

UNIVERSIDADE FEDERAL DE ITAJUBÁ
INSTITUTO DE FÍSICA E QUÍMICA – IFQ

Apostila
Disciplina QUI 017

Cursos

Bacharelado em Química

Engenharia Química

Licenciatura em Química

Itajubá, 2025

APRESENTAÇÃO DA DISCIPLINA E INFORMAÇÕES GERAIS

A QUI017 é uma disciplina experimental de 4 créditos específica para os cursos de Bacharelado em Química, Engenharia Química e Licenciatura em Química. Nesta disciplina serão abordados conceitos fundamentais da Química a partir de técnicas de trabalho em laboratório com realização de experimentos. Assim, os conceitos teóricos serão consolidados, além de desenvolver a habilidade técnica necessária para se trabalhar em um laboratório de química.

OBJETIVOS DAS AULAS PRÁTICAS

- Conduzir um trabalho em laboratório de química seguindo um planejamento previamente determinado, identificando e utilizando corretamente os reagentes, as vidrarias e os equipamentos;
- Conhecimento de noções básicas de segurança;
- Observação de fenômenos relevantes em um trabalho experimental, registro destas observações através de códigos e símbolos próprios da química, interpretação dos dados observados através do uso de teorias e identificação das possíveis fontes de erros nos experimentos;
- Desenvolver a capacidade de planejar e executar experimentos simples, nas condições de um laboratório didático de Química Geral.

NORMAS GERAIS

- O aluno deverá possuir a apostila contendo todos os roteiros das aulas práticas ministradas ao longo do semestre. O aluno não poderá fazer a prática sem a apostila (roteiro) da mesma;
- Providencie um caderno de laboratório. Neste caderno deverão ser anotadas todas as informações referentes a cada experimento, além de orientações sobre como realizá-lo, além das observações, os dados obtidos e os cálculos. Este caderno poderá ser solicitado para avaliação durante as aulas;
- É obrigatório o uso de jaleco, calça comprida e sapato fechado. Cabelos compridos devem estar presos, não é permitido usar chapéu ou boné, e usuários de lentes de contato devem fazer uso de óculos de grau durante a aula e/ou adquirirem óculos de proteção. A falta de um ou mais itens obrigatórios impedirá o aluno de realizar a prática;
- É proibido fumar, comer ou beber nos laboratórios;
- É proibido usar qualquer material do laboratório sem autorização do técnico responsável ou do professor;
- O material específico recebido para determinado experimento deve ser devolvido limpo e em condições de uso;
- Avisar imediatamente aos professores ou técnicos em caso de acidente;
- Colocar todos os resíduos de reação em frascos apropriados, como recomendado pelo professor;
- Manter o local de trabalho limpo e organizado;
- O aluno não deverá deixar sobre as bancadas: materiais como bolsas, paletós, cadernos, livros e outros. Só devem ficar sobre a bancada a apostila da prática, o caderno e a caneta;
- Prepare-se para o experimento. Leia atentamente o roteiro, consulte a bibliografia indicada e revise

os conceitos envolvidos;

- Não será tolerado atraso ao início das aulas. Evite faltar aulas, pois não há reposição de aulas práticas, salvo com devida justificativa documentada.

DINÂMICA DAS AULAS PRÁTICAS

Cada aula prática conterá basicamente de uma etapa de pré-laboratório, introdução teórica, execução dos procedimentos teóricos, observação e coleta de dados.

A fase pré-laboratório tem como objetivo familiarizar o aluno com o experimento a ser realizado. Leia com antecedência o roteiro da aula a ser realizada, procurando compreender os objetivos e os procedimentos a serem adotados, e dê especial atenção às advertências em relação à segurança.

No roteiro há a seção “Atividades pré-laboratório”, que o guiará para se preparar para a aula. Estas tarefas consistem na preparação de tabelas, quadros, fluxogramas e outros itens que sejam necessários para melhor aproveitar a atividade prática. O cumprimento das tarefas pré-laboratório é OBRIGATÓRIO, A SUA FALTA PODE IMPEDIR O ALUNO DE REALIZAR A PRÁTICA. Ao entrar no laboratório, observe a bancada e confira todo o material contido nela; na falta de um material, ou ainda se este estiver sujo ou quebrado, comunique imediatamente o professor ou aos técnicos presentes.

No início da aula o professor dará orientações pertinentes ao experimento da aula; é interessante anotar no Caderno de Laboratório estas orientações. As aulas práticas serão desenvolvidas por duplas. Estes integrantes devem ser fixos ao longo de todo o curso. Siga o roteiro do experimento, tomando todas as precauções para evitar acidentes, e tente aproveitar o máximo para desenvolver sua técnica e habilidade.

Ao final da aula, descarte em recipientes adequados, os resíduos e lave toda a vidraria, que deverá ser deixada na bancada. Em geral a vidraria pode ser lavada com detergente e uma escova apropriada. Enxágue várias vezes com água da torneira, e duas vezes com água destilada; não é necessário enxugar nenhum material, que será guardado molhado (mas não sujo). Confira todo o material a ser devolvido; lembre-se que este material será utilizado por alunos da próxima aula do Laboratório de Química Geral Experimental. Somente ao se certificar que todo o material está presente e em bom estado é que o aluno deverá deixar o laboratório.

Na parte de planejamento e execução do procedimento é imprescindível o uso do caderno de laboratório. Este deve conter todo o registro das atividades efetuadas, numa linguagem direta e resumida, mas de forma completa. As anotações serão realizadas, na maior parte, durante a própria aula. Os preparativos pré-laboratoriais devem ser feitos antes da realização do experimento, enquanto as discussões e conclusões podem ser registradas depois. Entretanto os dados e observações devem ser anotados durante a própria aula, para evitar que se percam informações armazenadas de memória. O registro de informações deve seguir as seguintes recomendações:

- Iniciar sempre o registro com o número do experimento e a data. Em seguida anote o título e faça um breve resumo do que será feito durante a aula, contendo os objetivos e os procedimentos. Eventualmente, dependendo do que será realizado, o procedimento poderá ser melhor descrito a partir de um fluxograma, principalmente quando envolver várias etapas. Nesta fase está incluída também a

construção de tabelas para anotações dos dados experimentais.

- As anotações dos dados e das observações devem ser individuais. Habitue-se a fazer os registros à tinta, e as eventuais retificações não deverão ocultar as anotações incorretas. Frequentemente os dados considerados aparentemente errados, podem se revelar valiosos posteriormente.

- A análise dos dados, as discussões e conclusões são partes importantes do trabalho experimental. Nesta parte estarão incluídos os cálculos, a construção de gráficos e as avaliações comparativas de dados obtidos pelas equipes. Desta análise são obtidas conclusões que respondem ao questionamento(s) inicial(ais).

- Lembre-se que um experimento é planejado para obter dados que permitam responder a algumas questões, originada pela simples curiosidade, por dúvidas ou polêmicas. O registro das conclusões deve ficar no caderno, sendo que alguns autores consideram esta parte como a mais importante do trabalho.

Finalizado o experimento e com todos os materiais limpos, realize a “Tarefa pós-laboratório” do roteiro. Em geral esta tarefa é constituída por questões que o auxiliará na interpretação dos dados coletados. A tarefa pós-laboratório deverá ser feita antes da próxima aula no Caderno de Laboratório, pois será cobrada no relatório.

SEGURANÇA NO LABORATÓRIO DE QUÍMICA

Ao iniciar o trabalho no laboratório de química é importante conhecer procedimentos de segurança que permitam sua atuação com um mínimo de riscos. A segurança depende da ação de todos e não apenas das pessoas encarregadas especificamente de promovê-la. Tome como hábito planejar o trabalho que vai realizar, de modo a executá-lo com segurança. Quando tiver alguma dúvida quanto ao procedimento correto e seguro sobre a realização de um trabalho, consulte seu professor. Não se constranja em fazer perguntas.

ACESSÓRIOS E EQUIPAMENTOS DE SEGURANÇA

- Jaleco de algodão com mangas compridas;
- Óculos de segurança;
- Luvas e aventais contra produtos corrosivos;
- Luvas e avental de PVC;
- Máscara contra pós (silicatos, asbestos, etc);
- Máscara contra gases e vapores (ácidos, básicos e orgânicos);
- Manta (cobertor) de segurança;
- Lavador de olhos (chuveiro ou frasco);
- Chuveiro de emergência;
- Extintores de incêndio.

Observações

- Todos os equipamentos de segurança devem estar ao alcance de todos os que estiverem trabalhando no laboratório. Certifique-se de que sabe usá-los corretamente.
- EPI (Equipamento de Proteção Individual). Ex.: óculos, jalecos, calçados, capacetes, protetores auriculares e máscaras.



RECOMENDAÇÕES GERAIS

DE ORDEM PESSOAL

- Use calçados fechados;
- Trabalhe sempre com jaleco abotoado;
- Trabalhe com os cabelos amarrados;
- Não use roupas de tecido sintético, pois são facilmente inflamáveis;
- Use sempre os óculos de segurança;
- Não pipete nenhum tipo de produto com a boca;

- Não use lentes de contato, pois estas podem ser danificadas por produtos químicos;
- Não leve as mãos à boca ou aos olhos quando estiver no laboratório. Ao término do experimento, lave bem as mãos com bastante água e sabão;
- Não se alimente dentro do laboratório;
- Não fume no laboratório e nos seus arredores;
- Não leve nada do laboratório para casa (reagentes, vidrarias, etc.);
- Mantenha gavetas e portas fechadas;
- Não se exponha a radiações UV, IV ou luminosidade muito intensa sem proteção adequada (óculos com lentes filtrantes);
- Evite o uso de telefone celular.

Lembre-se: o trabalho em laboratório exige concentração. Evite conversas não pertinentes principalmente quando estiver manipulando reagentes ou vidrarias.

REFERENTE AO LABORATÓRIO

- Mantenha as bancadas sempre limpas e livres de materiais que não façam parte do experimento;
- Rotule imediatamente quaisquer reagentes ou soluções que sejam preparadas, assim como amostras coletadas;
- Jogue papéis usados e materiais descartáveis no lixo quando não representar riscos;
- Todo laboratório deve conter um recipiente para recolher vidrarias trincadas ou quebradas;
- No caso de derramamento de ácidos e bases fortes, o produto deve ser neutralizado antes de realizar a limpeza.

VIDRARIAS

- Não utilize materiais de vidro quando trincados ou quebrados;
- Não jogue cacos de vidro em recipientes de lixo;
- Use luvas apropriadas (ex.: amianto) quando manusear materiais quentes;
- Use luvas apropriadas e óculos de segurança sempre que:
 - atravessar ou remover tubos de vidro ou termômetros em rolhas de borracha ou cortiça;
 - remover tampas de vidro emperradas;
 - remover cacos de vidro.
- Coloque frascos quentes sobre placas de amianto. Nunca coloque diretamente em azulejos ou superfícies frias;
- Nunca inspecione o estado das bordas de recipientes de vidro com as mãos;
- Tome cuidado ao aquecer recipientes de vidro com chama direta.

EQUIPAMENTOS E APARELHAGENS EM GERAL

- Antes de utilizar equipamentos e aparelhagens leia atentamente às instruções;
- Saiba de antemão o que fazer em situações de emergência;

- Só opere equipamentos elétricos quando:
 - fios, tomadas e plugs estiverem em perfeitas condições;
 - tiver certeza da voltagem correta entre equipamentos e circuitos.
- Não acenda o bico de Bunsen sem antes verificar e eliminar os seguintes problemas:
 - vazamentos;
 - dobras nas mangueiras;
 - bom estado de conservação e validade das mangueiras;
 - existência de substâncias inflamáveis ao redor.
- Quando trabalhar com produtos tóxicos, o uso da capela é obrigatório. Nunca inicie sem que:
 - o sistema de exaustão esteja operando;
 - piso e janela da capela estejam limpos.

INCOMPATIBILIDADE ENTRE PRODUTOS QUÍMICOS

Define-se como “incompatibilidade entre produtos químicos” a condição na qual determinados produtos tornam-se perigosos quando manipulados ou armazenados próximos a outros, com os quais podem reagir, criando situações perigosas.

Os agentes oxidantes são considerados os mais perigosos neste sentido, pois durante uma reação química fornecem oxigênio, um dos elementos necessários para a formação de fogo. Algumas vezes, esse suprimento de oxigênio pode ser muito elevado, com forte desprendimento de calor, o que pode provocar uma explosão. Quando um reagente oxidante é guardado próximo a um produto combustível, e por uma razão qualquer (danificação da embalagem ou volatilização), entrarem em contato existe uma probabilidade bastante elevada de que ocorra um início de incêndio ou uma explosão. Regra geral: não guardar substâncias oxidantes próximos a líquidos voláteis e inflamáveis. Alguns símbolos:



Tóxico



Irritante



Corrosivo



Inflamável



Choque elétrico



Risco de explosão



Risco ambiental



Radioativo



Risco biológico

RECOMENDAÇÕES FINAIS

O risco de acidente é maior quando nos acostumamos a conviver com o perigo e passamos a ignorá-lo.

A segurança de um laboratório está apoiada na determinação de cada um de seus elementos. Você é responsável por si e por todos.

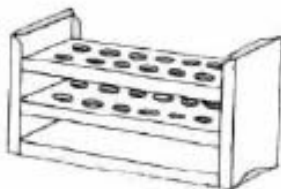
Nenhum trabalho é tão importante e urgente que não possa ser planejado e executado com segurança.

VIDRARIAS E EQUIPAMENTOS DO LABORATÓRIO

Com o intuito de familiarizar os estudantes com as vidrarias e equipamentos que serão utilizados ao longo da disciplina QUI017, será disponibilizado a seguir uma breve lista de materiais, acompanhados de suas gravuras e uma breve descrição de sua função.



