



**UNIFEI**  
UNIVERSIDADE FEDERAL DE ITAJUBÁ

**INSTITUTO DE FÍSICA E QUÍMICA – IFQ**

**Apostila**  
**QUI 112 / 212**  
**Química Experimental**

## **APRESENTAÇÃO DA DISCIPLINA E INFORMAÇÕES GERAIS**

---

A QUI 112/212 é uma disciplina experimental de 2h quinzenais, ou seja, 1 crédito que contempla os cursos de Física Bacharelado, Física Licenciatura e todos os cursos de Engenharia da Universidade Federal de Itajubá (UNIFEI), exceto Engenharia Química e Engenharia de Bioprocessos. Nesta disciplina serão abordados tópicos fundamentais da Química através de 5 experimentos envolvendo reações químicas, equilíbrio químico, termodinâmica química e eletroquímica (célula voltaica e galvanoplastia).

### **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 sapatos fechados. 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 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 professor;
- O material específico recebido para determinado experimento deve ser devolvido limpo e em condições de uso;
- Avisar imediatamente aos professores 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 que irá realizar. 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 for ser realizado, o procedimento poderá ser mais bem descrito através 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 pó (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.



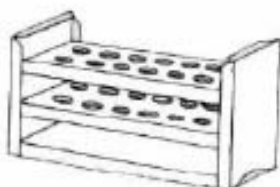
## VIDRARIAS E EQUIPAMENTOS DO LABORATÓRIO

---

Com o intuito de familiarizar os estudantes com as vidrarias e equipamentos que serão utilizados ao longo da disciplina QUI112/212, 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.



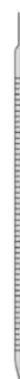
**Becker(ou bquer):**  
usado para aquecimento de líquidos,  
reações de precipitação, etc.



**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 .



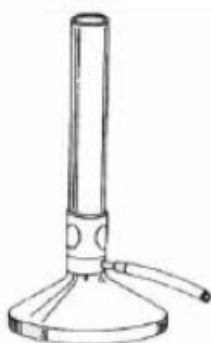
**Bastão de vidro:**  
usado para agitar soluções,  
transporte de líquidos na filtração,  
entre outros.



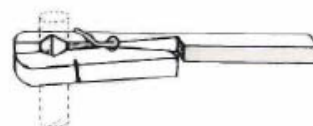
**Tela de amianto:**  
usada para distribuir  
uniformemente o calor.



**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.



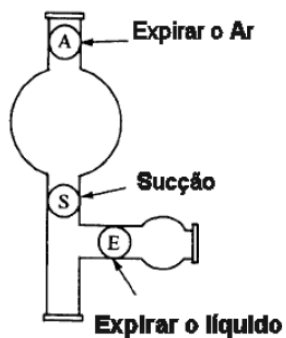
**Termômetro:**  
usado para medidas  
de temperatura.



**Espátula:**  
utilizada na  
transferência de  
substâncias solidas.



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



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



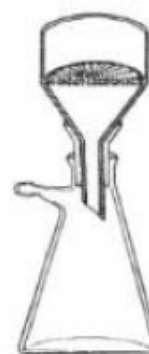
**Piseta ou frasco lavador:**  
utilizado para a lavagem de  
materiais.



**Cápsula de porcelana:**  
usada para evaporar líquidos  
em soluções.



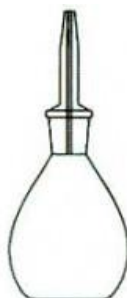
**Funil de Buchner:**  
utilizado para filtração  
a vácuo.



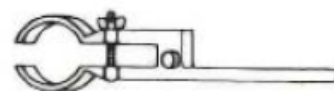
**Kitasato (acomplado a um  
funil de Buchner):**  
utilizado para filtração a vácuo.



