



**UNIVERSIDADE FEDERAL DE GOIÁS
INSTITUTO DE QUÍMICA**



QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL

Curso – Farmácia/Engenharia Civil/

Apostila para as aulas práticas

Docente:

Profa. Flávio Olímpio Sanches Neto

Técnicos de Laboratório:

Júlio César Luzini
Juvan Pereira da Silva
Francieli

Semestre 2022/2



Disciplina: **INQ0161 – QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL**
Curso: **FARMÁCIA**
Tipo: **Teórico-Prática**
Carga horária semestral: **32 h**

DOCENTES:

Prof. Dr. Flávio Olímpio Sanches Neto

Sala: 216 IQ-1 e-mail: flavio_olimpio@ufv.br

Técnicos:

Júlio César Luzini

Juvan Pereira da Silva

Francieli

DIA E HORÁRIO DAS AULAS: 2ª feira 08:00 – 09:40 h

SALA: Laboratório 106/110 (Prédio IQ 2)

Horário de atendimento: Sexta-feira, das 14:00 – 15:40 h

EMENTA:

Normas de segurança em laboratório e descarte de resíduos químicos. Propriedades das substâncias. Soluções. Reações Químicas. Equilíbrio Químico.

BIBLIOGRAFIA:**Básica**

1. KOTZ, J.C. e TREICHEL Jr., P. Química e Reações Químicas, 4ª ed., LTC, vol. 1 e 2, 2002;
2. MAHAN, B.M., MYERS, R.J., Química um Curso Universitário, 4ª ed., Ed. E. Blucher LTDA, 2000;
3. HEASLEY V.L.; CHRISTENSEN, V.J.; HEASLEY, G.E., Chemistry and Life in the Laboratory, Prentice Hall, New Jersey, 4a. Ed. 1997;
4. ROBERTS, Jr. J.L. Chemistry in the Laboratory (W.H. Freeman, New York, 4a. Ed.) 1997;
5. ATKINS, P. E; JONES, L., Princípios de Química – Questionando a vida moderna e o meio ambiente, Artmed Editora S.A., 1999.

Complementar

1. BERAN, J.A. Chemistry in the Laboratory: A study of chemical and physical changes (John Wiley & Sons, Inc., 2ª. Ed.) 1996;
2. EBBING, D. D., Química Geral, 5ª ed., LTC, vol. 1 e 2, 1998;
3. ATKINS, P. E Jones, L. Chemistry: Molecules, Matter, and Change (W.H. Freeman and Company, New York, 3a. Ed.) 1997.

OBJETIVOS

Desenvolver a capacidade de observação, análise e compreensão de sistemas químicos.

PROGRAMA

1. Normas de segurança de laboratório e manuseio de vidrarias.
2. Propriedades de substâncias iônicas, moleculares e metálicas: medida da condutividade elétrica.
3. Soluções: preparo de soluções em diferentes concentrações e diluição de soluções.
4. Reações químicas em solução aquosa: observação qualitativa das reações de precipitação, ácido-base, com desprendimento de gás e reações de oxirredução.
5. Reações de oxidação-redução: observação experimental das reações de oxirredução.

6. Equilíbrio iônico em solução aquosa: preparação de soluções-tampão (observação do efeito do íon comum e medição de pH antes e após adição de pequena quantidade de ácido e base ao tampão); medidas do pH de diferentes soluções salinas e comparação com valores calculados teoricamente; observação do deslocamento do equilíbrio com aumento da concentração de reagentes e/ou produtos num sistema em equilíbrio químico.
7. Eletroquímica: montagem de uma pilha de Daniell; realização de experimentos relacionados à corrosão (oxidação do ferro – na presença de umidade e ar) e proteção catódica (ferro protegido com zinco, magnésio e cobre) ou apenas demonstração dos sistemas previamente preparados.

METODOLOGIA

A disciplina será realizada de forma presencial. O estudante deve estar ciente das orientações de segurança de laboratório para as aulas práticas publicadas no site do Instituto de Química da UFG:

<https://cissp.quimica.ufg.br/p/24940-normas-de-seguranca-para-aulas-praticas>.

Presencialmente, o curso constará de aulas teórico/práticas com realização de experimentos, tratamento dos dados e discussão dos resultados observados. Os alunos deverão estudar o roteiro experimental anteriormente à aula.

APOSTILA/EXPERIMENTOS

Os procedimentos experimentais serão disponibilizados em uma apostila que deve ser obrigatoriamente trazida em todas as aulas.

AValiação:

Para a avaliação do aluno será considerada a participação nas aulas e o domínio dos conteúdos, por meios das atividades **Prelab**, **Poslab**, **Fluxuogramas** e **Prova**.

As notas serão distribuídas em duas unidades, conforme o quadro abaixo com os respectivos pesos entre parênteses.

Unidade		Avaliação	Data	Observações
Un. 1	N1	Prelab e Poslab (30 %)	-	Média
	N2	Fluxuograma (20 %)	-	Média
	N3	Relatórios* (20%)	-	Média
Un. 2	N4	Provas** (30 %)		Média

* Relatórios dos experimentos: 4, 9, 11 e 13 e valeriam 40% da nota da unidade 1.

** Prova teórica sobre todos os experimentos.

A **NOTA FINAL (NF)** será calculada pela média aritmética das notas das unidades 1 e 2.

Será considerado **aprovado** na disciplina o(a) estudante que obtiver, no final do semestre letivo, **frequência $\geq 75\%$ (setenta e cinco por cento) e Nota Final $\geq 6,0$ (seis vírgula zero).**

CRONOGRAMA

Aula	Data	Assunto
1	17/10	Recepeção dos calouros
2	31/10	Apresentação do curso, calendário, normas de segurança em laboratório e elaboração de relatórios
3	07/11	Experimentos 1 e 2: Gerenciamento de resíduos de laboratório e Análise de risco de produtos químicos
4	21/11	Experimento 3: Como medir massa e volume no laboratório
5	28/11	Experimento 4: Propriedades das substâncias: Densidade (relatório)
6	05/12	Experimento 5: Propriedades eletrolíticas de substâncias em solução aquosa
7	12/12	Experimentos 6: Identificação de Metais utilizando o Teste da Chama
8	19/12	PROVA
9	09/01	Experimento 7: Misturas e separação
10	16/01	Experimento 8: Solubilidade
11	23/01	Experimento 9: Preparação e padronização de soluções (relatório)
12	30/01	Experimentos 10: Determinação da acidez de suco de limão
13	06/01	Experimento 11: Reações de oxirredução/Reatividade dos metais (relatório)
14	13/01	Experimento 12: Reações químicas
15	27/01	PROVA

Cronograma: Física

Aula	Data	Assunto
1	21/10	Apresentação do curso, calendário, normas de segurança em laboratório e elaboração de relatórios
2	04/11	Experimentos 1 e 2: Gerenciamento de resíduos de laboratório e Análise de risco de produtos químicos
3	11/11	Experimento 3: Como medir massa e volume no laboratório
4	18/11	Experimento 4: Propriedades das substâncias: Densidade (relatório)
5	25/11	Experimento 5: Propriedades eletrolíticas de substâncias em solução aquosa
6	02/12	Experimentos 6: Identificação de Metais utilizando o Teste da Chama
7	09/12	Experimento 7: Misturas e separação
8	16/12	PROVA
9	23/12	Experimento 8: Solubilidade
10	13/01	Experimento 9: Preparação e padronização de soluções (relatório)
11	20/01	Experimentos 10: Determinação da acidez de suco de limão
12	27/01	Experimento 11: Reações de oxirredução/Reatividade dos metais (relatório)
13	03/02	Experimento 12: Reações químicas
14	10/02	Experimento 13: Equilíbrio químico
15	17/02	Observação dos resultados do Exp. 13 e Revisão
16	24/02	PROVA

Cronograma: Engenharia Civil

Aula	Data	Assunto
1	18/10	Apresentação do curso, calendário, normas de segurança em laboratório e elaboração de relatórios
2	25/10	Experimentos 1 e 2: Gerenciamento de resíduos de laboratório e Análise de risco de produtos químicos
3	01/11	Experimento 3: Como medir massa e volume no laboratório
4	08/11	Experimento 4: Propriedades das substâncias: Densidade (relatório)
5	22/11	Experimento 5: Propriedades eletrolíticas de substâncias em solução aquosa
6	29/11	Experimentos 6: Identificação de Metais utilizando o Teste da Chama
7	06/12	Experimento 7: Misturas e separação
8	13/12	PROVA
9	20/12	Experimento 8: Solubilidade
10	10/01	Experimento 9: Preparação e padronização de soluções (relatório)
11	17/01	Experimentos 10: Determinação da acidez de suco de limão
12	24/01	Experimento 11: Reações de oxirredução/Reatividade dos metais (relatório)
13	31/01	Experimento 12: Reações químicas
14	07/02	Experimento 13: Equilíbrio químico
15	14/02	Observação dos resultados do Exp. 13 e Revisão
16	28/02	PROVA

ORIENTAÇÕES DE BIOSSEGURANÇA

- ✓ O uso de máscara é recomendável.
- ✓ Use máscara corretamente, cobrindo totalmente o nariz, a boca e o queixo.
- ✓ Não compartilhe sua máscara, e troque em intervalos regulares de 2 a 4 horas, ou quando estiver úmida.
- ✓ Evite os cumprimentos e saudações que favoreçam o contato físico.
- ✓ Limpe as mãos com álcool 70% em gel com frequência.
- ✓ Tenha um kit contendo máscaras limpas, álcool 70% em gel para higienização constante das mãos e uma garrafa d'água.
- ✓ Respeite a sinalização para entrada, permanência, circulação e saída dos espaços respeitando o distanciamento mínimo obrigatório, e a capacidade dos espaços para evitar aglomerações.
- ✓ Não faça uso do bebedouro com jato d'água.
- ✓ Evite o compartilhamento de objetos pessoais como por exemplo canetas, lápis, calculadoras, celulares, computadores, entre outros.
- ✓ Em ambientes onde a climatização for indispensável, utilize obrigatoriamente a máscara do tipo KN95/N95/PFF2.
- ✓ Antes e após as aulas, limpe e higienize suas respectivas mesas, cadeiras, bancadas, computadores e demais equipamentos e materiais.