Tubo de Ensaio:
usado em testes
de reação.



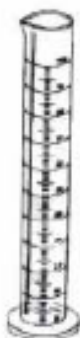
Estante para tubos de ensaio:
suporte de tubos de ensaio.



Becker (ou bquer):
usado para aquecimento de líquidos,
reações de precipitação, etc.



Erlenmeyer:
usado para titulações
e aquecimento de líquidos.



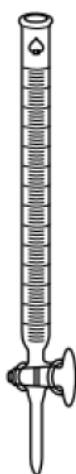
Proveta:
usada para medidas
aproximadas de volume líquido.



Pipeta graduada:
usada para medidas variáveis
de líquidos.



Pipeta volumétrica:
usada para medidas
fixas líquidos.



Bureta:
usada para medidas
precisas de líquidos.



Funil:
usado em transferências
de líquidos e em filtrações.



Funil de decantação:
usado para a separação
de líquidos imiscíveis .



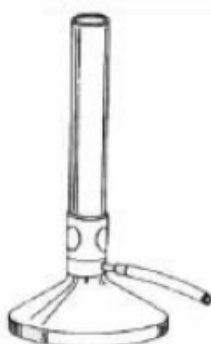
Bastão de vidro:
usado para agitar soluções,
transporte de líquidos na filtração,
entre outros.



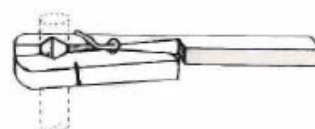
Tela de amianto:
usada para distribuir
uniformemente o calor.



Tripé de ferro:
usado para sustentar
a tela de amianto.



Bico de Bunsen:
usado em aquecimentos.



Pinça de madeira:
Usada para segurar tubos
de ensaio em aquecimento
no bico de Bunsen.



Suporte universal:
Utilizado para sustentar
vidrarias em geral.



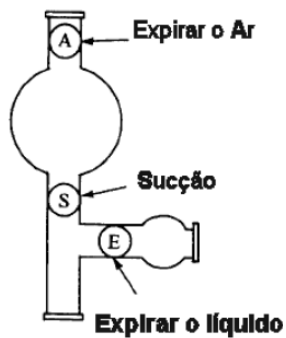
Termômetro:
usado para medidas
de temperatura.



Espátula:
utilizada na
transferência de
substâncias sólidas.



Vidro de relógio:
usado para cobrir béqueres
em evaporações, pesagens, etc.



Pipetador de borracha ou pêra:
utilizado para encher pipetas
por sucção.



Piseta ou frasco lavador:
utilizado para a lavagem de
materiais.



Cápsula de porcelana:
usada para evaporar líquidos
em soluções.



Funil de Buchner:
utilizado para filtração
a vácuo.



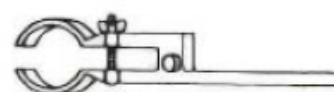
**Kitasato (acomplado a um
funil de Buchner):**
utilizado para filtração a vácuo.



Balão volumétrico:
usado para preparar
e diluir soluções.



Picnômetro:
usado para determinar
a densidade de líquidos.



Garra metálica:
usada para prender peças
no suporte universal.

CRONOGRAMA DE EXPERIMENTOS

Cronograma Qui017 – Química experimental

Data <i>Dia/Mês/Ano</i>	Atividade
___/___/___	Experimento 1: Introdução às técnicas de laboratório. Vidrarias e medidas. Densidade de líquidos.
___/___/___	Experimento 2: Reações químicas – Evidências macroscópicas.
___/___/___	Experimento 3: Estequiometria
___/___/___	Experimento 4: Preparo e Padronização de Soluções
___/___/___	Experimento 5: Determinação da Massa Molar do Magnésio
___/___/___	Experimento 6: Ciclo do cobre
___/___/___	Experimento 7: Cinética Química
___/___/___	Experimento 8: Equilíbrio químico – Reações no equilíbrio químico e Princípio de Le Chatelier.
___/___/___	Experimento 9: Reações de Precipitação e Tabela de Solubilidade
___/___/___	Experimento 10: Eletroquímica – Célula Voltaica e Galvanoplastia.

EXPERIMENTO 1: INTRODUÇÃO ÀS TÉCNICAS DE LABORATÓRIO.

VIDRARIAS E MEDIDAS. DENSIDADE DE LÍQUIDOS.

INTRODUÇÃO

As experiências de laboratório em química envolvem muito frequentemente medidas de massa e volume, que são posteriormente utilizados em cálculos. Nesta experiência, você medirá as massas e volumes da água e de soluções, e utilizará os resultados obtidos para calcular as respectivas densidades. As atividades de laboratório exigem do aluno não apenas o conhecimento dos materiais, vidrarias e aparelhos utilizados, mas também o correto emprego de cada um deles. O sucesso acadêmico e a segurança do laboratório nesta disciplina dependem essencialmente do emprego correto de determinados equipamentos e vidrarias.

OBJETIVOS

- a) Os alunos deverão ser capazes de usar e fazer leituras em termômetros, balanças e vidrarias volumétricas, e usar estes instrumentos para medir a densidade de líquidos.
- b) Aprender a manusear a balança e as vidrarias de uso corrente em trabalhos práticos, bem como a maneira correta de empregá-los.
- c) Aprender a fazer a leitura de medidas determinadas no laboratório e como expressá-las cientificamente através de valores médios, desvios e unidades.
- d) Identificar materiais comuns de laboratório e conhecer sobre a segurança em um laboratório de química.
- e) Determinar a densidade de líquidos e determinar o ponto de ebulição da água.

1- Identificação de Vidrarias e Materiais.

Cada objeto utilizado no laboratório deve ser reconhecido através do seu nome técnico e da sua utilidade específica de acordo com o experimento. É necessário usar adequadamente cada um desses objetos conhecendo sua função, precisão e correto manuseio.

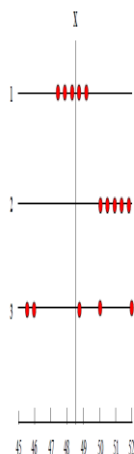
2- Manipulação de Reagentes

- Os reagentes químicos devem ser guardados em frascos de vidro ou de plástico tampados e rotulados. Ao abrir um frasco de reagente, a tampa deve ser colocada na mesa sobre um papel toalha, virada para cima. Após o reagente ser usado, o frasco deve ser novamente tampado;
- Qualquer quantidade de reagente retirada do frasco estoque jamais deve retornar ao mesmo. O aluno deve aprender a estimar a quantidade que necessitará, retirando dos frascos de reagente somente o necessário, evitando desperdícios;
- No caso de reagentes sólidos deve-se utilizar uma espátula devidamente lavada e seca. No caso de reagentes líquidos deve-se utilizar um pequeno béquer limpo e seco para verter o reagente líquido a ser medido. Não introduza pipetas, conta-gotas e outros diretamente nos frascos dos reagentes;
- Ao transferir um líquido para um recipiente qualquer se deve segurar o frasco de maneira que a

mão tampe o rótulo e inclinar o frasco para o lado oposto ao do rótulo. Deste modo, se algum líquido escorrer pelas paredes externas do frasco, não estragará o rótulo, mas se tal ocorrer deve-se limpá-lo imediatamente.

3- Medidas, Exatidão, Precisão

Sempre que uma medida é efetuada, deve-se levar em consideração o erro a ela inerente. O erro de uma medida é muitas vezes limitado pelo equipamento que é empregado na sua obtenção. Em uma medida exata, os valores encontrados estão muito próximos do valor verdadeiro. A precisão refere-se a quão próximas diversas determinações de uma medida estão entre si. Medidas podem ser precisas sem serem exatas, devido a algum erro sistemático. O ideal é que as medidas sejam precisas e exatas. A precisão de uma medida pode ser melhorada aumentando-se o número de determinações de uma medida e fazendo-se o valor médio das mesmas.



1) Método com elevada exatidão e precisão alta.

2) Método com baixa exatidão, porém muito preciso.

3) Método com exatidão e precisão baixas.

Figura 1: Diferença entre precisão e exatidão.

Medidas de Volume

Para se efetuar medidas de volume, faz-se necessário a utilização de pipetas, provetas e buretas. As medidas de volume de um líquido com esses instrumentos são feitas comparando-se o nível do mesmo com os traços marcados na parede do recipiente. Na leitura do volume de um líquido usando-se um destes instrumentos, ocorre uma concavidade que recebe a denominação de menisco.

Unidades de medida de volume:

Sistema Internacional (S.I.): m^3

$$1\text{cm}^3 = 1\text{ml} \quad 1\text{dm}^3 = 1\text{L} \quad 1\text{m}^3 = 1000\text{L} \quad 1\text{galão (EUA)} = 3,785\text{L} \quad 1\text{galão (GBR)} = 4,546\text{L} \\ 1\text{barril (EUA)} = 158,987\text{L} \quad 1\text{barril (GBR)} = 159,113\text{L}$$

Medidas de massa

As balanças são instrumentos adequados para medir massas. O manuseio de uma balança requer

muito cuidado, pois são instrumentos delicados e caros. No ato de sua utilização, devem ser observados os seguintes cuidados gerais:

- Manter a balança limpa;
- Não colocar os reagentes diretamente sobre o prato da balança;
- Os objetos a serem pesados devem estar limpos, secos e à temperatura ambiente;
- O operador não deve se apoiar na mesa em que a balança está colocada.

PROCEDIMENTOS

Procedimento 1: Medida de temperatura de ebulição da água

Materiais: Termômetro (1); béquer de 100 mL (1); bico de Bunsen (1), tela de amianto (1) e tripé de ferro (1) ou chapa aquecedora (1).

1- Descrever como se obtém a chama mais quente e a chama mais fria ou mais luminosa através da regulação correta dos controles do bico de gás. Chama quente: cor azul. Para se obter uma chama quente a passagem de ar deve estar aberta. Chama fria: avermelhada. A passagem de ar deve estar fechada. Luminosidade: para aumentar a luminosidade, deve-se liberar mais gás, por uma das válvulas, para que esse entre em combustão.

2- Adicione água destilada em um béquer e meça a temperatura de ebulição da água.

Procedimento 2: Calibração de uma pipeta volumétrica

Materiais: Termômetro (1); pipeta de 25 mL (1); balança analítica; água destilada; papel toalha.

Procedimento geral para uso da pipeta:

- Com o auxílio de um pipetador, faça a sucção até que o líquido ultrapasse o traço de aferição;
- Eleve a pipeta até que o traço de aferição fique na altura de seus olhos;
- Com a outra mão, segure o recipiente do qual está sendo retirado o líquido. Posicione-o de modo que a ponta da pipeta encoste na parede interna;
- Enxugue a superfície externa da pipeta;
- Escoe o líquido no recipiente de destino.

A aferição da pipeta é feita pela pesagem da quantidade de água que dela é escoada.

1- Pese um béquer de 100 mL vazio;

2- Pipete a água transferindo-a para o béquer e pese-o novamente;

3- Calcule a diferença entre as pesagens, obtendo assim a massa da água escoada pela pipeta;

$$m_{\text{água}} = m_{\text{béquer com água}} - m_{\text{béquer vazio}}$$

4- Repita os procedimentos de 1 a 3 mais duas vezes tomando o cuidado de secar o béquer entre as repetições;

5- Meça a temperatura da água usada na calibração e confira o valor tabelado de sua densidade, nesta temperatura. Conhecendo-se a massa de água escoada e a sua densidade na temperatura da experiência

(Tabela 1), calcule o volume da pipeta através da equação abaixo fazendo o cálculo para cada um dos volumes encontrados (V_1, V_2 e V_3);

$$V_{\text{pipeta}} = \frac{m_{\text{água}}}{d_{\text{água}}}$$

6- Utilize os valores de volume encontrados, para calcular o desvio padrão e compare com os limites de tolerância para a vidraria em questão, de acordo com a Tabela 2.

Tabela 1: Densidade da água de 15 a 29 °C.

T (°C)	d (g.mL ⁻¹)	T (°C)	d (g.mL ⁻¹)	T (°C)	d (g.mL ⁻¹)
15	0,9991	20	0,9982	25	0,9970
16	0,9989	21	0,9980	26	0,9968
17	0,9988	22	0,9978	27	0,9965
18	0,9986	23	0,9975	28	0,9962
19	0,9984	24	0,9973	29	0,9959

Tabela 2: Limites de tolerância para algumas vidrarias.

Capacidade (mL)	Limites de tolerância (mL)				
	Pipetas volumétricas	Pipetas graduadas	Buretas	Balões volumétricos	Provetas*
0,5	0,006	-----	-----	-----	-----
1	0,006	0,01	-----	0,01	-----
2	0,006	0,01	-----	0,015	-----
3	0,01	-----	-----	0,015	-----
4	0,01	-----	-----	0,02	-----
5	0,01	0,02	0,02	0,02	0,05
10	0,02	0,03	0,02	0,02	0,08
15	0,03	----	----	----	----
20	0,03	----	----	----	----
25	0,03	0,05	0,03	0,03	0,14
50	0,05	----	0,05	0,05	0,20
100	0,08	----	0,10	0,08	0,35
200	0,10	----	----	0,1	----

Procedimento 3: Densidade de líquidos:

Materiais e reagentes: Suporte universal (1); Termômetro (1); béquer de 50 mL (1); balança analítica; pipeta volumétrica de 25 mL (1); bureta de 50 mL (1) picnômetro de 50 mL (1); água destilada; papel toalha.

a) com o béquer

- 1- Pese um béquer de 50 mL em uma balança analítica e anote a massa exatamente até a quarta casa decimal ($m_{\text{béquer vazio}}$);
- 2- Meça 10 mL de água utilizando o próprio béquer;
- 3- Meça a temperatura da água;
- 4- Pese e anote a massa total do béquer com água ($m_{\text{béquer com água}}$);
- 5- Determine a massa da água transferida da seguinte forma ($m_{\text{água}}$):

$$m_{\text{água}} = m_{\text{béquer com água}} - m_{\text{béquer vazio}}$$

6- Repita o procedimento outras duas vezes e faça o cálculo para cada uma das massas encontradas (m_1 , m_2 e m_3);

7- Utilize os valores de massa encontrados para calcular a densidade da água. Calcule o desvio padrão para as três medidas de densidade (d_1 , d_2 e d_3).

b) **Com a bureta**

1- Pese um béquer de 50 mL em uma balança analítica e anote a massa exatamente até a quarta casa decimal ($m_{\text{béquer vazio}}$);

2- Meça 10 mL de água utilizando a bureta, e adicione ao béquer;

3- Meça a temperatura da água;

4- Pese e anote a massa total do béquer com água ($m_{\text{béquer com água}}$);

5- Determine a massa da água transferida ($m_{\text{água}}$);

6- Repita o procedimento duas vezes e faça o cálculo para cada uma das massas encontradas (m_1 , m_2 e m_3);

7- Utilize os valores de massa encontrados, para calcular a densidade da água. Calcule o desvio padrão para as três medidas de densidade (d_1 , d_2 e d_3).