**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 Qui112 – Química experimental

<b>Data</b> <i>Dia/Mês/Ano</i>	<b>Atividade</b>
____/____/____	<b>Experimento 1:</b> Introdução às técnicas de laboratório. Vidrarias e medidas. Densidade de líquidos.
____/____/____	<b>Experimento 2:</b> Reações químicas – Evidências macroscópicas.
____/____/____	<b>Experimento 3:</b> Equilíbrio químico – Reações no equilíbrio químico e Princípio de Le Chatelier.
____/____/____	<b>Experimento 4:</b> Termodinâmica química
____/____/____	<b>Experimento 5:</b> 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.

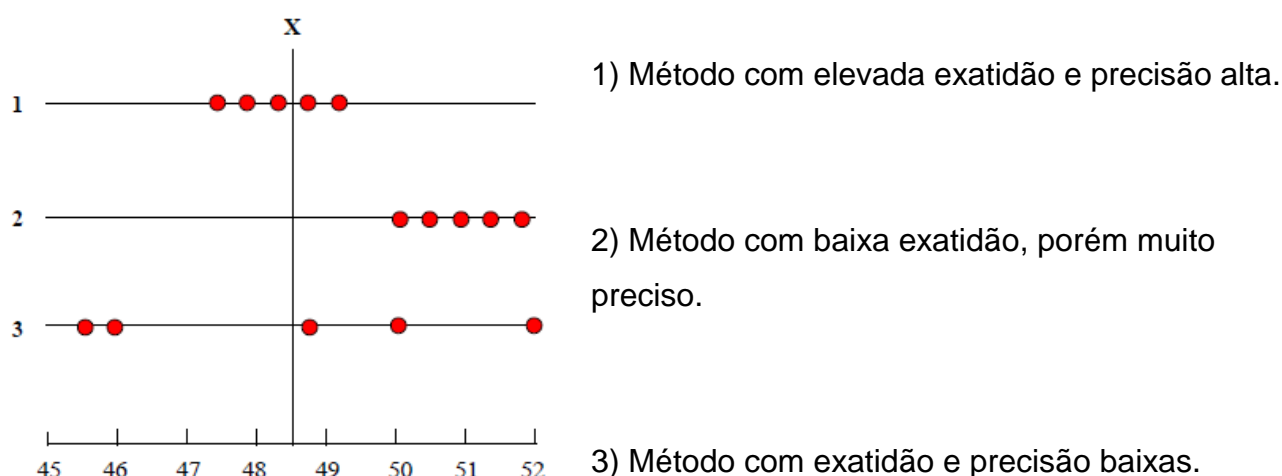
### **2- Manipulação de Reagentes**

- 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 béquero 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.



**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<sup>3</sup>

1cm<sup>3</sup> = 1ml    1dm<sup>3</sup> = 1L    1m<sup>3</sup> = 1000L    1galão (EUA) = 3,785L    1galão (GBR) = 4,546L  
 1barril (EUA) = 158,987L    1barril (GBR) = 159,113 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  $V_3$ );

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

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 <sup>-1</sup> )	T (°C)	d (g.mL <sup>-1</sup> )	T (°C)	d (g.mL <sup>-1</sup> )
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); 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 ( $m_{\text{água}}$ ):

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

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

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

## **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**

BACCAN, N.; ANDRADE, J. C.; GODINHO, O. E. S.; BARONE, J. S., **Química Analítica Quantitativa Elementar**, Cap. 1, 2ª ed. Edgard Blücher: Campinas, 1985.

BRADY, J.; HUMISTON, G. E., **Química Geral**. Vol. 1, 2ª ed., Cap. 1, Livros Técnicos e Científicos: Rio de Janeiro, 1986.

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 mol.L<sup>-1</sup>;
- Solução de iodeto de potássio 0,1 mol.L<sup>-1</sup>;
- Solução de brometo de potássio 0,1 mol.L<sup>-1</sup>;

- 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<sup>-1</sup>;
- 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, imergir 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<sup>-1</sup>. 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  $\text{Fe}^{3+}$ ?

