



Universidade Federal Rural de Pernambuco
Departamento de Química
Disciplina: Química Experimental L1

Roteiro de Experimentos



Fonte: <https://twitter.com/QUIMICOENFURECI/>

2018.1

Laboratório 4A

Roteiro de Experimentos de Química Experimental L1

Organizadores:

- Profa. Ivoneide de Carvalho Lopes
- Discente Severino Marcelino dos Santos Neto
- Discente José Paulino da Silva Neto

Professores da disciplina 2018.1

- Ivoneide de Carvalho Lopes Barros
- Flávia Christiane Guinhos de Menezes Barreto Silva
- Alex de Souza Moraes

Estágio à Docência

- Luanda Alves do Nascimento

Monitores

- José Paulino da Silva Neto
- Severino Marcelino dos Santos Neto

Técnicos

- Aurelina Gomes da Silva
- Marcelo Ricardo Oliveira
- Lidiane Macedo Alves de Lima

APRESENTAÇÃO

A disciplina **Química Experimental L1** é atualmente cursada no primeiro período do curso de Licenciatura em Química, sendo ofertada como uma disciplina de caráter introdutório. Dessa forma, seu conteúdo visa, seguramente, preparar o estudante com relação aos princípios fundamentais da ciência química, tanto na parte teórica como na parte prática, em atividade de laboratório.

A disciplina foi concebida de forma a apresentar os conceitos da química em princípios. Se o estudante tem um forte embasamento ou teve pouco contato com a química nos anos anteriores, vai poder revisar e/ou instruir-se com as informações básicas necessárias para iniciar seu curso de química.

Para um curso introdutório, acreditamos que o estudante deve dominar os conceitos de elementos, átomos e compostos, sabendo distinguir entre moléculas, íons e átomos, para dar base à compreensão das propriedades das substâncias, e interpretar e nomear suas fórmulas químicas. E, do mesmo modo, dominar as noções básicas da estequiometria, das transformações da matéria, da representação das reações químicas, das misturas e soluções, além do conhecimento das reações que acontecem em soluções, particularmente, em água, tais como as reações de precipitação, ácido-base e reações redox.

Assim, temos o prazer de apresentar este roteiro de aulas práticas que irão auxiliar o estudante no aprendizado dos princípios de química abordados em sala de aula, bem como, iniciar o estudante na sua formação em um laboratório de química. Com relação à habilidade em laboratório, segundo Faria (2010, apresentação):

A habilidade experimental em um laboratório de química só é adquirida após algum ano de trabalho e com a convivência com outros profissionais. Esta habilidade começa a ser desenvolvida nas disciplinas experimentais ainda no nível médio, se desenvolve ao longo do curso superior e se aprimora no programa de pós-graduação. Cada indivíduo vai adquirindo, ao longo do tempo, sua maneira própria de trabalhar e de contornar problemas experimentais; neste percurso é muito importante a contribuição dos professores e das pessoas que já adquiriram essa maturidade. A convivência no ambiente de laboratório é um aspecto muito importante e nos traz o amadurecimento em nossa vida profissional. (Faria & Chrispino, 2010)

Por meio dos experimentos propostos, espera-se que o estudante adquira conhecimentos básicos sobre segurança em laboratório e seus materiais, preparo de soluções, elaboração de relatórios, pesagem e outras técnicas. Contudo, para que o estudante adquira o conhecimento esperado, é fundamental que cada atividade prática seja realizada com acuidade e não meramente na repetição mecânica dos procedimentos experimentais, posto que o mesmo estará realizando uma investigação científica.

Neste roteiro, cada aula prática tem uma pequena introdução teórica sobre o conceito químico em questão e um questionário que vincula a aplicação prática no laboratório com o conteúdo teórico. E deixamos para o estudante, a tarefa prévia de pesquisar as informações sobre os perigos, a correta manipulação e o descarte de cada um dos produtos químicos propostos para serem utilizados na aula prática sugerida pelo(a) professor(a). Ademais, orientamos que cada estudante possa portar um kit básico para a realização dos experimentos, contendo jaleco, pera, espátula, um par de luvas, tesoura, fósforo, pinça e flanela, além de um caderno de laboratório para registro da atividade em laboratório.

Diante disso, damos as boas-vindas a você, estudante em via de cursar a disciplina Química Experimental L1 nesse período, 2018.1; e o incentivamos a aprender a pensar e a questionar a ciência química, e a desenvolver sua habilidade experimental em laboratório de química.

Profa. Ivoneide de Carvalho



UNIVERSIDADE FEDERAL RURAL DE PERNAMBUCO

Rua Dom Manoel de Medeiros, s/n – Dois Irmãos 52171-900 Recife - PE.

Fone: 0xx-81-3320-6373 www.dq.ufrpe.br

PROGRAMA DE DISCIPLINA

IDENTIFICAÇÃO

DISCIPLINA: Química Experimental L1	CÓDIGO: 10235
DEPARTAMENTO: Química	ÁREA: Química Inorgânica
CARGA HORÁRIA TOTAL : 60 horas	NÚMERO DE CRÉDITOS: 3
CARGA HORÁRIA SEMANAL: TEÓRICAS: 1	PRÁTICAS: 3 TOTAL: 4
PRÉ-REQUISITOS: nenhum	
CO-REQUISITOS: nenhum	

EMENTA

Introdução ao laboratório. Propriedades das substâncias e misturas. Fórmulas e leis das combinações químicas. Reações químicas. Soluções aquosas e precipitação. Ácidos e bases. Obtenção e reconhecimento de gases. Reações Redox. Estequiometria das reações. Soluções.

CONTEÚDOS

UNIDADES E ASSUNTOS

1 - INTRODUÇÃO AO LABORATÓRIO.

1.1 - Vidrarias e materiais de uso geral em laboratório; 1.2 - Normas de segurança em laboratórios; 1.3 - Primeiros socorros.

2 - PROPRIEDADES DAS SUBSTÂNCIAS E MISTURAS.

2.1 - Técnicas de separação de misturas; 2.2 - Conceito de elementos, substâncias, íons, moléculas e compostos.

3 - SOLUÇÕES ELETROLÍTICAS E REAÇÕES IÔNICAS

3.1 - Condutividade elétrica das soluções; 3.2 - Eletrólitos e não eletrólitos; 3.3 - Dissolução e dissociação eletrolítica; 3.4 - Evidências de reação química; 3.5 - Íons espectadores e equações iônicas simplificadas.

4 - FÓRMULAS QUÍMICAS E RELAÇÕES ESTEQUIOMÉTRICAS

4.1 - Mol e massa molar; 4.2 - Composição percentual; 4.3 - Determinação de fórmulas empíricas e moleculares; 4.4 - Leis das combinações químicas de Lavoisier, Proust e Dalton.

Continuação

DISCIPLINA: Química Experimental L1	CÓDIGO: 10235
UNIDADES E ASSUNTOS	
<p>5 - REAÇÕES QUÍMICAS 5.1 - Investigação experimental de diversas reações químicas comuns em nível de graduação; 5.2 - Expressão das reações químicas por equações; 4.4 – Breve introdução à identificação de cátions por via úmida (fundamentos da química analítica qualitativa).</p>	
<p>6 - ÁCIDOS E BASES 6.1 - Teorias de Arrhenius e Bronsted-Lowry; 6.2 - Força dos ácidos e bases; 6.3 - Reação de neutralização ácido-base.</p>	
<p>7 - REAÇÕES DE ÓXIDO-REDUÇÃO 7.1 - Conceitos de oxidação e redução; 7.2 - Números de oxidação; 7.3 - Oxidantes e redutores típicos; 7.4 - Balanceamento de equações pelo método do íon-elétron.</p>	
<p>8 - ESTEQUIOMETRIA 8.1 - Predições mol a mol; 8.2 - Predições massa a massa; 8.3 - Fundamentos da análise volumétrica; 8.4 - Reagentes limitantes; 8.5 - Rendimento de reação.</p>	
<p>9 - INTRODUÇÃO ÀS PILHAS ELETROQUÍMICAS 9.1 - Montagem da pilha da Daniell, operação e medições de grandezas elétricas; Espontaneidade das reações nas pilhas eletroquímicas.</p>	
<p>10 - INTRODUÇÃO À ELETRÓLISE. 10.1 - Eletrólises da água, sais, ácidos e bases, com identificação dos produtos da eletrólise.</p>	
<p>11 - SOLUÇÕES 11.1 - Preparação de soluções; 11.2 - Unidades de concentração: molalidade, molaridade; ppm, ppb, ppt e percentual; 11.4 - Determinações da concentração de soluções usando a técnica de titulação (introdução a química analítica quantitativa).</p>	

BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química**: Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Tradução de Ignez Caracelli *et al.* 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2006. 968 p. Título original: Chemical principles: the quest for insight.

BROWN, T. L. *et al.* **Química**: A Ciência Central. Tradução de Robson Mendes Matos. 9.ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005. 972 p. Título original: Chemistry: The Central Science.

Emissão

Data: 18/11/2009

Responsável: CTA do Departamento de Química

ESTRATÉGIAS UTILIZADAS PARA MANUTENÇÃO DA ORGANIZAÇÃO DO LABORATÓRIO 4A

Para que o Laboratório de Química 4A esteja sempre organizado, algumas regras são adotadas, semestralmente, de forma a facilitar o controle e a limpeza de bancadas e vidrarias. Dessa forma, todas as turmas poderão estudar em um ambiente mais limpo e mais seguro:

1- Em cada aula serão formados os grupos de estudantes, os quais deverão ser **FIXOS**, e deverão trabalhar juntos ao longo de todo o período, salvo em circunstâncias excepcionais. Isso facilitará o controle organizacional do laboratório, que será feito pelo(a) professor(a) e pelo(a) técnico(a), no caso de haver eventuais problemas, como quebra de vidraria ou existência de materiais sujos e/ou fora das gavetas e armários. Cada professor deverá tomar as providências necessárias, de acordo com seu critério de avaliação, se forem detectadas situações como as supracitadas.

2- Cada grupo de estudantes ficará numa bancada contendo os devidos materiais para trabalhar durante a aula prática, que deverá estar sempre limpa e organizada. O estudante deverá zelar por esses materiais!

3- O grupo deverá guardar sempre a vidraria, mesmo molhada, de volta ao local de onde ela foi retirada. Cada gaveta e cada armário possuem etiquetas indicando o local exato desses materiais.

4- Os alunos deverão limpar seus materiais de trabalho **ANTES** e **DEPOIS** de realizar o experimento. Não é recomendável confiar na lavagem de outras pessoas. Qualquer contaminação existente poderá comprometer o resultado da prática.

5- Caso sejam encontrados problemas, como falta/quebra de vidraria, falta de reagentes, dúvidas com respeito a algum equipamento, etc., o monitor, ou técnico ou o professor deve ser chamado.

6- Os materiais **NUNCA** devem ser retirados de outros grupos, mesmo daqueles em que não houver alunos trabalhando, sem consulta prévia ao monitor/técnico. Isso evitará que outras turmas encontrem as bancadas desorganizadas.

7- Quando terminar o experimento, antes de ir embora do laboratório, o estudante deverá chamar o monitor para verificar se todo o material foi corretamente guardado e limpo.

8. O estudante deve conhecer e/ou perguntar previamente ao técnico o local de descarte de cada um dos materiais e reagents utilizados na aula prática.

9. Para realização do procedimento experimental, o estudante deve fazer leitura prévia do roteiro e registrar as informações necessárias no caderno de laboratório.

Texto Adaptado da Apostila de Roteiros de Experimentos da Universidade de Brasília / Instituto de Química Ano: 2013/2.

SUMÁRIO

1ª AULA PRÁTICA: INTRODUÇÃO AO LABORATÓRIO/NOÇÕES SOBRE	9
O COMPORTAMENTO EM LABORATÓRIO QUÍMICO	9
2ª AULA PRÁTICA: TRABALHANDO COM O BICO DE BUNSEN	17
3ª AULA PRÁTICA: PROPRIEDADES FÍSICAS DAS SUBSTÂNCIAS	21
4ª AULA PRÁTICA: SEPARAÇÃO DE MISTURAS	27
5ª AULA PRÁTICA: TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA.....	32
6ª AULA PRÁTICA: SUBSTÂNCIAS ELETROLÍTICAS	30
7ª AULA PRÁTICA: ESTEQUIOMETRIA: LEIS DAS COMBINAÇÕES.....	38
8ª AULA PRÁTICA: ÁCIDOS E BASES.....	44
9ª AULA PRÁTICA: OXIDAÇÃO-REDUÇÃO	49
10ª AULA PRÁTICA: PREPARO DE SOLUÇÕES	53

ÍNDICE DE FIGURAS

Figura 1. Erlenmeyer no Suporte.....	17
Figura 2. Aquecimento de objeto na chama.	18
Figura 3. Determinação da densidade por volume deslocado.	22
figura 4. Sistema para determinação do ponto de fusão.	24
Figura 5. Aparelhagem utilizada para equipamento de Destilação.	28
figura 6. Esquema de Aquecimento.	30
Figura 7. Dobradura do papel.	31
Figura 8. Esquema da filtração.	31
Figura 9. Movimentação do tubo de ensaio ao redor da chama.	34
Figura 10. Equipamento de condutividade.	39
Figura 11. Sistema de aquecimento em banho-maria de água.....	43
Figura 12. Escala de pH.	46
Figura 13. Titulação.	47
Figura 14. Tipos de pipetas: em (A), uma pipeta volumétrica de uma faixa (medição exata); e, em (B), uma pipeta graduada de duas faixas (esgotamento total).	54
Figura 15. Auxiliar de pipetagem.	54
Figura 16. Utilização do pipetador de três vias.Figura 15. Auxiliar de pipetagem.	54
Figura 16. Utilização do pipetador de três vias.	55
Figura 16. Utilização do pipetador de três vias.	55

1ª AULA PRÁTICA: INTRODUÇÃO AO LABORATÓRIO/NOÇÕES SOBRE O COMPORTAMENTO EM LABORATÓRIO QUÍMICA

DATA: ____/____/____

1. OBJETIVOS

- ⇒ Apresentar o Plano de Ensino;
- ⇒ Destacar a importância do registro adequado das informações e observações sobre o trabalho experimental;
- ⇒ Caracterizar os meios pelos quais o estudante poderá compor um relatório de aulas práticas, enfatizando o uso de linguagem adequada;
- ⇒ Apresentar um modelo comum de laboratório de ensino de Química;
- ⇒ Salientar a necessidade de se procurar adquirir um comportamento (atitude) adequado no laboratório, visando à segurança pessoal do estudante e dos demais usuários do ambiente (conhecer as normas de boa conduta em um laboratório);
- ⇒ Apresentar o material mais comum utilizado em laboratório, visando contato preliminar com o assunto.

2. GENERALIDADES

O químico utiliza o laboratório para obtenção de dados sobre certo processo ou sistema químico. O trabalho de laboratório exige sempre constante atenção e o máximo de cuidados, associado com destreza e muita paciência.

O laboratório é um ambiente coletivo e, sob este aspecto, todas as atitudes tomadas pelo estudante afetam todas as pessoas ali presentes. Em particular, quando se refere à segurança coletiva no ambiente de laboratório, ela deve ser preservada sob todos os aspectos.