Fórmulas:

Desvio Padrão

$$\sigma = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}{n - 1}}$$

ATIVIDADES

Atividades Pré-laboratório

- 1) Qual é a diferença conceitual entre: massa e peso; massa e densidade?
- 2) Analisando a tabela de variação da densidade da água com a temperatura qual é a relação entre essas propriedades?
- 3) Por que é necessária a calibração de equipamentos para medidas de temperatura, massa, volume entre outras medidas?

Atividades Pós-laboratório

- 1) Compare os valores de densidade obtidos, com os valores da tabela de densidade em função da temperatura;
- 2) Na faixa de temperatura na qual realizou-se o experimento, observamos uma variação linear da densidade da água em função da temperatura. Este comportamento é observado em qualquer temperatura? Justifique sua resposta.
- 3) Baseado nos valores de densidade da água obtidos pelas medidas com o béquer e com a bureta, discorra sobre a exatidão e precisão de cada um deles.

Referências bibliográficas

1. Brady, J.; Humiston, G. E., *Química Geral*, Vol. 1, 2ª ed., Cap. 1, Livros Técnicos e Científicos: Rio de Janeiro, 1986.
2. Baccan, N.; Andrade, J. C.; Godinho, O. E. S.; Barone, J. S., *Química Analítica Quantitativa Elementar*, Cap. 1, 2ª ed., Edgard Blücher: Campinas, 1985.
3. Vogel, A. I., et al, *Química Analítica Quantitativa*, Kapelusz: Buenos Aires, 1960.

EXPERIMENTO 2: REAÇÕES QUÍMICAS: EVIDÊNCIAS MACROSCÓPICAS

INTRODUÇÃO

A geração de conhecimento em Química é dependente de diferentes tipos de trabalho, tanto teórico como prático. Na atividade experimental prática, muitos fatores são determinantes para a obtenção de bons resultados na resolução dos problemas de interesse. É preciso, por exemplo, fazer a escolha certa do equipamento a ser utilizado, prepará-lo convenientemente para o uso (limpeza, aquecimento, calibração etc.), fazer uma leitura cuidadosa dos dados experimentais e a sua anotação correta e adequada para facilitar a sua interpretação como vimos no experimento 1.

O processo pelo qual espécies químicas transformam-se em outras diferentes é chamado de reação química. As espécies originais são chamadas reagentes e as que resultam após a reação são os produtos. Em uma reação de síntese, partimos de mais de um reagente e obtemos um único produto. Na reação de decomposição, obtemos mais de um produto a partir de um único reagente. Nas reações de simples troca ou deslocamento, uma substância simples reage com uma substância composta, deslocando desta última uma nova substância simples. Nas reações de dupla troca, dois reagentes permutam seus íons ou radicais entre si, dando origem a dois novos compostos. Nas reações de oxirredução ocorre a troca de elétrons entre as espécies reagentes. As espécies que cedem elétrons são redutoras, e as que recebem elétrons são oxidantes. As reações que liberam calor são denominadas de exotérmicas, já quando o calor é absorvido, a reação é classificada como endotérmica.

OBJETIVOS

- a) Identificar os diferentes tipos de reações Químicas;
- b) Classificar e equacionar reações.

MATERIAIS

- Estantes com tubos de ensaio;
- Pipetas de 1,0 mL, 5,0 mL e 10 mL;
- Pinça tesoura;
- Pinça madeira;
- Espátula;
- Béquer de 500 mL;
- Provetas de 50 mL e 10 mL;
- Termômetro;
- Bastão de vidro;
- Vidro de relógio;
- Tubo de vidro;
- Suporte universal.

REAGENTES

- Solução de cloreto de sódio $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$;
- Solução de iodeto de potássio $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$;
- Solução de brometo de potássio $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$;
- Solução de cloreto de ferro III 3 %;
- Solução de hidróxido de sódio 10 %;
- Solução de nitrato de prata 5 %;
- Solução de sulfato de cobre II 5 %;
- Solução de ácido clorídrico 1 mol.L^{-1} ;
- Solução de ácido sulfúrico diluído;
- Solução de tiocianato de amônio 5 %;
- Solução de amido;
- Solução de fenolftaleína 1%;
- Magnésio em fita;
- Fio de cobre;
- Palha de aço (lã de aço);
- Água oxigenada (10 volumes);
- Sódio metálico;
- Hidróxido de sódio (pastilha);
- Carbonato de cálcio;
- Cloreto de potássio.

PROCEDIMENTOS

1- Coloque em um tubo de ensaio 10 gotas de solução de sulfato de cobre II. Introduzir uma pequena porção de palha de aço, de forma que a mesma fique totalmente imersa na solução. Observe e anote o que ocorre. Equacione e classifique a reação.

2- **(DEMONSTRATIVO, CAPELA)** Coloque água em um Béquer de 500 mL e adicione algumas gotas de fenolftaleína. Adicione o menor pedaço possível de sódio metálico. Observe e anote o que acontece. Equacione e classifique a reação. Obs.: o sódio metálico que não foi utilizado deve ser descartado reagindo-o com etanol em um Béquer.

3- Em um tubo de ensaio, adicione cerca de 10 gotas de solução de cloreto de sódio. Em seguida, 10 gotas de solução de brometo de Potássio. Observe e anote.

4- Coloque em um tubo de ensaio 10 gotas de solução de cloreto de ferro III e adicione, a seguir, 20 gotas de solução de hidróxido de sódio 10 %. Observe se houve formação de um precipitado. Caso contrário, adicione um pouco mais de base. Equacione e classifique a reação. Indique qual é o composto praticamente insolúvel em água formado.

5- Leve um pequeno fragmento de magnésio seguro por uma pinça tesoura (não use pinça de madeira) à chama do bico de Bunsen. (Muito cuidado ao observar, a luz emitida pode prejudicar a vista). Observe e anote. Transfira o produto para um tubo de ensaio, adicione 10 mL de água destilada e agite com bastão

de vidro para homogeneizar. Adicione 2 gotas de solução de fenolftaleína. Observe e anote. Equacione e classifique as reações ocorridas.

6- Em um tubo de ensaio contendo cerca de 10 gotas de solução de nitrato de prata, mergulhar cerca de 1 cm de fio de cobre. Continue a prática e observar após cinco minutos. Anote. Equacione e classifique a reação.

7- Coloque em um tubo de ensaio, uma ponta de espátula de carbonato de cálcio. Adicione 10 gotas de ácido clorídrico 1 mol.L⁻¹. Observe e anote. Equacione e classifique a reação.

8- Coloque 5 gotas de solução de cloreto de ferro III em um tubo de ensaio. Adicione 5 gotas de solução de tiocianato de amônio. Agite e observe. Equacione e classifique a reação.

9- Coloque 5 gotas de solução de iodeto de potássio em um tubo de ensaio. Adicione 5 gotas de ácido sulfúrico diluído. Agite. Adicione 5 gotas de água oxigenada e agite novamente. Coloque 2 gotas de uma solução de amido. Observe e anote. Equacione e classifique a reação.

10- Dissolva uma pastilha de hidróxido de sódio em 30 gotas de água destilada. Anote as temperaturas da água antes e após a dissolução.

11- Dissolva pequena quantidade (ponta de espátula) de cloreto de potássio em 10 gotas de água destilada. Anote as temperaturas da água antes e após a dissolução.

ATIVIDADES

Atividades Pré-laboratório

- 1) Quais são as observações visuais que indicam a ocorrência de uma reação química?
- 2) Qual é o composto que deve ser formado na reação entre uma solução de cloreto de ferro III e a solução de hidróxido de sódio? Justifique sua resposta com base em tabelas de solubilidade.
- 3) Classifique a reação entre nitrato de prata e o fio de cobre.
- 4) Escreva um exemplo de reação que libera gás.
- 5) Como você poderia identificar uma solução que contém íons Fe³⁺?

Atividades Pós-laboratório

- 1) Em alguma das etapas anteriores, deixou de ocorrer uma reação química? Explique.
- 2) Com relação à etapa 1:
 - a) Por que houve descolorimento da solução?
 - b) A reação observada poderia ocorrer no sentido inverso? Justifique.
- 3) Com relação à etapa 4:
 - a) Qual é a fórmula e o nome do composto praticamente insolúvel formado?
 - b) Escreva a equação da reação que se processou e classifique-a.
- 4) Com relação à etapa 5:
 - a) Com que substância combinou-se o magnésio?
 - b) Qual é a fórmula e o nome da substância branca que se forma nessa combinação?
 - c) Após a diluição com água destilada do produto formado e adição da fenolftaleína o que aconteceu? Por que?

- d) Escreva a equação da reação observada e classifique-a.
- 5) Com relação à etapa 6:
- a) Qual é a substância que se formou sobre o cobre?
 - b) Porque a solução que era incolor tornou-se azul?
 - c) Escreva a equação da reação e classifique-a.
- 6) Com relação à etapa 7:
- a) Quais são o nome e a fórmula do gás formado?
 - b) Escreva a equação da reação e classifique-a.
 - c) Por que o H_2CO_3 não aparece no produto da equação?
- 7) Com relação à etapa 8:
- a) Quais são o nome e a fórmula do produto formado?
 - b) Escreva a equação da reação e classifique-a.
- 8) Com relação à etapa 9:
- a) Escreva a equação da reação entre iodeto de potássio, ácido sulfúrico e água oxigenada, indicando os números de oxidação de todos os átomos dos elementos participantes.
 - b) Qual é a substância oxidante e qual é o redutor?
 - c) Por que se adiciona 2 gotas de solução de amido ao produto formado? O que aconteceu? Explique.
- 9) Com relação à etapa 10:
- a) Houve aumento ou diminuição da temperatura?
 - b) A diluição do hidróxido de sódio é um processo endotérmico? Explique.
- 10) Com relação à etapa 11, responda:
- a) Houve aumento ou diminuição da temperatura?
 - b) A diluição do cloreto de potássio é um processo endotérmico ou exotérmico? Explique.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

1. Vogel, A. I., *Química Analítica Qualitativa*, Mestre Jou: São Paulo, 1981.
2. Swift, E. H.; Schaefer, W. P., *Qualitative Elemental Analysis*, W. H. Freeman and Co.: São Francisco, 1962.

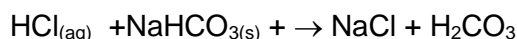
INTRODUÇÃO

LEIS PONDERAIS DAS COMBINAÇÕES QUÍMICAS

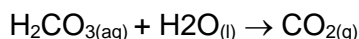
Estequiometria (do grego *stoicheon*, elemento e *metron*, medida), foi introduzida por Richter em 1792, e refere-se às medidas dos elementos químicos nas substâncias. A estequiometria compreende as informações quantitativas relacionadas a fórmulas e equações químicas e está baseada nas leis ponderais, principalmente na lei da conservação das massas e na lei das proporções fixas (ou definidas). A lei da conservação das massas (Lavoisier, 1785) pode ser enunciada como “a soma das massas dos reagentes é sempre igual à soma das massas dos produtos”. Já a lei das proporções fixas (Proust, 1799) pode ser enunciada como “uma substância, qualquer que seja sua origem, apresenta sempre a mesma composição em massa”.

As leis ponderais, importantes para o estabelecimento da química como ciência, estão subjacentes à teoria atômica de Dalton, que é a base da explicação das relações ponderais nas reações químicas. Por meio de cálculos estequiométricos, podem-se calcular as quantidades de substâncias que participam de uma reação química a partir das quantidades de outras substâncias. Neste experimento será calculado o teor de bicarbonato de sódio (NaHCO_3) em uma capsula de antiácido a partir da massa de dióxido de carbono (CO_2) produzido na efervescência.

Existem algumas bases além do OH^- que reagem com o H^+ para formar compostos moleculares. Uma delas é o íon carbonato. Esse íon reage com ácidos para formar gases que tem baixa solubilidade em água. Os carbonatos e bicarbonatos reagem com ácidos para formar ácido CO_2 . A reação de CO_3^{2-} ou HCO_3^- com um ácido produz primeiro ácido carbônico (H_2CO_3). Por exemplo, quando o ácido clorídrico é adicionado ao bicarbonato de sódio, ocorre a seguinte reação:



O ácido carbônico é instável; se presente em solução em concentrações suficientes, descompõem-se para formar CO_2 , que escapa da solução como um gás.