### **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 fenolfataleína 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  $\text{H}_2\text{CO}_3$  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***

SWIFT, E. H.; SCHAEFER, W. P. **Qualitative Elemental Analysis**. W. H. Freeman and Co.: São Francisco, 1962.

VOGEL, A. I., **Química Analítica Qualitativa**. Mestre Jou: São Paulo, 1981.

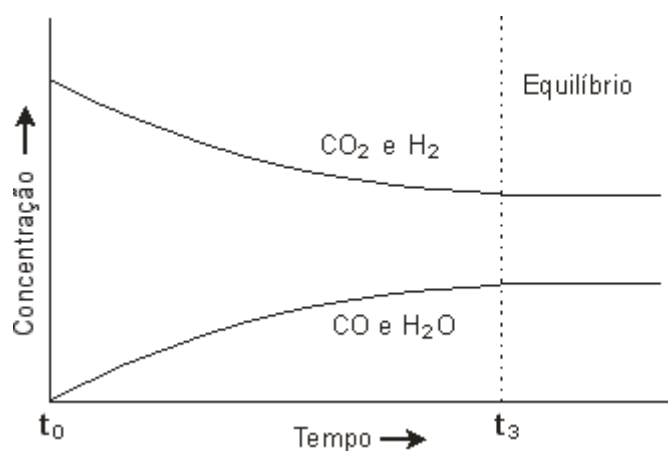
### EXPERIMENTO 3: EQUILÍBRIO QUÍMICO – REAÇÕES NO EQUILÍBRIO E PRINCÍPIO DE LE CHATELIER

#### 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:



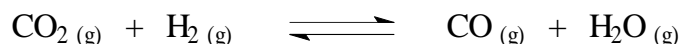
Suponha que certa quantidade de  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2$  está contida em um recipiente hermeticamente fechado e que dispõem-se de um instrumento que permite acompanhar o desenvolvimento da reação. Após o início da reação, percebe-se que as concentrações dos reagentes ( $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2$ ) diminuem e que as dos produtos ( $\text{CO}$  e  $\text{H}_2\text{O}$ ) 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 iguala à 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);	Rolha para Kitassato;
Banho maria;	Pinça de madeira;
Tubos de ensaio (12 de mesmo diâmetro);	Estante para tubos de ensaio;
Rolha para tubo de ensaio (2);	Pipeta graduada de 10 mL;
Espátula;	Pipeta graduada de 2 mL (2);
	Pipeta de Pasteur;
	Banho de gelo;

### **REAGENTES**

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



## **PROCEDIMENTOS**

### ***Efeito da temperatura no equilíbrio***

#### **Parte A: equilíbrio $\text{NO}_2$ e $\text{N}_2\text{O}_4$**

- 1- Em um Kitassato de 250 mL, adicione aproximadamente 1,5g de cobre metálico. Em seguida, transfira 10 mL de  $\text{HNO}_3$  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 Béquer contendo água gelada. Espere algum tempo e observe.
- 4- Retire o tubo de água gelada e mergulhe na água fervendo. Observe.

#### **Parte B: equilíbrio $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ e $\text{CuCl}_4^-$**

- 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 ( $\text{NaCl}$ ) 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.

### ***Efeito da concentração no equilíbrio***

#### **Parte C: equilíbrio $\text{CrO}_4^{2-}$ 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  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ .
- 2- No tubo 1 adicione 40 gotas (cada gota é aproximadamente 0,05 mL) da solução de  $\text{NaOH}$ . Compare a cor da solução com a dos outros tubos. Anote a variação observada.
- 3- Adicione ao mesmo tubo, 40 gotas de  $\text{HCl}$ . Agite e compare novamente com os outros tubos (Leve em consideração a diluição). Anote esta nova variação.
- 4- No tubo de ensaio contendo o  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ , 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  $\text{BaCrO}_4$  é de  $8,5 \times 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}$  e  $\text{BaCr}_2\text{O}_7$  é solúvel.*