CONDUTA EM CASOS SUSPEITOS, CONFIRMADOS E CONTATOS DE COVID-19

Se você apresentar um dos sintomas abaixo, você é um caso suspeito:

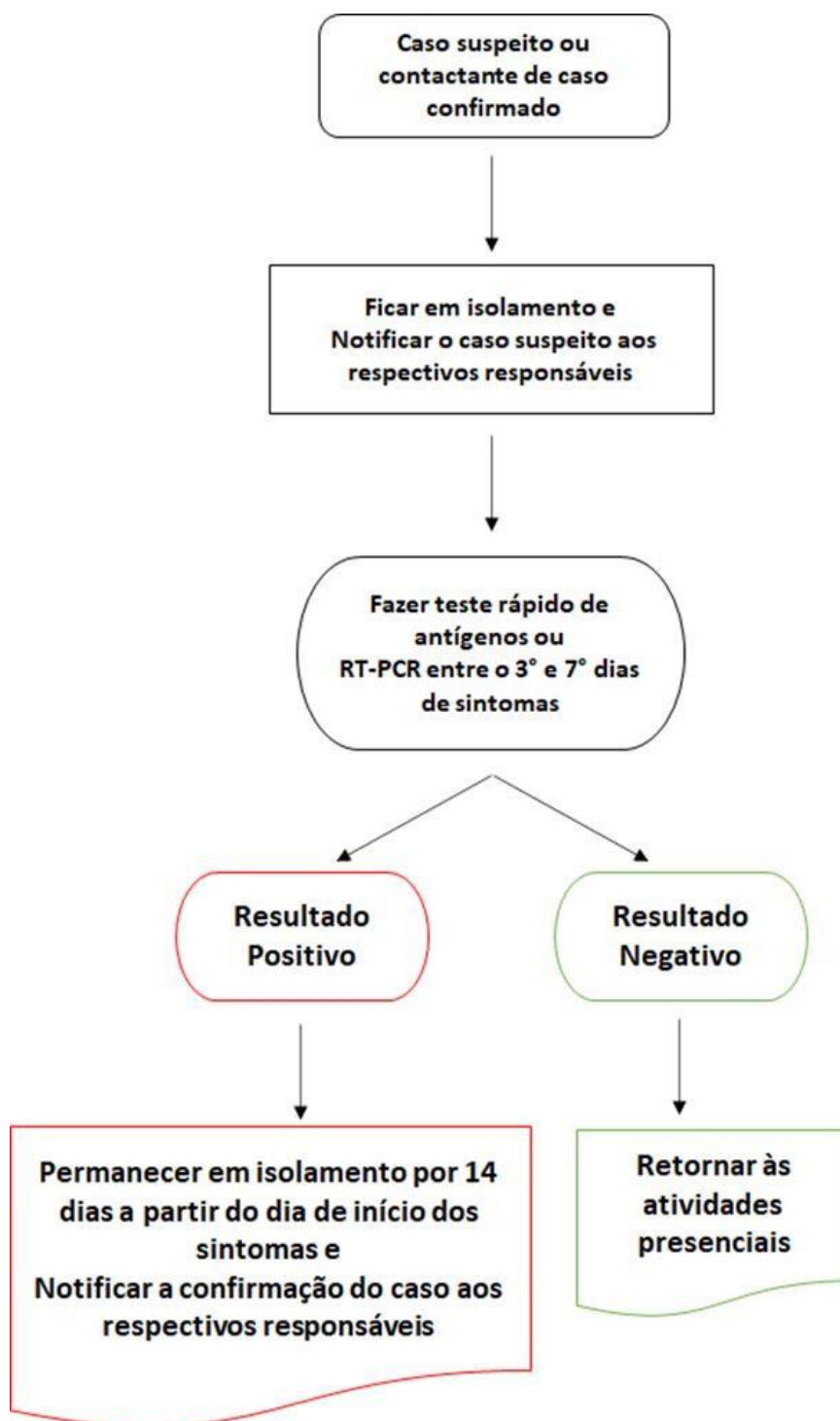
- febre (temperatura > 37,8°C) ou calafrios;
- dor de garganta; dor de cabeça;
- coriza;
- tosse;
- fadiga;
- perda ou diminuição de paladar ou de olfato;
- dor muscular;
- náusea ou vômito;
- falta de ar ou dificuldade de respirar;
- congestão nasal;
- diarreia.

Se você teve contato com um caso confirmado da Covid-19, entre 2 dias antes e 14 dias após o início dos sinais, sintomas ou da confirmação laboratorial, em alguma das situações:

- ter tido contato durante mais de quinze minutos a menos de um metro de distância e sem máscara;
- ter compartilhado o mesmo ambiente domiciliar;

Então, você deverá notificar imediatamente seu professor e seu coordenador. Na sequência é apresentado um fluxograma para conduta de caso de suspeita e/ou confirmação de Covid-19.

Fluxograma para conduta em caso de suspeita e/ou confirmação de Covid-19



Informações adicionais sobre as medidas de prevenção e controle contra novos possíveis casos de COVID-19 causados pelo vírus SARS-CoV-2 durante as atividades realizadas no âmbito da Universidade Federal de Goiás podem ser consultadas em:

- 1) https://files.cercomp.ufg.br/weby/up/1322/o/Cartilha_retomada_UFG.docx.pdf
- 2) retomada.ufg.br

ORIENTAÇÕES DE SEGURANÇA

1. Regras e segurança no laboratório

Laboratórios de química são considerados áreas de risco que podem trazer diversos problemas para a saúde dos usuários caso não haja o devido cuidado, mas isso não significa necessariamente que seja perigoso. Deve-se, então, utilizar normas de conduta para assegurar a integridade das pessoas, instalações e equipamentos.

Um laboratório bem organizado e bem gerenciado, representa risco mínimo a segurança e a saúde de quem os utiliza. Por isso, é importante que todas as pessoas que trabalham neste ambiente tenham uma noção clara dos riscos existentes e de como minimizá-los.

As normas gerais de segurança que serão apresentadas aqui devem ser compreendidas e seguidas por todos (estudantes, docentes e técnicos) para tornar seu trabalho no laboratório o mais seguro possível, a fim de evitar lesões para si e para os outros ao seu redor.

Desta forma, qualquer pessoa que não seguir as Normas de Segurança está sujeita as seguintes medidas disciplinares:

1. Impedimento de participar de aula prática pelo professor da disciplina;
2. Advertência verbal pela Administração do IQ;
3. Advertência escrita pela Administração do IQ.

Nunca é demais repetir: **O MELHOR COMBATE AOS ACIDENTES É A PREVENÇÃO.**

Normas de segurança pessoal

- Usar óculos de segurança, exceto quando a remoção for autorizada pelo professor ou técnico.
- Usar protetor facial quando solicitado pelo professor ou técnicos.
- Usar luvas ao manipular reagente perigoso ou tóxico.
- Usar jaleco fechado com manga longa, preferencialmente, de algodão.
- Usar calçado fechado que cubra completamente os pés e o calcanhar, bem como calça comprida jeans ou de algodão.
- Usar cabelos presos.
- Remover adereços tais como: brincos e colares longos, anéis e pulseiras.
- Não comer ou beber no laboratório.
- Não usar fones de ouvido.
- Não deixar livros, bolsas, agasalhos sobre as bancadas e locais de circulação.
- Não usar lentes de contato.
- Lavar as mãos antes de sair do laboratório.
- Informar ao professor ou técnico de laboratório de qualquer acidente.

Normas de segurança química

- Certificar-se de que todos os produtos químicos estão claramente rotulados com o nome da substância, a concentração, a data e o nome do responsável.
- Considerar todos os produtos químicos como perigosos.
- Não expor solventes orgânicos à faísca elétrica ou à chama, pois estes são inflamáveis. **SE NÃO HOUVER INDICAÇÃO NOS FRASCOS, ASSUMA QUE TODOS OS SOLVENTES ORGÂNICOS SÃO INFLAMÁVEIS.**
- Não levar à boca e não permitir que nenhum produtos químicos (sólidos, líquidos ou gasosos) entre em contato com sua pele, pois podem ser tóxicos, venenosos ou corrosivos.
- Nunca pipetar com a boca. Utilizar a pera de sucção (também conhecida como pipetador de três vias).
- Ser cuidadoso ao realizar procedimentos de transferência, destilação e aquecimento de líquidos.
- Não devolver os produtos químicos usados ao recipiente de estoque, ao menos, que seja orientado pelo professor ou técnico.
- Nunca aquecer um sistema fechado – o mesmo atuará como uma BOMBA!
- Nunca adicionar água em ácido concentrado. Sempre despejar lentamente o ácido sobre a água.
- Manter e manipular ácidos e bases concentrados, bem como substâncias voláteis e inflamáveis somente dentro da câmara de exaustão (Capela) com o sistema de exaustão ligado.
- Realizar procedimentos que liberam gases ou produzem aerossóis dentro da Capela.

- Ao aquecer tubos de ensaio contendo substâncias químicas, manter a extremidade aberta do tubo na direção oposta ao seu rosto e aos das demais pessoas.

Outras orientações de segurança

Professor e técnico:

- Certificar-se de que os corredores, os chuveiros de segurança e as portas não estão obstruídos.
- Certificar-se que todas as orientações de segurança sobre o experimento foram fornecidas e compreendidas pelos alunos.

Aluno:

- Certificar-se de estar familiarizado com todas as informações de segurança que lhes foram fornecidas sobre cada experimento antes de iniciá-lo.
- Perguntar ao professor ou ao técnico de laboratório caso você não tenha certeza de como realizar o experimento de forma segura.
- Informar o professor ou o técnico de laboratório caso um equipamento falhe durante o uso. Nunca tentar consertar o problema sozinho.
- Informar imediatamente o professor ou técnico de laboratório quando houver derramamento de reagentes para que a limpeza seja feita de forma adequada.
- Descartar os resíduos gerados no experimento conforme as instruções fornecidas no Manual de Laboratório da disciplina ou informadas pelo professor ou técnico de laboratório.
- Deixar todas as vidrarias, equipamentos e ferramentas limpos assim como foram encontrados.

Comportamento de risco

- Remover produtos químicos ou equipamentos do laboratório sem autorização do professor ou técnico de laboratório.
- Realizar experimentos sem a presença ou autorização do professor ou técnico de laboratório.
- Deixar experimentos sem vigilância durante o andamento.
- Trabalhar fora do horário da aula, exceto em circunstâncias excepcionais com prévia autorização do professor ou técnico de laboratório.
- Fazer brincadeiras dentro do laboratório.
- Utilizar vidraria quebrada ou equipamentos danificados.
- Realizar experimentos de forma acelerada.
- Se sentir muito seguro e subestimar as normas de segurança.
- Não utilizar os Equipamentos de Proteção Individual (EPI) e Equipamentos de Proteção Individual (EPC) obrigatórios.
- Adaptar equipamentos inadequados ao procedimento.