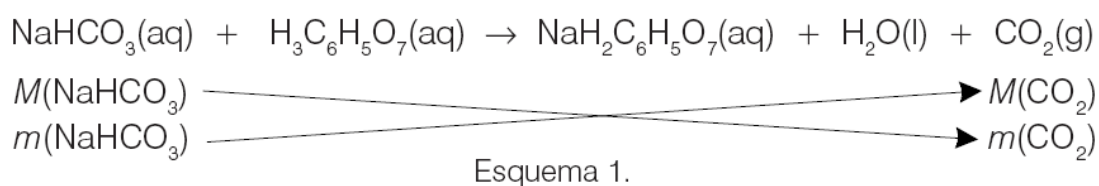


A massa de dióxido de carbono produzido — $m(\text{CO}_2)$ — será calculada subtraindo-se a massa final (m_f) da massa inicial (m_i):

$$m(\text{CO}_2) = m_i - m_f$$

O cálculo da massa de bicarbonato de sódio contida em cada capsula- $m(\text{NaHCO}_3)$, é o objetivo deste experimento, para tanto, será efetuado aplicando-se uma regra de três entre as quantidades

estequiométricas da reação do bicarbonato de sódio com a solução acidificada e os dados experimentais, como mostra o esquema 1.



De onde resulta:

$$m(\text{NaHCO}_3) = \frac{m(\text{CO}_2) \cdot M(\text{NaHCO}_3)}{M(\text{CO}_2)}$$

onde $M(\text{NaHCO}_3)$ e $M(\text{CO}_2)$ são as massas molares do NaHCO_3 e do CO_2 .

OBJETIVOS

Estudar a decomposição do bicarbonato de sódio e estabelecer a relação estequiométrica a partir da liberação do $\text{CO}_2(\text{g})$.

MATERIAL E REAGENTES

- 01 cápsula de que contenha bicarbonato de sódio (NaHCO_3). Esta deve ser preparada no dia do experimento com capsulas gelatinosas e bicarbonato de sódio (não pode conter carbonato de sódio, Na_2CO_3);
- Solução de ácido clorídrico $1,0 \text{ mol L}^{-1}$
- 01 bequer de forma alta de 50 mL;
- 01 Proveta de 50 mL;
- Balança Analítica;
- Água destilada;

PROCEDIMENTO

Com auxílio de uma proveta coloque 20 mL de $\text{HCl } 1,0 \text{ mol L}^{-1}$ no béquer. Pese o conjunto béquer + água + cápsula e anote a massa, que será denominada como massa inicial (m_i). A seguir coloque a cápsula dentro do béquer contendo a água acidificada. Aguarde o final da efervescência e pese novamente o conjunto e anote essa massa.

CALCULAR.

- a) Massa inicial; b) Massa final; c) Massa de CO_2 e d) $m(\text{NaHCO}_3)$
- b) Verificar com o docente a quantidade de bicarbonato de sódio (NaHCO_3) contida em cada cápsula e se os valores obtidos experimentalmente são equivalentes aos valores reais.

ATIVIDADES

Pré-laboratório

- 1) De que maneira a perda de material pode influenciar no resultado?
- 2) Por que o comprimido não pode conter carbonato de sódio (Na_2CO_3)?

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Cazzaro F. Química Nova na Escola. Experimento de Estequiometria nº 10, novembro 1999.

EXPERIMENTO 4: PREPARO E PADRONIZAÇÃO DE SOLUÇÕES

INTRODUÇÃO

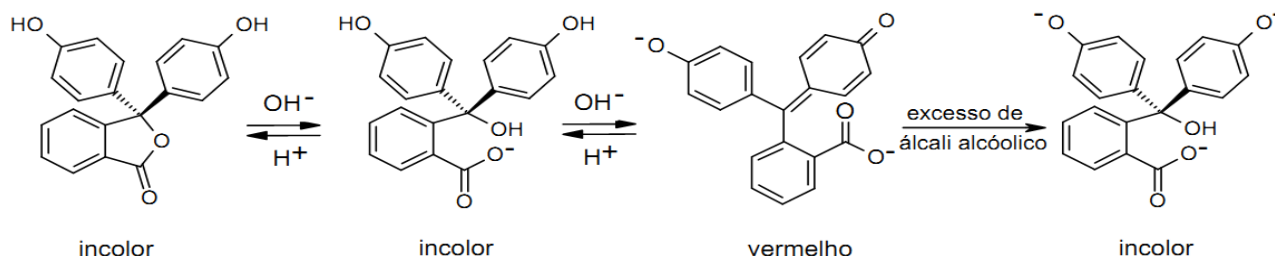
Uma solução é uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias. Os componentes que formam uma solução são normalmente nomeados como solvente e soluto. O solvente tem a capacidade de dissolver os demais componentes, enquanto o componente que existir em menor quantidade e que se encontra dissolvido no solvente é chamado de soluto.

A composição de uma solução é expressa pelas quantidades de solvente e de soluto. Muitas unidades de concentração podem ser usadas, tais como: fração molar, porcentagem em massa ou volume e concentração molar ou molaridade. Esta última indica o número de mol de soluto adicionado ao solvente em quantidade suficiente para completar um litro de solução. Qualquer substância que forme um sistema homogêneo com a água será considerada uma solução aquosa.

No preparo de soluções deve-se obedecer à seguinte sequência:

- Medir a massa ou volume do soluto correspondente;
- Dissolver o soluto (se sólido), em um béquer, usando pequena quantidade do solvente;
- Transferir, quantitativamente, para um balão volumétrico;
- Completar o volume com solvente;
- Homogeneizar a solução;
- Padronizar a solução preparada, quando necessário;
- Guardar as soluções em recipientes adequados e rotulados.

Muitas vezes nos deparamos no laboratório com soluções que não estão rotuladas, então seus componentes e/ou concentração são desconhecidos. Um modo simples de saber ou comprovar se uma solução é ácida, básica, ou neutra é através de indicadores, tais como, papel de tornassol ou fenolftaleína. O papel de tornassol azul adquire a cor vermelha quando em contato com meio ácido e o papel de tornassol vermelho se torna azul quando em contato com meio básico. A solução alcoólica de fenolftaleína permanece incolor em meio ácido e em meio básico adquire a coloração rosa de acordo com a reação abaixo:



Esquema 1: Estruturas da fenolftaleína em meios ácido e básico.

Para se determinar a concentração de soluções geralmente se procede a análise volumétrica. Esta análise consiste na determinação quantitativa da concentração desconhecida de uma solução através da execução de uma reação química com outra solução de concentração conhecida. Esta última é chamada de solução padrão.

A análise volumétrica é comumente denominada de titulação. Nesta, uma solução é adicionada (titulante) sobre a outra (titulado) usando uma bureta. Além disso, deve-se possuir um fator macroscópico que determine que a reação terminou. Essa mudança, que normalmente é de coloração, pode ser ocasionada por um produto da reação entre o titulante e o titulado, ou então pelo auxílio coadjuvante de um indicador. Em uma titulação ideal, o ponto final da titulação coincide com o ponto final estequiométrico ou teórico.

O indicador e as condições experimentais devem ser selecionados de modo que a diferença entre o ponto final visual e o ponto de equivalência seja a menor possível. Para ser empregada em análise volumétrica, uma reação deve satisfazer as seguintes condições:

- a) Deve ocorrer uma reação simples que possa ser expressa por uma equação química; a substância, a ser determinada deverá reagir completamente com o reagente em proporções estequiométricas.
- b) A reação deve ser praticamente instantânea ou proceder com grande velocidade. (A maioria das reações iônicas satisfaz esta condição). Em alguns casos, a adição de um catalisador aumenta a velocidade da reação.
- c) Deve haver uma mudança de energia livre marcante conduzindo a alteração de alguma propriedade física ou química da solução no ponto de equivalência.
- d) Deve haver um indicador que, por suas mudanças de propriedades físicas (cor ou formação de precipitado) defina nitidamente o ponto final da reação. Se não houver um indicador visível para a identificação do ponto de equivalência, devem-se usar métodos instrumentais.

Uma reação de titulação que envolva a reação de neutralização ácido-base é cotidianamente realizada em laboratórios para padronizar (determinar a concentração) de soluções de ácidos e bases. A fenolftaleína, apresentada no Esquema 1, é um indicador comumente usado para titulações envolvendo ácido forte e base forte. Se nenhuma das duas soluções (ácido ou base) tem sua concentração conhecida, então usa-se um padrão primário. Para estes tipos de reações, um padrão primário comum é o hidrogenoftalato de potássio, ou biftalato de potássio, $\text{KH}(\text{C}_8\text{H}_4\text{O}_4)$, é usado para determinar a concentração de uma solução básica.

Uma solução padrão primária é preparada por medidas diretas de massa do soluto e do volume total da solução. O termo padrão primário refere-se à própria substância com a qual pode ser feita uma solução padrão primária.

Os requisitos básicos para que uma substância seja considerada padrão primário são:

- a) deve ser obtida pura;
- b) deve ser estável na forma pura e em solução;
- c) deve ser facilmente secada e não higroscópica;
- d) deve ser solúvel em solvente adequado;
- e) deve ser capaz de reagir estequiometricamente com uma solução a ser padronizada ou com uma substância a ser analisada;
- f) deve ter massa molecular alta, de forma que quando a solução é preparada a quantidade de massa medida seja suficientemente grande para minimizar os erros da medida de massa.

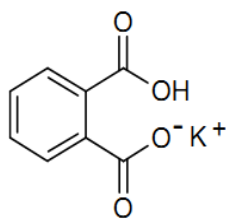


Figura 1: Estrutura do biftalato de potássio: padrão para padronização de soluções básicas.

OBJETIVOS

Preparar soluções, determinar de forma qualitativa o valor de pH e utilizar o método de análise volumétrica (titulação) para determinar a concentração exata em quantidade de matéria das soluções preparadas.

MATERIAIS

- Balança;
- Balão volumétrico de 100 mL;
- Balão volumétrico de 250 mL;
- Barra magnética;
- Bastão de vidro;
- Béquer de 100 mL;
- Béquer de 50 mL;
- Bureta de 50 mL;
- Erlenmeyer de 250 mL (3);
- Espátula de porcelana;
- Estante para tubos de ensaio;
- Estante para tubos de ensaio;
- Funil pequeno de colo curto;
- Papel de tornassol azul;
- Papel de tornassol vermelho;
- Papel indicador de pH;
- Pipeta graduada de 5 mL;
- Pipeta volumétrica de 10 mL;
- Suporte para bureta;
- Tubos de ensaio;
- Vidro de relógio.

REAGENTES

- NaOH sólido;
- HCl (concentrado);
- Solução alcoólica de fenolftaleína 1 % m.v⁻¹;
- Hidrogenoftalato de potássio (biftalato de potássio) sólido.

PROCEDIMENTOS

Obs.: utilize todas as casas decimais das massas atômicas para os cálculos das massas moleculares.

Procedimento 1: Preparo de 250 mL de solução 0,10 mol L⁻¹ de NaOH

- 1- Meça, acuradamente, a massa calculada de NaOH (atividade pré-laboratório), usando para isto uma espátula e um vidro de relógio;
- 2- Coloque o NaOH pesado em um Béquer de 100 mL, contendo cerca de 50 mL de água destilada e dissolva com o auxílio de um bastão de vidro;

- 3- Transfira *quantitativamente* esta solução para um balão volumétrico de 250 mL;
- 4- Mantenha a temperatura igual a do ambiente, com resfriamento e agitação constantes;
- 5- Complete o volume da solução até o menisco da referência;
- 6- Agite o balão volumétrico para homogeneizar a solução.

Observação Qualitativa do pH: Adicione, em tubo de ensaio ou Béquer, uma pequena quantidade da solução preparada. Mergulhe a ponta de um papel de tornassol vermelho na solução. Observe e anote o resultado. Meça o pH da solução usando um papel indicador universal e compare com o resultado obtido com os cálculos teóricos. Adicione 2 gotas da solução alcoólica de fenolftaleína. Observe e anote o resultado. Guarde a outra parte da solução de NaOH em um frasco destinado especialmente para isto.

Procedimento 2: Preparo de 100 mL de solução 0,10 mol L⁻¹ de HCl

- 1- Calcule o volume de HCl concentrado necessário para preparar a solução (consulte os dados no rótulo do frasco);
- 2- Coloque aproximadamente 30 mL de água destilada em um balão de 100 mL;
- 3- Transfira o ácido clorídrico concentrado com o auxílio de uma pipeta graduada de 5 mL (na capela) para o balão volumétrico de 100 mL já contendo água destilada;
- 4- Adicione aos poucos água destilada para completar o volume da solução até o menisco da referência;
- 5- Agite o balão volumétrico para homogeneizar a solução.

Observação Qualitativa do pH: Transfira uma pequena quantidade (3 mL) da solução de HCl para um Béquer ou tubo de ensaio. Mergulhe a ponta de um papel de tornassol azul na solução. Observe e anote o resultado. Meça o pH da solução usando um papel indicador universal e compare com o resultado obtido com os cálculos teóricos. Adicione 2 gotas da solução alcoólica de fenolftaleína. Observe e anote o resultado. Guarde a solução de HCl em um frasco destinado especialmente para isto.