#### **Parte D: equilíbrio $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ e $\text{CuCl}_4^-$**

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) ( $\text{CuSO}_4$ ) 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

### 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  $\text{NO}_2$  e  $\text{N}_2\text{O}_4$ ;  $\text{CrO}_4^{2-}$  e  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ; e  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$  e  $\text{CuCl}_4^-$ ).
- 2) Referente à Parte A, explique como o abaixamento da temperatura perturba o equilíbrio químico entre  $\text{NO}_2$  e  $\text{N}_2\text{O}_4$ . 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  $\text{CuCl}_4^-$ ).
- 4) Referente à Parte C, explique o efeito da adição do  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  no equilíbrio entre  $\text{CrO}_4^{2-}$  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

ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química**: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente. 5ª ed., Bookman: Porto Alegre, 2012.

BROWN, T. L.; LEMAY JR, H. E.; BURSTEN, B. E.; BURDGE, J. R. **Química**: A Ciência Central. 9ª ed., Pearson: São Paulo, 2005.

## EXPERIMENTO 4:

### TERMODINÂMICA QUÍMICA

---

#### INTRODUÇÃO

A termodinâmica estuda a energia: suas formas, suas transformações, sua eficiência no uso, suas limitações, bem como sua disponibilidade para realizar trabalho. A determinação das variações de energia envolvidas, nas reações químicas, a determinação das quantidades e produtos através das relações de equilíbrio dos processos, a determinação da direção das transformações através das relações entre energia de ligação e estrutura, entropia e rendimento de reação, a estabilidade de substâncias e misturas, são objeto de estudo da termodinâmica. A termoquímica é a parte da termodinâmica que estuda o calor absorvido ou desprendido nas transformações químicas.

Como existem diversas transformações que podem ocorrer com as substâncias químicas, as entalpias (calor à pressão constante) dessas transformações são conhecidas conforme as transformações que estão ocorrendo. Por isso, dentre outras, temos: entalpia de atomização, entalpia de combustão, entalpia de dissolução, entalpia de formação, entalpia de hidratação, entalpia de isomerização, entalpia de vaporização, entalpia de fusão.

#### OBJETIVOS

Determinar experimentalmente o calor integral de solução e de neutralização de ácidos e bases fortes. Calcular e expressar o calor em joule e caloria.

Neste experimento serão determinados os calores de reação correspondentes aos processos de dissolução e neutralização.

- I. Dissolução do cloreto de amônio em água:  $\text{NH}_4\text{Cl (s)} \rightarrow \text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)}$   $\Delta H_1 = ?$
- II. Dissolução do hidróxido de sódio sólido em água:  $\text{NaOH (s)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}$   $\Delta H_2 = ?$
- III. Reação do hidróxido de sódio sólido com uma solução aquosa de ácido clorídrico:  
 $\text{NaOH (s)} + \text{H}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$   $\Delta H_3 = ?$
- IV. Reação entre uma solução de hidróxido de sódio e uma solução de ácido clorídrico:  
 $\text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)} + \text{H}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$   $\Delta H_4 = ?$

#### MATERIAIS

- Béquer de 200 ou 250 mL (1);
- Isopor Cilíndrico (calorímetro) (1);
- Termômetro (1);
- Proveta de 100mL (1);
- Proveta de 50 mL (2);
- Pipeta Graduada 50mL
- Bastão de vidro

## REAGENTES

- Cloreto de amônio sólido P.A ;
- Solução aquosa ácido clorídrico 2,00 mol L<sup>-1</sup>;
- Hidróxido de sódio sólido P.A;

## PROCEDIMENTOS

**Procedimento 1:** Determinação da entalpia de solução ou calor integral de solução ( $\Delta H_1$ ) do  $\text{NH}_4\text{Cl}$

Obs.: Para calcular os calores de reação é necessário saber os valores dos calores específicos da água (1,0 cal/g °C) e do vidro (0,25 cal / g °C).

