uma área de 1,5 a 2 vezes o tamanho da peça.
- d) Ligue a eletricidade. A fonte de alimentação deve ser capaz de fornecer entre 5 e 15 v, e ter capacidade de alguns Ampères. A fonte usada nesta foto foi uma fonte chaveada de computador. Utilizamos a saída de 5 V e a corrente ficou entre 0,4 e 1,2 A. A corrente deve ficar entre 0,3 e 3 amperes por decímetro quadrado (uma área de 10cm x 10cm). No momento que esta foto foi tirada, o amperímetro marca 0,46A. A peça de alumínio (anodo) foi suspensa sobre o catodo de cobre, presa por um arco de alumínio que também faz a ligação elétrica. Somente alumínio pode ser utilizado como suporte e conexão elétrica do anodo. Deixe a peça anodizando por cerca de 3 horas.

- e) Tingimento. Seque levemente com papel toalha e mergulhe a peça no corante ou aplique-o com um pincel. O corante ideal é uma questão de tentativa e erro. De preferência, deve ser solúvel em água. Podem ser testados corantes para tecidos, tintas para canetas hidrográficas, corantes para alimentos, etc. Para um mesmo tipo de corante podem ser obtidos resultados diferentes, dependendo da cor. Existem empresas especializadas na venda de corantes para coloração de alumínio anodizado. Estes corantes apresentam excelente solidez à luz e a intempéries, podem ser encontrados corantes solúveis em água e solvente.
- f) Selagem: mergulhando a peça em água efervescente durante 30 minutos. Este banho serve para fechar os poros da camada de óxido de alumínio. Se possível, faça a fervura em solução de corante.

Perguntas e exercícios



Fonte: <http://pt.wikihow.com/Fazer-Anodiza%C3%A7%C3%A3o-Caseira>

Prática 19 - Materiais vítreos

Parte I - Fabricação de um vidro inorgânico

A ser realizada no Laboratório de Fornos do LaMat, utilizando forno de fusão ($T_{\text{máx}} = 1700 \text{ }^{\circ}\text{C}$), conforme disponibilidade e procedimentos próprios deste.

Parte II - Fabricação de um vidro orgânico

A ser realizada pelo aluno em casa. Consiste na preparação caseira de caramelo de sacarose para pudim. Alguns sites que podem ser úteis:

- <http://caramelodrama.com/blog/blog/2012/07/17/serie-ingredientes-caldas-e-caramelo/>
- <http://tudogostoso.uol.com.br/receita/4450-calda-de-caramelo.html>
- http://www.google.com.br/webhp?source=search_app#output=search&sclient=psy-ab&q=balas-e-caramelos-formatado.doc&oq=balas-e-caramelos-formatado.doc&gs_l=hp.3...2515.5316.0.6861.6.4.2.0.0.0.497.1416.4-3.3.0...0.0.0..1c.1.17.psy-ab.wmnyRdHHVS4&pbx=1&bav=on.2,or.r_qf.&bvm=bv.48705608,d.dmg&fp=4dd9c38cf279ff45&biw=1280&bih=642

Perguntas e exercícios

- 1) Relatar os procedimentos adotados e suas observações.
- 2) Descrever e explicar os fenômenos físico-químicos envolvidos.

Prática 20 - Destilação de combustíveis líquidos derivados do petróleo

A ser realizada no Laboratório de Química da Itaipu Binacional, conforme procedimentos/protocolo próprios deste.