Procedimento 3: Padronização da solução de NaOH

- 1- Lave a bureta com água destilada e faça ambiente (lavar duas vezes com pequenas porções (3 mL cada da solução de NaOH). Despreze a solução das lavagens;
- 2- Prenda a bureta em suporte apropriado;
- 3- Com o auxílio do funil de colo curto, encha a bureta com a solução de NaOH até um pouco acima do traço que indica zero mililitros;
- 4- Retire bolhas de ar que possam ter ficado no bico da bureta ou aderidas as suas paredes internas;
- 5- Abra a torneira da bureta, deixe escoar a solução até que a parte inferior do menisco coincida com zero mL;
- 6- Meça na balança, acuradamente em um Erlenmeyer, 0,3500-0,4000 g de hidrogenoftalato de potássio previamente seco;
- 7- Adicione cerca de 25 mL de água e 3 gotas de solução alcoólica de fenolftaleína;

- 9- Deixe escoar lentamente a solução da bureta sobre a solução do Erlenmeyer agitando-o sempre até que persista a coloração levemente rósea;
- 10- Anote o volume da solução de NaOH adicionado;
- 11- Repita mais duas vezes a titulação;
- 12- Tire a média dos volumes da solução de NaOH gastos. Estes volumes não devem diferir de mais de 0,1 mL. Se as diferenças forem maiores que este valor repita as titulações;
- 13- Com os dados obtidos, calcule a concentração, em quantidade de matéria, da solução de NaOH;
- 14- Calcule o fator de correção.

Procedimento 4: Padronização da solução de HCl

- 1- Com o auxílio do funil de colo curto, encha a bureta com a solução de NaOH até um pouco acima do traço que indica zero mililitros;
- 2- Retire bolhas de ar que possam ter ficado no bico da bureta ou aderidas as suas paredes internas;
- 3- Abra a torneira da bureta, deixe escoar a solução até que a parte inferior do menisco coincida com zero mL;
- 4- Coloque em um Béquer de 50 mL uma pequena porção da solução de HCl e com esta solução ambiente uma pipeta de 10 mL;
- 5- Pipete 10,0 mL da solução padrão com a pipeta ambientada e transfira para um Erlenmeyer de 250 mL;
- 6- Adicione à solução do Erlenmeyer 3 gotas da solução alcoólica de fenolftaleína e agite;
- 7- Deixe escoar lentamente a solução da bureta sobre a solução do Erlenmeyer agitando-o sempre até que persista a coloração levemente rósea;
- 8- Anote o volume da solução de NaOH adicionado;
- 9- Repita duas vezes a titulação;
- 10- Tire a média dos volumes da solução de NaOH gastos. Estes volumes não devem diferir de mais de 0,1 mL. Se as diferenças forem maiores que este valor repita as titulações;
- 11- Com os dados obtidos, calcule a concentração, em quantidade de matéria, da solução de HCl;
- 12- Calcule o fator de correção.

ATIVIDADES

Atividades Pré-laboratório

- 1) Calcule a massa de NaOH necessária para preparar 250 mL de solução $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ de NaOH. Você utilizará essa massa para a solução que será preparada na aula experimental.
- 2) Na determinação da concentração de HCl por titulação com NaOH, qual é o titulante e qual substância é classificada como analito ou titulado?
- 3) Qual é o volume de NaOH que você espera gastar na titulação com a solução de HCl $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$?
- 4) O que é o ponto de equivalência em uma titulação?

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

1. Trindade, D. F.; Oliveira, F. P.; Banuth, G. S.; Bispo, J. G., *Química Básica Experimental*, Parma Ltda: São Paulo, 1981.
2. Giesbrecht, E., *Experiências de Química, Técnicas e Conceitos Básicos – PEQ – Projetos de Ensino de Química*, Moderna - Universidade de São Paulo: São Paulo, 1979.

EXPERIMENTO 5:

DETERMINAÇÃO DA MASSA MOLAR DO MAGNÉSIO

INTRODUÇÃO

A massa dos elementos é um dado extremamente importante utilizado em química e que é encontrado direto na tabela periódica. Atualmente, existem técnicas sofisticadas para determinar com precisão as massas dos átomos. A do átomo de hidrogênio, por exemplo, é $1,6735559 \cdot 10^{-24}$ g. Como a massa de um átomo é muito pequena foi estabelecido que estes valores fossem tabelados de forma relativa a uma referência, para todos os elementos. A escolha foi o isótopo mais estável do átomo carbono que possui número de massa igual a 12. Assim, uma *unidade de massa atômica*, *uma*, é definida como sendo 1/12 da massa de um átomo de ^{12}C , que é igual a $1,6606 \cdot 10^{-24}$ g/u.

Em geral, os átomos de um dado elemento ocorrem na natureza como isótopos então, a massa atômica de um dado elemento é na realidade a média ponderada das massas atômicas dos isótopos, levando-se em consideração sua abundância isotópica. Estas são as massas atômicas que são encontradas na tabela periódica.

No mundo atômico as quantidades de substâncias são mensuradas pela grandeza do *mol*. O *mol* é uma unidade que representa um conjunto, como uma dúzia, uma centena. O tamanho de um mol é escolhido de tal forma que 1 mol de átomos do mesmo elemento, a massa desse mol tem um valor numérico em gramas que é o mesmo valor da massa atômica do elemento. Em outras palavras, um mol de átomos de hidrogênio, tem uma massa atômica igual a 1,0078 g. Avogadro determinou que o tamanho desse conjunto que é o *mol* é $6,022 \times 10^{23}$ e por isso esse número é denominado número de Avogadro. Então, um mol de átomos de hidrogênio, correspondem a $6,022 \times 10^{23}$ átomos de hidrogênio que perfazem a massa total de 1,0078 g. Por isso, quando determinamos a massa em gramas de elementos determinamos sua massa molar, ou em g/mol.

OBJETIVO

Determinar a massa molar do magnésio a partir de sua reação com o ácido clorídrico concentrado.

MATERIAIS

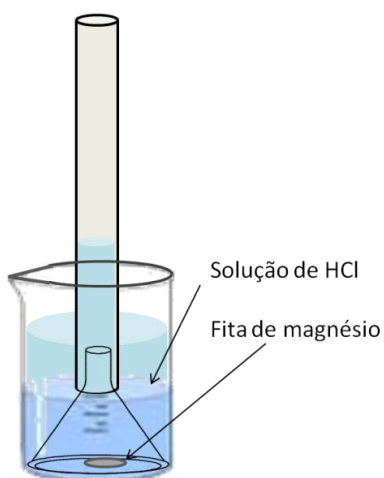
- | | |
|--------------------------------|---------------------|
| ▪ Balança; | ▪ Pinça metálica; |
| ▪ Proveta graduada de 100 mL; | ▪ Vidro de relógio; |
| ▪ Pipeta volumétrica de 10 mL; | ▪ Funil sem colo; |
| ▪ Pipetador; | ▪ Termômetro. |
| ▪ Béquer de 1000 mL; | |

REAGENTES

- Magnésio em fita;
- HCl concentrado.

PROCEDIMENTO

- 1- certifique-se de que a fita de magnésio esteja limpa, seca e homogênea. Caso seja necessário, lixe a superfície e limpe com HCl 0,01 - 0,1 mol.L⁻¹;
- 2- meça, acuradamente, a massa de um pedaço de fita de magnésio (aprox. 50 mg) com o auxílio de uma pinça;
- 3- coloque a fita no fundo do Béquer e faça a montagem com o funil e o tubo graduado de acordo com o esquema abaixo. Encha a proveta de 100 mL com água. Certifique-se de que não há bolhas de ar na proveta;



- 4- adicione inicialmente 10 mL de HCl concentrado com o auxílio da pipeta volumétrica e do pipetador. Observação: adicionar o ácido o mais próximo possível do fundo do béquer;
- 5- observe a reação e meça a temperatura da solução no Béquer;
- 6- meça o volume de gás formado;
- 7- anote a temperatura e pressão ambientes;
- 8- subtraia da pressão total, a pressão ambiente e a pressão exercida pelo vapor d'água.

TABELA 1: VARIAÇÃO DA PRESSÃO DE VAPOR DE ÁGUA EM RELAÇÃO À TEMPERATURA.

Temperatura (°C)	Pressão (mmHg)	Temperatura (°C)	Pressão (mmHg)
15	12,788	23	21,068
16	13,634	24	22,377
17	14,530	25	23,756
18	15,477	26	25,209
19	16,477	27	26,739
20	17,535	28	28,349
21	18,650	29	30,043
22	19,827	30	31,824

9- calcule o valor da massa molar do magnésio, utilizando a equação de Clausius-Clapeyron. *Observação: Se houver vazamento de gás durante a reação, ela deve ser repetida.*

ATIVIDADES

Atividade Pré-laboratório

- 1- Escreva a reação química que acontece no experimento.
- 2- Por que é importante descontar a pressão de vapor da água da pressão ambiente?

Atividade Pós-laboratório

- 1- Como os resultados seriam afetados se os seguintes erros ocorressem:
 - a) A pressão de vapor da água não fosse descontada.
 - b) O início da reação ocorresse antes da introdução da fita de magnésio no tubo.
 - c) A fita de magnésio com impurezas que não reagissem com o ácido clorídrico.
 - d) A fita de magnésio estivesse recoberta por uma película de óxido de magnésio.
- 2- Qual é o erro percentual na determinação experimental da massa molar do magnésio?

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- 1- Trindade, D. F.; Oliveira, F. P.; Banuth, G. S.; Bispo, J. G., Química Básica Experimental, Parma Ltda: São Paulo, 1981.
- 2- Russel, J. B., Química Geral, Vol.1, 2ª Ed., Makron Books Editora Ltda: São Paulo, 1994.

EXPERIMENTO 6:

O CICLO DO COBRE

INTRODUÇÃO

Neste experimento tanto o reagente inicial quanto o produto final terão cobre em sua composição. Várias reações químicas serão realizadas tais como reações ácido-base, de oxirredução, decomposição e precipitação, podendo ser facilmente observadas.

OBJETIVOS

Compreender as reações em cadeia que fazem parte do ciclo do cobre.

MATERIAIS

- Balança;
- Placa de aquecimento com agitação;
- Barra magnética;
- Pipetador;
- Pipeta graduada de 5 mL;
- Pipeta graduada de 10 mL;
- Proveta de 100 mL (2);
- Béquer de 250 mL (3);
- Cápsula de porcelana;
- Espátula;
- Termômetro;
- Funil analítico;
- Papéis de filtro.

REAGENTES

- Fio de cobre (aproximadamente 1,0 g);
- Zn (metálico);
- NaOH 3,0 mol.L⁻¹;
- HNO₃ concentrado;
- H₂SO₄ 6,0 mol.L⁻¹;
- HCl concentrado;
- Acetona.

PROCEDIMENTO

Obs: a maior parte deste procedimento será realizada na capela.

- 1- Meça a massa (aproximadamente 1,0 g) de fio de cobre lixado e transfira para um Béquer de 250 mL;
- 2- Adicione 4,0 mL de HNO₃ concentrado. Aguardar o final da reação. *Fazer esta etapa em capela*;
- 3- Adicione ao Béquer 100 mL de água destilada. Em seguida, coloque 30,0 mL de NaOH 3,0 mol.L⁻¹;
- 4- Coloque o Béquer na placa de aquecimento com agitação. Aguarde até que se observe uma transformação de cor;
- 5- Prepare o funil analítico usando papel de filtro. Filtre o precipitado formado na etapa anterior e lave-o com 200 mL de água destilada quente. Recolha o filtrado em outro Béquer;
- 6- Transfira o sólido para um Béquer de 250 ml e adicione 15,0 ml de H₂SO₄ 6,0 mol.L⁻¹;
- 7- Imediatamente adicione 2,0 g de Zn. Agite eventualmente. Faça esta operação em uma capela. Cuidado com esta operação;

- 8- Aguarde a decantação do sólido formado e adicione 10,0 mL de HCl concentrado. *Fazer esta operação na capela;*
- 9- Prepare o funil analítico usando papel de filtro. Filtre o sólido formado na etapa anterior e lave com água destilada. Em seguida, lave o sólido com 10,0 mL de acetona. Recolha o filtrado em outro Béquer. *Faça esta operação na capela.*
- 10- Transfira o sólido para uma cápsula de porcelana e deixar secar completamente usando uma chapa de aquecimento.
- 11- Aguarde o resfriamento da cápsula e pese o sólido formado.

ATIVIDADES

Atividade Pré-laboratório

Faça o fluxograma relacionado ao procedimento experimental. Se julgar necessário, o procedimento pode ser dividido em vários fluxogramas menores. Quando houver separações, resalte bem os fluxos de matéria em cada processo. Procure na literatura informações sobre as propriedades de cada um dos reagentes envolvidos na série de reações.

Atividade Pós-laboratório

- 1) Descreva o que você observou quando estava executando as etapas 1, 2 e 3 do procedimento experimental. Escreva as reações químicas completas. Que tipos de reações ocorreram?
- 2) Quantas fases estão presentes no interior do béquer no final da etapa 3?
- 3) Descreva abaixo o que você observou durante a realização da etapa 5 do Procedimento Experimental. Escreva a reação química correspondente.
- 4) Calcule a quantidade de matéria de Zn e de HCl.
- 5) Calcule o rendimento do processo na obtenção de cobre: $100 \times m_{\text{Cu}} / m_{\text{fio cobre}}$.
- 6) Pesquise sobre a pureza do fio de cobre utilizado em instalações elétricas.
- 7) O que você acha da pureza do produto final deste experimento?

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- 1- Condike, George F., Near 100 % Student Yields with the "Cycle of Copper Reactions" Experiment, *Journal of Chemical Education*, 52(9), 615, 1975;
- 2- Todd, D e Hobey, W.D. An Improvement in the Classical Copper Cycle Experiment, *Journal of Chemical Education*, 62(2), 177, 1985.

EXPERIMENTO 7:

CINÉTICA QUÍMICA

INTRODUÇÃO

A cinética química trata do estudo das velocidades das reações químicas. Enquanto algumas reações se processam muito rapidamente, outras são mais lentas. Geralmente, os processos que envolvem íons ocorrem rapidamente e os que envolvem moléculas ou grupos ligados covalentemente levam mais tempo para ocorrer. Os principais fatores que controlam a velocidade de uma reação química são: a natureza dos reagentes e produtos, a concentração das espécies reagentes, a temperatura, a superfície de contato, a presença de catalisadores. O aumento da concentração dos reagentes e da temperatura aumenta a possibilidade de colisões entre as moléculas, aumentando a velocidade da reação.