Informações de segurança de produtos químicos

As informações de perigo de qualquer produto químico devem ser conhecidas anteriormente à sua manipulação no laboratório. Tais informações são sistematizadas pelo Sistema Globalmente Harmonizado de Classificação e Rotulagem de Produtos Químicos (GHS) e normatizadas pela Associação Brasileira de Normas Técnicas (ABNT), norma ABNT-NBR 14725, que traz orientações por meio de palavras de advertência, frases de perigo, frases de precaução e pictogramas padronizados, a serem utilizados mundialmente nos rótulos e nas Fichas de Informação de Segurança de Produtos Químicos (FISPQ ou MSDS/SDS do inglês, Material Safety Data Sheet).

A FISPQ é um instrumento de comunicação dos perigos e possíveis riscos de um produto químico, levando em consideração o seu uso previsto. Essas fichas devem ser consultadas anteriormente ao uso, armazenamento ou transporte de qualquer produto químico e são encontradas nos sites de empresas que fabricam, transportam e armazenam produtos químicos como, por exemplo, os disponíveis no site da CISSP-IQ, www.cissp.quimica.ufg.br.

Tabela 1. Pictogramas de alerta de perigo mais comuns em rótulos de produtos químicos e suas interpretações

Pictograma	Classe de Perigo
	Explosivo; Auto-reativo; Peróxido orgânico.
	Gás sob pressão.
	Inflamável; Auto-reativo; Pirofórico; Auto-aquecimento; Emite gás inflamável; Peróxido orgânico.
	Oxidante.
	Corrosivo à pele; Causa danos severos aos olhos; Corrosivo aos metais.
	Tóxico agudo (severo)
	Irritação da pele e dos olhos; Sensibilizante da pele; Tóxico a órgão alvo específico (única exposição); Tóxico agudo (prejudicial); Prejudicial à camada de ozônio.
	Carcinogênico; Sensibilizante respiratório; Tóxico reprodutivo; Tóxico a órgão alvo específico (exposições repetidas); Mutagênico a células germinativas; Perigo por aspiração.
	Tóxico à vida aquática (agudo); Tóxico à vida aquática (crônico).

Adaptado de: Quim. Nova, Vol. 40, No. 3, 353-361, 2017

Além disso, os perigos associados aos produtos químicos devem ser informados no rótulo do produto, por meio de seus pictogramas de perigo, normatizado pela ABNT-NBR 14725. O desenho e a modulação destes pictogramas devem ser elaborados conforme a ABNT-NBR 7500. Os pictogramas de alerta de perigo mais comuns em rótulos de produtos químicos e suas interpretações estão na Tabela 1.

Procedimentos em caso de acidentes no laboratório

Qualquer acidente, por menor que seja, deve ser informado ao professor ou técnico de laboratório. A Comissão de Saúde e Segurança do Servidor Público do Instituto de Química (CISSP-IQ) deve ser notificada logo após o ocorrido por meio do formulário disponível no website www.cissp.quimica.ufg.br, ou pelo canal de comunicação da CISSP-IQ no campo **FALE CONOSCO**. A notificação de acidentes é importante para que a comissão possa melhor identificar as situações de risco e propor iniciativas à comunidade do IQ que possam eliminar ou minimizar tais riscos.

A seguir, estão descritos procedimentos básicos em caso de acidentes com produtos químicos e queimaduras, bem como informações sobre procedimentos em caso de incêndio.

Acidente com produto químico ou queimaduras

Em caso de qualquer tipo de acidente que ocorra contato com produto químico ou queimadura, a recomendação é lavar imediatamente o local atingido com água corrente em abundância durante cinco minutos. Se necessário, use o chuveiro ou lava olhos de emergência. Em seguida, encaminhar imediatamente o acidentado ao serviço médico.

Princípio de Incêndio

- **Instruir alguém para chamar o corpo de bombeiros.** Evacue o laboratório e solicite a uma pessoa para contatar os serviços de emergência assim que ela sair com segurança. Mesmo que você seja capaz de extinguir o incêndio, é importante que o corpo de bombeiros seja acionado no caso de algum imprevisto.
- **Localizar os extintores de incêndio mais próximo.** No IQ, os extintores estão localizados nos corredores.
- **Localizar uma saída de emergência.** Antes de usar o extintor para apagar um incêndio, procure a saída mais próxima e posicione-se com as costas viradas na direção dela. Dessa forma, será possível escapar mais rápido no caso de uma emergência.
- **Trabalhe com extintor a uma distância segura das chamas.** Antes de descarregar o extintor, posicione-se de modo que você fique a uma distância de 2 m a 3 m na chama.
- Utilizar sempre o extintor de pó-químico. **Nunca utilize água.**

Bibliografia

Leila K. Uema e Marcela G. Ribeiro, Pictogramas do GHS e sua aplicação como ferramenta de comunicação de perigos para estudantes de graduação, *Quim. Nova*, Vol. 40, No. 3, 353-361, 2017.

ASSOCIAÇÃO BRASILEIRA DE NORMAS TÉCNICAS. NBR 14725: Produtos químicos - Informações sobre segurança, saúde e meio ambiente Parte 2: Sistema de classificação de perigo. Rio de Janeiro, p. 98. 2009.

ASSOCIAÇÃO BRASILEIRA DE NORMAS TÉCNICAS. NBR 14725: Produtos químicos - Informações sobre segurança, saúde e meio ambiente Parte 3: Rotulagem. Rio de Janeiro, p. 53. 2012.

ASSOCIAÇÃO BRASILEIRA DE NORMAS TÉCNICAS. NBR 14725: Identificação para o transporte terrestre, manuseio, movimentação e armazenamento de produtos. Rio de Janeiro, p. 47. 2004.

Exercício

Identifique pelo menos cinco possíveis causas de acidentes na figura a seguir:



1. _____
2. _____
3. _____
4. _____
5. _____

COMO ELABORAR UM RELATÓRIO

CUIDADO!!!! FAZER CÓPIA É CRIME!

O Relatório de atividades deve em primeiro lugar, retratar o que foi realmente realizado no experimento, sendo de fundamental importância a apresentação de um documento bem ordenado e de fácil manuseio. Além disso, deve ser o mais sucinto possível e descrever as atividades experimentais realizadas, a base teórica dessas atividades, os resultados obtidos e sua discussão, além da citação da bibliografia consultada.

O Relatório deve ser redigido de uma forma clara, precisa e lógica. Redija sempre de forma impessoal, utilizando-se a voz passiva no tempo passado. Por exemplo: *a massa das amostras sólidas foi determinada utilizando-se uma balança*.

Devem ser evitadas expressões informais ou termos que não sejam estritamente técnicos (**Não utilize em hipótese alguma adjetivo possessivo, como por exemplo: minha reação, meu procedimento**). É bastante recomendável efetuar uma revisão do Relatório para retirar termos redundantes, clarificar pontos obscuros e retificar erros no original.

Atenção especial deve ser dada aos termos técnicos, resultados, fórmulas e expressões matemáticas. As ilustrações (tabelas, fórmulas, gráficos) deverão vir na sequência mais adequada ao entendimento do texto e seus títulos e legendas devem constar imediatamente abaixo.

Exemplo de uma bom Relatório são artigos da Química Nova:

<http://quimicanova.sbq.org.br/index.php>

Tópicos que devem conter um Relatório:

1. TÍTULO: o título do relatório deve conter informações objetivas e sucintas sobre o experimento, seguida de identificação dos **autores; universidade e curso**.
2. INTRODUÇÃO
3. MATERIAIS E MÉTODOS OU PARTE EXPERIMENTAL
4. RESULTADOS E DISCUSSÃO
5. CONCLUSÕES
6. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Para organizar o conteúdo de cada tópico do Relatório, convém que você veja seu trabalho de laboratório como resposta a uma pergunta. Depois, tente responder:

- a) qual é a pergunta?
- b) como você procurou a resposta para essa pergunta?
- c) quais foram seus achados?
- d) o que significam esses achados?

Você responde *qual é a pergunta* no tópico **Introdução**; você diz *como você procurou a resposta para a pergunta* no tópico **Materiais e Métodos ou Experimental**; você mostra *o que achou* e discute *o que significam seus achados* no tópico **Resultados e Discussão**. Então veja o que você deve escrever em cada tópico.

INTRODUÇÃO

A **Introdução** deve dar ao leitor a informação necessária para entender de que assunto trata o seu **Poslab**, sem precisar recorrer a outras fontes. Para ajudar você a escrever a **Introdução**, aqui estão algumas perguntas que, se bem respondidas, darão forma a esse tópico.

- a) de que assunto trata o seu trabalho?
- b) por que é importante tratar esse assunto?
- c) como você tratou o assunto?
- d) qual é o seu objetivo?

MATERIAIS E MÉTODOS OU PARTE EXPERIMENTAL

No tópico **Materiais e Métodos** você deve dar informação suficiente para que outro pesquisador possa reproduzir seu trabalho. Isso porque só é considerado *científico* o trabalho que é passível de *reprodução*. Mas, para que possa ser reproduzido por colega de igual competência, seu trabalho *precisa ser bem descrito*. Comece descrevendo todos os materiais utilizados. Enfim, convém descrever:

- a) tipo de instrumental utilizado;
- b) especificações técnicas, quantidade, fonte ou método de preparação dos materiais;

- c) equipamentos;
- d) todos os procedimentos executados.

RESULTADOS E DISCUSSÕES

O tópico **Resultados e Discussão** é de certa maneira a mais difícil de escrever e mais importante. É nesse tópico que você mostra o que realmente conseguiu de resultado, também é nesse tópico que você *explica seus resultados...* Então, muito capricho!

Comece apresentando os dados sem, no entanto, descrever métodos que você já descreveu – ou deveria ter descrito – no tópico **Materiais e Métodos**. Ou seja, faça apenas uma rápida apresentação. E não sobrecarregue seu leitor com pormenores desnecessários. Se você fez poucas determinações, coloque-as no texto. Se você fez muitas determinações, arranje-as em tabelas e gráficos.

REFERÊNCIAS

É de grande importância, também, a citação de referências bibliográficas que foram utilizadas como fonte de consulta.