O sucesso do trabalho desenvolvido pelo estudante dependerá, em grande parte, da sua capacidade de seguir as sugestões e conselhos do (a) professor (a), bem como estabelecer seu próprio planejamento prévio.

Em muitos experimentos, o procedimento do estudante deve ser de tal natureza que favoreça o espírito de cooperação da equipe que trabalha na mesma investigação.

Antes de realizar os experimentos, convém levar em consideração algumas instruções para garantir segurança no laboratório.

3. REGRAS DE SEGURANÇA E CONDUTA NO LABORATÓRIO DE QUÍMICA.

- ⇒ Ao chegar ao laboratório lembre-se que este é um local de trabalho onde o cuidado e atenção são requisitos fundamentais para evitar acidentes.

- ⇒ Utilize sempre um guarda-pó, de preferência de algodão (os tecidos sintéticos podem grudar na pele, quando inflamados) e de manga comprida (para uma maior proteção). Evite shorts, bermudas, saias, sandálias ou chinelos; a pele fica mais bem protegida com calças compridas e sapato ou tênis fechado.
- ⇒ Cabelos compridos deverão ser presos (para evitar o risco de incendiarem quando próximos de um bico de gás).
- ⇒ Leia com atenção o roteiro da aula.
- ⇒ Faça apenas as experiências indicadas. Caso tenha interesse em outras experiências, consulte o seu professor. EXPERIÊNCIAS NÃO AUTORIZADAS SÃO PROIBIDAS.
- ⇒ Todas as substâncias, de certo modo, podem ser nocivas ou perigosas, portanto devem ser tratadas com cautela e respeito. Evite contato direto com as substâncias.
- ⇒ Lave as mãos após eventual contato com as substâncias e ao sair do laboratório.
- ⇒ Não coma, não beba, não fume dentro do laboratório.
- ⇒ Não utilize reagentes de identidade desconhecida ou duvidosa.
- ⇒ Não despeje substâncias indiscriminadamente na pia. Informe-se sobre o correto procedimento de destinação ou descarte.
- ⇒ Não jogue na pia papéis, palitos de fósforo, pedaços de papel de filtro ou outros materiais que possam provocar entupimento.
- ⇒ Trabalhos que envolvem a utilização ou formação de gases, vapores ou poeiras nocivas devem ser realizados dentro de uma capela de exaustão.
- ⇒ Trabalhos que envolvem substâncias inflamáveis (geralmente solventes diversos) exigem cuidados específicos. Qualquer incêndio deve ser abafado imediatamente com uma toalha ou cobertor. Na primeira vez que entrar no laboratório procure se familiarizar com a localização dos extintores de incêndio, toalhas ou cobertores, chuveiros, etc.
- ⇒ Tenha cuidado com o manuseio de vidraria. O vidro é frágil e fragmentos de peças quebradas podem causar ferimentos sérios.
- ⇒ Não olhe diretamente para dentro de um tubo de ensaio ou outro recipiente onde esteja uma ocorrência de uma reação, pois o conteúdo pode espirrar nos seus olhos.
- ⇒ Nunca realize reações químicas nem aqueça substâncias em recipientes fechados.
- ⇒ Tenha cuidado com a utilização de bico de gás. Não os deixe acesos desnecessariamente. O perigo de incêndio é real!
- ⇒ Evite vazamentos de gás; feche a torneira e o registro geral ao final do trabalho.
- ⇒ Tenha cuidado com o uso de equipamentos elétricos. Verifique sua voltagem antes de conectá-los. Observe os mecanismos de controle, especialmente para elementos de aquecimento (chapas, mantas, banhos, estufas, etc.).
- ⇒ Leia com atenção o rótulo de qualquer frasco antes de usá-lo. Leia duas vezes para ter certeza de que pegou o frasco certo. Anote no Caderno de Laboratório os dados constantes nos rótulos dos reagentes.
- ⇒ Nunca use as espátulas de um frasco em outro para evitar contaminações.
- ⇒ Se um ácido ou outra solução em uso for derramado lave o local imediatamente com bastante água.

⇒ Não é recomendável tentar sentir o odor de uma substância. Entretanto, desde que o professor assim o permita, traga com as mãos pequenas porções do vapor em sua direção.

4. PROCEDIMENTOS EM CASO DE ACIDENTE EM LABORATÓRIO.

Olhos. Se um composto químico entrar em contato com os olhos estes devem ser lavados imediatamente com as pálpebras abertas, durante cinco minutos com um fluxo contínuo de água (por ex. debaixo de uma torneira). Lentes de contato devem ser retiradas antes da lavagem, pois os compostos químicos podem ficar retidos debaixo destas. Em seguida, deve ser procurado auxílio médico.

Queimaduras. Se uma queimadura ocorrer, a área afetada deve ser imediatamente lavada com água corrente durante 5 minutos. Se a área queimada for extensa procurar ajuda médica (Hospital).

Cortes. A causa mais frequente de cortes é o material de vidro. No caso de pequenos cortes, após a retirada de eventuais pedaços de vidro o corte deve ser lavado e desinfetado. Um band-aid deve ser aplicado no final.

No caso de cortes mais profundos deve ser aplicada pressão na artéria que irriga a zona para parar o fluxo de sangue. Uma ambulância e uma equipe de emergência devem ser chamadas em caso de necessidade (tel.). Em casos menos graves deve mesmo assim ser consultado um médico, pois há o perigo do corte afetar nervos e tendões.

Queimaduras com produtos químicos. A área afetada deve ser lavada imediatamente com água em quantidade abundante. As queimaduras com bases devem ser lavadas com uma solução de ácido acético a 1%. Queimaduras com ácidos devem ser lavadas com uma solução de bicarbonato de sódio a 1%.

Envenenamento. Se o composto tiver sido engolido, provocar o vômito com solução morna de cloreto de sódio (4 colheres de sopa num copo de água) e com o toque de dedos na parte de trás da garganta. Não provocar o vômito se a pessoa estiver inconsciente ou se o envenenamento tiver sido causado por ácido, base ou solvente. Se o composto tiver sido inalado levar a pessoa para uma zona com ar fresco.

Consultar o centro de Informação anti-venenos (tel.) . Levar a vítima ao hospital

Fogo no Laboratório. Se o fogo for pequeno pode ser extinto com um pano molhado ou com um balde de areia. No caso de um fogo maior deve ser usado um extintor. Um extintor deve ser usado com cuidado e ser apontado à base das chamas, pois o seu jato pode derrubar contentores com substâncias inflamáveis que ainda fazem piorar o fogo. Não deve ser usada água para controlar fogos no laboratório de química, pois muitas substâncias inflamáveis não se misturam com ela e continuam a arder a sua superfície (neste caso a água só serve para espalhar mais o fogo). Se o fogo ficar fora de controle, o laboratório deve ser abandonado e todas as portas devem ser fechadas. Em seguida, o edifício deve ser evacuado e devem-se chamar os bombeiros (tel.).

Fogo nas roupas. Não correr! A deslocação faz acender ainda mais as chamas e impede que os colegas prestem assistência. Deve-se retirar a roupa em fogo e dirigir-se para o chuveiro. Se não se conseguir retirar as roupas em chamas, um cobertor ou um casaco comprido de material não inflamável pode ser usado para abafar as chamas. Pode também ser usado um extintor como último recurso.

5. O CADERNO DE LABORATÓRIO.

O caderno de laboratório é uma ferramenta indispensável em qualquer laboratório de química. Deverá ser um caderno onde se registra os dados teóricos, experimentais e deduzidos de experimentos. Este registro pode ser extremamente valioso para descobrir o que ocorreu mal durante o experimento e o que pode ser feito para corrigir a situação. O registro deve obedecer a alguns princípios para não perder tempo e ser fiel aos resultados medidos. Orienta-se:

- ⇒ Usar um caderno de capa dura com folhas fixas e numeradas;
 - ⇒ Escrever na capa do caderno de laboratório o seu nome;
 - ⇒ Deixar as primeiras duas páginas em branco para organizar um índice;
 - ⇒ Começar cada experiência numa página nova;
 - ⇒ Incluir os seguintes itens em cada trabalho novo:
 - Data;
 - Título do experimento;
 - Objetivos;
 - Resumo de todos os processos;
 - Letras e números para identificar as diversas fases do experimento
 - Registro detalhado de todas as observações. Descrição do trabalho efetivamente efetuado, com registro correto dos pesos e medidas, observações de mudança de cor ou aspecto, formação de precipitados, evolução de gás, aumentos de temperatura, explosões etc. Não se trata de uma cópia do roteiro mas sim uma descrição por palavras próprias do trabalho efetuado. A descrição deverá ser feita de tal modo que qualquer outro investigador conseguiria com a descrição e o roteiro original reproduzir fielmente o trabalho realizado na prática;
 - Apresentação de dados em forma de gráficos ou de tabelas, conforme for o caso;
 - Dados sobre reagentes, produtos e solventes, tais como ponto de ebulição, ponto de fusão, densidade, solubilidades peso molecular e cuidados a ter;
 - Equação química da formação dos produtos principais e secundários (não se aplica nos trabalhos que não envolvam reações químicas);
 - Fotocópia do roteiro original (colada no caderno);
 - Esquema do trabalho e montagens necessárias;
 - Conclusões baseadas em observações reais no laboratório.
- ⇒ Fazer todas as anotações à tinta. Não apagar os erros. Traçar um risco por cima dos erros de modo a que em caso de necessidade possa recuperar dados ou esclarecer dúvidas posteriores;
- ⇒ Depois do trabalho concluído, inutilizar com um traço os espaços em branco não utilizados com uma altura maior que 5 cm (aprox. 5 linhas);

⇒ Um caderno de laboratório é como um diário. É um confidente e deve-se escrever nele tudo o que se fez (não tudo o que se deveria ser feito) e tudo o que se observou (incluindo coisas que não se deveriam ter sido observado!);

⇒ Todas as notas tiradas durante o trabalho deverão ser apontadas diretamente no caderno de laboratório. Não se devem tomar notas em folhas soltas para mais tarde «passar a limpo» no caderno.

6. ELABORAÇÃO DO RELATÓRIO DE AULA PRÁTICA

O relatório é muito utilizado para descrição e discussão dos experimentos, onde se busca principalmente a organização do conhecimento, interpretação de resultados e conclusões.

A redação do relatório deve ter caráter impessoal e vir no tempo passado. Portanto, deve-se redigir o texto na terceira pessoa, evitando fazer referência pessoal, como “meu trabalho”, “meus estudos”. Utilizar em tais casos, expressões como “o presente trabalho”, “o presente estudo”. O uso de “nós” é desaconselhável

Cada uma das partes do relatório deve ser destacada em separado, através de um subtítulo, contendo, pelo menos, o nome específico da parte.

O relatório deve ser redigido em fonte Arial tamanho 11 (ou compatível) com espaçamento de 1,5 linhas, contendo os seguintes elementos estruturais:

1. Capa
2. Introdução
3. Objetivos
4. Materiais e reagentes
4. Parte Experimental
5. Resultados e discussões
6. Conclusão
7. Referências bibliográficas

Capa: Deve conter as informações para a identificação do relatório: nome da instituição; nome do curso; título do experimento; os nomes e nº de matrícula dos autores (em ordem alfabética); nome da disciplina e professor (a); local e data da realização do experimento – tudo centralizado.

Introdução: Resumo dos aspectos teóricos e conceituais do problema experimental. Nessa etapa deve-se fazer uma abordagem teórica sobre o tema em questão, incluindo fundamentos da técnica ou método empregado. Devem ser apresentadas as principais equações necessárias para análise e discussão dos dados obtidos no experimento. (20-30% do tamanho do relatório). As referências bibliográficas devem ser citadas para as principais afirmações.

Objetivos: informar os objetivos do experimento.

Materiais e reagentes: Informar os materiais, reagentes e equipamentos utilizados no experimento; pode ser apresentada figura ou foto que esboce a montagem experimental (citado no texto e apresentado com legenda na parte inferior). (5-10% do tamanho do relatório)

Parte experimental: Deve-se descrever o que foi efetivamente realizado no laboratório (utilizar verbos no passado). Não confundir o procedimento com o roteiro da prática. Não copiar as instruções, usá-las apenas como guia p/ informar o procedimento adotado durante a aula. (5-15% do tamanho do relatório)

Resultados e discussões: Apresentação dos resultados obtidos ao longo da atividade experimental, com análise e possíveis interpretações. Identificar fontes de erro; apreciar o efeito sobre os resultados e possibilidade de dirimir os mesmos. Os resultados obtidos devem ser comparados entre si ou com outros valores da literatura, procurando justificar diferenças encontradas. (40-60% do tamanho do relatório).

Conclusões: As conclusões devem ser apresentadas de forma lógica, clara e concisa, com base nos resultados experimentais. É apenas um resumo do que foi discutido e concluído em Resultados e Discussão. Em geral é redigido com um ou dois parágrafos, dependendo do volume do material discutido. (Máximo de 1 página)

Referências bibliográficas: Listar a relação de artigos, livros etc., diretamente referenciadas no texto. Adotar formatação da ABNT.

7. PRINCIPAIS MATERIAIS E EQUIPAMENTOS UTILIZADOS NO LABORATÓRIO QUÍMICO

O químico trabalha no laboratório com utensílios e equipamentos confeccionados com os mais diversos materiais: vidro, metal, cerâmica, plástico. Cada material tem suas limitações físicas e químicas, e cada utensílio de laboratório tem sua finalidade certa.

O uso inadequado de utensílios no laboratório, desrespeitando suas peculiaridades, pode resultar não somente num fracasso do experimento com perda parcial ou total de material, mas também em acidentes desagradáveis com danos pessoais.

Vidraria

Proveta graduada, pipeta, bureta, balão volumétrico, béquer, balão de fundo plano, tubo de ensaio, frasco de Erlenmeyer, kitassato, condensador, termômetro, balão de destilação, funil simples, funil de decantação, funil com placa porosa, vidro de relógio, pesa-filtro, cadinhos diversos.

Em geral a vidraria pode ser lavada com detergente e uma escova apropriada. Enxague várias vezes com água da torneira, e duas ou três vezes com água destilada; não é necessário enxugar nenhum material, que será guardado molhado (mas não sujo). Confira todo o material a ser devolvido no armário; lembre-se que este material será utilizado por alunos da próxima aula de Laboratório. Somente ao se certificar que todo o material está presente e em bom estado é que se deve dar por concluída a atividade prática.

Utensílios e material acessório (destinado às manipulações mais imediatas de laboratório)

Espátula, papel-filtro, tela de amianto e arame, pinça, tenaz, grade (estante) ou suporte para tubos de ensaios, cadinhos diversos, triângulo, tripé, anel de metal, perfurador de rolha, suportes diversos (funil, bureta, tubos de ensaios), gral e pistilo.

Equipamentos acessórios e aparelhagem

Forno mufla, estufa, pH-metro, condutivímetro, espectrofotômetro, manta aquecedora, placa aquecedora, aparatos de banho-maria, bico ou queimador tipo Bunsen, etc.