OBJETIVOS

Observar os efeitos da concentração dos reagentes, da temperatura, da superfície de contato e do catalisador sobre a velocidade de uma reação química.

MATERIAIS

- Tubos de ensaio grandes (8);
- Pipeta graduada 10 mL (2);
- Pipeta volumétrica 10 mL (1);
- Pipeta volumétrica 3 mL (1);
- Pipeta graduada 2 mL (2);
- Pipeta graduada 5 mL (1);
- Béquer 50 mL (2);
- Béquer 25 mL (2);
- Béquer 250 mL (1);
- Estante para tubos de ensaio;
- Cronômetro;
- Pinça de madeira.

REAGENTES

- KIO_3 0,02 mol.L⁻¹;
- NaHSO_3 0,01 mol.L⁻¹;
- MnSO_4 0,05 mol.L⁻¹;
- $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (ácido oxálico) 0,05 mol.L⁻¹;
- H_2SO_4 0,5 e 0,05 mol.L⁻¹;
- KMnO_4 0,01 mol.L⁻¹.

PROCEDIMENTOS

Procedimento 1: Efeito da concentração

1- Em 5 tubos de ensaio, numerados de 1 a 5, adicione, seguindo a ordem: KIO_3 , H_2O e NaHSO_3 , conforme a Tabela 1.

Obs: é importante agitar os tubos após a mistura com a água.

2. Marque o tempo zero no momento em que a solução de NaHSO_3 é adicionada e o tempo final no momento do aparecimento da coloração laranja. Use um fundo branco para facilitar a visualização.

Tabela 1: Protocolo para verificação do efeito da concentração na velocidade de uma reação.

Tubo	KIO ₃ (mL)	H ₂ O (mL)	NaHSO ₃ (mL)	tempo obs. (s)
01	10	0	10	
02	8	2	10	
03	6	4	10	
04	4	6	10	
05	2	8	10	

Procedimento 2: Efeitos da temperatura e adição de catalisador

1- Em 3 tubos de ensaio numerados 6, 7 e 8, coloque 3 mL de solução de H₂SO₄ 0,05 mol.L⁻¹ e 2 mL de solução de H₂C₂O₄ 0,05 mol.L⁻¹.

2- Ao tubo 6 adicione 2 mL de solução de KMnO₄ 0,01 mol.L⁻¹ e anote o tempo em que a reação se processa.

3- Ao tubo 7 adicione 2 mL de solução de KMnO₄ 0,01 mol.L⁻¹ e coloque imediatamente em banho-maria. Anote o tempo em que a reação se processa.

4- Ao tubo 8 adicione 2 mL de solução de KMnO₄ 0,01 mol.L⁻¹ e 2 mL de solução de MnSO₄ 0,05 mol.L⁻¹. Anote o tempo.

Obs: A reação terá se completado quando a cor violeta, do permanganato, desaparecer, ou seja, ficar incolor. Neste ponto deverá ser anotado o tempo final de reação.

Tabela 2: Protocolo para verificação do efeito da temperatura e do catalisador na velocidade da reação.

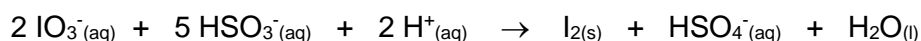
Tubo	H ₂ SO ₄ (mL)	H ₂ C ₂ O ₄ (mL)	KMnO ₄ (mL)	MnSO ₄ (mL)	tempo obs. (s)
06	3	2	2	-	
07*	3	2	2	-	
08	3	2	2	2	

*Tubo deve ser colocado em banho-maria.

ATIVIDADES**Atividades Pré-laboratório**

1) O calcário em pedra deve reagir mais lentamente ou mais rapidamente com uma solução de H₂SO₄ que o calcário em pó? Explique.

2) Na reação do procedimento 1:



O íon HSO₃⁻ é o agente oxidante ou redutor? Explique.

Atividades Pós-laboratório

1) Por que, em geral, um aumento de temperatura aumenta a velocidade de uma reação química?

2) Faça um gráfico de 1/tempo versus volume (em mL) de solução de KIO₃.

3) A partir do gráfico 1/t X Vol (IO₃⁻), discuta qual é o efeito do aumento da concentração de IO₃⁻ sobre a velocidade da reação.

- 4) Discuta por que foram adicionados, no procedimento experimental “efeito da concentração”, 0, 2, 4, 6 e 8 mL de água, respectivamente.
- 5) Qual o efeito observado na variação de temperatura sobre a velocidade da reação?
- 6) Comente qual é o papel do catalisador, MnSO_4 , na velocidade da reação.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

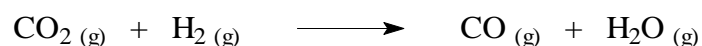
- 1- Brown, T. L.; LeMay Jr, H. E.; Bursten, B. E.; Burdge, J. R., *Química – A Ciência Central*, 9ª ed., Pearson: São Paulo, 2005.
- 2- Atkins, P.; Jones, L., *Princípios de Química – Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente*, 5ª ed., Bookman: Porto Alegre, 2012.

EXPERIMENTO 8: EQUILÍBRIO QUÍMICO:

REAÇÕES NO EQUILÍBRIO E PRINCÍPIO DE LE CHATELIER

INTRODUÇÃO

Uma das razões pelas quais as propriedades de um sistema em equilíbrio são muito importantes é que todas as reações tendem a alcançar um estado de equilíbrio, embora isso nem sempre seja evidente. Às vezes, dizemos que uma reação química foi "completada", mas, rigorosamente falando, não existem reações que consumam 100% dos reagentes. Todos os sistemas que reagem alcançam um estado de equilíbrio, no qual permanecem pequenas quantidades de reagentes que estão sendo consumidos, até que seja quase impossível de se medir. Considere a seguinte reação:



Suponha que certa quantidade de CO_2 e H_2 está contida em um recipiente hermeticamente fechado e que dispõem-se de um instrumento que permite acompanhar o desenvolvimento da reação. Após o início da reação, percebe-se que as concentrações dos reagentes (CO_2 e H_2) diminuem e que as dos produtos (CO e H_2O) aumentam (todas essas concentrações aumentam e diminuem na mesma proporção). Veja abaixo o gráfico que representa esse equilíbrio químico.

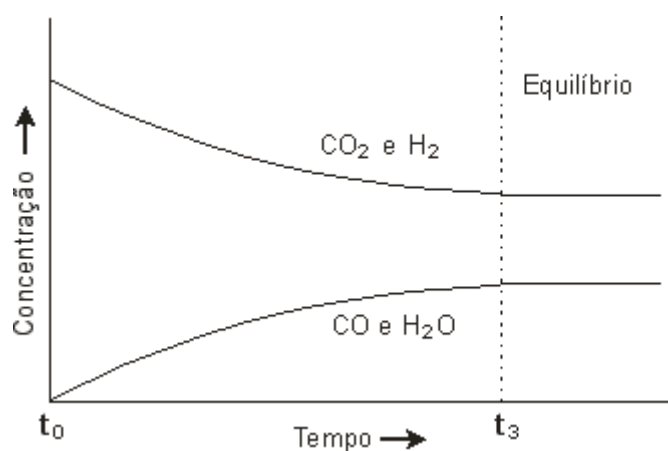
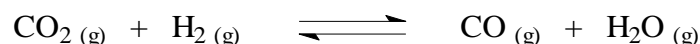


Figura 1: Curva de variação da concentração em função do tempo de reação.

É possível observar pelo gráfico que as variações de concentração vão se tornando menos acentuadas desde o início da reação (t_0) até o instante t_3 , em que o equilíbrio foi atingido. Isso significa que as velocidades de troca se tornam menores com o passar do tempo. No tempo t_0 somente pode ocorrer a reação no sentido da formação dos produtos (**reação direta**). Entretanto, após certo tempo, quando significativa quantidade de produto já foi formada, pode se iniciar a reação no sentido contrário, ou seja, **reação inversa**. A velocidade da reação direta diminui com o tempo, devido ao decréscimo de reagentes (menor número de **choques efetivos**). Ao mesmo tempo, a velocidade da reação inversa aumenta, por causa do aumento da concentração dos produtos. Finalmente, em t_3 , a velocidade da reação direta se

igual a da reação inversa. A partir daí não há mais variação das concentrações de reagentes e produtos, uma vez que estes são formados e consumidos em velocidades iguais. Esse equilíbrio é representado pela equação a seguir.



Ponto de partida:

Considerando que as reações, direta e inversa, estão ocorrendo simultaneamente, salientar que a reação reversível nunca cessa e o equilíbrio é dinâmico. Salientar que quando um sistema alcança o equilíbrio: Macroscopicamente, o sistema parece estar parado – a massa e a concentração dos participantes se mantêm constantes, a cor permanece inalterada e etc. Do ponto de vista microscópico, observa-se que fenômenos químicos continuam ocorrendo e que os efeitos da reação direta e da reação inversa se contrabalançam. A velocidade no sentido direto é igual à do sentido inverso. “Quando um sistema em equilíbrio é submetido a uma ação, o equilíbrio se desloca no sentido de contrabalancear esta ação”.

OBJETIVOS

Observar o deslocamento do equilíbrio químico de uma reação a partir de fatores como variação da temperatura, pressão e concentração dos reagentes.

MATERIAIS

Béqueres 100 mL (2);	Kitassato 250 mL;
Béqueres 250 mL (2);	Kitassato 250 mL;
Banho maria;	Rolha para Kitassato;
Tubos de ensaio (4 de mesmo diâmetro);	Pinça de madeira;
Rolha para tubo de ensaio (2);	Estante para tubos de ensaio;
Espátula;	Pipeta graduada de 10 mL;
	Pipeta graduada de 2 mL (2);
	Pipeta de Pasteur;
	Banho de gelo.

REAGENTES

HNO ₃ concentrado;	HCl 0,1 mol.L ⁻¹ ;
Cobre metálico (fita ou fio);	Ba(NO ₃) ₂ 0,5 mol.L ⁻¹ .
K ₂ CrO ₄ 0,1 mol.L ⁻¹ ;	Cu(SO ₄) 0,2 mol.L ⁻¹
K ₂ Cr ₂ O ₇ 0,1 mol.L ⁻¹ ;	NaCl
NaOH 0,1 mol.L ⁻¹ ;	HCl concentrado

PROCEDIMENTO

Parte A: Efeito da temperatura

Equilíbrio entre NO_2 e N_2O_4

- 1- Em um Kitassato de 250 mL, adicione aproximadamente 1,5g de cobre metálico. Em seguida, transfira 10 mL de HNO_3 concentrado e coloque uma rolha de borracha no topo do Kitassato.
- 2- Recolha o gás formado em um tubo de ensaio, pela saída lateral do Kitassato (coloque um extensor na saída de modo que o gás entre no fundo do tubo de ensaio).
- 3- Espere até que o tubo atinja a temperatura ambiente e mergulhe-o no Béquier contendo água gelada. Espere algum tempo e observe.
- 4- Retire o tubo de água gelada e mergulhe na água fervendo. Observe.

Equilíbrio $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ e CuCl_4^-

Prepare três tubos de ensaio, numerados de 1 a 3, numa estante.

2. Coloque 2 mL de solução de sulfato de cobre (II) 0,2 mol/L nos tubos. A solução do tubo 1 servirá como padrão de comparação.
3. Adicione uma ponta de espátula de cloreto de sódio (NaCl) sólido aos tubos 2 e 3. Agite até observar uma mudança pronunciada da cor da solução. A cor das duas soluções deve ser idêntica.
4. Aqueça a solução do tubo 3 cuidadosamente (sem ferver) no banho-maria e verifique a mudança de cor em relação ao tubo 2 (mudou para mais amarelado ou para mais azulado?).
5. Deixe esfriar o tubo 3 e verifique a cor da solução.

Parte B: Efeito da concentração

Equilíbrio entre CrO_4^{2-} e $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

- 1- No suporte coloque 3 tubos de ensaio e numere-os de 1 a 3. Nos tubos 1 e 2, coloque 2 mL de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ e no tubo 3 coloque 2 mL de K_2CrO_4 .
- 2- No tubo 1 adicione 40 gotas (cada gota é aproximadamente 0,05 mL) da solução de NaOH . Compare a cor da solução com a dos outros tubos. Anote a variação observada.
- 3- Adicione ao mesmo tubo, 40 gotas de HCl . Agite e compare novamente com os outros tubos (Leve em consideração a diluição). Anote esta nova variação.
- 4- No tubo de ensaio contendo o K_2CrO_4 , tubo 3, adicione 2 gotas de solução de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. Agite e observe se houve formação de precipitado.
- 5- Repita o procedimento do item 4 no tubo de ensaio 2, contendo $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Obs: A solubilidade do BaCrO_4 é de $8,5 \times 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}$ e BaCr_2O_7 é solúvel.

Equilíbrio entre $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ e CuCl_4^-

1. Prepare cinco tubos de ensaio, numerados de 1 a 5.
2. Coloque, em cada tubo, 2 mL de solução de sulfato de cobre (II) (CuSO_4) 0,2 mol/L.
3. Dilua a solução contida no tubo 2 com 2 mL de água destilada e reserve-a para posterior comparação.
4. Adicione, às soluções contidas nos tubos 3 e 4, ácido clorídrico (HCl) concentrado, gota a gota, até não observar mais mudanças aparentes (cerca de 10 gotas). **OBSERVAÇÃO: Faça esta etapa na capela.**
5. Acrescente, ao tubo 4, água destilada, gota a gota, até a solução atingir a coloração da solução do tubo 2.
6. Ao tubo 5, adicione ácido clorídrico apenas o suficiente para produzir uma mudança perceptível de cor em relação ao tubo 1 (1-2 gotas). **OBSERVAÇÃO: Faça esta etapa na capela.**
7. Compare e caracterize as cores das soluções nos cinco tubos.