TABELAS

É composta de título, um cabeçalho, uma coluna indicadora, se necessário, e um corpo:

- Título: deve conter breve descrição do que contém a tabela e as condições nas quais os dados foram obtidos;
- Cabeçalho: parte superior da tabela contendo as informações sobre o conteúdo da cada coluna;
- Coluna indicadora: à esquerda da tabela, especifica o conteúdo das linhas;

Exemplo:

Tabela 1. Algumas características dos estados da matéria

Estado da matéria	Compressibilidade	Fluidez ou rigidez	Densidade relativa
Gasoso	Alta	Fluido	Baixa
Líquido	muito baixa	Fluido	Alta
Sólido	muito baixa	Rígido	Alta

GRÁFICOS

É a maneira de detectar visualmente como varia uma quantidade (y) a medida que uma segunda quantidade (x) também varia; é imprescindível o uso de papel milimetrado ou de um *software*, como Excel®, para construção de um gráfico.

Eixos:

- *horizontal (abscissa)*: representa a variável independente; é aquela cujo valor é controlado pelo experimentador;
- *vertical (ordenada)*: representa a variável dependente; cujo valor é medido experimentalmente.

Escolha das escalas - suficientemente expandida de modo a ocupar a maior porção do papel (não é necessário começar a escala no zero, sim num valor um pouco abaixo do valor mínimo medido);

Símbolos das grandezas - deve-se indicar junto aos eixos os símbolos das grandezas correspondentes divididos por suas respectivas unidades;

Título ou legenda - indicam o que representa o gráfico;

Valores das escalas - deve-se marcar os valores da escala em cada eixo de forma clara;

Pontos - deve-se usar círculos, quadrados, etc. para indicar cada ponto de cada curva;

Traço - a curva deve ser traçada de modo a representar a tendência média dos pontos.

Algumas vidrarias e equipamentos mais comuns de laboratório de Química



Bico de Bunsen



Béquer



Erlenmeyer



Funil Simples



Estante para tubos de ensaio



Tubo de ensaio



Pinça para tubos de ensaio



Bureta



Pipeta Graduada



Pipeta volumétrica



Pipetador



Proveta



Pipeta de Pasteur



Cadinho de porcelana



Cápsula de vidro



Vidro de relógio



Pinça metálica



Bastão de vidro



Espátula



Papel para pesagem



Pisseta



Suporte Universal



Garra Unitária



Garra para termômetro



Garra para Bureta



Termômetro



Câmara de exaustão



Chuveiro de Segurança



Óculos de segurança



Centrífuga



Estufa



Chapa de aquecimento e agitação magnética



Balança



Misturador Vortex

Experimento 1: Análise de risco de produtos químicos

Objetivos

Esta aula tem como objetivo conhecer o sistema de classificação de perigos de produtos químicos, sejam eles substâncias ou misturas, de modo a fornecer ao aluno informações relativas à segurança, à saúde humana e ao meio ambiente.

Introdução

A produção e o uso de produtos químicos são fundamentais no desenvolvimento econômico global e, ao mesmo tempo, estes produtos podem representar risco à saúde humana e ao meio ambiente se não forem utilizados de maneira responsável. Portanto, o primeiro objetivo desta aula será abordar o sistema de classificação de perigo dos produtos químicos e fornecer informações para proteger a saúde humana e o meio ambiente.

Um passo essencial para o uso seguro de produtos químicos é a identificação dos perigos específicos e também a organização destas informações, de modo que possam ser transmitidas aos usuários de forma clara e de fácil entendimento. Por consequência, medidas de segurança podem ser tomadas para minimizar ou gerenciar riscos potenciais em circunstâncias onde possa ocorrer uma exposição.

A Conferência da Organização das Nações Unidas (ONU) sobre Desenvolvimento Sustentável e Meio Ambiente (UNCED) identificou, em 1992, a necessidade de unificação dos sistemas de classificação de produtos químicos, a fim de proceder a comunicação de seus riscos por intermédio de fichas de informações de segurança de produtos químicos (FISPQ, do inglês MSDS - *Material Safety Data Sheet*), rótulos e símbolos facilmente identificáveis. Com este intuito, em 2003 foi criado o Sistema Globalmente Harmonizado de Classificação e Rotulagem de Produtos Químicos (GHS), com o objetivo de aumentar a proteção da saúde humana e do meio ambiente, fornecendo um sistema internacionalmente compreensível para comunicação de riscos, como também facilitar o comércio internacional de produtos químicos cujos riscos foram apropriadamente avaliados e identificados em uma base internacional.

Em linhas gerais, o GHS conceitua os perigos físicos, à saúde e ao meio ambiente, e estabelece critérios uniformes para a classificação e a comunicação da informação sobre os mesmos por meio de palavras de advertência, frases de perigo, frases de precaução e pictogramas padronizados, a serem utilizados mundialmente nos rótulos e nas FISPQs.

O sistema unificado de classificação de perigos de produtos químicos tem como intuito ser simples e transparente, permitindo uma distinção clara entre as diferentes categorias de perigo, facilitando assim o procedimento de classificação. Para muitas categorias, os critérios são semiquantitativos ou qualitativos, sendo que o julgamento por especialistas é necessário para interpretação de dados com fins de classificação.

Classificação dos Produtos Perigosos










Os produtos perigosos são classificados pela Organização das Nações Unidas (ONU) em nove classes de riscos e respectivas subclasses, conforme apresentado no **Apêndice 1**. Os perigos associados aos produtos químicos devem ser informados no rótulo do produto, por meio de seus pictogramas de perigo, normatizado pela ABNT-NBR 14725-3/12. Os pictogramas de alerta de perigo mais comuns em rótulos de produtos químicos e suas interpretações estão na Tabela 1.

A FISPQ é um instrumento de comunicação dos perigos e possíveis riscos de um produto químico, levando em consideração o seu uso previsto. Essas fichas, normatizada pela ABNT-NBR 14725-2/09, devem ser consultadas anteriormente ao uso, armazenamento ou transporte de qualquer produto químico e são encontradas nos sites de empresas que fabricam, transportam e armazenam produtos químicos como, por exemplo, os disponíveis no website da CISSP-IQ, www.cissp.quimica.ufg.br.

Além disso, no Brasil, o rótulo de produtos químicos pertence ao escopo da Saúde e Segurança do Trabalho que cria obrigações na Norma Regulamentadora NR 26 e no Decreto Federal 2.657/98. Por outro lado, a indústria utiliza também no transporte e no armazenamento de produtos químicos o diagrama de Hommel, mundialmente conhecido pelo código NFPA 704. Esta simbologia foi criada pela *National Fire Protection Association* (NFPA),

uma associação norte-americana que redige normativos contra incêndio, e é amplamente utilizada nos Estados Unidos. Nesta simbologia, cada um dos losangos expressa um tipo de risco que será atribuído um grau de risco variando entre 0 e 4 conforme pode ser visto na Figura 1.

Tabela 1.1 Pictogramas de alerta de perigo mais comuns em rótulos de produtos químicos e suas interpretações.

Pictograma	Classe de Perigo
	Explosivo; Auto-reativo; Peróxido orgânico.
	Gás sob pressão.
	Inflamável; Auto-reativo; Pirofórico; Auto-aquecimento; Emite gás inflamável; Peróxido orgânico.
	Oxidante.
	Corrosivo à pele; Causa danos severos aos olhos; Corrosivo aos metais.
	Tóxico agudo (severo)
	Irritação da pele e dos olhos; Sensibilizante da pele; Tóxico a órgão alvo específico (única exposição); Tóxico agudo (prejudicial); Prejudicial à camada de ozônio.
	Carcinogênico; Sensibilizante respiratório; Tóxico reprodutivo; Tóxico a órgão alvo específico (exposições repetidas); Mutagênico a células germinativas; Perigo por aspiração.
	Tóxico à vida aquática (agudo); Tóxico à vida aquática (crônico).

Adaptado de: Quim. Nova, Vol. 40, No. 3, 353-361, 2

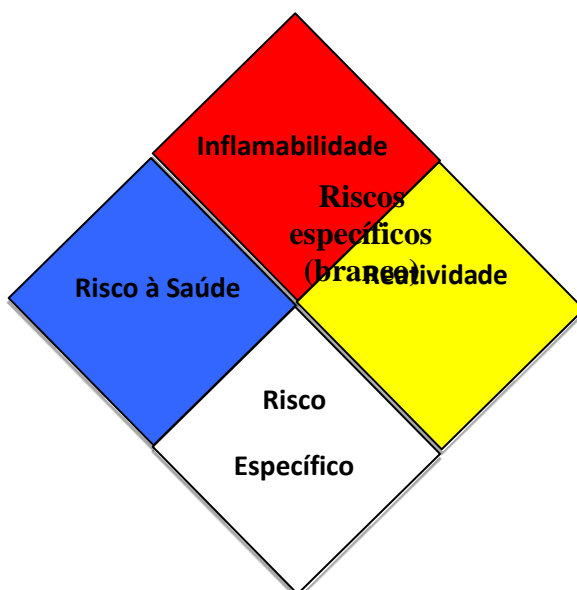


Figura 1.1 Diagrama de Hommel



Riscos à Saúde (azul, a esquerda)

4	Perigo	Pode ser fatal em pequena exposição. Usar EPI'S necessários
3	Perigo	Corrosivo ou tóxico. Evitar contato com a pele ou inalação.
2	Cuidado	Pode ser prejudicial ou nocivo se inalado ou absorvido.
1	Cautela	Pode ser irritante.
0	Estável	Não causa dano à saúde.



Inflamabilidade (vermelho, em cima)

4	Perigo	Gás inflamável ou líquido extremamente inflamável ponto de fulgor abaixo de 22°C
3	Perigo	Líquido inflamável com ponto de fulgor abaixo de 38°C.
2	Cuidado	Líquido inflamável com ponto de fulgor entre 38° e 93°C.
1	Cautela	Combustível se aquecido acima de 93°C.
0	Estável	Não inflamável




Reatividade (amarelo, a direita)

4	Perigo	Material explosivo em temperatura ambiente
3	Perigo	Pode ser explosivo em caso de choque, em aquecimento ou se misturado com água
2	Cuidado	Instável ou pode reagir violentamente se misturado com água
1	Cautela	Pode reagir sobre aquecimento ou misturado com água, mas não violentamente
0	Estável	Não reativo quando misturado com água



Riscos Específicos (branco, embaixo)

OX	Oxidante
ACID	Ácido
ALK	Alcalino
CORR	Corrosivo
W	Reativo com água
	Radioativo

Bibliografia

D.R. Trindade, F.P. Oliveira, G.S.L. Banuth, J.G. Bispo, Química básica experimental. 2ª edição. São Paulo: Editora Ícone, 1998.