8. BIBLIOGRAFIA

- CRISPINO, A.; FARIA, P. Manual de Química Experimental, Campinas, SP: Editora Átomo, 2010. 253 p.
- LIMA, W. N. Química Inorgânica Experimental: Guia de trabalhos e ensaios de laboratório – Curso Introdutório, Belém: Universidade Federal do Pará, 1993, 148 p.
- MAIA, D. Práticas de Química Para Engenharias, Campinas, SP: Editora Átomo, 2008.
- MACHADO, P. F. L.; MOL, G. S. Experimentando Química com Segurança. QUÍMICA NOVA NA ESCOLA, v. 27, 2008, 57-60.

9. TAREFA NO LABORATÓRIO

- ⇒ Verificar o material de laboratório que lhe tiver sendo apresentado, lendo sua aplicação.
- ⇒ Tentar desenhar cada um dos materiais, e nomeá-lo conforme nomenclatura usual dos químicos.

1. Tubo de ensaio: usado em reações químicas, principalmente em testes de reações.
2. Copo de Béquer: usado no aquecimento de líquidos, reações de precipitação, etc.
3. Erlenmeyer: usado em titulações e aquecimento de líquidos.
4. Balão de fundo chato: usado para aquecer e armazenar líquidos.
5. Balão de fundo redondo: usado em reações com desprendimento de gases e também para aquecerem líquidos.
6. Balão de destilação: usado em destilações. Possuindo saída lateral para condensação dos vapores.
7. Proveta ou cilindro graduado: usado em medidas aproximadas de volumes de líquidos.
8. Pipeta volumétrica: mede volumes fixos de líquidos.
9. Pipeta cilíndrica: usada para medir volumes variáveis de líquidos.
10. Funil de vidro: usado em transferência de líquidos e em filtrações de laboratório. O funil com colo longo de estrias é chamado de funil analítico.
11. Frasco de reagentes: usado no armazenamento de soluções.
12. Bico de Bunsen: usado no aquecimento de laboratório.
13. Tripé de ferro: usado para sustentar a tela de amianto.
14. Tela de amianto: usada para distribuir uniformemente o calor num aquecimento de laboratório.
15. Cadinho de porcelana: usado para aquecimento a seco (calcinações) no Bico de Bunsen e na Mufla.
16. Triângulo de porcelana: usado para sustentar cadinhos de porcelana em aquecimentos diretos no bico de Bunsen.
17. Estante para tubo de ensaio: suporte de tubo de ensaio,
- 18-19. Funis de decantação: usados na separação de líquidos imiscíveis.
20. Pinça de madeira: usada para segurar tubos de ensaio durante aquecimentos diretos no bico de Bunsen.
21. Almofariz e Pistilo: usado para triturar e pulverizar sólidos.
22. Cuba de vidro: usada para banhos de gelo e fins diversos.
23. Vidro de relógio: usado para cobrir béqueres em evaporações, pesagens e fins diversos.
24. Cápsula de porcelana: usada para evaporar líquidos em soluções.
25. Placa de Petri: usada para cultivo de colônias de microorganismos e em fins diversos.
26. Dessecador: usado para resfriar substâncias em ausência de umidade.
27. Pesa-filtro: usada para pesar sólidos que absorvem umidade.

28. Lima triangular: usada para cortes de vidro.
29. Bureta: usada para medir volumes precisos de líquidos, em análises volumétricas.
30. Frasco lavador: usado para lavagens, remoção de precipitados e outros fins.
31. Pisseta: usada para os mesmos fins do frasco lavador.
32. Balão volumétrico: usado para preparar e diluir soluções.
33. Picnômetro: usado para determinar a densidade de líquidos.
34. Suporte universal: usado junto com a garra para sustentação de peças.
35. Anel para funil: usado como suporte de funil.
36. Mufla: usada para sustentar garras.
37. Garra Metálica: usada para sustentação de peças, tais como condensador, funil de decantação e outros fins.
- 38-39. Kitassato e funil de Büchner: usado em conjunto para filtrações a vácuo.
40. Trompa de vácuo: usada em conjunto com o Kitassato e o funil de Büchner.
41. Termômetro: usado para medidas de temperaturas em diversos fins.
42. Vara de vidro: usada para montagens de aparelhos, interligações e outros fins.
43. Baqueta ou bastão de vidro: usada para agitar soluções, transporte de líquidos na filtração e outros fins.
44. Furador de rolhas: uso relativo ao nome.
45. Kipp: usado na produção de gases, tais como H_2S , CO_2 etc.
46. Tubo em U: usado em eletrólise e outros fins.
47. Pinça metálica Castelo: usada para transporte de cadinhos e outros fins.
48. Escova de limpeza: usada para limpeza de tubos de ensaio e outros materiais.
- 49-50. Pinça de Mohr e Pinça de Hoffman: usadas para impedir ou diminuir fluxos gasosos.
51. Garra para condensador: usado para sustentar condensadores na destilação.
52. Condensadores: usado para condensar os gases ou vapores na destilação.
53. Espátulas: usada para transferência de substâncias sólidas.
54. Estufa: usada para secagem de materiais (até $200^\circ C$).
55. Mufla: usada para calcinações (até $1500^\circ C$)

1. OBJETIVOS

- ⇒ Aprender a manusear o bico de Bunsen;
- ⇒ Identificar os elementos formadores de um determinado composto, através do ensaio de coloração de chama.

2. INTRODUÇÃO

O bico de Bunsen é um queimador muito utilizado em laboratórios de química para aquecimento em geral. É formado por um tubo que apresenta orifícios em suas laterais, os quais podem ser abertos e fechados, o qual servirá como entrada de oxigênio na combustão. Recebe esse nome por ter sido aperfeiçoado por Robert Wilhelm Bunsen, a partir de um protótipo feito por Michael Faraday. A temperatura da região mais quente do bico é aproximadamente 1900°C, dependendo do gás combustível.

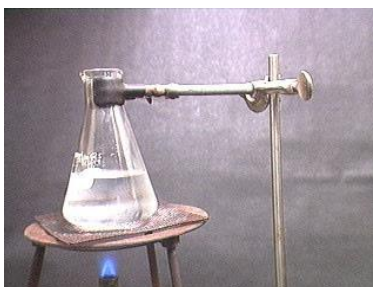
Um bico de Bunsen pode ser usado para:

- Aquecer soluções aquosas não inflamáveis;
- Polir a fogo vidros quebrados;
- Secar sais hidratados;
- Fundir amostra;
- Aquecer sais para observar espectros emitidos.

Aquecendo Soluções

Grandes recipientes como béqueres ou frascos de erlenmeyer devem ser mantidos sobre a chama segurando-se o recipiente em um suporte em forma de anel. Tela de amianto ou um triângulo de cerâmica podem ser necessários para segurar o recipiente. Um prendedor (ou prendedor de três pontas) pode ser usado para segurar um recipiente no suporte, como mostrado na Figura ao lado.

Figura 1. Elermeyer no Suporte.



Para se aquecer tubos de ensaio, use sempre banho com água. Encha um béquer com água e aqueça brandamente (usando o procedimento anterior) a água. Repouse o tubo de ensaio na água. Não deixe o prendedor para tubo de ensaio no mesmo enquanto este está no banho, pois o prendedor

poderá aquecer-se muito e queimar a pele.

Nunca use seus dedos para segurar um objeto sobre a chama do bico de Bunsen. Ao invés disso, use um par de pinças para segurar pequenos e sólidos objetos. Se o objeto for grande, use um suporte em forma de um anel ou tela de amianto para segurar o objeto sobre a chama.

Figura 2. Aquecimento de objeto na chama.



Ao apagar a chama do bico de Bunsen, certifique-se de a válvula de controle do bico esteja fechada, assim como a válvula do distribuidor, seja ela em botijões ou encanamentos.

Espectro de Emissão dos Metais

Diversos átomos e moléculas, quando excitados em uma chama, emitem fótons com energia na faixa do Visível. Tal fenômeno é bastante explorado comercialmente, seja nos *flash* das máquinas fotográficas ou nas deslumbrantes cores emitidas pelos fogos de artifício. Cada uma das linhas do espectro observado corresponde a uma diferença de energia que se refere a passagem dos elétrons de um nível para o outro. A faixa do visível no espectro eletromagnético está entre 400 e 700 nm. Esta é a faixa observada a olho nu, que vai do vermelho (menor energia, 700 nm) ao violeta (maior energia, 400 nm).

3. MATERIAIS E REAGENTES

- ⇒ Bico de Bunsen;
- ⇒ Cabo de Kole;
- ⇒ Fio de Monel;
- ⇒ Solução de HCl 6 mol/L;
- ⇒ Sal de Sódio;
- ⇒ Sal de Potássio;
- ⇒ Sal de Lítio;
- ⇒ Sal de Cálcio;
- ⇒ Estrôncio;
- ⇒ Bário;
- ⇒ Cobre.

4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

PARTE A. Manuseio do bico de Bunsen.

- a. Acenda o bico de Bunsen com a entrada de ar fechada.
- b. Abra a janela lentamente, ou seja, ajuste o controle de ar até que a chama do bico esteja azul e contenha dois ou mais cones distintos. Examine os dois tipos de chama (amarela, a mais luminosa, e a azul).
- c. Verifique a existência de várias regiões na chama azul.

Obs: na seqüência para ajustar o bico, primeiro ajuste a altura da chama abrindo ou fechando a válvula de controle de gás. A chama apropriada será a menor chama necessária para executar a tarefa. Uma chama que tem em torno de 5 a 8 cm de altura é suficiente para a maioria das tarefas no laboratório.

d. Chamas amarelas são resultados de pouco oxigênio na mistura gasosa. Fluxo de oxigênio pode ser incrementado (reduzido) na mistura do gás ajustando o controlador da entrada de ar.

e. Tome três fios metálicos: um de alumínio (P.F. 660°C), um de cobre (P.F. 1083°C) e um de ferro (P.F. 1535°C). Segurando-os com uma pinça, verifique o que acontece a cada um quando expostos, pelo menos durante meio minuto, à chama amarela e às várias regiões da chama azul.

A partir do observado, tire conclusões a respeito das temperaturas das chamas.

- f. Monte um sistema para aquecimento sobre uma tela de amianto e em um béquer de 100 mL coloque cerca de 50 mL de água da torneira.
- g. Regule a chama do bico de Bunsen de maneira que a entrada de ar esteja totalmente fechada. Meça o tempo necessário para a água atingir 50°C .
- h. Verifique o que ocorreu com a parte inferior da tela de amianto.
- i. Repita o procedimento, deixando a entrada de ar totalmente aberta.

PARTE B: Espectro de emissão dos metais

- a. Fixar o fio de Monel na extremidade do cabo de Kule.
- b. Limpe a alça de níquel-cromo (fio de Monel), introduzindo-a em uma solução de HCl 6 Mol L⁻¹ contida em um vidro de relógio e, em seguida, queimando-a na chama oxidante do bico de Bunsen. Repita o procedimento até que o fio esteja completamente limpo. O fio estará limpo quando não mais transmitir coloração à chama.
- c. Mergulhe o fio na solução de ácido clorídrico contida em um vidro de relógio e, então numa porção da substância em análise (solução de sal), de modo que esta fique aderida ao fio. Leve o fio contendo a amostra à zona oxidante inferior da chama e, então, observe a cor transmitida à chama. Repetir o procedimento de limpeza do fio e testar outro sal.

Obs: A chama de sódio mascara a de outros cátions caso o sal testado esteja contaminado com sódio.

O quadro abaixo mostra as linhas espectrais características dos espectros de alguns elementos.

Quadro 1. Linhas Espectrais dos elementos.

Elemento	λ (nm)	Cor	Elemento	λ (nm)	Cor
Sódio	589,0		Estrôncio	606,0 / 674,7 662,8 / 687,0	
Potássio	404,4 766,9		Bário	513,7 / 551,9 534,7 / 577,8	
Lítio	610,3 670,8		Cobre	510,5 521,8	
Cálcio	554,4 620,3				

5. QUESTÕES PARA O RELATÓRIO

1. Quais os postulados do modelo de Bohr?
2. Por que ocorre a mudança de cor da chama?
3. Usando o sódio como exemplo (emite na região do amarelo), qual o ΔE ($\Delta E = h\nu$) dos elétrons que estão sofrendo transição eletrônica? E após anotar as cores observadas, calcule a energia correspondente a cada comprimento de onda típico dos elementos analisados.
4. Estime a cor luminosa correspondente onde cada elemento emitirá radiação, baseado nos comprimentos de onda fornecidos. Para isso, utilize um espectro eletromagnético que relacione comprimento de onda com coloração.
5. Verifique se suas observações podem ser sustentadas pelo que é descrito na literatura

6. BIBLIOGRAFIA

BRADY, J. & HUMISTON, G. E. Química Geral vol I, Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos Editora S.A., 1986.

MAIA, D. Práticas de Química Para engenharias, Campinas, SP: Editora Átomo, 2008.

3ª AULA PRÁTICA: PROPRIEDADES FÍSICAS DAS SUBSTÂNCIAS

DATA: ___/___/___

1. OBJETIVOS

⇒ Capacitar o aluno a identificar algumas propriedades que caracterizam as substâncias.

2. INTRODUÇÃO

Propriedades físicas como densidade e ponto de fusão são muito úteis para a verificação de sua identidade, porque envolvem procedimentos bastante precisos. Estas propriedades também podem ser utilizadas como uma indicação de pureza.

A densidade de uma substância é a razão da sua massa por unidade de volume e pode ser encontrada matematicamente pela expressão: $d = m/v$. “d” é a densidade, m é massa e V é o volume da substância. Enquanto a massa e volume são propriedades extensivas, a densidade é considerada uma propriedade intensiva (a proporção é constante em uma dada temperatura), só mudando com a temperatura.

A temperatura na qual uma substância muda do estado sólido para o líquido ou do líquido para o sólido é denominada temperatura de fusão ou ponto de fusão. As temperaturas de fusão e ebulição são determinadas experimentalmente por meio de curvas de aquecimento ou de resfriamento. Quando se tem uma única substância, como no caso da água destilada, o gráfico da temperatura apresenta um aumento gradual constante, apresentando um patamar constante ao atingir o ponto de fusão, no qual a temperatura não varia. Por outro lado, as impurezas presentes na substância, além de diminuir seu ponto de fusão, fazem com que a temperatura varie durante a fusão. Um intervalo de 4° C entre o valor experimental e o esperado da temperatura de fusão, indica que a amostra é aproximadamente 96% pura. Cada 1% de impureza diminui aproximadamente o ponto de fusão de 1° C.

3. MATERIAIS E REAGENTES

- | | |
|-------------------------------|------------------------------|
| ⇒ 02 erlenmeyer de 125 mL; | ⇒ Amostras de sólidos A e B; |
| ⇒ Balança; | ⇒ Bico de Bunsen; |
| ⇒ 02 proveta 100 mL; | ⇒ Chapa de aquecimento; |
| ⇒ Bequer de 100 mL; | ⇒ Termômetro; |
| ⇒ Naftaleno; | ⇒ Glicerina; |
| ⇒ Amostras de líquidos A e B; | ⇒ Pipeta. |

4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

PARTE A. Determinação da densidade de líquidos.

- Pese dois erlenmeyer limpos e secos. Em um dos erlenmeyer adicione com auxílio de uma proveta 50 mL do álcool, e no outro adicione 50 mL de água.
- Pese os conjuntos: erlenmeyer + álcool e erlenmeyer + água. Anote os dados no quadro abaixo:

Quadro 1. Densidade dos líquidos.