Atividades Pré-laboratório

- 1) Quais as características de um sistema químico em equilíbrio?
- 2) Como um equilíbrio químico pode ser perturbado?

Atividades Pós-laboratório

- 1) Escreva as equações químicas em equilíbrio de todos os experimentos realizados na prática experimental (isto é, equilíbrio entre NO_2 e N_2O_4 ; CrO_4^{2-} e $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$; e $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ e CuCl_4^-).
- 2) Referente à Parte A, explique como o abaixamento da temperatura perturba o equilíbrio químico entre NO_2 e N_2O_4 . Qual das espécies predomina com o abaixamento da temperatura e porquê?
- 3) Referente à Parte B, explique o efeito da adição do NaCl no equilíbrio entre $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ e CuCl_4^- .
- 4) Referente à Parte C, explique o efeito da adição do $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ no equilíbrio entre CrO_4^{2-} e $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.
- 5) Referente à Parte D, a reação química em estudo é exotérmica ou endotérmica? Qual o efeito da temperatura sobre o equilíbrio químico?

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- 1- Brown, T. L.; LeMay Jr, H. E.; Bursten, B. E.; Burdge, J. R., *Química – A Ciência Central*, 9ª ed., Pearson: São Paulo, 2005.
- 2- Atkins, P.; Jones, L., *Princípios de Química – Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente*, 5ª ed., Bookman: Porto Alegre, 2012.

INTRODUÇÃO

Em reações de precipitação, um produto sólido é formado quando soluções de compostos solúveis são misturadas. Tais reações são um meio simples de obtenção de diversos compostos químicos, desde que eles sejam insolúveis no solvente utilizado. Dessa forma, a formação de precipitados é um meio muito utilizado na separação de amostras e em análises qualitativas e quantitativas.

Por meio de tabelas que resumem a solubilidade de compostos em água, pode-se racionalizar a interação entre cátions e ânions, a partir de regras de solubilidade, e prever a formação de precipitados em determinadas reações químicas.

O equilíbrio entre o sólido formado e seus íons em solução pode ser analisado mediante a constante do produto de solubilidade, K_{ps} , sendo a mesma um indicio quantitativo se um determinado sólido é solúvel, ou insolúvel (pouco solúvel) em água.

No presente experimento, serão feitas reações entre compostos solúveis em água, formando ou não precipitados.

OBJETIVOS

Testar a solubilidade em água de alguns sais de metais alcalinos, alcalino-terrosos e metais de transição, em relação a ânions específicos, e montar uma tabela de solubilidade a partir das observações experimentais.

MATERIAIS

- Oito tubos de ensaio.
- Oito conta-gotas de plástico ou oito pipetas de Pasteur.
- Suporte para tubos de ensaio.

REAGENTES

Solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ de cloreto de lítio.

Solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ de cloreto de sódio.

Solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ de fosfato de sódio.

Solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ de carbonato de sódio.

Solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ de hidróxido de sódio.

Solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ de sulfato de potássio.

Solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ de cromato de potássio.

Solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ de iodeto de potássio.

Solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ de cloreto de cálcio.

Solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ de cloreto de magnésio.

Solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ de cloreto de bário.

Solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ de sulfato de zinco.

Solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ de cloreto de manganês (II).

Solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ de nitrato de ferro (III).

Solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ de sulfato de cobre (II).

Solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ de nitrato de prata.

Solução aquosa 0,1 mol L⁻¹ de nitrato de chumbo (II).

PROCEDIMENTOS

1) Solubilidade dos metais alcalinos:

- a) A oito tubos de ensaio adicione 15 gotas, em cada, da solução de cloreto de lítio 0,1 mol L⁻¹. Em cada tubo adicione 15 gotas, em separado, de soluções contendo os íons: carbonato, hidróxido, sulfato, cromato, iodeto, fosfato e nitrato. Faça as anotações pertinentes às observações. Descarte as misturas nos tubos conforme indicado pelo professor e lave os tubos de ensaio.
- b) A oito tubos de ensaio adicione 15 gotas, em cada, da solução de cloreto de sódio 0,1 mol L⁻¹. Em cada tubo adicione 15 gotas, em separado, de soluções contendo os íons: carbonato, hidróxido, sulfato, cromato, iodeto, fosfato e nitrato. Faça as anotações pertinentes às observações. Descarte as misturas nos tubos conforme indicado pelo professor e lave os tubos de ensaio.
- c) A oito tubos de ensaio adicione 15 gotas, em cada, da solução de sulfato de potássio 0,1 mol L⁻¹. Em cada tubo adicione 15 gotas, em separado, de soluções contendo os íons: cloreto, carbonato, hidróxido, cromato, iodeto, fosfato e nitrato. Faça as anotações pertinentes às observações. Descarte as misturas nos tubos conforme indicado pelo professor e lave os tubos de ensaio.

2) Solubilidade de metais alcalino-terrosos.

- d) A oito tubos de ensaio adicione 15 gotas, em cada, da solução de cloreto de cálcio 0,1 mol L⁻¹. Em cada tubo adicione 15 gotas, em separado, de soluções contendo os íons: carbonato, hidróxido, sulfato (nesse caso 50 gotas de íon sulfato, ou até observar formação de precipitado), cromato,

iodeto, fosfato e nitrato. Faça as anotações pertinentes às observações. Descarte as misturas nos tubos conforme indicado pelo professor e lave os tubos de ensaio.

e) A oito tubos de ensaio adicione 15 gotas, em cada, da solução de cloreto de magnésio $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Em cada tubo adicione 15 gotas, em separado, de soluções contendo os íons: carbonato, hidróxido, sulfato, cromato, iodeto, fosfato e nitrato. Faça as anotações pertinentes às observações. Descarte as misturas nos tubos conforme indicado pelo professor e lave os tubos de ensaio.

f) A oito tubos de ensaio adicione 15 gotas, em cada, da solução de cloreto de bário $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Em cada tubo adicione 15 gotas, em separado, de soluções contendo os íons: carbonato, hidróxido, sulfato, cromato, iodeto, fosfato e nitrato. Faça as anotações pertinentes às observações. Descarte as misturas nos tubos conforme indicado pelo professor e lave os tubos de ensaio.

3) Solubilidade de metais de transição.

g) A oito tubos de ensaio adicione 15 gotas, em cada, da solução de sulfato de zinco $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Em cada tubo adicione 15 gotas, em separado, de soluções contendo os íons: cloreto, carbonato, hidróxido, cromato, iodeto, fosfato e nitrato. Faça as anotações pertinentes às observações. Descarte as misturas nos tubos conforme indicado pelo professor e lave os tubos de ensaio.

h) A oito tubos de ensaio adicione 15 gotas, em cada, da solução de cloreto de manganês $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Em cada tubo adicione 15 gotas, em separado, de soluções contendo os íons: carbonato, hidróxido, sulfato, cromato, iodeto, fosfato e nitrato. Faça as anotações pertinentes às observações. Descarte as misturas nos tubos conforme indicado pelo professor e lave os tubos de ensaio.

i) A oito tubos de ensaio adicione 15 gotas, em cada, da solução de nitrato de ferro $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Em cada tubo adicione 15 gotas, em separado, de soluções contendo os íons: cloreto, carbonato, hidróxido, sulfato, cromato, iodeto e fosfato. Faça as anotações pertinentes às observações. Descarte as misturas nos tubos conforme indicado pelo professor e lave os tubos de ensaio.

j) A oito tubos de ensaio adicione 15 gotas, em cada, da solução de sulfato de cobre $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Em cada tubo adicione 15 gotas, em separado, de soluções contendo os íons: cloreto, carbonato, hidróxido, cromato, iodeto, fosfato e nitrato. Faça as anotações pertinentes às observações. Descarte as misturas nos tubos conforme indicado pelo professor e lave os tubos de ensaio.

k) A oito tubos de ensaio adicione 15 gotas, em cada, da solução de nitrato de prata $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Em cada tubo adicione 15 gotas, em separado, de soluções contendo os íons: cloreto, carbonato,

hidróxido, sulfato, cromato, iodeto e fosfato. Faça as anotações pertinentes às observações. Descarte as misturas nos tubos conforme indicado pelo professor e lave os tubos de ensaio.

- l) A oito tubos de ensaio adicione 15 gotas, em cada, da solução de nitrato de chumbo (II) 0,1 mol L⁻¹. Em cada tubo adicione 15 gotas, em separado, de soluções contendo os íons: cloreto, carbonato, hidróxido, sulfato, cromato, iodeto e fosfato. Faça as anotações pertinentes às observações. Descarte as misturas nos tubos conforme indicado pelo professor e lave os tubos de ensaio.

Quadro 1 – Sais dos metais e ânions.

	Cl ⁻	CO ₃ ²⁻	OH ⁻	SO ₄ ²⁻	Cr ₂ O ₄ ²⁻	I ⁻	PO ₄ ³⁻	NO ₃ ⁻
LiCl								
NaCl								
K ₂ SO ₄								
CaCl ₂								
MgCl ₂								
BaCl ₂								
ZnSO ₄								
MnCl ₂								
Fe(NO ₃) ₃								
CuSO ₄								
AgNO ₃								
Pb(NO ₃) ₂								

ATIVIDADES

Pós laboratório

- 1) Escreva todas as equações químicas envolvidas no experimento.
- 2) Com base nas observações experimentais, monte uma tabela de solubilidade para as espécies envolvidas em cada etapa e faça uma discussão a respeito da solubilidade em água desses compostos.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

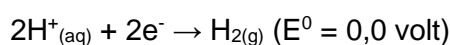
- 1- Atkins, P.; Jones, L., *Princípios de Química – Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente*, 5ª ed., Bookman: Porto Alegre, 2012.
- 2- Russel, J. B., *Química Geral*, Vol.1, 2ª Ed., Makron Books Editora Ltda: São Paulo, 1994.
- 3- Vogel, A. I.; *Química Analítica Qualitativa*; Editora Mestre Jou, São Paulo, (1981).

EXPERIMENTO 10: ELETROQUÍMICA: CÉLULA VOLTAICA E GALVANOPLASTIA.

INTRODUÇÃO

A eletroquímica estuda os fenômenos químicos e elétricos gerados por reações químicas espontâneas (em pilhas ou baterias) e a transformação química gerada pela passagem de corrente elétrica em uma solução (eletrólise).

A principal condição em uma reação de óxido-redução é a transferência de elétrons do agente redutor para o oxidante. Assim, foi preciso estabelecer potenciais relativos de oxidação e redução para os elementos, tomando como referência, o eletrodo padrão de hidrogênio, ao qual foi atribuído, arbitrariamente, o potencial de zero volt (V). Aos eletrodos que perdem elétrons mais facilmente que o hidrogênio, foram atribuídos potenciais padrão de redução (E_{red}^0) negativos; e àqueles que ganham elétrons mais facilmente, potenciais padrão de redução (E_{red}^0) positivos.



Utilizando esses valores, encontrados em tabelas de Potencial Padrão de Redução (Tabela 1), é possível prever a espontaneidade de reações de óxido-redução. Se o potencial apresentar valor positivo, a reação será espontânea, caso contrário, o sistema sofrerá transformação à custa de um trabalho elétrico. Além disso, pode ser calculada a variação de energia livre de Gibbs, analisado o critério de espontaneidade para uma reação química.

$$\Delta G = -nF\Delta E \text{ (joules)} \text{ ou } \Delta G = -nF\Delta E/4186 \text{ (Kcal.mol}^{-1}\text{)},$$

onde: n = número de mols de elétrons transferidos;

F = constante de Faraday (96.500 Coulomb);

ΔE = potencial da pilha em volts.

Obs: $\Delta G > 0 \rightarrow$ reação não espontânea e $\Delta G < 0 \rightarrow$ reação espontânea

Obs. 01: A Tabela do Potencial padrão de redução de algumas espécies químicas está no apêndice desta apostila.

Obs. 02: Nesta aula serão preparados os procedimentos 1 a 4 do próximo experimento (Exp. 10).

OBJETIVOS

Observar a espontaneidade de reações de óxido-redução; montar a pilha de Daniell e reconhecer os produtos de uma eletrólise.

MATERIAIS

Fontes de energia (1); eletrodos de grafite (2); multímetros (1); eletrodo de cobre (1); eletrodo de zinco (1); tubo em U para ponte salina (1); tubo em U para eletrólise (1); béquer de 50 mL (2); garra (1); condutores metálicos (fios de cobre) (2); palha de aço; suporte de ferro (4); pipetas graduadas de 10 mL (2); prego (1); lâminas metálicas: cobre (2) e zinco (1).

REAGENTES

Solução aquosa de: KI $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ (20 mL); alcoólica de fenolftaleína (1 mL); dispersão de amido (1 mL); ZnSO_4 $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ (50 mL) e $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ (3 mL); CuSO_4 $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ (50 mL) e $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ (3 mL); solução saturada de KCl (30 mL).

PROCEDIMENTOS

Procedimento 1: Verificação qualitativa da tabela de potencial de oxidação

- 1- Coloque em um tubo de ensaio pequena quantidade da solução de cobre (II) $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$;
- 2- Mergulhe nesta solução um prego (previamente limpo com a palha de aço);
- 3- Observe as condições iniciais de reação e anote alguma evidência de transformação;
- 4- Escreva a equação que descreve a reação química;
- 5- Qual é o fenômeno que ocorreu na superfície do metal?
- 6- Explique o que ocorreu baseando-se no potencial da reação;
- 7- Coloque em um béquer a solução de Zn (II) $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ e mergulhe uma lâmina (ou fio) de cobre;
- 8- Observe e anote os resultados.