L.K. Uemaa e M.G. Ribeiro, Pictogramas do GHS e sua Aplicação como Ferramenta de Comunicação de Perigo para Estudantes de Graduação, Quim. Nova, Vol. 40, No. 3, 353-361, 2017.

____ NBR 14725/2001 Ficha de informações de segurança de produtos químicos - FISPQ

____ NBR 14725-2/2009 Produtos químicos - Informações sobre segurança, saúde e meio ambiente Parte 2: Sistema de classificação de perigo

____ NBR 14725-3/2012 Produtos químicos - Informações sobre segurança, saúde e meio ambiente Parte 3: Rotulagem.

____ RESOLUÇÃO CONAMA Nº 358/2005 - Dispõe sobre o tratamento e a disposição final dos resíduos dos serviços de saúde e dá outras providências.

____ NBR 10004/2004 norma que classifica os resíduos em Classe I, IIA e IIB e também a lei 12305/14 política nacional de resíduos sólidos.

G.A. Tavares e J.A. Bendassolli, Implantação de um programa de gerenciamento de resíduos químicos e água servidas nos laboratórios de ensino e pesquisa do CENA/USP, Quim. Nova, 28(4), 732-738, 2005.

W.F Jardim, Quim. Nova, 21, 671, 1998.

Nome: _____ Visto Professor: _____

1. Qual a diferença entre risco e perigo?
2. De acordo com a Norma Regulamentadora NR 26, citadas no Capítulo V, Título II, da Consolidação das Leis do Trabalho (CLT), devem ser adotadas cores para segurança em estabelecimentos ou locais de trabalho, a fim de indicar e advertir acerca dos riscos existentes. Escreva as cores adotadas para os seguintes itens:
 - a. equipamentos e aparelhos de proteção e combate a incêndio: _____
 - b. canalizações para identificar gases não liquefeitos: _____
 - c. passarelas e corredores de circulação: _____
 - d. canalizações de inflamáveis e combustíveis de alta viscosidade: _____
 - e. canalizações contendo ácidos: _____
3. O Sistema Globalmente Harmonizado de Classificação e Rotulagem de Produtos Químicos (GHS) é uma abordagem que traz orientações para a comunicação [...] de perigos físicos, à saúde e ao meio ambiente, e estabelece critérios uniformes para a classificação e a comunicação da informação sobre os mesmos”. Entre os meios de comunicação estão os pictogramas, que se tratam de “um conjunto de elementos gráficos, incluindo um símbolo, que representa a classe de perigo associada ao produto, e uma borda. [...] O GHS estabelece nove pictogramas distintos associados às classes de perigos físicos, à saúde e ao meio ambiente. As figuras abaixo são exemplos de pictogramas estabelecidos pelo GHS:



De acordo com o GHS, os pictogramas I, II e III advertem sobre os seguintes perigos, respectivamente:

- a. Oxidante, inflamável e substância não perigosa.
 - b. Corrosivo a pele, inflamável e carcinogênico.
 - c. Inflamável, oxidante e substância não perigosa.
 - d. Oxidante, inflamável e carcinogênico.
 - e. Carcinogênico, oxidante e irritação da pele e dos olhos.
4. Considerando as disposições da NR-26, a rotulagem preventiva de produto químico classificado como perigoso à saúde dos trabalhadores deve orientar-se por procedimentos definidos:
 - a. pela Ficha com Dados do Produto Químico, sendo suficientes as seguintes informações: identificação e composição do produto químico, pictograma(s) de perigo e classificação internacional do produto.
 - b. pelo Sistema Globalmente Harmonizado de Classificação de Produtos Químicos (SGH), da ISO, e conter identificação do produto químico e classificação internacional (CIPQS).
 - c. nesta Norma Regulamentadora apenas, sendo suficientes as seguintes informações: identificação e composição do produto químico, pictograma(s) de perigo, palavra de advertência, frase de precaução e classificação internacional do produto.
 - d. pelo Sistema Globalmente Harmonizado de Classificação e Rotulagem de Produtos Químicos (GHS), da ONU, e conter, dentre outros, os seguintes elementos obrigatórios: pictograma(s) de perigo e palavra de advertência.
 - e. pelo Sistema Globalmente Harmonizado de Classificação e Rotulagem de Produtos Químicos (GHS), da ONU, e conter, dentre outros, os seguintes elementos obrigatórios: classificação internacional do produto, composição e indicação com cor adequada ao tipo de elemento químico.

Procedimento Experimental

Analise os rótulos e as FISPQs dos dois produtos químicos sobre a bancada (um sólido e um líquido) e preencha a tabela na Folha de Anotações.

Notas e Observações

Folhas de Anotações e Poslab**Experimento 1**

Nome: _____ Turma: _____ Data: _____

A. Análise do rótulo dos frascos de produtos químicos

Informações	Amostra Sólida	Amostra Líquida
Nome da Substância		
Fórmula Química		
Empresa		
Ponto de Fusão (°C)		
Ponto de Ebulição (°C)		
Densidade (g/cm³)		
Massa molar (g/mol)		
Grau de pureza^a		
Classe de risco^b		
Risco Esperado (2)		
Forma de descarte (2)		
Frases de precaução (2)		

^a Apêndice 2^b Apêndice 1, Tabela 1

Experimento 2: Gerenciamento de resíduos de laboratório

Objetivos

Apresentar aos estudantes informações suficientes sobre os resíduos químicos produzidos em laboratório de ensino, afim de desenvolver um comportamento responsável no descarte de resíduos químicos. Ao final desses experimentos os estudantes deveram aprender: a segregar, acondicionar e identificar os resíduos de acordo com as normas locais.

Introdução

Nos últimos anos, o gerenciamento de resíduos químicos em laboratórios de instituições de ensino superior no Brasil tornou-se uma prática rotineira em várias Universidades. Desde de 2006 o Instituto de Química da UFG vem recolhendo e destinando os resíduos produzidos em seus laboratórios de ensino e pesquisa para o tratamento adequado, gerando cerca de 3 toneladas de resíduo por semestre.

Por definição, resíduo é tudo aquilo que não tem mais utilidade, conhecido popularmente como lixo. O resíduo merece atenção por parte de quem o gerou, pois é preciso uma destinação adequada para cada tipo de material.

Os resíduos contendo substâncias químicas que podem apresentar risco à saúde pública ou ao meio ambiente, sempre que possível, devem ser recuperados. Aqueles que não podem ser recuperados devem ser separados em grupos, estocados em frascos e etiquetados adequadamente para posterior descarte. De acordo com a RDC nº 306/2004 da ANVISA (Apêndice 1) e Resolução CONAMA nº 358/2005 os resíduos são classificados em 5 grupos (Tabela 2).

Tabela 2.1 Caracterização dos resíduos químicos por grupos

Grupos	Características
A	Infectantes
B	Químicos
C	Radioativos
D	Comuns
E	Perfurocortantes

O grupo B inclui os resíduos contendo substâncias químicas que podem apresentar risco à saúde pública ou ao meio ambiente, dependendo de suas características de inflamabilidade, corrosividade, reatividade e toxicidade. As características dos riscos de cada substância estão contidas nas Ficha de Informações de Segurança de Produtos Químicos (FISPQ), que fornece informações sobre vários aspectos dos produtos químicos (substâncias ou misturas) quanto à segurança, à saúde e ao meio ambiente; transmitindo desta maneira, conhecimentos sobre produtos químicos, recomendações sobre medidas de proteção e ações em situação de emergência.

Todos resíduos químicos devem ser acondicionados observando as exigências de compatibilidade química das substâncias constituintes do resíduo, assim como de cada resíduo com os materiais das embalagens de forma a evitar reação química entre os componentes do resíduo e da embalagem. Quando destinados à reciclagem ou reaproveitamento, devem ser acondicionados em recipientes individualizados, agrupados por suas características físico-químicas, periculosidade, compatibilidade e o destino final destes resíduos. No Instituto de Química da UFG, portanto, a classificação adotada é:

- Resíduos solventes halogenados
- Resíduos solventes não halogenados
- Resíduos metais
- Resíduos de nitrilas/cianetos
- Resíduos de mercúrio

As soluções de ácidos ou bases utilizadas devem ser neutralizadas para alcançarem pH entre 7 e 9, sendo posteriormente lançados na rede coletora de esgoto ou em corpo receptor, desde que atendam as diretrizes estabelecidas pelos órgãos ambientais, gestores de recursos hídricos e de saneamento competentes.

Resíduos químicos que não apresentam risco à saúde ou ao meio ambiente, não necessitam de tratamento, podendo ser submetidos a processo de reutilização, recuperação ou reciclagem. Finalmente, os resíduos orgânicos como sobras de alimento e restos podem ser encaminhados ao sistema coletor da Companhia de Urbanização de Goiânia (COMURG).

Rotulagem e Identificação dos Resíduos Químicos

Todos os frascos contendo resíduos químicos não devem ultrapassar 75% de sua capacidade e devem ser identificados adequadamente por seu gerador, utilizando-se o rótulo padrão (Figura 2.2), com o máximo de informações sobre o resíduo.

 Instituto de Química Universidade Federal de Goiás		RESÍDUOS PERIGOSOS COM RISCO QUÍMICO – GRUPO B	
Laboratório:	Data da coleta:		
Bloco:	Estado físico: <input type="checkbox"/> líquido <input type="checkbox"/> sólido		
Responsável:	Volume do recipiente:	% preenchimento:	
Ramal:	<input type="checkbox"/> 1 L <input type="checkbox"/> 5 L <input type="checkbox"/> 20 L		
Descrição do Resíduo: (detalhar os componentes e concentração aproximada, quando aplicável)			
Código IBAMA: <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>		(IBAMA - Instrução Normativa nº 13/2012) Consulte: http://www.ibama.gov.br/	
Característica Química:			
<input type="checkbox"/> halogenados <input type="checkbox"/> não halogenados <input type="checkbox"/> metais <input type="checkbox"/> mercúrio <input type="checkbox"/> nitrila/cianeto			
RESÍDUO PERIGOSO CLASSE I (ABNT NBR 10004/04)			
 Inflamável <input type="checkbox"/>	 Corrosivo <input type="checkbox"/>	 Explosivo <input type="checkbox"/>	 Oxidante <input type="checkbox"/>
		 Tóxico <input type="checkbox"/>	 Carcinogênico <input type="checkbox"/>

Figura 2.1 Rótulo de identificação utilizado pelo IQ/UFG fornecido pela Empresa Coleta.