Amostra (Líquida)	Peso do erlenmeyer	Peso do erlenmeyer + substância	Peso da substância	Volume da substância
Líquido 1				
Líquido 2				

Questão. Calcule as densidades do álcool e da água

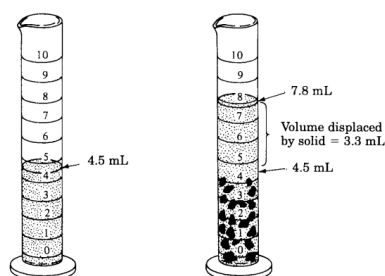
PARTE B. Determinação da densidade de sólidos.

- A densidade do sólido será determinada pelo método do volume deslocado por imersão em um líquido contendo um sólido de massa conhecida. Este método só poderá ser utilizado se o líquido não reagir quimicamente com o sólido e também se este não se dissolver no líquido. Além disso, a densidade do líquido deve ser menor que a do sólido, caso contrário, este flutuará.
- Pese as amostras sólidas. Em seguida coloque água destilada na proveta até aproximadamente a metade de sua capacidade total e anote este volume de água.
- Introduza na proveta a amostra maciça previamente pesada. Para isto, incline a proveta, evitando perda de água ou mesmo a quebra da proveta. Através de leves batidas na lateral da proveta, faça com que quaisquer bolhas de ar eventualmente retidas nas paredes da amostra se desprendam.
- Anote o volume total (água e amostra) e retire o sólido da proveta. Repita a operação para as demais amostras sólidas.
- Calcule a densidade do sólido (compare os resultados obtidos experimentalmente para a densidade de líquidos e sólidos com os existentes na literatura com o auxílio de uma tabela de densidade existente em livros).

Obs. 1: O volume da proveta utilizada será função do tamanho das amostras sólidas.

Obs. 2: Após o uso, as amostras sólidas deverão ser secas e armazenadas.

Figura 3. Determinação da densidade por volume deslocado.



Quadro 2. Determinação da densidade dos metais.

AMPSTRAS (METAIS)	MASSA OBTIDA (g)	VOLUME OBTIDO (mL)	DENSIDADE EXPERIMENTAL (g/mL)
METAL 1			
METAL 2			

PARTE C. Determinação do ponto de ebulição.

a. Determine a temperatura ambiente da água e do álcool usando um termômetro de escala conveniente.

T°C água:

T°C álcool:

b. Sobre a chapa aquecedora, coloque um bequer contendo a amostra a ser determinada a temperatura de ebulição.

c. Acople junto ao béquer um termômetro.

d. Inicie o aquecimento. Marque o início da ebulição e anote temperatura durante pelo menos 5 minutos após a ebulição

e. Faça um gráfico de temperatura versus tempo para as amostras.

Aquecimento da Água	
Tempo (minutos)	Temperatura (°C)
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	

Aquecimento da Etanol	
Tempo (minutos)	Temperatura (°C)
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	

PARTE D. Determinação do ponto de fusão

a. Pegue um capilar (cuidado para não quebrar) com diâmetro de 1-2 mm e comprimento de

7-8 cm, fechado em uma das extremidades.

b. Triture uma pequena quantidade da substância cujo ponto de fusão será determinado (Amostra A) e coloque em uma cápsula de porcelana. Macere a amostra e transfira uma pequena quantidade para o tubo capilar, pressionando gentilmente a extremidade aberta contra a amostra na cápsula de porcelana.

c. Empacote o tubo capilar, soltando o capilar (com a extremidade selada voltada para baixo) sobre uma superfície, para que o sólido se acomode no fundo do capilar. Procure deixar a amostra com 1 cm de altura no fundo do tubo capilar.

d. Coloque o capilar junto a um termômetro, de modo que sua ponta inferior atinja aproximadamente a metade do bulbo de mercúrio.

e. Em um béquer de 100 mL adicione glicerina até metade do seu volume. Em seguida, aquecer a glicerina e mergulhar, com cuidado, o termômetro com o capilar.

figura 4. Sistema para determinação do ponto de fusão.



f. Marque a temperatura a cada dois minutos até permanecer constante. Observar a temperatura do momento em que a substância começar a fundir no tubo até a fusão total. Essas duas temperaturas são anotadas como um intervalo de temperatura de fusão da substância.

PARTE E: Solubilidade do cloreto de sódio

a. Adicione uma pequena quantidade de NaCl em um tubo de ensaio contendo 10 mL de água.

b. Agite, observe a solubilidade e anote o que foi visto.

c. Repita o procedimento usando álcool como solvente.

Quadro 3. Solubilidade do NaCl.

PROPRIEDADE	SUBSTÂNCIA	
	ÁGUA	ÁLCOOL
DENSIDADE		
TEMPERATURA AMBIENTE		
TEMPERATURA DE EBULIÇÃO		
SOLUBILIDADE DE NaCl		

5. QUESTÕES PARA O RELATÓRIO

1. Compare a densidade experimental obtida com os dados da literatura e identifique os compostos sólidos e líquidos.
2. A densidade da água e do álcool depende da quantidade do material usado?
3. O que acontece com a temperatura da água e do álcool após o início da ebulição?
4. O que aconteceu quando o cloreto de sódio foi adicionado na água e no álcool?
5. Compare a densidade experimental obtida com os dados da literatura e identifique os compostos sólidos e líquidos.
6. O ponto de ebulição do naftaleno puro é 80,5° C. Baseado nos seus resultados, a sua amostra de naftaleno era pura? Explique sua resposta e indique qual a percentagem de pureza?

6. BIBLIOGRAFIA

SZPOGANICZ, B.; DEBACHER, N. A.; STADLER, E. Experiências Em Química Geral. 2. Ed. Florianópolis, SC: Fundação do Ensino de Engenharia em Santa Catarina, 2003. 175 p.

BETTEHEIM; LANDESBURG, Laboratory Experiments For General, Organic And Biochemistry. 4. ed., 2003.

QUADROS PARA CONSULTA

Quadro 5. Densidade de alguns Metais

AMOSTRA	DENSIDADE (g/mL)
Alumínio	2,7
Ferro	7,86
Estanho	7,29
Zinco	7,13
Chumbo	11,30
Cobre	8,92

Quadro 4. Densidade de alguns líquidos.

Líquido	Densidade (20 ^o C)
Acetona	0,780
Metanol	0,792
Isopropanol	0,787
Água	1,000
Isobutanol	0,803
Acetato de etila	0,901
Cicloexano	0,779

Quadro 5. Ponto de fusão de alguns líquidos.

Sólido	Ponto de fusão (°C)
Benzofenona	48
1,4 Diclorobenzeno	53
Ácido Fenilacético	77
Naftaleno	80
Acetanilida	113
Ácido Benzóico	122
Ácido Malônico	135,6

1. OBJETIVOS

- ⇒ Montar aparelhagem de vidro para destilação;
- ⇒ Reconhecer limitações e potencialidades da técnica de destilação;
- ⇒ Utilizar a técnica de destilação;
- ⇒ Utilizar a técnica de destilação para purificação de substâncias e separação de misturas homogêneas.
- ⇒ Estudar separação de misturas:
- ⇒ Utilizar 3 métodos para separar 4 substâncias (areia, ferro, cloretos de sódio e dicromato de potássio);
- ⇒ Verificar a solubilidade das substâncias (misturas heterogêneas);
- ⇒ Identificar as fases das substâncias;
- ⇒ Verificar as possíveis mudanças de fase durante o processo;
- ⇒ Verificar as perdas de componentes durante a separação.

2. INTRODUÇÃO

Salvo raras exceções, podemos dizer que as substâncias encontradas na natureza ou mesmo aquelas produzidas pelo homem, sempre estão misturadas com outras, ainda que em pequenas proporções. Logo, a obtenção de substâncias com maior grau de pureza requer a interferência de meios tecnológicos, seja a partir de processos de extração, seja por processos de síntese industrial e laboratoriais. Dependendo do tipo da mistura, é possível escolher um método adequado para separação dos componentes individuais.

Os processos utilizados na separação dos componentes de uma mistura não alteram a natureza química das substâncias constituintes das misturas, isso é, não alteram as espécies químicas (átomos, moléculas ou íons) que compõem a mistura. Dependendo do estado físico (sólido, líquido ou gasoso), do tamanho (granulometria), do grau de interação (misturas homogêneas ou heterogêneas), de algum tipo especial de propriedade (magnetismo, por exemplo), podemos escolher o método mais adequado para separar os componentes da mistura.

Para misturas homogêneas líquidas, em que os componentes apresentam diferentes pontos de ebulição, um método bastante apropriado é a **destilação fracionada**. O processo consiste em montar um sistema no qual a mistura seja aquecida até que se atinja o ponto de ebulição de um dos líquidos. Esse passará para a forma de vapor, separando-se da mistura original. O vapor será condensado e recolhido em outro recipiente. Enquanto esse líquido estiver em ebulição, a temperatura da mistura permanece praticamente constante. Assim que o líquido que entrou em ebulição primeiro acabar, a temperatura continuará a aumentar até atingir o ponto de ebulição do próximo líquido; esse passará para a forma de vapor separando-se da mistura original e o vapor será condensado e recolhido em outro recipiente. O aquecimento continuará e, sucessivamente, os demais líquidos serão separados, seguindo a ordem crescente de temperatura de ebulição.

Além da destilação fracionada, a técnica de **destilação simples** encontra largo emprego na separação de misturas homogêneas e na purificação de substâncias, sendo a destilação de água o

exemplo mais comum nos laboratórios. O grau de pureza da água destilada pode ser grandemente aumentado através de destilações sucessivas, donde surgem os termos água bi-destilada e tri-destilada, diversas estratégias têm sido empregadas para se conseguir maior eficiência na destilação da água. Uma delas é a destilação a sub-ebulição em destilador de quartzo que, apesar de pouco convencional, é muito eficaz para obtenção de água de elevada pureza. Os melhores equipamentos da atualidade para purificação de água são baseados em colunas de troca iônica, que originam o que se convencionou chamar de água deionizada, devido á baixíssima concentração residual de íons.

Para misturas heterogêneas (polifásicas) existem vários procedimentos que podem separar cada uma das substâncias componentes; alguns exemplos de separação são: decantação, imantação, dissolução fracionada, sublimação, centrifugação, entre outras.

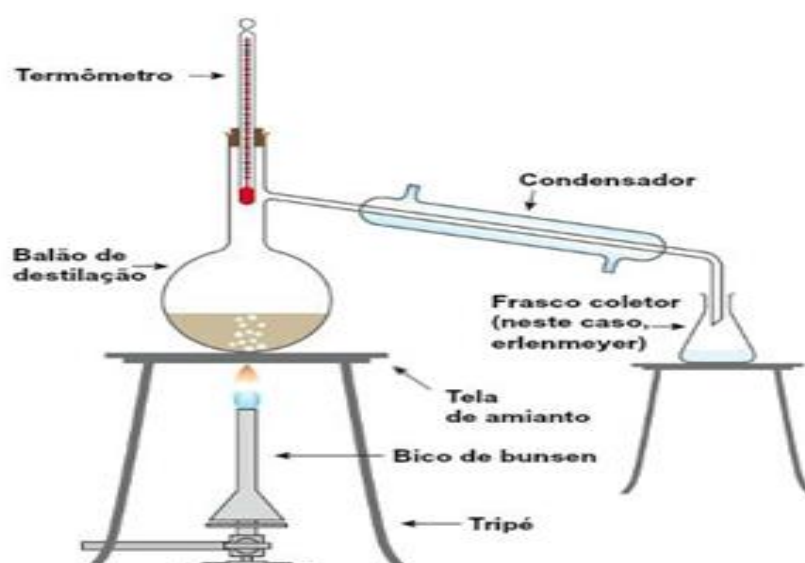
Na **filtração**, uma mistura heterogênea de sólido disperso num líquido ou em um gás (sólido/líquido ou sólido/gás) é submetida a um filtro com porosidade adequada e somente uma é submetida a um filtro com porosidade adequada e somente uma das fases é capaz de passar através dos poros do filtro. O componente sólido ficará retido no filtro enquanto o líquido ou o gás atravessa. Em laboratório, o método simples de realizar a filtração é utilizando um funil com papel de filtro adequado.

Na **separação magnética** (utilizando um ímã), pelo menos um dos componentes deve ser atraído pelo ímã. Assim, facilmente se separa a limalhada de ferro dos outros componentes que não são atraídos pelo ímã (areia, por exemplo).

Na **dissolução fracionada**, utiliza-se um solvente que é capaz de dissolver apenas uma das espécies. Por filtração, separa-se o componente não dissolvido (ficará retido no papel de filtro) daquele que dissolveu. O componente que ficou retido no papel é, então, secado enquanto, por evaporação, separa-se o componente dissolvido do solvente.

Na **decantação**, uma mistura heterogênea líquido/sólido (o sólido não pode ser solúvel no líquido) ou líquido/líquido (imiscíveis), é deixada em repouso até que o componente mais denso se deposite (decantação). Com auxílio de equipamentos adequados (funil de separação/sifão) podemos separar os componentes. Em situações em que a decantação é lenta (partículas finamente divididas), podemos acelerá-la com a centrifugação ou aglutinando os particulados (procedimento utilizado em estações de tratamento de água).

Figura 5. Aparelhagem utilizada para equipamento de Destilação.



3. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

PARTE A: SEPERAÇÃO DE MISTURA (1)

MATERIAS E REAGENTES

- ⇒ 01 balão de destilação de 250 mL;
- ⇒ 01 condensador de tubo reto;
- ⇒ 02 suportes universais;
- ⇒ 01 garra para balão;
- ⇒ 01 garra para condensador;
- ⇒ 01 erlenmeyer de 250 mL;
- ⇒ 02 rolhas de borracha;
- ⇒ 01 termômetro;
- ⇒ 01 cápsula de porcelana;
- ⇒ Bico de Bunsen;
- ⇒ Tripé de ferro;
- ⇒ Tela de amianto;
- ⇒ Vinho tinto;
- ⇒ Água de torneira;
- ⇒ Amônia concentrada;
- ⇒ Sulfato de cobre II;
- ⇒ Indicador fenolftaleína;
- ⇒ Caixa de fósforos.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

a. Monte, o destilador a seguir. Introduzir 100 mL de vinho no balão de destilação e iniciar a destilação.

Obs: Acompanhe a evolução da temperatura durante o processo.

b. Recolha uma alíquota do destilador e identifique a composição através do odor; transfere para uma capsula de porcelana e aproximar um palito de fósforo aceso. O álcool deverá queimar.

c. Introduza 100mL de água no balão de destilação; adicione uma porção de sulfato de cobre e inicie a destilação; adicione uma porção de sulfato de cobre e iniciar a destilação.

d. Observe que o destilado não apresenta a coloração da solução de sulfato de cobre.

e. Introduza 100 mL de água no balão de destilação; adicione 5mL de hidróxido de amônio concentrado e inicie a destilação.

f. Recolha uma alíquota do destilador e identificar a presença de amônia através do odor; avaliar a faixa de pH do destilador adicionando algumas gotas de fenolftaleína. Um pH alcalino confirma a presença de amônia.