A partir da Tabela 1, pode-se encontrar para o  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (s), que, se for dissolvido um mol (53,49 g) em 25 mols de água (450,0 mL), ter-se-á a absorção de + 3,78 kcal mol<sup>-1</sup> , que é o calor, ou a entalpia integral de solução para essa proporção de soluto e solvente de água.

Tabela 1 – Entalpia (calor) integral de solução (kcal mol<sup>-1</sup>, a 25 °C e a 1 atm).

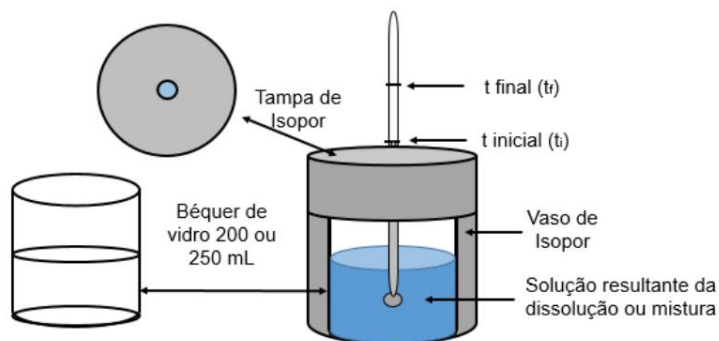
Mols de $\text{H}_2\text{O}$ (l)	1,000 mol de				
	$\text{H}_2\text{SO}_4$ (l)	HCl (g)	NaOH (s)	$\text{NH}_4\text{Cl}$ (s)	NaCl (s)
1	-6,71	-6,31			
2	-10,71	-11,71			
3	-11,71	-13,63	-6,90		
4	-12,92	-14,67	-8,23		
6	-14,52	-15,79	-9,53		
8	-15,44	-16,35	-10,02		0,54
10	-16,02	-16,65	-10,16	3,81	0,46
25	-17,28	-17,32	-10,23	3,78	0,73
50	-17,53	-17,56	-10,16	3,76	0,89
100	-17,68	-17,70	-10,11	3,75	0,98
200	-17,91	-17,78	-10,11	3,73	1,02
1.000	-18,78	-17,89	-10,15	3,69	1,00
5.000	-20,18	-17,60	-10,20	3,65	0,97

Fonte: Carvalho, 1968; LENZI, E. et al, 2015. Pg. 333.

Obs.: As quantidades de um mol de cloreto de amônio (53,49 g) e 25 mols de água (450,0 mL) são muito grandes (ou melhor, são dispendiosas) para se trabalhar com elas. Por isso, as mesmas serão divididas por 20, originando, respectivamente, 2,675 g de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (p.a) e 22,50 mL de água, que serão utilizadas no experimento.

- a) Preparar um calorímetro simplificado, conforme a Figura 1 (copo de bquer de 50 mL envolto por um isopor. Na tampa do isopor fazer um orifício central para colocar um termômetro);

Figura 1 – Esquema de um calorímetro improvisado.



Fonte: Adaptado de LENZI, E. et al, 2015. Pg. 334.

- b) Colocar no béquer de 50 mL do calorímetro de massa conhecida,  $m_{\text{béquer}} = \text{_____}$  g, 22,50 mL de água destilada, utilizando uma proveta ou pipeta graduada;
- c) Com o termômetro medir e registrar a temperatura inicial ( $t_{\text{inicial}} = \text{_____}^{\circ}\text{C}$ ;
- d) Para calcular a massa de água, pesquisar a sua densidade na Tabela 1 do experimento 1 desta apostila na temperatura informada no termômetro;
- e) Pesar 2g de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (s) P.A. e coloca-los junto com os 22,50 mL de água no béquer do calorímetro, que deve estar dentro do vaso de isopor. Dissolver o sal dentro do calorímetro;
- f) Ao terminar a dissolução do  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (s), anotar a temperatura final na escala do termômetro ( $t_{\text{final}} = \text{_____}^{\circ}\text{C}$ ;
- g) Determinar o calor da dissolução a partir das equações:

$Q = \text{calor da solução} + \text{calor do copo béquer}$

$Q = m_{\text{solução}} \times C_{\text{solução}} \times (t_f - t_i) + m_{\text{béquer}} \times C_{\text{vidro}} \times (t_f - t_i)$

- h) Registrar os valores na Tabela 2.