Considerando a necessidade de se disciplinar a prestação de informações sobre o gerenciamento de resíduos sólidos, o IBAMA publicou na Instrução Normativa nº 13/2012 a lista brasileira de resíduos sólidos que atribuiu aos diferentes tipos de resíduos um código a fim de classificá-los. Estão listados na Tabela 2.3 os códigos do IBAMA referentes aos resíduos gerados no IQ/UFG bem como exemplos de resíduos de cada grupo.



Disponível em: <<http://www.cpap.embrapa.br/laboratorio>>. Acesso em: 20 out. 2018.

Tabela 2.2 Tabela com os códigos do IBAMA e exemplos de resíduos referentes aos códigos.

Modelo Nome	Código IBAMA	Exemplo
FORMOL - Sobras de Produto Químico	161001(*)	• Solução aquosa de FORMOL (1%, 4%, 10 %, etc.)
REAGENTES DE LABORATÓRIO	180202(*)	• Reagentes químicos sólidos em MAU ESTADO: Dicromato de potássio, cloreto de manganês, Sulfato de Manganês, Cloreto de Mercúrio, Oxalato de Potássio, Ácido Bórico, etc.
RPQ - Sobras de Produtos Químicos	160506(*)	• Resíduos Líquidos contendo mistura de substâncias perigosas. P.Ex. i. Resíduo líquido (misturas): Álcool, Formol, Fosfato de Potássio Monobásico; Fosfato de Sódio Bibásico; Hidróxido De Potássio, Ácido Acético, Corantes Diversos, Glutaraldeído; ii. Resíduo líquido (misturas) Acetona; Ácido Acético; Ácido Fluorídrico; Ácido Nítrico; Ácido Oxálico; Azida sódica; Cloreto de potássio;
MP - Sobras de produtos químicos contendo METAIS PESADOS	180202(*)	• Resíduos Líquidos (misturas de substâncias químicas) contendo METAIS PESADOS. P.Ex. i. Resíduo líquido (misturas): dicromato de potássio, nitrato de prata; ii. Resíduo líquido (misturas) contendo: paládio, prata, níquel, cobre, ouro e ferro; iii. Resíduo líquido (misturas) contendo: hidróxido de sódio (8m), iodeto de sódio (4m), cloreto de manganês (3m), ácido sulfúrico (10m) e iodato de potássio.
MERCÚRIO (Hg) - Sobras de produtos químicos contendo MERCÚRIO	060404(*)	• Resíduos Líquidos (misturas de substâncias químicas) contendo MERCÚRIO. P.Ex. i. Resíduo contendo: Mercúrio Inorgânico e Metilmercúrio em meio aquoso; ii. Resíduo contendo: cromo (IV), prata (II), chumbo (II), mercúrio (II); iii. Resíduo contendo sais de mercúrio: iodeto de mercúrio, cloreto de mercúrio, etc.
Óleo lubrificante usado	130201(*)	• Resíduos Líquido de ÓLEO LUBRIFICANTE E/OU MINERAL, incluindo resíduos de óleo de BOMBA DE VÁCUO
Rejeito de tinta em pó	080312(*)	• Toner e tintas em pó
Revelador e Fixador	180203(*)	• Resíduos de reveladores, fixadores e interruptores fotográficos. • Revelador Fotográfico (contém Hidroquinona e 4-metilaminofenol sulfato (metol), diluído em água)
SCPQ - Sólido Contaminado com PRODUTO QUÍMICO	180202(*)	• Filtros com resíduos de sólidos de substâncias perigosas; • Luvas, ponteiros papéis filtro contaminadas com substâncias perigosas; • Frascos Plásticos (falcon e eppendorfs); • Frascos de Reagentes Vazios de plásticos (PEAD, PP).
SCMP - Sólido Contaminado com METAIS PESADOS	180202(*)	• Filtros com resíduos sólidos de sais contendo metais pesados (mercúrio, prata, cromo, etc.); • Luvas, ponteiros papéis filtro contaminadas com METAIS PESADOS (Pb, Cd, As e outros); • Frascos Plásticos (falcon e eppendorfs) contaminados com resíduos metálicos (Pd, Cu e In); • Frascos de Reagentes Vazios de plásticos (PEAD, PP) que continham substâncias de mercúrio. • <u>Termômetro contendo Mercúrio.</u>
SCOT - Sólidos contaminados ÓLEOS e TINTAS	150110(*)	• Sólidos contaminados com óleo, graxa, solventes e tintas.
Vidraria de Laboratório e Frascos de Reagentes	180202(*)	• Vidraria de laboratório quebrada contaminados com compostos orgânicos e inorgânicos; • Frascos de Reagentes Vazios de VIDRO.
RSS GRUPO E - Perfurocortantes contaminado por GRUPO B	180205(*)	• Caixa Descarpac LARANJA contendo seringas, ponteiros e lâmina contaminadas com substâncias químicas perigosas.
SH - Solventes HALOGENADOS	070103(*)	• Resíduos de Solventes Orgânicos CONTÉM solventes HALOGENADOS (possui na estrutura molecular átomos de Cl, F, Br e I): i. Diclorometano, Clorofórmio, Tricloroetano, Dicloroetano, Bromofórmio, Iodofórmio;
SNH - Solvente NÃO HALOGENADOS	070104(*)	• Resíduo de Solventes Orgânicos que NÃO CONTÉM solventes HALOGENADOS: i. Hexano, Ciclohexano, Benzeno, Tolueno, Xileno; ii. Etanol, Metanol, Álcool Isopropílico, Álcool Butílico, Fenol; iii. Éter Etilico, Éter Dietílico; Acetato de Etila, Acetona; v. Acetonitrila;
Resíduo de Combustível	130703(*)	• Gasolina e suas frações, Diesel, etc.
Lodo contaminado com Produto Químico	190205(*)	• Lodo tratado, cinzas de lodo (sólido) • Lodo biológico e corantes reativos azo • Lodo frigorífico/carvão
Efluente Têxtil contendo Substancias Perigosas	040219(*)	• Efluente têxtil, Efluente indústria pescado, etc. • Efluente de tingimento de indústria, H2O2, Corantes, NaCl, Na2CO3, metavanadato, Ácido tânico e Lauril Sulfato de Sódio • Efluente têxtil: cloretos, sais, corantes, detergentes, surfactantes, alumínio; • Efluente Têxtil, Corantes, Acido Acético e Sulfato de Alumínio • Efluente têxtil, alaranjado de metila, azul de metileno e quitosana
Lâmpadas Fluorescentes - Inteiras*	200121(*)	Existe rótulo específico para Lâmpadas Fluorescentes
Lampadas Fluorescentes - Logística Reversa*	200121(*)	Existe rótulo específico para Lâmpadas Fluorescentes

1. Por que as Universidades e Centros de Pesquisa devem se preocupar com a geração de resíduos químicos?
2. O que significa CONAMA e qual sua função?
3. Quais as características de risco que podem apresentar os resíduos que contêm substâncias químicas?
4. Encontre a Ficha de Informações de Segurança de Produtos Químicos (FISPQ) para o clorofórmio e informe sucintamente as:
 - a. Medidas de primeiros socorros
 - b. Medidas de controle para derramamento ou vazamento
 - c. Manuseio e armazenamento.
5. O que você faria se numa aula de laboratório quebrasse uma vidraria?

Procedimento Experimental

Preencha nas Folhas de Anotações (poslab) os rótulos de identificação dos frascos de resíduos apresentados na simulação, conforme as orientações a seguir:

1. Encontre as FISPQ dos componentes do resíduo no material do laboratório ou em um *site* de busca na internet, digitando o nome da substância química seguido da abreviatura FISPQ (ou MSDS caso o nome esteja em inglês).
2. Identifique os riscos à saúde, inflamabilidade, reatividade e riscos específicos e descarte.
3. Identifique o código do IBAMA referente ao resíduo.

Simulação de resíduos químicos

Grupo 1



5 L de solução aquosa contendo os íons: Cu^{2+} , Pb^{2+} , Fe^{3+} , Ni^{2+}



4 L da mistura dos solventes orgânicos: clorofórmio e diclorometano

Grupo 2



3 L de solução aquosa contendo os íons: Hg^{2+} , Ag^{+} e Pb^{2+}



4 L da mistura dos solventes orgânicos: éter etílico, acetato de etila, álcoois em geral

Grupo 3



3 L da mistura dos solventes orgânicos: etanol, butanol e álcool isopropílico.



4 L da mistura dos solventes orgânicos: xileno, tolueno e benzeno.

Grupo 4



4 L da mistura dos solventes orgânicos: gasolina, querosene e diesel.



3 L da mistura dos solventes orgânicos: etanol, butanol e álcool isopropílico.

Folhas de Anotações e Poslab

Experimento 2

Nome: _____ Visto Professor: _____

A. Preencha os rótulos para as simulações de resíduos químicos recebida pelo professor:

 Instituto de Química Universidade Federal de Goiás		RESÍDUOS PERIGOSOS COM RISCO QUÍMICO – GRUPO B	
Laboratório:		Data da coleta:	
Bloco:		Estado físico: <input type="checkbox"/> líquido <input type="checkbox"/> sólido	
Responsável:		Volume do recipiente:	
Ramal:		<input type="checkbox"/> 1 L <input type="checkbox"/> 5 L <input type="checkbox"/> 20 L	
Descrição do Resíduo: (detalhar os componentes e concentração aproximada, quando aplicável)			
Código IBAMA: <input type="text"/> <input type="text"/> <input type="text"/> <input type="text"/> <input type="text"/> <input type="text"/>		(IBAMA - Instrução Normativa nº 13/2012) Consulte: http://www.ibama.gov.br/	
Característica Química:			
<input type="checkbox"/> halogenados <input type="checkbox"/> não halogenados <input type="checkbox"/> metais <input type="checkbox"/> mercúrio <input type="checkbox"/> nitrila/cianeto			
RESÍDUO PERIGOSO CLASSE I (ABNT NBR 10004/04)			
<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-end;"> <div style="text-align: center;">  Inflamável <input type="checkbox"/> </div> <div style="text-align: center;">  Corrosivo <input type="checkbox"/> </div> <div style="text-align: center;">  Explosivo <input type="checkbox"/> </div> <div style="text-align: center;">  Oxidante <input type="checkbox"/> </div> <div style="text-align: center;">  Tóxico <input type="checkbox"/> </div> <div style="text-align: center;">  Carcinogênico <input type="checkbox"/> </div> </div>			