PARTE B: SEPARAÇÃO DE MISTURA (2)

MATERIAS E REAGENTES

- ⇒ 5g Areia lavada;
- ⇒ 5g Limalha de ferro;
- ⇒ 2,5g Cloreto de sódio (NaCl);
- ⇒ 5g Dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$);

- ⇒ Água destilada;
- ⇒ 3 Béqueres de 100 mL;
- ⇒ Béquer de 50 mL;
- ⇒ Bico de Bunsen;
- ⇒ 1 funil;
- ⇒ Garras;
- ⇒ Suporte universal;
- ⇒ 3 folhas de filtro;
- ⇒ 1 bastão de vidro;
- ⇒ Imã;
- ⇒ Gelo;
- ⇒ Tripé;
- ⇒ Tela de amianto.

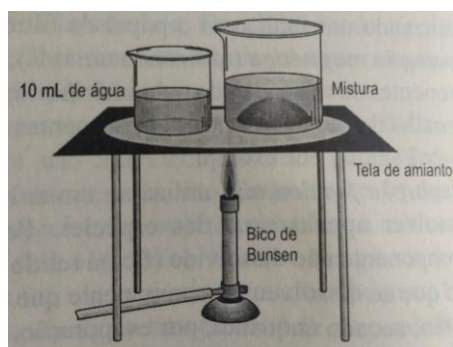
PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

B.1: FILTTRAÇÃO

a. Misture 2,5 g de NaCl; 7,5 g de $K_2Cr_2O_7$; 5 g de areia lavada e 5 g de limalha de ferro

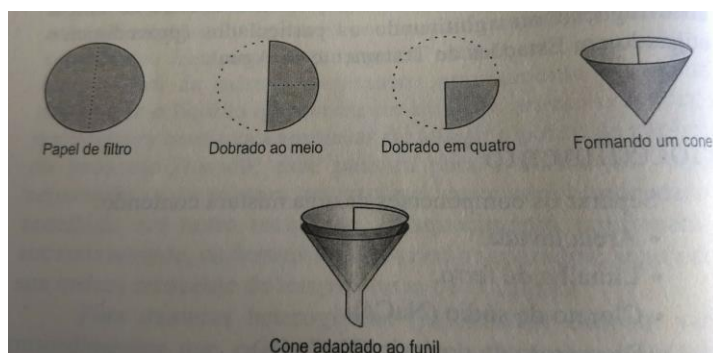
b. Pegue a mistura contendo os 4 componentes (NaCl; $K_2Cr_2O_7$; areia lavada; limalha de ferro) e coloque em um béquer de 50 mL. Coloque aproximadamente 5mL de água e utilizando o esquema ilustrado abaixo, aqueça até quase a ebulição. Durante o aquecimento da mistura aproveite para aquecer mais 5mL de água destilada em um béquer.

figura 6. Esquema de Aquecimento.



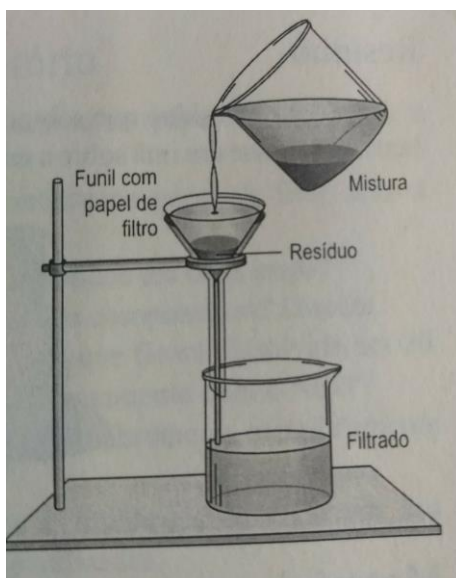
c. Enquanto ocorre a dissolução de parte da mistura, prepare o equipamento para filtração. Dobre o papel de filtro conforme ilustrado abaixo e o coloque no funil. Borrife um pouco de água sobre o papel para que o mesmo fique aderido ao funil.

Figura 7. Dobradura do papel.



d. Pegue o béquer contendo a mistura com auxílio de uma luva ou de papel (cuidado, pois está quente), faça a filtração rapidamente para que não dê tempo de resfriar. Em seguida, passe os 2 mL de água quente sobre o resíduo que ficou no papel de filtro.

Figura 8. Esquema da filtração.



B.2: FILTRADO

a. Pegue o filtrado e coloque em um banho de gelo. A solubilidade do $K_2Cr_2O_7$ diminui consideravelmente com a diminuição da temperatura (conforme os dados da tabela acima). Desse modo, haverá a precipitação do $K_2Cr_2O_7$. Prepare o esquema de filtração novamente (dobre um novo papel de filtro e coloque no funil lavado) e filtre esta mistura. Este procedimento irá separar estes dois componentes.

b. Seque o resíduo sólido do papel ($K_2Cr_2O_7$) e pese.

c. Evapore a água do filtrado utilizando o esquema com tripé-tela de amianto-bico de Bunsen para obter o cloreto de sódio. Cuidado: quando a água estiver acabando desligue o fogo para evitar que o béquer se quebre.

d. Seque o resíduo que sobrou no papel de filtro e, depois de bem seco, passe um ímã sobre a mistura e separe os componentes.

5. QUESTÕES PARA O RELATÓRIO

1. Em que se baseia o processo de destilação?
2. Água destilada é a água pura? Explique.
3. Em que se baseia a purificação de água nos deionizadores?
4. O que são resinas trocadoras de íons?
5. A água deionizada é a água pura? Explique.
6. Qual o resíduo que sobrou no papel de filtro após a primeira filtração?
7. Qual o resíduo que sobrou do papel de filtro após a segunda filtração?
8. Quais os componentes obtidos em cada etapa?
9. Houve perda de massa dos componentes? Discuta.
10. Qual a massa de $K_2Cr_2O_7$ que ficará dissolvida em 30 mL de solução (a $0^\circ C$), juntamente com NaCl?
11. As frações obtidas são de substâncias completamente puras? Discuta.
12. Discuta as vantagens e limitações de cada um dos métodos de separação utilizados.

6. BIBLIOGRAFIA

- NASCIMENTO, V., Química Geral Experimental, 3. Ed. – Recife: EDUFRPE, 2014.
- MAIA, D. Práticas de Química Para Engenharia. Campinas, SP: Ed. Átomo, 2008

5ª AULA PRÁTICA: TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA – EVIDÊNCIAS DE REAÇÕES QUÍMICAS

DATA: ___/___/___

1. OBJETIVO

⇒ O problema a ser resolvido nesta experiência é o de verificar o tipo de transformação (química ou física) que ocorre quando diferentes substâncias são aquecidas e/ou misturadas.

2. INTRODUÇÃO

A matéria encontra-se em permanente transformação. Sob o fornecimento de energia (calorífica, luminosa, etc) por agentes externos, as substâncias podem sofrer alterações diversas, modificando-se, não raramente, de forma discreta, perceptível apenas com o auxílio de sofisticados instrumentos. Entretanto, é possível em muitos casos, evidenciar tais alterações e até identificar suas origens.

Certas transformações conduzem a variações drásticas na composição química das espécies por meio de ruptura e/ou formação de ligações entre os átomos, geralmente acompanhadas de trocas energéticas com o ambiente. *Este processo, quando fornece nova(s) espécie(s) diferente(s) da(s) inicial(is), é denominado **transformação química**, que é descrito através de equações químicas e especificamente denominado **reação química**.* Em outras palavras, as mudanças químicas originam substâncias (produtos), cujas propriedades intensivas são diferentes das características das substâncias originais (reagentes).

As transformações físicas são principalmente observadas nas mudanças de estado das substâncias, representadas, por exemplo, pela fusão, ebulição, sublimação, condensação e solidificação. Diferentes arranjos de uma mesma espécie química, que possuam as mesmas propriedades químicas, podem ser obtidos por transformações físicas.

As reações químicas são mudanças ou transformações que envolvem rearranjos dos átomos dos reagentes para formar os produtos, acompanhada da absorção ou liberação de energia.

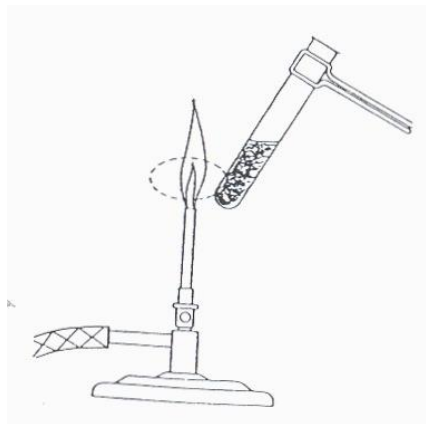
Para que uma reação química ocorra entre duas substâncias, os íons ou moléculas que constituem os reagentes devem entrar em contato uns com os outros. Por esta razão, a velocidade com a qual uma reação ocorre depende de quão facilmente as espécies reagentes são capazes de se misturar. Por exemplo, ao se misturar cristais de NaCl e AgNO₃, não se observa nenhuma transformação química. Todavia, se NaCl e AgNO₃ forem dissolvidos em água e misturados, observa-se a formação de um sólido branco, cuja fórmula é AgCl. Aqui, a formação de cloreto de prata requer que os íons prata e cloreto se encontrem. Ao se misturar os dois sólidos, isto não ocorre, exceto na superfície onde os cristais se tocam. Em virtude da natureza homogênea das soluções, as substâncias dissolvidas estão intimamente misturadas a nível molecular ou iônico e as transformações químicas podem ocorrer rapidamente.

Há muitas reações químicas que ocorrem sem alterações evidentes no sistema. Há outras, no entanto, que apresentam evidências macroscópicas que permitem perceber o que está acontecendo. As principais evidências de reações são: desprendimento de gases, mudança de coloração do produto em relação aos reagentes, alteração da temperatura do sistema onde ocorre a reação e a formação de precipitados. Nos casos em que não existem sinais que evidenciam a reação, podem ser usados os chamados indicadores, que são substâncias químicas que mudam de cor no momento em que uma determinada reação chega ao fim.

3. MATERIAIS E REAGENTES:

- ⇒ dicromato de amônio;
- ⇒ cloreto de sódio;
- ⇒ nitrato de potássio;
- ⇒ iodo (ATENÇÃO!);
- ⇒ magnésio;
- ⇒ tubos de ensaio;
- ⇒ pinça de madeira;
- ⇒ pinça metálica;
- ⇒ espátula;
- ⇒ Bicap de Bunsen.

Figura 9. Movimentação do tubo de ensaio ao redor da chama.



4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

PARTE A: AQUECIMENTO DE SUBSTÂNCIAS

- a. Para observar o que ocorre quando diferentes substâncias são aquecidas, inicialmente, anote as características da substância (estado físico, cor, odor, aspecto,...).
- b. A seguir, coloque uma pequena quantidade (uma espátula rasa) da mesma em um tubo de ensaio limpo e seco.
- c. Ajuste o bico de Bunsen e, com o auxílio de uma pinça de madeira, aqueça o extremo inferior do tubo de ensaio que contém a amostra. Anote tudo o que ocorre durante o aquecimento e o estado final do sistema aquecido.
- d. Repita o procedimento acima para todas as substâncias sólidas disponíveis, **EXCETO PARA O MAGNÉSIO E O DICROMATO DE AMÔNIO**: o magnésio deve ser aquecido diretamente na chama com o auxílio de uma pinça metálica, e para o dicromato de amônio, em um tripé com uma tela de amianto deve ser colocada uma placa metálica e sobre a placa deve ser colocado o dicromato de amônio e coberto por um béquer. Feito isso o sistema é aquecido com um bico de Bunsen.

Obs.1: Os gases desprendidos pelo aquecimento do **iodo** são **venenosos** e atacam a pele. Para o aquecimento desta substância, use um cristal pequeno e faça na capela o procedimento, para evitar a inalação dos gases.

Obs. 2: **NÃO APONTE O TUBO DE ENSAIO, DURANTE O AQUECIMENTO PARA SI OU PARA O COLEGA.**

Obs. 3: Durante o aquecimento do **dicromato de amônio**, atente para o fato da reação ser muito exotérmica e rápida.

Obs. 4: Ao se aquecer uma substância qualquer, deve ser levada em conta a natureza da substância e o tipo de aquecimento desejado. Se a substância for **inflamável**, então é **proibido** usar qualquer tipo de chama. Se a substância for desconhecida, também não se deve usar chama. Pode-se utilizar banho-maria (se a temperatura de aquecimento for abaixo de 373 K) ou banho de óleo (para temperatura de

aquecimento acima de 373 K) ou manta de aquecimento. Somente se a substância não for inflamável, pode-se utilizar o bico de gás.

PARTE B: MISTURANDO DIFERENTES SUBSTÂNCIAS:

MATERIAS E REAGENTES

- | | |
|----------------------------|---|
| ⇒ tubos de ensaio; | ⇒ conta-gotas; |
| ⇒ provetas; | ⇒ NaOH em lentilhas; |
| ⇒ béquer; | ⇒ NaOH 0,1 mol/L; |
| ⇒ espátula de plástico; | ⇒ NaCl 0,1 mol/L; |
| ⇒ estante para tubos; | ⇒ HCl concentrado; |
| ⇒ sonrisal; | ⇒ HCl 0,1 mol/L; |
| ⇒ pipeta graduada de 5 mL; | ⇒ AgNO ₃ 0,1 mol/L; |
| ⇒ bombril ou similar; | ⇒ CuSO ₄ .5H ₂ O 0,2 mol/L. |
| ⇒ fenolftaleína; | |

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

a. Observe qual a composição química de um comprimido de sonrisal. Coloque aproximadamente 5 mL de água destilada em um béquer e acrescente o comprimido. Há alguma evidência de que esteja ocorrendo uma reação química? Qual?

b. Faça uma bolinha fofa de bombril e mergulhe-a em um béquer contendo aproximadamente 5 mL de solução de sulfato de cobre (II) pentaidratado. Aguarde alguns minutos e observe se há evidência de reação química. Continue observando até o final da aula.

c. Coloque 1 mL de solução de NaOH 0,1 mol/L em um tubo de ensaio. Em outro, coloque 1 mL de solução de HCl 0,1 mol/L. Derrame, aos poucos, o HCl sobre o NaOH, até perceber que a reação terminou. Há evidência de que esteja ocorrendo uma reação química?

d. Coloque 1 mL de solução de NaOH 0,1 mol/L em um tubo de ensaio e junte a ela, com agitação, 4 gotas do indicador fenolftaleína. Com o auxílio de uma pipeta graduada zerada, acrescente, aos poucos e com agitação, HCl 0,1 mol/L, até perceber que a reação terminou. Há evidência de que esteja ocorrendo uma reação química? É possível perceber agora quando a reação termina?

Obs. 1: Promova a seguinte reação na capela e com o exaustor ligado.

e. Coloque em um béquer, 1 lentilha de hidróxido de sódio, usando para isso, espátula de plástico ou de porcelana. Depois disso, avalie sensorialmente a temperatura em que se encontra o béquer. Com o auxílio de um conta-gotas, acrescente ácido clorídrico concentrado sobre a lentilha, até que ela desapareça. Neste momento, avalie novamente a temperatura do béquer. Há evidência de que ocorreu uma reação química?

f. Coloque 1 mL de solução de nitrato de prata 0,1 mol/L em um tubo de ensaio e acrescente, aos poucos e com agitação, 1 mL de solução de cloreto de sódio 0,1 mol/L. Centrifugue e observe. Há evidência de que ocorreu uma reação química?

g. Coloque 1 mL de solução de sulfato de cobre (II) pentaidratado 0,2 mol/L em um tubo de ensaio e acrescente, aos poucos e com agitação, 2 mL de solução de hidróxido de sódio 0,1 mol/L. Deixe em repouso na estante para tubos de ensaio e observe até o final da aula se há evidência de reação química.