Procedimento 2: Montagem da pilha de cobre e zinco (Pilha de Daniell)

- 1- Coloque em um béquer, 50 mL da solução de sulfato de cobre (II) $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$. Em outro béquer coloque 50 mL da solução de sulfato de zinco (II) $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$;
- 2- Encha o tubo U com solução saturada de KCl e, em seguida, coloque um chumaço de algodão nas extremidades do tubo, tomando cuidado para não deixar entrar bolhas de ar. Esse procedimento é necessário para preparação da ponte salina;
- 3- Monte o sistema conforme o esquema da figura 1 abaixo;

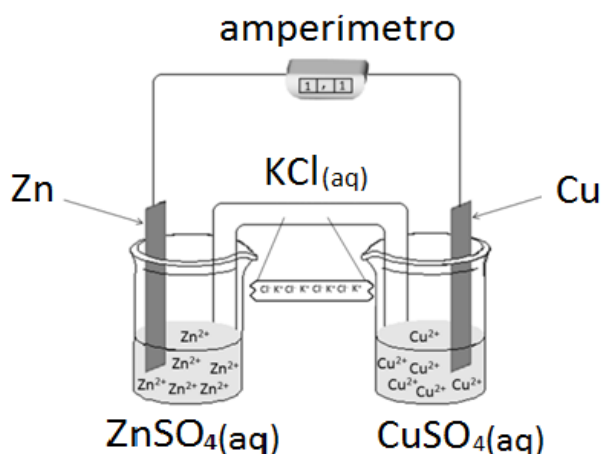


Figura 1: Montagem da Pilha de Daniell

- 4- Feche o circuito intercalando o voltímetro entre os eletrodos (ligue o eletrodo de zinco ao terminal negativo e o eletrodo de cobre ao terminal positivo do voltímetro);
- 5- Escreva as equações das semi-reações que ocorrem nos eletrodos (cátodo e ânodo) e a reação global;
- 6- Leia a diferença de potencial no voltímetro;
- 7- Após a leitura, desligue o multímetro e retire os eletrodos das soluções;
- 8- Com auxílio da Tabela de Potencial Padrão de Redução, calcule a diferença de potencial ($\Delta\epsilon^\circ$) da pilha;
- 9- Compare o valor experimental com o valor teórico.

Obs: As soluções de sulfato de cobre (II) $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ e de sulfato de zinco (II) $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ deverão ser reaproveitadas.

Procedimento 3: Eletrólise

- 1- Faça uma montagem conforme o esquema da figura 2 abaixo;

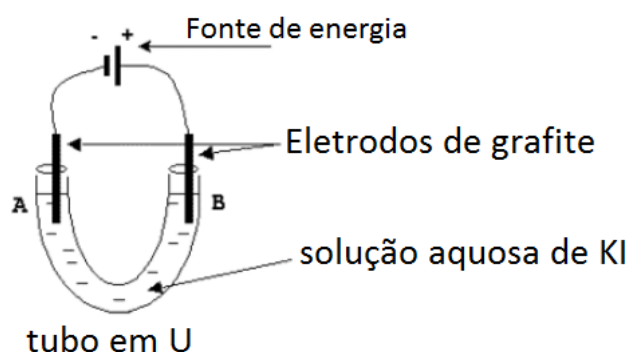


Figura 2: Montagem para a eletrólise de uma solução de KI

- 2- Faça uma ligação entre o pólos da fonte e os eletrodos de carbono (grafite) imersos em um tubo U;
- 3- Coloque no tubo em U a solução de KI $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ até enchê-lo quase completamente;
- 4- Deixe que a eletrólise se processe por 2 a 3 minutos;
- 5- Observe e anote o que ocorre no cátodo e no ânodo;
- 6- Remova os eletrodos de carbono;
- 7- Retire com uma pipeta, aproximadamente 2 mL de solução de um dos ramos do tubo em U e coloque em dois tubos ensaio; faça o mesmo com o outro ramo do tubo U, utilizando outros dois tubos de ensaio;
- 8- Adicione 1 gota de fenolftaleína a um tubo de ensaio de cada par. Faça o mesmo teste utilizando solução de amido;
- 9- Observe e anote o resultado;
- 10- Interprete os resultados obtidos.

Procedimento 4: Eletrodeposição de metais (Galvanoplastia)

- 1- Separe as seguintes soluções em béqueres: 80 mL de HCl a $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$, 100 mL de sulfato de cobre (CuSO_4) a $0,6 \text{ mol.L}^{-1}$ e 100 mL de cloreto de níquel II (NiCl_2) a $0,4 \text{ mol.L}^{-1}$;
- 2- Limpe mecanicamente cada uma das lâminas de latão;

- 3- Decape as lâminas em ácido clorídrico por 2 minutos, enxágue-as, e seque-as bem;
- 4- Pese a lâmina de latão, e anote a massa inicial;
- 5- Use a pinça metálica para pegar a lâmina de latão;
- 6- Utilize os 100 mL de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ a $0,6 \text{ mol.L}^{-1}$ para a primeira eletrodeposição (cobre);
- 7- Ligue a fonte de corrente contínua. Peça auxílio aos técnicos para realizar o ajuste da fonte. *Faça rapidamente a seguinte operação:* [Curto-circuite as saídas positiva e negativa da fonte, juntando as pinças dos fios conectores. Regule a corrente para 0,5 A; Separe as pinças, mas *não desligue a fonte*]. Durante a regulagem da corrente e durante as eletrólises, o indicador luminoso “CC” deverá permanecer aceso;
- 8- Prenda a lâmina de latão com a pinça do fio conector do pólo negativo. Mergulhe-a no banho eletrolítico;
- 9- Prenda a outra lâmina – cobre conforme o banho – com a pinça do fio conector do pólo positivo. Simultaneamente, mergulhe a lâmina no banho e acione o cronômetro. Anote a intensidade da corrente, quando o indicador luminoso “CC” acender;
- 10- Transcorridos 5 minutos, trave o cronômetro, e desligue a fonte no mesmo instante; Anote o tempo exato em segundos;
- 11- Usando a pinça metálica, pegue a lâmina que recebeu a deposição, lave-a, seque-a na estufa, e pese-a. Anote a massa final;
- 12- Repita o procedimento de (4) a (11) para a eletrodeposição de níquel modificando os seguintes parâmetros: Utilize 100 mL de $\text{NiCl}_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ a $0,4 \text{ mol.L}^{-1}$; ajuste de corrente de 0,3 A (eletrodeposição de níquel); Prenda a outra lâmina de níquel conforme o banho – com a pinça do fio conector do pólo positivo;
- 13- Transcorridos 5 minutos, trave o cronômetro, e desligue a fonte no mesmo instante. Anote o tempo exato em segundos;
- 14- Usando a pinça metálica, pegue a lâmina que recebeu a deposição, lave-a, seque-a na estufa, e pese-a. Anote a massa final.

ATIVIDADES

Atividades Pós-laboratório

- 1) Dê as equações que ocorrem, isoladamente, no ânodo e no cátodo e a equação total de todas as reações do experimento (procedimentos 1, 2 e 3).
- 2) Esquematize a célula ou pilha galvânica para a reação entre $\text{Fe}_{(s)}$ e $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$.
- 3) Discuta a função da ponte salina na célula galvânica.
- 4) Na Pilha de Daniell, compare o valor experimental com o valor teórico. Caso o valor seja diferente, cite os possíveis erros para a diferença.
- 5) Qual é o gás liberado no ânodo? Explique a razão da coloração verificada no ânodo quando se adiciona fenolftaleína.
- 6) Qual substância formou-se no cátodo? Qual a razão da coloração verificada quando adiciona-se solução de amido?

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- 1- Trindade, D. F.; Oliveira, F. P.; Banuth, G. S.; & Bispo, J. G., “*Química Básica Experimental*”; Ed. Parma Ltda., São Paulo (1981).
- 2- Giesbrecht, E.; “*Experiências de Química, Técnicas e Conceitos Básicos – PEQ – Projetos de Ensino de Química*”; Ed. Moderna – Universidade de São Paulo- SP (1979).
- 3- Semichin, V.; “*Práticas de Química Geral e Inorgânica*”; Ed. Mir Moscou, URSS (1979).
- 4- Vogel, A. I.; *Química Analítica Qualitativa*; Editora Mestre Jou, São Paulo, (1981).

METODOLOGIA PARA ELABORAÇÃO DE UM RELATÓRIO

ESTRUTURA DO RELATÓRIO

- Capa;
- Objetivo (s);
- Introdução;
- Resultados e Discussão;
- Conclusão;
- Referências Bibliográficas;
- Anexo (se houver).

1. Capa

Deve conter as seguintes informações: nome da Universidade, nome do instituto, nome do departamento, número do experimento (Experimento-1) o título do experimento (no centro da folha), a disciplina, a turma, o nome do professor, os nomes e números de matrículas dos alunos e a data de realização do experimento.

2. Objetivo(s)

Use sempre uma frase sucinta que indique o que se pretende obter, determinar e/ou realizar na(s) experiência(s). Nunca coloque resultados, descrição e conceitos relacionados ao experimento. Lembre-se que deve ser colocado os objetivos, do experimento e não da aula.

Exemplo: determinar a densidade da água em diferentes temperaturas. Não utilize detalhes: “determinar a densidade da água em diferentes temperaturas, a partir da medida da massa utilizando uma balança, um picnômetro com volume definido e um termômetro”. Os detalhes de como os experimentos são feitos são colocados no procedimento experimental.

3. Introdução

A introdução deve conter a descrição da teoria necessária para o entendimento da prática e a discussão dos resultados. É fundamental consultar livros e outras referências, mas sempre sintetizando os tópicos relevantes. Nunca faça uma cópia das referências consultadas. Você deve citar todo o material usado como base para gerar o seu texto. Em caso de cópia comprovada de algum texto a nota para este item será zero.

Exemplo: Os cátions são subdivididos em cinco grupos analíticos (*Baccan e colaboradores, 1995*).

Essa referência deverá estar na lista de Referências Bibliográficas ao final de seu relatório. Não existe uma lista de referências Bibliográfica se não houver citação no texto. Faça a citação e a lista com cuidado evitando assim possíveis problemas com plágio. Lembre-se: detalhes sobre procedimentos experimentais não são colocados na introdução.

4. Resultados e Discussão

Os resultados obtidos devem ser colocados de forma clara e objetiva. Sempre que possível, utilize gráficos, figuras e tabelas para simplificar e facilitar o entendimento. Se utilizar gráficos, figuras e/ou tabelas, esses deverão vir acompanhados de legendas.

Uma análise crítica dos resultados deve ser feita e, quando aplicável, devem ser comparados com valores de referência na literatura ou fornecidos pelo professor. Lembre-se de fazer a citação dos dados que estão sendo utilizados como referência.

5. Conclusão

Deve avaliar se os objetivos propostos foram alcançados e se os resultados obtidos foram satisfatórios. Não coloque dados novos neste item, vocês devem se referir a dados que já estejam contidos no relatório.

6. Referências Bibliográficas

Redigir esta lista segundo normas ABNT. Abaixo alguns exemplos.

Livros

nome(s) do(s) autor(es) começando pelo último sobrenome e abreviando os demais; nome do livro em itálico, volume (se houver), edição, editora: cidade, ano, páginas publicadas.

Exemplo: Brown, T. L.; LeMay Jr, H. E.; Bursten, B. E.; Burdge, J. R.; *Química A Ciência Central*, 9ª ed., Pearson: São Paulo, 2005, 972 pp.

Artigos de revistas científicas

nome(s) do(s) autor(es) começando pelo último sobrenome e abreviando os demais; nome abreviado da revista em itálico, ano de publicação em negrito, volume em itálico, página.

Exemplo: Badr, S. M. I.; Barwa, R. M.; *Bioorg. Med. Chem.* **2011**, 19, 4506.

Páginas da internet:

Exemplo: Título da janela consultada. Disponível em www.unifei.edu.br. Acesso em 01/01/2011.

Obs: Deve haver a citação de no mínimo um livro texto, em referências bibliográficas.

CONSIDERAÇÕES GERAIS

- Todo relatório deve ter caráter impessoal. Redija sempre na 3ª pessoa evitando referências pessoais, como por exemplo, “adicionei 10 g da amostra”, “utilizei uma placa de aquecimento”. Nestes casos, utilize “adicionou-se 10 g da amostra”, “foi utilizada uma placa de aquecimento”.

- Figuras devem ser citadas e numeradas no texto. Exemplo: ...”de acordo com a Figura 1” ou”a maior mina aberta de cobre (Figura 1)”.



Figura 1: Mina de cobre em Chuquibambilla (Peru).

- As tabelas devem ser citadas e numeradas no texto, assim como as figuras, mas são identificadas na parte superior. Exemplo:

Tabela 1. Relação entre elemento metálico e cor da chama.

Elemento	Cor da Chama
Sódio	Amarela
Potássio	Violeta
Cálcio	Laranja escura
Bário	Verde limão
Cobre	Verde
Magnésio	Branca brilhante
Chumbo	Azul
Lítio	Vermelho carmim
Estrôncio	Vermelho escarlata
Arsênio e Antimônio	Azul

- Os gráficos devem ser construídos utilizando programas adequados (Ex.: Origin, Excel). São discutidos na seção “Resultados e Discussão”.
- No texto, os nomes de tabelas e figuras devem ser mencionados com a primeira letra maiúscula. Ex. Na Tabela 1, podemos observar ...
- SEU RELATÓRIO É UM DOCUMENTO DE AVALIAÇÃO. NO CASO DE CÓPIA DE RELATÓRIOS, OS GRUPOS ENVOLVIDOS TERÃO SUAS NOTAS ZERADAS.**