 Instituto de Química Universidade Federal de Goiás		RESÍDUOS PERIGOSOS COM RISCO QUÍMICO – GRUPO B	
Laboratório:		Data da coleta:	
Bloco:		Estado físico: <input type="checkbox"/> líquido <input type="checkbox"/> sólido	
Responsável:		Volume do recipiente:	
Ramal:		<input type="checkbox"/> 1 L <input type="checkbox"/> 5 L <input type="checkbox"/> 20 L	
Descrição do Resíduo: (detalhar os componentes e concentração aproximada, quando aplicável)			
Código IBAMA: <input type="text"/> <input type="text"/> <input type="text"/> <input type="text"/> <input type="text"/> <input type="text"/>		(IBAMA - Instrução Normativa nº 13/2012) Consulte: http://www.ibama.gov.br/	
Característica Química:			
<input type="checkbox"/> halogenados <input type="checkbox"/> não halogenados <input type="checkbox"/> metais <input type="checkbox"/> mercúrio <input type="checkbox"/> nitrila/cianeto			
RESÍDUO PERIGOSO CLASSE I (ABNT NBR 10004/04)			
<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-end;"> <div style="text-align: center;">  Inflamável <input type="checkbox"/> </div> <div style="text-align: center;">  Corrosivo <input type="checkbox"/> </div> <div style="text-align: center;">  Explosivo <input type="checkbox"/> </div> <div style="text-align: center;">  Oxidante <input type="checkbox"/> </div> <div style="text-align: center;">  Tóxico <input type="checkbox"/> </div> <div style="text-align: center;">  Carcinogênico <input type="checkbox"/> </div> </div>			

Experimento 3: Medidas de massa e volume

Objetivos

Familiarizar o estudante com o uso de instrumentos e unidades métricas de massa e volume em laboratório, com a medição de densidades de líquidos e sólidos e investigar a relação entre densidade e a concentração de uma solução. Discutir precisão e exatidão nas medidas de laboratório.

Introdução

As medidas de massa e volume em laboratório de química são frequentes e devem ser feitas em aparelhos de medição que tenham uma precisão consistente com a precisão global desejada. Assim, para a precisão de 1% na pesagem de uma amostra de 10 g, uma balança com precisão de 0,1 g (10% de 10 g = 0,1 g) é suficiente. Para a mesma precisão com uma amostra de 1 g, a precisão da balança deve ser 0,01 g.

A medida de volumes está sujeita a uma série de erros devidos à ação da tensão superficial sobre superfícies líquidas, dilatações e contrações provocadas pelas variações de temperatura, imperfeita calibração dos aparelhos volumétricos e erros de paralaxe.

Medir volumes de líquidos em um recipiente significa comparar a sua superfície com a escala descrita no recipiente utilizado. Essa superfície é denominada **menisco**. Para a água e muito outros líquidos o menisco é côncavo, sendo que sua parte inferior (vértice) deverá coincidir com a linha de aferição (Figura 1).

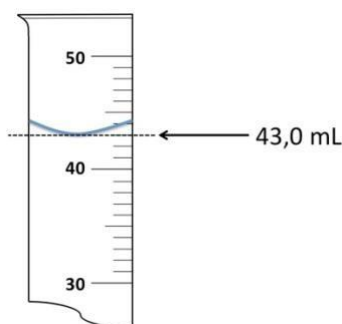


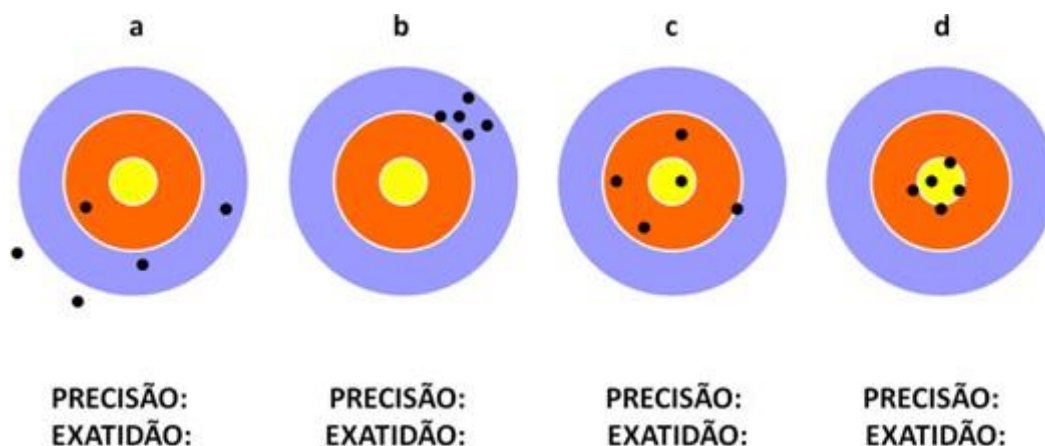
Figura 1. Superfície côncava

Outra técnica importante é a posição do olho do observador. Este deverá estar sempre no mesmo nível da marca de aferição do recipiente. Se o observador estiver olhando por cima do menisco, observará um valor superior ao verdadeiro. Se estiver olhando por baixo do menisco, observará um valor inferior. Estes erros são conhecidos como **erros de paralaxe**.

Precisão e exatidão em uma medida

Ao realizar uma medida em um laboratório, é necessário ter-se ideia de quão boa é essa medida. O rigor na certeza da medida dependerá do tipo de experimento a ser realizado. Existem duas medidas muito úteis para se avaliar medições: a exatidão e a precisão.

Dizer que uma medida é exata significa que ela se aproxima do valor verdadeiro. Dizer que uma medida é precisa significa que, ao se repetir a medição por diversas vezes, sempre se chegará a valores muito próximos entre si, mas não necessariamente próximos do valor verdadeiro. A figura abaixo ilustra a diferença entre exatidão e precisão, supondo que o círculo mais interior represente o valor verdadeiro, e as manchas pretas os valores medidos.



Para medir volumes de líquidos são usadas vidrarias que nos fornecem medidas com exatidão, com aproximação e medidas grosseiras. Enfim, há vidrarias com exatidão e precisão distintas.

A exatidão de uma vidraria está associada à sua calibração. O fabricante deverá ter feito uma rigorosa marcação dos volumes, em conformidade com o valor real. Uma proveta, por exemplo, onde os traços de aferição estejam colocados nos lugares certos é uma proveta exata. A calibração periódica de vidrarias é sempre desejável devido à variação, com o tempo, da resposta da maioria dos instrumentos, resultante do desgaste, da corrosão ou da manutenção inadequada. Já a precisão de uma vidraria está associada ao seu formato. Geralmente, provetas não são vidrarias precisas. Isto porque essa vidraria é muito larga à altura dos traços de aferição. Dificilmente o experimentador terá acuidade visual suficiente para conseguir medir um valor com precisão, já que uma pequena diferença de altura da coluna de líquido, de uma medição para outra, implicará numa grande diferença de volume, já que o tubo é grosso. Por outro lado, uma pipeta volumétrica é uma vidraria precisa, pois o diâmetro da mesma no local onde está o traço de aferição é bem pequeno. Um experimentador, ao variar, de uma medida para outra, 0,5 mm, estará variando um valor muito pequeno de volume. Se fosse uma proveta, por ser larga, haveria uma variação volumétrica muito maior. Por isso, a pipeta volumétrica é mais precisa que a proveta e que pipeta graduada. Porém, ela só será exata se o fabricante tiver feito uma correta marcação do traço de aferição.

Durante o tempo, em laboratórios credenciados, faz-se a calibração das vidrarias exatas, pois o vidro pode ter sofrido alguma dilatação. Se o traço de aferição não estiver correto, apaga-se e coloca-se outro. Para certificar-se do valor correto, pode-se pesar a quantidade de água transferida por uma vidraria, usando uma balança calibrada. Como a densidade da água em várias temperaturas é conhecida, pela massa da alíquota transferida sabe-se o volume transferido. Compara-se esse volume com o volume indicado pela vidraria, para saber se a vidraria está exata. Para saber se a vidraria é precisa, pode-se pesar várias alíquotas iguais e ver se os valores são semelhantes.

As vidrarias de medidas se classificam em duas categorias:

- Vidrarias para conter um volume líquido específico, ex. balões volumétricos. (Também chamadas de vidrarias TC, do inglês, To Contain).
- Vidrarias para dar escoamento a volumes variáveis, ex. pipetas, buretas, etc. (Também chamadas de vidrarias TD, do inglês, To Deliver).

Vidrarias mais comuns para medida de volume de líquido:

a. Balão volumétrico: Recipiente destinado a conter um determinado volume líquido, a uma dada temperatura. É utilizado no preparo e na diluição de soluções de concentração definida (soluções padrão). Como o volume nominal dos balões volumétricos é geralmente calibrado a 20°C, não é recomendado colocar soluções aquecidas no seu interior, nem submetê-los a temperaturas elevadas. Como o traço de aferição está localizado em um local de diâmetro pequeno, o pescoço do balão, esta é uma vidraria precisa. Caso o balão tenha sido calibrado recentemente, e não tiver sido exposto ao calor, ele será exato.

b. Proveta: Frasco destinado a medidas aproximadas de volume. Podem ser encontradas em diversos volumes. Não é precisa. Pode ser exata, a depender da calibração do fabricante.

c. Béquer: Recipiente com ou sem graduação, de forma alta ou baixa. Sua graduação fornece uma medida grosseira de volume. Usado no preparo de soluções, na pesagem de sólidos e no aquecimento de líquidos, bem como em reações de precipitação e recristalização. Não é precisa, e geralmente não é exata, pois o fabricante não se preocupa em marcar com muita certeza os traços de aferição, já que não é uma vidraria usada para transferências de volume com rigor na medida.

d. Erlenmeyer: Recipiente com ou sem graduação, esta fornece uma medida grosseira de volume. Esse recipiente é largamente utilizado na análise titulométrica, no aquecimento de líquidos e na dissolução de substâncias. Da mesma forma que o béquer, não é exato nem preciso.

e. Pipetas: Instrumento para medida e transferência de determinados volumes de líquidos a uma dada temperatura. Existem basicamente dois tipos de pipetas: as volumétricas ou de transferências e as graduadas. As primeiras são utilizadas para escoar volumes fixos, enquanto as graduadas são utilizadas para escoar volumes variáveis de líquidos. As volumétricas são mais precisas e exatas, porém, menos versáteis. A precisão das graduadas depende do volume que se quer transferir. A transferência de volumes maiores implica em maior precisão.

f. Bureta: Permite o escoamento de líquido e é muito utilizada em titulações. Possui uma torneira controladora de vazão na sua parte inferior. Por ser usada em experimentos onde o volume deve ser medido com rigor, as buretas são bem calibradas pelo fabricante, e, se bem cuidadas, são vidrarias exatas. Por serem finas, são precisas. A imprecisão fica maior quando se mede volumes muito pequenos. Nesse caso, o melhor a fazer é recorrer a buretas de menor capacidade. Quando se realiza uma titulação, onde o volume gasto deve ser em torno de 20 mL, usa-se uma pipeta de 25,0 mL de capacidade. O uso de uma de 50 mL ou mais aumentaria o erro da medida e, portanto, a imprecisão.