5. QUESTÕES PARA O RELATÓRIO

1. Com o aquecimento das substâncias sólidas no item 3.1., houve transformação física ou transformação química? Justifique.

2. Complete o quadro abaixo:

Substância	Ocorreu que tipo de transformação?(Física ou Química)	Justificativa
Dicromato de amônio		
Cloreto de sódio		
Nitrato de potássio		
Iodo		
Magnésio		

3. a. Qual a composição química do comprimido de SONRISAL:

b. Qual a evidência de que está ocorrendo reação química

4. a. Qual a cor da solução de sulfato de cobre (II) pentaidratado?

b. Qual a cor das bolinhas de bombрил?

c. Qual a evidência de que está ocorrendo reação química?

5. Para os ensaios 4, 5, 6, e 7:

a. Qual a evidência de que está ocorrendo reação química?

b. Como saber se a reação chegou ao final?

6. BIBLIOGRAFIA

ALMEIDA, P. G. V. Química Geral (Práticas Fundamentais). 3ª ed. Viçosa: Editora UFV. 1998. p. 111.

BRADY, J.E.; HUMISTON, G.E. Química Geral. 2ª ed. Rio de Janeiro: LTC, 1986.

LEE, J. D. Química Inorgânica não tão concisa. Tradução da 5ª edição inglesa. São Paulo, Editora Edgard Blucher Ltda, 1999. 527p.

PEQ – PROJETOS DE ENSINO DE QUÍMICA: Experiências de Química. São Paulo: Editora Moderna, 1979.

QUAGLIANO, J.V.; VALLARINO, L.M. Química. Trad. Ainda Espínola. Rio de Janeiro: Guanabara Dois, 1979.

RUSSEL, J.B. Química Geral. Tradução de Divo Leonardo Sanioto et alii. São Paulo: MC Graw-Hill, 1982.

SILVA, R. R.; BOCCHI, N.; ROCHA-FILHO, R. C. Introdução à Química Experimental. São Paulo: MC Graw-Hill, 1990.

1. OBJETIVOS

⇒ Identificar substâncias eletrolíticas experimentalmente a partir do teste da condução de corrente elétrica

2. INTRODUÇÃO

As substâncias eletrolíticas são substâncias que em meio aquoso dá a uma solução a propriedade de conduzir eletricidade. Ácidos, bases, sais são exemplos de substâncias eletrolíticas visto que quando estão dissolvidas em meio aquoso formam íons possibilitando a condução de corrente elétrica na solução.

Já as substâncias que não dão condutividade a uma solução são chamadas de não eletrolíticas. Os compostos moleculares são exemplos de substâncias que não são eletrolíticas. Existem também as substâncias que são conhecidas como eletrólitos fracos, pois quando estão em meio aquoso se dissociam muito pouco causando pouca condução elétrica.

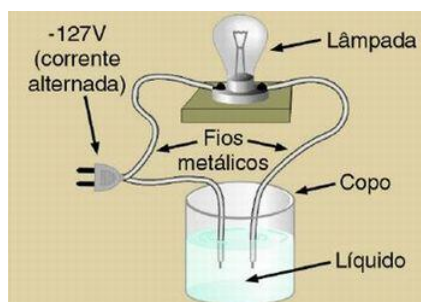
3. REAGENTE E MATERIAIS

- | | |
|---|---|
| ⇒ Cloreto de sódio (sal de cozinha) | ⇒ Ferro |
| ⇒ Solução de cloreto de sódio | ⇒ Cobre |
| ⇒ Açúcar cristal | ⇒ Magnésio |
| ⇒ Solução de açúcar | ⇒ Alumínio |
| ⇒ Solução de ácido clorídrico 0,1 mol/L | ⇒ Água de torneira |
| ⇒ Solução de NaOH 0,1 mol/L | ⇒ Água destilada |
| ⇒ Solução de sulfato de cobre 0,1 mol/L | ⇒ 15 Béqueres |
| ⇒ Etanol | ⇒ 1 Pinça de Madeira |
| ⇒ Vinagre (não balsâmico) | ⇒ Equipamento de condutividade Elétrica |

4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Coloque uma porção de cloreto de sódio em um béquer.
- Coloque os fios de do equipamento no sal e observe se o a lâmpada acendeu.
- Posteriormente, dilua com água destilada o cloreto de sódio e repita o teste de condutividade.
- Repita esse mesmo processo para as demais soluções.
- Para os metais, use a pinça de madeira, COM BASTANTE CUIDADO, para coloca-los em contato com os fios desencapados para fechar a corrente.

Figura 10. Equipamento de condutividade.



5. QUESTÕES PARA O RELATÓRIO

1. Complete o quadro.

Material	Condutividade	Justificativa
Cloreto de sódio		
Solução de cloreto de sódio		
Açúcar cristal		
Solução de açúcar		
Solução de hidróxido de sódio		
Solução de ácido clorídrico		
Solução de sulfato de cobre		
Etanol		
Vinagre		
Ferro		
Cobre		
Magnésio		
Alumínio		
Água de torneira		
Água destilada		

6. BIBLIOGRAFIA

CHEMELLO, E. Portal do Professor. Experimento para determinação de eletrólitos e não eletrólitos. Disponível em: <<http://portaldoprofessor.mec.gov.br/fichaTecnicaAula.html?aula=19742>>. Acesso em: 22 mar. 2018.

1. OBJETIVOS

⇒ Reconhecer a existência de proporções fixas e definidas entre as quantidades de reagentes nas reações químicas;

⇒ Fazer uso de equações químicas para efetuar cálculos estequiométricos.

2. INTRODUÇÃO

A estequiometria de uma reação química é o conjunto de relações quantitativas de massas envolvidas na mesma. Os símbolos químicos (Zn, H, O, Cu) representam átomos dos diferentes elementos. Os átomos não são “destruídos” e nem “criados” em uma reação química, ou seja, devem estar presentes nos reagentes e nos produtos como você já observou nas reações químicas anteriores, isto significa que os átomos em uma reação química são conservados.

Existem vários métodos para se determinar a estequiometria de uma reação. O método mais conhecido é o das variações contínuas, que consiste em adicionar quantidades crescentes de um dos reagentes, mantendo-se constantes os demais, e medir a quantidade máxima de um dos produtos formados. Assim, a combinação que resultar o maior rendimento para a reação revelará sua estequiometria. O ponto final da reação pode ser também identificado utilizando-se reagentes auxiliares que mudam de cor no final da reação, denominados indicadores, ou utilizando métodos espectrométricos e propriedades físico-químicas do sistema que mude significativamente no final da reação. A medição do pH do sistema é um exemplo popular de método eletroanalítico utilizado para detectar o ponto final de reações ácido-base.

A observação de muitas reações químicas levou a generalizações ou princípios, conhecidos como *leis de combinações químicas*. Estas leis (Lei de Lavoisier, Lei de Proust e outras) referem-se a relações de massas com substâncias que participam das reações químicas.

3. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

PARTE A: Realização de três reações diferentes tendo o cuidado de pesar a massa antes e após as reações químicas.

A. FORMAÇÃO DE UM PRECIPITADO:

MATERIAS E REAGENTES

⇒ 2 béqueres de 50 mL;

⇒ Balança semi-analítica;

⇒ 2 pipetas graduadas;

⇒ Solução de sulfato de cobre ($\text{CuSO}_{4(\text{aq})}$);

⇒ Solução de hidróxido de sódio ($\text{NaOH}_{(\text{aq})}$).

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Em um béquer de 50 mL, coloque 10 mL de solução de sulfato de cobre e em outro 10 mL de solução de hidróxido de sódio.
- Pese os dois béqueres juntos. Anote a massa.
- Misture as duas soluções em um dos béqueres.
- Agite e pese novamente o conjunto (inclusive o béquer vazio). Anote a massa.

Questão: O sistema em que se deu a reação é aberto, fechado ou isolado? Discuta!

B. DESPRENDIMENTO DE GÁS:

MATERIAS E REAGENTES

- ⇒ 2 béqueres de 50 mL;
- ⇒ 2 pipetas graduadas;
- ⇒ Balança semi-analítica;
- ⇒ Carbonato de cálcio ($\text{CaCO}_{3(s)}$);
- ⇒ Vinagre ($\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}$).

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Em um béquer de 50 mL coloque uma pequena porção (duas espátulas cheias ou colherinha) de carbonato de cálcio e em outro coloque 20 mL de vinagre.
- Pese os dois copos de béquer e anote a massa.
- Derrame o vinagre sobre o carbonato de cálcio e agite.
- Pese novamente os béqueres e anote a massa.

Questão: Este é um sistema aberto, isolado ou fechado? Justifique!

C. COMBUSTÃO DA LÃ DE AÇO:

MATERIAS E REAGENTES

- ⇒ 1 cápsula de porcelana;
- ⇒ Fósforos;
- ⇒ Balança semi-analítica.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Coloque um pedaço de lã de aço em uma cápsula e pese o conjunto.
- Queime a lã de aço de forma mais completa possível, cuidando para não perder nenhuma porção de reagente e nem de produto. Assopre levemente sobre a lã de aço acesa para obter melhor resultado.

c. Espere terminar a reação de combustão, deixe esfriar e pese o sistema.

Questão: Este sistema é aberto, fechado ou isolado? Justifique!

Obs. 1: Ao realizar estas experiências você deve ter observado que em alguns sistemas houve alteração sensível na massa, antes e após a reação. Como você explica este fato? De que forma estas massas estão conservadas? Houve “entrada” ou “saída” de alguma substância nos diversos sistemas?

Há uma *lei de conservação das massas* nas reações químicas. A *Lei de Lavoisier*. Ou seja: “em uma reação química a massa dos reagentes é igual a massa dos produtos”, ou seja, a massa é conservada!

Questão: Como você concilia esta lei com os resultados de suas experiências. Pesquise em diferentes livros o enunciado completo desta lei e as experiências que foram realizadas para enunciá-la.

PARTE B: Com que quantidade participam os reagentes em uma reação química? As substâncias se combinam em proporções *definidas*, isto é, a reação não continua se falta um dos reagentes. Existe uma proporção, *correta* entre os reagentes. Proust expressou este fato em sua lei das proporções definidas.

A. VERIFICAÇÃO DA LEI DE PROUST (1).

MATERIAS E REAGENTES

- ⇒ 1 tubo de ensaio grande;
- ⇒ Pipeta graduada;
- ⇒ Termômetro;
- ⇒ Béquer de 250 mL;
- ⇒ Bico de bunsen;
- ⇒ Solução de ácido sulfúrico 6 mol/L ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$);
- ⇒ Solução de permanganato de potássio 0,1 M ($\text{KMnO}_{4(\text{aq})}$);
- ⇒ Solução de ácido oxálico 0,2 mol/L ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_{4(\text{aq})}$).

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

a. Coloque 5 mL de solução de permanganato de potássio 0,1 mol/L em um tubo de ensaio e adicione 1 mL de solução de ácido sulfúrico 6 mol/L.

b. Aqueça o tubo de ensaio em banho-maria de água a 70°C (Figura 11), usando um béquer de 250 mL.

c. Espere homogeneizar a temperatura e adicione 1 mL de ácido oxálico 0,2 mol/L, cuidando para manter o banho maria a 70°C

Questão: Que reagente é responsável pela cor violeta?

d. Espere o ácido oxálico (até terminar a efervescência) e adicione mais 1 mL de ácido oxálico.

e. Repita o procedimento anterior (observando o fim da efervescência) adicionando ácido oxálico de 1 em 1 mL até notar a descoloração da solução.

Questão: Porque a solução descoloriu? Qual dos reagentes foi consumido?

f. Quando a solução estiver totalmente incolor e sem efervescência, adicione 1 mL de ácido oxálico.

Questão: Por que não houve reação?

Questão: Para 5 mL de $\text{KMnO}_{4(\text{aq})}$ 0,1 mol/L quantos mL de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_{4(\text{aq})}$ 0,2 mol/L são necessários?

Figura 11. Sistema de aquecimento em banho-maria de água.



B. VERIFICAÇÃO DA LEI DE PROUST (2)

MATERIAS E REAGENTES

- ⇒ 05 tubos de ensaio;
- ⇒ 02 pipetas graduadas;
- ⇒ Solução de KI 0,5 mol/L;
- ⇒ Solução de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,5 mol/L.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- a. Carregue uma bureta com a solução 0,50 mol/L de nitrato de chumbo (II) recém-preparada. Faça o mesmo, em outra bureta, com a solução 0,50 mol/L de iodeto de potássio. Enumere cinco tubos de ensaio e transfira, cuidadosamente, 4,0 mL de solução 0,50 mol/L de iodeto de potássio para cada tubo. Em seguida, adicione quantidades variáveis da solução de nitrato de chumbo (II), de acordo com o quadro abaixo.

Quadro 6. Estequiometria da precipitação do iodeto de chumbo (II).

Tudo de Ensaio	Volume (mL) de KI 0,5 mol/L	Volume (mL) de Pb(NO ₃) ₂ 0,5 mol/L	Mol de KI	Mol de Pb(NO ₃) ₂
1	4,0	0,5	0,0020	0,00025
2	4,0	1,0		
3	4,0	2,0		
4	4,0	3,0		
5	4,0	4,0		

b. Homogeneize a mistura contida em cada tubo de ensaio, cuidando para que o precipitado de iodeto de chumbo (II) não fique aderido às paredes do tubo. Coloque os tubos de ensaio em posição vertical e meça a altura atingida pelo sólido em cada tubo, depois de vinte minutos de decantação, no mínimo. Se possível, centrifugue as diversas misturas em baixa rotação.

c. Separe o precipitado da solução sobrenadante por filtração simples, utilizando papel de filtro faixa azul, previamente pesado. Seque o sólido e o papel de filtro em estufa a 100°C até massa constante e determine, em seguida, a massa total (papel de filtro + precipitado) correspondente a cada mistura de reação. A massa de precipitado pode ser calculada, então, por diferença.

4. QUESTÕES PARA O RELATÓRIO

1. Quando se adiciona o ácido oxálico, ocorre a liberação de um gás. Colete e identifique o gás liberado, reagindo 5 ml de KMnO_{4(aq)} + 1 ml de H₂SO_{4(aq)} + 8ml de H₂C₂O_{4(aq)} a 70°C.
2. Ocorre liberação de gás simplesmente misturando os reagentes?
3. Um dos fatores para que ocorra a reação (descoloração do KMnO_{4(aq)}), é a presença de um ácido forte. Qual é esse ácido?
4. Além da presença do ácido forte, precisa de outra condição para ocorrer a reação. Qual?
5. Como você poderia provar que H₂SO_{4(aq)} é necessário para ocorrer a reação?
6. Como você pode relacionar os resultados de suas experiências com a Lei de Proust, que determina as quantidades de massa com que se combinam os reagentes?
7. Procure em diversos livros o enunciado completo da Lei de Proust e as experiências realizadas para enunciá-la.