Tabela 2- Dados experimentais para a dissolução do  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (s) em água.

Grandezas	Valores
Massa do béquer (g)	

Temperatura da água (°C)	
Massa de água (g)	
Massa de NH <sub>4</sub> Cl (g)	
Massa da solução	
Temperatura máxima medida (°C)	
$\Delta t$ (°C)	
Calor de dissolução experimental (kcal mol <sup>-1</sup> )	

**Procedimento 2:** Determinação da entalpia de dissolução do NaOH (s) em água ( $\Delta H_2$ )

- Lavar o béquer utilizado no procedimento anterior, secar e pesar novamente;
- Repetir itens de (b) ao (d) do procedimento 1 utilizando o mesmo calorímetro;
- Pesar cerca de 2 g de hidróxido de sódio (NaOH) sólido, com aproximação de 0,01 g;
- Adicionar o hidróxido de sódio à água e agitar com o bastão de vidro, até dissolvê-lo.
- Ao terminar a dissolução anotar a temperatura final na escala do termômetro ( $t_{\text{final}}$ ) = \_\_\_\_\_ °C;
- Guardar a solução obtida para utilização no item d no procedimento 4;
- Determinar o calor da dissolução a partir das equações:  

$$Q = \text{calor da solução} + \text{calor do copo béquer}$$

$$Q = m_{\text{solução}} \times C_{\text{solução}} \times (t_f - t_i) + m_{\text{béquer}} \times C_{\text{vidro}} \times (t_f - t_i)$$
- Registrar os valores obtidos na Tabela 3.

Tabela 3 – Dados experimentais para a dissolução do NaOH (s) em água.

Grandezas	Valores
Massa do béquer (g)	
Temperatura da água (°C)	
Massa de água (g)	
Massa de NaOH (g)	
Massa da solução	
Temperatura máxima medida (°C)	
Calor de dissolução experimental (kcal mol <sup>-1</sup> )	

**Procedimento 3:** Determinação da entalpia de dissolução do NaOH (s) em meio ácido ( $\Delta H_3$ )

- Lavar o béquer de 50 mL utilizado na etapa anterior;

- b) Repetir itens de (b) ao (d) do procedimento 1 utilizando o mesmo calorímetro. Contudo, substituir a água por solução de ácido clorídrico 2,00 mol L<sup>-1</sup>.
- c) Repetir os itens de (c) ao (f) do procedimento 2;
- d) Registrar os valores na Tabela 4.

Tabela 4 - Dados experimentais para a dissolução do NaOH (s) em meio ácido.

Grandezas	Valores
Massa do béquer (g)	
Temperatura da água (°C)	
Massa da solução de HCl (g)	
Massa de NaOH (g)	
Massa da solução final (g)	
Temperatura máxima medida (°C)	
Calor de dissolução experimental (kcal mol <sup>-1</sup> )	

**Procedimento 4:** Determinação da entalpia de Neutralização de eletrólitos fortes ( $\Delta H_4$ )

- a) Lavar o béquer de 50 mL utilizado na etapa anterior;
- b) Colocar 22,50 mL de uma solução de hidróxido de sódio 2,00 mol L<sup>-1</sup> em uma proveta e medir a temperatura. Calcular a massa da solução considerando a densidade da água na temperatura encontrada;
- c) Colocar 22,50 mL de uma solução de ácido clorídrico 2,00 mol L<sup>-1</sup> em outra proveta e medir a temperatura. Calcular a massa da solução de ácido clorídrico considerando a densidade da água na temperatura encontrada;
- d) Colocar a solução de ácido clorídrico no béquer contido no calorímetro;
- e) Adicionar a solução de hidróxido de sódio (preparada no procedimento 2) à solução de ácido clorídrico, mexendo cuidadosamente;
- f) Anotar a temperatura final na escala do termômetro ( $t_{\text{final}}$ ) = \_\_\_\_\_ °C;
- g) Determinar o calor de neutralização
- h) Registrar os valores na Tabela 5.

Tabela 5 - Dados experimentais para a determinação do calor de neutralização.

Grandezas	Valores
Massa do béquer (g)	
Temperatura da solução de HCl (°C)	

Massa da solução de HCl (g)	
Massa da solução de NaOH (g)	
Massa da solução final (g)	
Temperatura máxima medida (°C)	
Calor neutralização experimental (kcal mol <sup>-1</sup> )	

## **ATIVIDADES**

### **Atividades Pré-laboratório**

- 1) Definir: calor, entalpia, processos endotérmicos e exotérmicos.
- 2) Defina sistema aberto, fechado e isolado.
- 3) Qual é a relação entre as unidades de energia: caloria e Joule?

### **Atividades Pós-laboratório**

- 1) Os processos investigados são endotérmicos ou exotérmicos?
- 2) Em cada reação, determinar a quantidade de calor liberada ou absorvida pela solução e pelo frasco de vidro.
- 3) Determinar a quantidade, em mol, de cloreto de amônio e hidróxido de sódio utilizada nas reações.
- 4) Calcular as entalpias molares de todos os processos (procedimentos 1 ao 4) em cal mol<sup>-1</sup> e J mol<sup>-1</sup>
- 5) Quantas calorias teriam sido liberadas no procedimento 2 se tivessem sido utilizados 8 g de hidróxido de sódio? Qual o efeito no valor da entalpia molar?

### **Referências bibliográficas**

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; VIANNA FILHO, E. A.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. **Química Geral Experimental**. 2 ed. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2015. 327-338 p.  
 SOUZA, A.A.; MOURA, C. V. R.; SOUZA, C. M. L.; MOURA, E. M.; DA SILVA, F. C. M.; SANTOS, J. A. V. **Apostila de práticas de laboratório de Química Geral**. UFPI, Teresina, 2004.



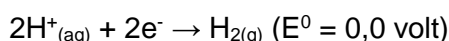
## EXPERIMENTO 05: ELETROQUÍMICA – CÉLULA VOLTAICA E GALVANOPLASTIA.

---

### 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 (eletrolise).

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 ( $E_{\text{red}}^0$ ) negativos; e àqueles que ganham elétrons mais facilmente, potenciais padrão de redução ( $E_{\text{red}}^0$ ) positivos.



Utilizando esses valores, encontrados em tabelas de Potencial Padrão de Redução, 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);

$\Delta E$  = 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 eletrolise.

## MATERIAIS

- Fonte de energia;
- Multímetro;
- Cronômetro;
- Eletrodo de cobre;
- Eletrodo de zinco;
- Tubo em U para ponte salina;
- Algodão;
- Béquer de 50 mL (2);
- Béquer de 100 mL (2);
- Prendedores e condutores metálicos (fios de cobre) (2);
- Palha de aço;
- Pinça metálica;
- Estufa.