5. BIBLIOGRAFIA

POWLOWSKY, A.M.; LEMOS DE SÁ, E.; MESSERSHMIDT, I.; Souza, J.S.; OLIVEIRA, M.A.; SIERAKOWSKI, M.R.; SUGA, R. Experimentos de Química Geral. Curitiba: Ed. da UFPR, 1994.

CHRISPINO, ÁLVARO. Manual de química experimental. Campinas, SP: Ed. Átomo, 2010

1. OBJETIVOS

- ⇒ Comprovar experimentalmente as propriedades funcionais dos ácidos e bases, utilizando corretamente os indicadores ácido-base mais comuns;
- ⇒ Padronizar uma solução de ácido clorídrico usando solução padronizada de hidróxido de sódio.

2. INTRODUÇÃO

As substâncias químicas apresentam comportamentos diferenciados frente a um sistema. Isso decorre do fato de que cada substância possui características e propriedades específicas. É possível, no entanto, reuni-las em grupos em que as propriedades químicas são semelhantes. Esses grupos chamam-se funções químicas. As quatro principais funções químicas são: ácidos, bases, sais e óxidos.

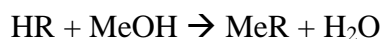
3. MATERIAIS E REAGENTES

- ⇒ Tubos de ensaio;
- ⇒ Suporte (estante) para tubos de ensaio;
- ⇒ Baqueta ou bastão de vidro;
- ⇒ Ácido clorídrico 5%;
- ⇒ Ácido sulfúrico 5%;
- ⇒ Solução de fenolftaleína;
- ⇒ Solução de metilorange;
- ⇒ Solução de azul de bromotimol;
- ⇒ Papel indicador tornassol azul;
- ⇒ Papel indicador tornassol vermelho;
- ⇒ Papel indicador universal;
- ⇒ Hidróxido de sódio 5%;
- ⇒ Hidróxido de amônio 5%;
- ⇒ Carbonato de sódio sólido;
- ⇒ Carbonato de cálcio sólido.

4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL**PARTE A: Propriedades fundamentais dos ácidos e bases**

As propriedades mais comuns dos ácidos são:

- Sabor azedo (ácido);
- Mediante o indicador fenolftaleína a solução fica incolor;
- Mediante o indicador metilorange (alaranjado de metila) a solução fica vermelha;
- Mediante o indicador azul de bromotimol a solução fica amarela;
- Muda para a cor vermelha o papel tornassol azul, assim como o papel indicador universal;
- Mantêm o papel tornassol vermelho nessa cor;
- Reagem com bases, formando sais e água (reação de salificação ou neutralização), conforme a equação genérica:



- Reagem com carbonatos e bicarbonatos, produzindo efervescência, provocada pela liberação de gás carbônico, conforme a equação:

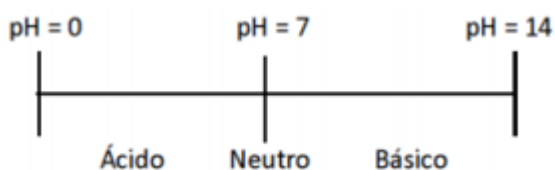


As propriedades mais comuns das bases são:

- Mediante o indicador fenolftaleína a solução fica vermelha;
- Muda para a cor azul o papel tornassol vermelho, assim como o papel indicador universal;
- Mantêm o papel tornassol azul nessa cor;
- Reagem com ácidos, formando sais e água (reação de salificação ou neutralização), conforme descrito acima.

O termo pH (potencial hidrogeniônico) é usado universalmente para expressar o grau de acidez ou basicidade de uma solução. A escala de pH (figura 1) é constituída de uma série de números variando de 0 a 14, os quais denotam vários graus de acidez ou alcalinidade.

Figura 12. Escala de pH.



PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Numere quatro tubos de ensaio. Adicione cerca de 1 cm (2ml) das seguintes soluções (uma em cada tubo): HCl, H₂SO₄, NaOH e NH₄OH. Em seguida, usando a baqueta, em cada tubo molhe um pedaço de cada papel indicador. Observe e anote os resultados. Descarte o conteúdo dos tubos no frasco para resíduo dentro da capela e lave os tubos com água e sabão. Os papéis indicadores podem ser descartados no lixo.
- Adicione as mesmas soluções do item anterior, do mesmo modo. Adicione em cada tubo 1 gota de indicador fenolftaleína. Observe e anote o resultado. Repita o experimento, usando os demais indicadores líquidos (azul de bromotimol e metilorange). Descarte o conteúdo dos tubos no frasco para resíduo dentro da capela e lave os tubos com água e sabão.
- Pegue um tubo de ensaio limpo e seco. Adicione 1 cm (2ml) de NaOH e em seguida 1 gota de fenolftaleína; agite o tubo. Em seguida, adicione aos poucos solução de HCl, até descorar.
- Pegue dois tubos de ensaio limpos e secos. Adicione 1 cm (2ml) de H₂SO₄ em cada um deles. Em um dos tubos adicione um pouco de carbonato de cálcio e, no outro, carbonato de sódio. Observe e anote o resultado.

PARTE B: Aplicação da reação ácido-base (Volumetria de Neutralização)

A volumetria de neutralização se fundamenta na combinação de íons de hidroxônio e hidroxilas, conforme a equação:



A concentração de uma solução ácida pode então ser determinada por meio da titulação por uma solução padronizada de uma base. Na volumetria de neutralização, utiliza-se um reativo auxiliar, chamado indicador ácido-base. Esses indicadores são ácidos ou bases orgânicos, fracos, nos quais as formas moleculares e iônicas estão associadas a cores distintas, em função do pH do meio. A mudança de pH da solução próxima ao ponto de equivalência (quando teoricamente $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$) faz com que o indicador mude de cor, mostrando o final da titulação e, conseqüentemente, o volume de reativo consumido, medido através da bureta.

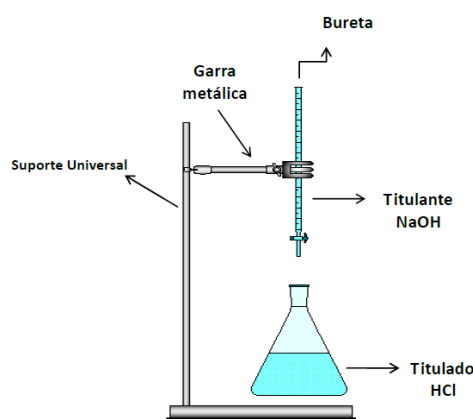
MATERIAIS E REAGENTES

- ⇒ Ácido clorídrico 0,05 mol/L;
- ⇒ Solução padronizada de hidróxido de sódio 0,05 mol/L;
- ⇒ Solução indicadora de fenolftaleína 0,5% m/v;
- ⇒ Bureta de 25 ml;
- ⇒ Pipeta volumétrica de 10 mL;
- ⇒ Balão volumétrico de 1L;
- ⇒ Erlenmeyers de 250 mL;
- ⇒ Funil de haste long;Baqueta.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

a. Com 3 repetições, transfere quantitativamente alíquota de 10ml da solução de HCl para erlenmeyer de 250 ml. Dilua com 25 ml de água destilada e coloque 2 gotas de solução de fenolftaleína. Titule com a solução de NaOH, até a cor do meio mudar para levemente vermelho. Anote os volumes gastos, e com a média dos volumes, efetue os cálculos do item 4.

Figura 13. Titulação.



5. QUESTÕES PARA O RELATÓRIO

1. Com base nas anotações dos resultados da Parte A, preencha a tabela abaixo:

INDICADOR	COR EM MEIO	
	ÁCIDO	BÁSICO
Papel tornassol azul		
Papel tornassol vermelho		
Papel indicador universal		
Fenolftaleína		
Metilorange		
Azul de bromotimol		

2. Por que, ao adicionar HCl em solução de NaOH com fenolftaleína, ocorre a descoloração da solução? Escreva a equação balanceada.

3. Por que carbonato de sódio é solúvel em solução de ácido sulfúrico diluído e o carbonato de cálcio não? Escreva as equações balanceadas em ambos os casos.

4. Calcule a concentração real (em mol/l) da solução de HCl, em função do volume médio consumido de NaOH 0,05 mol/l na titulação efetuada no experimento 2.

5. Calcule o fator de correção da concentração aparente do HCl padronizado no experimento 2.

6. Qual o volume da solução de HCl preparada e padronizada no experimento 2, necessário para torná-la 0,0125 mol/l, tendo-se volume final de 250ml?

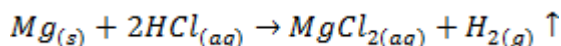
6. REFERÊNCIAS

OLIVEIRA, A., VALENTE, J., PADILHA P. Roteiros de aulas práticas. 2013

1. PRÉ-LABORATÓRIO

Pergunta 1: Ferro metálico reage com sulfato de cobre (II) aquoso para formar sulfato de ferro (II) e cobre. Qual é o metal mais reativo (melhor agente redutor), ferro ou cobre? Escreva a equação da reação e mostre a variação do nº de oxidação do cobre e do ferro.

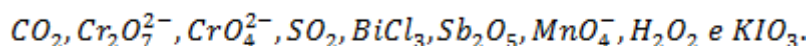
Pergunta 2: Dada a equação:



Determine o agente oxidante e o agente redutor.

Pergunta 3: Cobre metálico reage com o nitrato de prata para formar nitrato de cobre e prata elementar. Escreva as semi-reações de oxidação e redução, e a reação iônica total para o sistema.

Pergunta 4: Determine os números de oxidação dos elementos nos compostos e íons:



Pergunta 5: Escreva as semi-reações de oxidação e redução, e a reação iônica total para o escurecimento de uma lente fotocromática.

As perguntas 6-9 referem-se ao enunciado: Escreva as semi-reações de oxidação e redução e as reações completas balanceadas para as seguintes reações de oxi-redução:

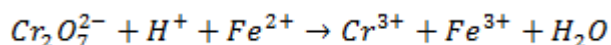
Pergunta 6. Ferro (II) + cloro \rightarrow ferro (III) + cloreto

Semi-reação de oxidação:

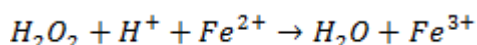
Semi-reação de redução:

Reação total:

Pergunta 7. O íon dicromato oxida o ferro (II) a ferro (III) em solução ácida.



Pergunta 8. Em solução ácida o peróxido de hidrogênio oxida Fe^{2+} a Fe^{3+}



Pergunta 9. Alumínio + íon hidrogênio \rightarrow íon alumínio (III) + hidrogênio(g).

2. OBJETIVOS

\Rightarrow Identificar a natureza das reações de oxi-redução;

\Rightarrow Montar uma tabela a partir de dados experimentais e escrever equações para as semi-reações de oxidação e redução.

2. MATERIAIS E REAGENTES

\Rightarrow 4 tubos de ensaio pequenos 10x100 mm;

\Rightarrow Água clorada, hipoclorito de sódio;

\Rightarrow Pipetas graduadas de 5ml

\Rightarrow Cobre (Cu) metálico (lixado);

- ⇒ Bombril (Fe);
- ⇒ Magnésio (Mg) metálico (fita);
- ⇒ Zinco (Zn) metálico;
- ⇒ ZnSO₄ (sulfato de zinco) 0,1 mol/L;
- ⇒ CuSO₄ (sulfato de cobre) 0,1 mol/L;
- ⇒ NaBr (brometo de sódio) 0,1 mol/L;
- ⇒ NaCl (cloreto de sódio) 0,1 mol/L;
- ⇒ NaI (iodeto de sódio) 0,1 mol/L;
- ⇒ FeCl₃ (cloreto de ferro III) 0,1 mol/L e
- ⇒ H₂SO₄ (ácido sulfúrico) 3 mol/L.

4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Precauções de segurança

a) O ácido sulfúrico 3 mol/L é extremamente corrosivo e causa queimaduras na pele e mucosas. Deve ser manuseado com muito cuidado. Em caso de acidente, lave as partes atingidas com bastante água. Use guarda pó e óculos de segurança.

Coleta de resíduos

a. Os resíduos de CuSO₄ e ZnSO₄ podem ser colocados no mesmo recipiente para ser encaminhados para tratamento. O limite máximo permitido de cobre na solução para ser descartada na pia é de 1mg/L e para o zinco é de 5mg/L.

b. Os resíduos de NaBr, NaCl, NaI e FeCl₃ podem ser descartados na pia.

c. Os resíduos de ácido sulfúrico devem ser neutralizados ao final de cada aula pelo monitor. Para a neutralização usa-se NaOH 3M e como indicador fenolftaleína. Adiciona-se NaOH lentamente, até a mudança de cor. Cuidado, a neutralização gera calor. O resíduo neutralizado (Na₂SO₄ e água) pode ser descartado na pia.

PARTE A: Metais como agentes redutores

OBS.: Para produzir a produção de resíduos químicos use uma quantidade mínima de cada solução, aproximadamente 10 gotas (≈ 0,5ml), o suficiente para cobrir o metal.

a. Enumere 4 tubos de ensaio 1 a 4. Coloque no tubo 1 pedaço de cobre metálico (≈ 1,0cm); no tubo 2, fita de magnésio (≈ 1,0cm); no tubo 3, zinco metálico (≈ 0,5cm²); no tubo 4, uma pequena bola de Bombril (≈ 0,5cm de diâmetro).

b. Adicione 10 gotas (≈ 0,5ml) de CuSO₄ 0,1 mol/L em cada tubo. Use conta gotas, se usar pipetas lave-as antes de usá-las.

c. Espere 3 minutos e observe se ocorreu alguma mudança de cor na mistura (na solução ou no sólido) indicando reação química. Se houve reação escreva a equação balanceada na folha de dados. Caso contrário, escreva “aparentemente não ocorreu.”

d. Descarte o conteúdo de cada tubo de ensaio com os pedacinhos metálicos utilizados na peneira plástica sobre o béquer coletor de resíduos de CuSO₄ colocado ao lado da pia. Lave os tubos e as pipetas com água da torneira e depois os enxágue com água destilada.

e. Repita o procedimento do item I, a seguir adicione 10 gotas ($\approx 0,5\text{ml}$) de $0,1\text{ mol/L}$ em cada tubo. Use conta gotas, se usar pipetas lave-as antes de usá-las.

f. Ao terminar siga as instruções do item IV. O ZnSO_4 pode ser misturado com o CuSO_4 .

g. Repita o procedimento do item I, a seguir adicione 10 gotas de ($\approx 0,5\text{ml}$) de ácido sulfúrico 3 mol/L em cada tubo. Cuidado ao manusear o ácido sulfúrico, é extremamente corrosivo. Use conta gotas, se usar pipetas lave-as antes de usá-las. Proceda de acordo com as instruções do item III. Obs.: A reação com o ferro é lenta.

h. Ao terminar descarte o conteúdo de cada tubo de ensaio com os pedacinhos metálicos utilizados na peneira plástica sobre o béquer coletor de resíduos de ácido sulfúrico colocado ao lado da pia. Lave os tubos e as pipetas com água da torneira e depois com água destilada.