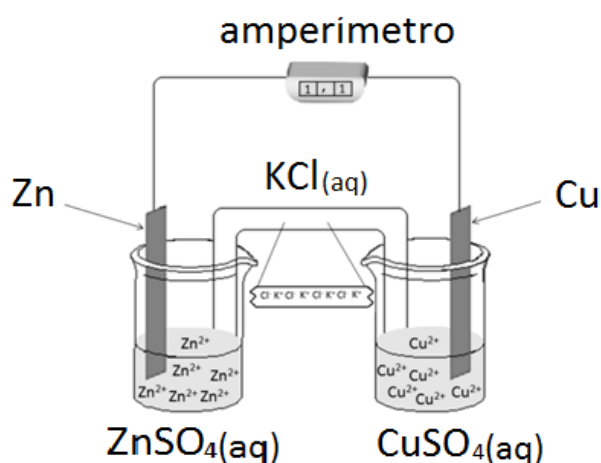
## REAGENTES

- $\text{ZnSO}_4$  1,0 mol.L<sup>-1</sup>;
- $\text{CuSO}_4$  1,0 mol.L<sup>-1</sup>;
- Solução saturada de KCl;
- $\text{CuSO}_4$  0,6 mol.L<sup>-1</sup>;
- HCl 0,5 mol.L<sup>-1</sup>;
- Lâmina de latão;
- Lâmina de zinco.

## PROCEDIMENTOS

### Procedimento 1: Montagem da pilha de cobre e zinco (Pilha de Daniell)

- 1- Coloque em um béquer de 50mL, aproximadamente 40 mL da solução de sulfato de cobre (II) 1,0 mol.L<sup>-1</sup>
1. Em outro béquer coloque a mesma quantidade da solução de sulfato de zinco (II) 1,0 mol.L<sup>-1</sup>;
- 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 2: Eletrodeposição de metal (Galvanoplastia)**

- 1- Separe as seguintes soluções em béqueres: 80 mL de HCl  $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ , 100 mL de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ) a  $0,6 \text{ mol.L}^{-1}$ ;
- 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 eletrodeposição (cobre);
- 7- Ligue a fonte de corrente contínua. Peça auxílio ao professor 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 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.
- 2) Esquematize a célula ou pilha galvânica (pilha de Daniell).
- 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.

### ***Referências bibliográficas***

GIESBRECHT, E. **Experiências de Química, Técnicas e Conceitos Básicos**: PEQ – Projetos de Ensino de Química. Ed. Moderna; Universidade de São Paulo: São Paulo, 1979.

SEMICHIN, V. **Práticas de Química Geral e Inorgânica**. Ed. Mir Moscou: Moscou 1979.

TRINDADE, D. F.; OLIVEIRA, F. P.; BANUTH, G. S.; & BISPO, J. G. **Química Básica Experimental**. Ed. Parma Ltda., São Paulo (1981).

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*

SOBRENOME, Prenome(s) do(s) autor(es). **Título da obra:** subtítulo (se houver). Edição. Local de publicação (cidade): Editora, data da publicação. Paginação.

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*

SOBRENOME, Prenome(s) do(s) autor(es). Título do artigo: subtítulo (se houver). **Nome do Periódico**, volume, número, páginas, ano.

Exemplo: TOMA, H. E; FERREIRA, A. M. C.; SERRA, O. S. Desenvolvimento da química inorgânica no Brasil. **Química Nova**, v. 25, n. 1, p. 67-74, 2002.

SOBRENOME, Prenome(s). Título. Incluir o endereço eletrônico e a data de acesso.

Exemplo: UNIVERSIDADE FEDERAL DE ITAJUBÁ. Aprovados no Sisu fazem suas matrículas nos campi da Unifei em Itajubá e Itabira. Disponível em: <https://unifei.edu.br/blog/aprovados-no-sisu-fazem-suas-matriculas-nos-campi-da-unifei-em-itajuba-e-itabira/>. Acesso em: 19 fev. 2019. **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.

<b>Elemento</b>	<b>Cor da Chama</b>
Sódio	Amarela
Potássio	Violeta
Cálcio	Laranja escura
Bário	Verde limão
Cobre	Verde
Magnésio	Branca brilhante
Chumbo	Azul

Lítio	Vermelho carmim
Estrôncio	Vermelho escarlate
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.*