PARTE B: Halogênios e Fe^{3+} como agente oxidante

a. Enumere 3 tubos de ensaio limpos. Coloque 10 gotas ($\approx 0,5\text{ml}$) de brometo de sódio (NaBr) $0,1\text{M}$ no tubo 1; 10 gotas ($\approx 0,5\text{ml}$) de cloreto de sódio (NaCl) $0,1\text{M}$ no tubo 2; e 10 gotas ($\approx 0,5\text{ml}$) de iodeto de sódio (NaI) $0,1\text{M}$ no tubo 3. Adicione 10 gotas ($\approx 0,5\text{ml}$) de FeCl_3 $0,1\text{M}$ a cada um dos 3 tubos. Observe qualquer mudança de cor. Um enfraquecimento de cor devido a diluição não constitui uma mudança de coloração. O ferro (III) oxidou algum dos haletos? Anote suas observações na folha de dados.

b. Lave os tubos de ensaio. As soluções dos tubos de ensaio podem ser desprezadas na pia, estes sais não são tóxicos ao meio ambiente nestas concentrações.

c. Enumere 3 tubos de ensaio limpos. Teste 10 gotas ($\approx 0,5\text{ml}$) de cada haleto do item I com 10 gotas ($\approx 0,5\text{ml}$) de água clorada recentemente preparada.

d. Lave os tubos de ensaio. As soluções dos tubos de ensaio podem ser desprezadas na pia, estes sais não são tóxicos ao meio ambiente nestas concentrações.

5. QUESTÕES PARA O RELATÓRIO

1. Coloque os quatro metais (Cu , Zn , Mg , Fe) e o hidrogênio em ordem decrescente começando pelo melhor agente redutor ao mais fraco.

Melhor redutor: _____1 _____4
_____2 _____5
_____3

2. Escreva as equações das semi-reações de oxidação e redução e a reação iônica total para as reações:

- a) Sulfato de cobre + zinco
b) Ácido sulfúrico + magnésio

3. Coloque Br_2 , Cl_2 , I_2 e Fe^{3+} em ordem de suas reatividades, começando pelo melhor agente oxidante:

Melhor oxidante: _____1 _____3
_____2 _____4

4. Escreva as equações das semi-reações de oxidação e redução e a equação iônica total para as reações:

- Ferro (III) + iodeto
- Cloro + iodeto

5. Para as reações abaixo, escreva as equações das semi-reações de oxidação e redução e a equação iônica completas adicionando H^+ , OH^- ou H_2O , quando necessário.

- $H_2SO_4 + HI \rightarrow I_2 + SO_2$ (em solução ácida)
- $Zn + NO_3^- \rightarrow Zn^{2+} + N_2$ (em solução ácida)
- $Cl_2 + OH^- \rightarrow Cl^- + ClO_3^-$ (em solução básica)
- Ferro (II) + cério (IV) \rightarrow ferro (III) + cério (III)

6. Para as reações abaixo (1-12), assuma que, quando o ferro metálico reagir formará Fe(II). Se a reação ocorreu, complete e balanceie a equação. Se a reação não foi observada experimentalmente, escreva “a reação não foi observada”.

- $CuSO_4 + Cu^0 \leftrightarrow$ _____
- $CuSO_4 + Mg^0 \leftrightarrow$ _____
- $CuSO_4 + Fe^0 \leftrightarrow$ _____
- $ZnSO_4 + Cu^0 \leftrightarrow$ _____
- $ZnSO_4 + Mg^0 \leftrightarrow$ _____
- $ZnSO_4 + Zn^0 \leftrightarrow$ _____
- $ZnSO_4 + Fe^0 \leftrightarrow$ _____
- $H_2SO_4 + Cu^0 \leftrightarrow$ _____
- $H_2SO_4 + Mg^0 \leftrightarrow$ _____
- $H_2SO_4 + Zn^0 \leftrightarrow$ _____
- $H_2SO_4 + Fe^0 \leftrightarrow$ _____

7. Halogênios e Fe^{3+} como agentes oxidantes

- $Fe^{3+} + Br^- \rightarrow$ _____
- $Fe^{3+} + Cl^- \rightarrow$ _____
- $Fe^{3+} + I^- \rightarrow$ _____
- $Cl^{3+} + Br^- \rightarrow$ _____
- $Cl^{3+} + Cl^- \rightarrow$ _____
- $Fe^{3+} + I^- \rightarrow$ _____

6. BIBLIOGRAFIA

Chang, R.; Goldsby, K. A. Química. 11. ed. Porto alegre: AMGH, 2013.

Nascimento, V. B. Química Geral Experimental. 3 ed. ed. Recife: EDUFRPE, 2014.

1. OBJETIVOS

- ⇒ Efetuar cálculos para determinar o volume ou a massa necessária para preparar soluções aquosas ácidas e básicas.
- ⇒ Preparar soluções aquosas a partir de um sólido PA (Pró-Análise) e de um reagente líquido;
- ⇒ Efetuar diluição e mistura de soluções.

2. INTRODUÇÃO

Uma solução é uma mistura ou dispersão homogênea de duas ou mais substâncias (soluto e solvente) cuja proporção pode variar dentro de certos limites. Quando dispersões apresentam diâmetro das partículas dispersas inferior a 10 Angstroms (10 \AA) temos uma solução. Quando este diâmetro situa-se entre 10 e 1000 Å , temos dispersões coloidais. As soluções podem ser de vários tipos: líquido em líquido (l/l), sólidos em líquidos (s/l), sendo estas duas bastante comuns, mas há ainda gás em líquido (g/l), gás em gás (g/g) e soluções de sólidos em sólidos (s/s).

No preparo de uma solução, o soluto é a substância minoritária (disperso) e o solvente é o majoritário (dispersante) que está em maior proporção na mistura e dissolve o soluto. Geralmente, nos laboratório de química, o solvente mais utilizado é a água destilada.

As soluções podem ser classificadas de acordo com as quantidades de soluto dissolvido, podendo ser insaturadas, saturadas ou supersaturadas. Para defini-las, é importante lembrar que a solubilidade de um soluto é a quantidade máxima deste que pode dispersar-se numa determinada quantidade de solvente a uma dada temperatura.

- Solução insaturada ou não saturada é quando a quantidade de soluto adicionada é inferior a sua solubilidade numa dada temperatura.
- Solução saturada é quando a quantidade de soluto dissolvido é igual a sua solubilidade numa dada temperatura.
- Solução supersaturada é quando a quantidade de soluto dissolvido é maior que a sua solubilidade numa dada temperatura.

Para preparar uma solução concentrada ou diluída é muito importante definir a concentração da solução desejada. A concentração é a relação entre a quantidade (massa, volume, quantidade de matéria) de soluto e da quantidade de solvente. São exemplos de algumas unidades de concentrações mais usuais em química:

- Concentração em grama por litro (g/L)
- Concentração em mol por litro (mol/L)
- Composição percentual (% m/m, % m/V, % V/V)

Neste experimento, essas unidades de concentrações serão aplicadas para determinar a massa ou volume de ácido e base que serão utilizadas para preparar e diluir soluções aquosas.

Existem duas formas de pipetas: volumétrica (A) e graduada (B), de capacidades variadas, desde 0,1 mL até 100 mL. Para evitar erros de medidas na hora de dispensar o líquido, deve-se verificar, na parte superior da pipeta, se ela contém uma ou duas faixas. Pipeta com uma faixa, Figura 2.1 (A), significa que a medição é exata, de apenas uma quantidade específica do líquido, e, portanto, não deve ser escorrida completamente (uma gota restará na ponta da pipeta). Já a pipeta que apresenta duas faixas na parte superior, exemplo Figura 2.1 (B), foi calibrada de tal maneira que sua capacidade total é atingida quando a última gota presente em seu interior for escorrida completamente para fora.

Para pipetar um líquido, utiliza-se o pipetador de três vias, mais conhecido como “pera”. Seu funcionamento pode ser visto na Figura 2.2.



Figura 14– Tipos de pipetas: em (A), uma pipeta volumétrica de uma faixa (medição exata); e, em (B), uma pipeta graduada de duas faixas (esgotamento total).

Figura 15. Auxiliar de pipetagem.

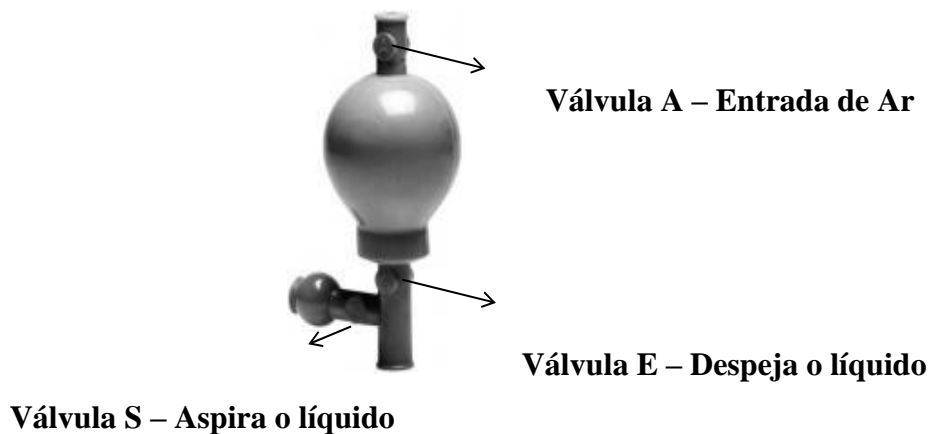
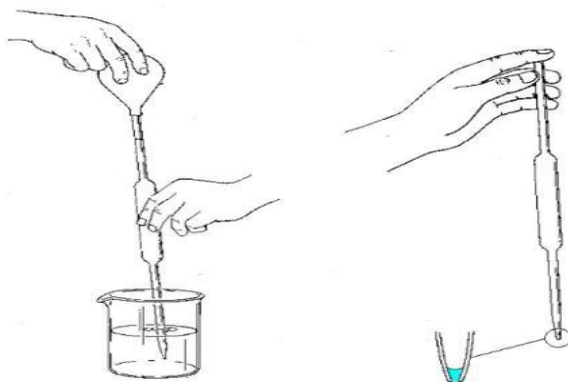


Figura 18. Utilização do pipetador de três vias.



Retirada do líquido / enchendo a pipeta

Detalhe da ponta da pipeta de uma faixa

3. MATERIAIS E REAGENTES

- ⇒ 01 balão volumétrico de 10 mL;
- ⇒ 01 balão volumétrico de 10 mL;
- ⇒ Espátulas;
- ⇒ 03 béqueres de 100 mL;
- ⇒ 01 bastão de vidro;
- ⇒ 01 pipetador de três vias;
- ⇒ Pipeta de Pasteur;
- ⇒ Pipeta graduada de 25 mL;
- ⇒ Pipeta volumétrica de 5 mL;
- ⇒ Ácido clorídrico 20% ($d = 1,09 \text{ g/mL}$);
- ⇒ Sulfato de cobre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$) sólido.

4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

PARTE A: Preparo de 100 mL de uma solução de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 0,2 mol/L

Para preparar a solução de sulfato de cobre, consultar, no rótulo ou na tabela periódica, qual a massa molar (em g/mol) do sal. De posse dessas informações

- a. Calcule a massa de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ necessária para preparar 100 mL de solução 0,2 mol/L. Observe que esse sal é hidratado e, portanto, considere essa informação no cálculo.
- b. Pese a quantidade calculada de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ em um béquer de 100 mL.
- c. Acrescente um pequeno volume de água destilada ao béquer e transfira o sal dissolvido para um balão volumétrico de 100 mL. Repita esse procedimento até que não haja mais sulfato de cobre no béquer. Mas,

ATENÇÃO: cuidado para que a quantidade de água utilizada na dissolução do sal não ultrapasse o volume final desejado (100 mL). Por isso, é importante que as dissoluções sejam feitas com um mínimo de água.

d. Complete o volume da solução com água destilada até a marca da aferição do balão (menisco). Veja as Figuras 7 e 8.

e. Tampe e agite o balão volumétrico para a completa homogeneização.

PARTE B: Preparo de 10 ml de solução de $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 0,1 mol/l a partir de uma solução estoque

Nessa etapa, será feita uma solução 0,1 mol/L de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ a partir de uma diluição da solução estoque 0,2 mol/L anteriormente preparada. Para isso:

Calcule o volume necessário de solução estoque 0,2 mol/L necessário para se fazer a diluição em um balão volumétrico de 10 mL.

Obs. 1: Lembre-se que a quantidade de matéria (n), dada em mol, do soluto é a mesma, antes e depois da diluição, já que não houve variação da massa do sulfato de cobre. Portanto:

$$n_{\text{inicial}} = n_{\text{final}}$$

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$$

Tabela 9. Dados das soluções para a diluição.

Condições	Inicial (solução estoque)	Final (solução diluída)
Concentração em quantidade de matéria (mol/L)	M_i	M_f
volume da solução (L)	V_i	V_f
mol de solute	$n_i = M_i \cdot V_i$	$n_f = M_f \cdot V_f$

a. Com auxílio de pipetador de três vias e de uma pipeta volumétrica (verifique o volume desejado!), transfira o volume calculado para o balão de 10 mL.

b. Complete o volume da solução com água destilada até a marca da aferição do balão (menisco).

c. Tampe e agite o balão volumétrico com cuidado para a completa homogeneização da solução.

PARTE C: preparo de 100 ml de solução de HCl 1,0 mol/l

Para preparar uma solução de ácido clorídrico (HCl), inicialmente é importante consultar o rótulo do frasco que contém a solução concentrada para se obter a densidade (m/V) e a percentagem (m/m) do ácido no reagente concentrado. A partir desses dados:

a. Calcule a massa de HCl necessária para preparar 100 mL de solução 1,0 mol/L e, depois, utilizando a

densidade da substância, determine o volume da solução concentrada que contém essa massa. Consulte as informações no rótulo e tente fazer os cálculos envolvidos para o preparo da solução. Procure o professor para mostrar os cálculos ou para ver como são feitos, caso não tenha conseguido.

b. Com auxílio do pipetador de três vias e de uma pipeta, transfira o volume calculado de HCl para o balão volumétrico de 100 mL, **já contendo uma pequena quantidade de água destilada** (cerca de 20 mL).

Obs. 1: ATENÇÃO: Jamais adicione água a uma solução concentrada de ácido; sempre adicione o ácido concentrado à água. A adição de água ao ácido libera uma grande quantidade de calor que pode fazer com que o ácido respingue para fora do frasco.

c. Complete o volume da solução com água destilada até a marca da aferição do balão.

d. Tampe e agite o balão volumétrico para a completa homogeneização da solução.

5. BIBLIOGRAFIA

POWLOWSKY, A.M.; LEMOS DE SÁ, E.; MESSERSCHMIDT, I.; SOUZA, J.S.; OLIVEIRA, M.A.; SIERAKOWSKI, M.R.; SUGA, R. Experimentos de Química Geral. Curitiba: Ed. da UFPR, 1994.

MENHAM, J.; DENNEY, R.C.; BARNES, J.D.; THOMAS, M.J.K. Vogel Análise Química Quantitativa. Rio de Janeiro: LTC, 2008.

ATKINS, P. Princípios de Química, 3ª Ed., Porto Alegre: Bookman, 2006. (Cap. Fundamentos-G, p. 70).