Limpeza e secagem de material volumétrico

Os aparelhos volumétricos devem estar perfeitamente limpos, para que os resultados das medidas possam ser reprodutíveis. Recomenda-se limpar o material com solução detergente, enxaguá-lo várias vezes com água da torneira e depois com jatos de água destilada. Verifica-se a limpeza, deixando escoar a água. Se a película líquida, inicialmente formada nas paredes, escorre uniformemente, sem deixar gotículas presas, a superfície está limpa. Qualquer sujeira aderida às paredes dos recipientes altera o resultado final da medida.

Para a secagem de material volumétrico, pode-se utilizar: secagem comum, por evaporação à temperatura ambiente; secagem em corrente de ar, por exemplo, ar aspirado por meio de uma bomba de vácuo.

Uma secagem rápida pode ser obtida após enxaguar o material com álcool ou acetona. Caso não se disponha de tempo para secar pipetas ou buretas, deve-se enxaguá-las repetidas vezes com pequenas porções do líquido que será usado para enchê-las. Material volumétrico não deve ser seco em estufa, nem deve ser aquecido.

Limpeza e conservação da balança

Deve-se cuidar para não derramar nenhum produto na parte interna da balança. Caso isso ocorra, remova o prato e lave-o com água corrente e sabão, secando-o com uma flanela ou papel-toalha. A bandeja deverá ser limpa APENAS com álcool e um pano macio. As paredes são passivas dos mesmos cuidados que a bandeja.

Bibliografia

J.M. Postma, J.L. Roberts Jr., J.L. Hollenberg, Química no Laboratório (5ª. Ed, Manole), 2009

Procedimento

A. Aprendendo pipetar

1. Medir o volume indicado em sua pipeta volumétrica e escoar todo o líquido (repetir três vezes).
2. Zerar uma pipeta graduada e fazer o escoamento do líquido das seguintes maneiras:
 - a) de 1 em 1 mL, b) de 0,5 em 0,5 mL, c) gota a gota.

B. Medidas de volume em laboratório

Compare os volumes medidos entre diferentes instrumentos de laboratório transferido quantidades de água entre eles. Use os traços de aferição da própria vidraria para fazer a medição.

1. Transfira 10 mL de água com uma pipeta volumétrica para uma proveta seca de 10 mL e observe.
2. Transfira 10 mL de água com uma pipeta graduada para uma proveta seca de 10 mL e observe.
3. Meça 100 mL de água em um proveta e transfira para uma balão volumétrico seco de 100 mL e observe.
4. Meça 100 mL de água em um béquer e transfira para uma balão volumétrico seco de 100 mL e observe.
5. Meça 100 mL de água em um erlenmeyer e transfira para uma balão volumétrico seco de 100 mL e observe.

C. Exatidão dos instrumentos de volume em laboratório

Compare os volumes medidos entre diferentes instrumentos de laboratório com os volumes determinados utilizando-se da densidade da água. Anote os resultados na tabela no Poslab.

1. Pese separadamente os seguintes instrumentos de laboratório: Proveta de 50 mL, Balão volumétrico de 50 mL e béqueres de 50 mL – anote a massa na Folha de Anotações.
2. Meça 50 mL de água em cada instrumento e pese-os novamente na mesma balança utilizada no item anterior e anote a massa.
3. Meça a temperatura da água utilizando um termômetro e com auxílio da densidade encontrada em um *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, calcule o volume do líquido.

D. Precisão dos instrumentos de volume em laboratório

Meça a massa de 50 mL de água, medidas por um béquer de 100 mL. Esvazie o béquer, seque-o, e meça novamente por mais três vezes. Repita o procedimento, usando uma proveta de 100 mL e um balão volumétrico de 50 mL. Anote os dados na tabela do Poslab.

Prelab**Experimento 3**

Nome: _____ Visto Professor: _____

1. O que é o método científico e qual sua sequência de etapas?

2. O que é pseudociência? Dê exemplos?

3. Preencha a tabela de transformação de unidades a seguir:

Unidades de Medida			
Grandeza	SI	Unidade Usual	Correspondência
Massa	kg		
	m		1 km = 1000 m
Área		cm ²	
		L	1 m ³ = 1000 L
Densidade		g/cm ³	
Quantidade de calor		Cal	

4. Complete a tabela fazendo as transformações:

12 m = _____ cm
 5 kg = _____ g
 10 h = _____ s
 0,1 L = _____ mL
 140 cm³ = _____ L
 100 mg = _____ g

5. Qual é a densidade de um álcool que o volume de 50,0 mL tem massa de 40,3 g?

6. Desenhe, nomeie e descreva o principal uso dos instrumentos de medida de volume mais utilizados em laboratório de química. Identifique quais instrumentos volumétricos são usados para medidas precisas.



Folhas de Anotações e Poslab

Experimento 3

Nome: _____ Visto Professor: _____

B. Medidas de volume em laboratório

Anote suas observações e decida dentre os instrumentos testados, qual(is) possui(em) a(s) medida(s) de volume mais precisa?

C. Exatidão dos instrumentos de volume em laboratório

Instrumento	Massa Vidraria Seca (g)	Massa Vidraria + 50 mL de H ₂ O (g)	Massa de H ₂ O (g)	Volume de H ₂ O calculado (mL) ^a	Erro percentual ^b
Proveta 50 mL					
Balão 50 mL					
Béquer 50 mL					

^a Volume de água calculado por meio da densidade obtida do *CRC Handbook of Chemistry and Physics*.

^b $\% \text{Erro} = \frac{\text{Valor teórico} - \text{Valor real}}{\text{Valor real}} \times 100\%$

Responda: Qual das vidrarias acima apresenta maior exatidão. Justifique sua resposta.

D. Precisão dos instrumentos de volume em laboratório

Preencha a tabela abaixo e compare a precisão das vidrarias.

	Massa de 50 mL de água			
Vidraria	valor 1	valor 2	valor 3	valor 4
Proveta 100 mL				
Béquer 100 mL				
Balão volumétrico 50 mL				

Density of Water (g/mL) vs. Temperature (°C)

(from Handbook of Chemistry and Physics, 53rd Edition, p. F4)

Whole **degrees** are listed down the left hand side of the table, while **tenths of a degree** are listed across the top. So to find the density of water at say **5.4** °C, you would first find the whole degree by searching down the left hand column until you reach '**5**'. Then you would slide across that row until you reach the column labeled '**0.4**'. The density of water at **5.4** °C is 0.999957 g/mL.

	0.0	0.1	0.2	0.3	0.4	0.5	0.6	0.7	0.8	0.9
0	0.999841	0.999847	0.999854	0.999860	0.999866	0.999872	0.999878	0.999884	0.999889	0.999895
1	0.999900	0.999905	0.999909	0.999914	0.999918	0.999923	0.999927	0.999930	0.999934	0.999938
2	0.999941	0.999944	0.999947	0.999950	0.999953	0.999955	0.999958	0.999960	0.999962	0.999964
3	0.999965	0.999967	0.999968	0.999969	0.999970	0.999971	0.999972	0.999972	0.999973	0.999973
4	0.999973	0.999973	0.999973	0.999972	0.999972	0.999972	0.999970	0.999969	0.999968	0.999966
5	0.999965	0.999963	0.999961	0.999959	0.999957	0.999955	0.999952	0.999950	0.999947	0.999944
6	0.999941	0.999938	0.999935	0.999931	0.999927	0.999924	0.999920	0.999916	0.999911	0.999907
7	0.999902	0.999898	0.999893	0.999888	0.999883	0.999877	0.999872	0.999866	0.999861	0.999855
8	0.999849	0.999843	0.999837	0.999830	0.999824	0.999817	0.999810	0.999803	0.999796	0.999789
9	0.999781	0.999774	0.999766	0.999758	0.999751	0.999742	0.999734	0.999726	0.999717	0.999709
10	0.999700	0.999691	0.999682	0.999673	0.999664	0.999654	0.999645	0.999635	0.999625	0.999615
11	0.999605	0.999595	0.999585	0.999574	0.999564	0.999553	0.999542	0.999531	0.999520	0.999509
12	0.999498	0.999486	0.999475	0.999463	0.999451	0.999439	0.999427	0.999415	0.999402	0.999390
13	0.999377	0.999364	0.999352	0.999339	0.999326	0.999312	0.999299	0.999285	0.999272	0.999258
14	0.999244	0.999230	0.999216	0.999202	0.999188	0.999173	0.999159	0.999144	0.999129	0.999114
15	0.999099	0.999084	0.999069	0.999054	0.999038	0.999023	0.999007	0.998991	0.998975	0.998959
16	0.998943	0.998926	0.998910	0.998893	0.998877	0.998860	0.998843	0.998826	0.998809	0.998792
17	0.998774	0.998757	0.998739	0.998722	0.998704	0.998686	0.998668	0.998650	0.998632	0.998613
18	0.998595	0.998576	0.998558	0.998539	0.998520	0.998501	0.998482	0.998463	0.998444	0.998424
19	0.998405	0.998385	0.998365	0.998345	0.998325	0.998305	0.998285	0.998265	0.998244	0.998224
20	0.998203	0.998183	0.998162	0.998141	0.998120	0.998099	0.998078	0.998056	0.998035	0.998013
21	0.997992	0.997970	0.997948	0.997926	0.997904	0.997882	0.997860	0.997837	0.997815	0.997792
22	0.997770	0.997747	0.997724	0.997701	0.997678	0.997655	0.997632	0.997608	0.997585	0.997561
23	0.997538	0.997514	0.997490	0.997466	0.997442	0.997418	0.997394	0.997369	0.997345	0.997320
24	0.997296	0.997271	0.997246	0.997221	0.997196	0.997171	0.997146	0.997120	0.997095	0.997069
25	0.997044	0.997018	0.996992	0.996967	0.996941	0.996914	0.996888	0.996862	0.996836	0.996809
26	0.996783	0.996756	0.996729	0.996703	0.996676	0.996649	0.996621	0.996594	0.996567	0.996540
27	0.996512	0.996485	0.996457	0.996429	0.996401	0.996373	0.996345	0.996317	0.996289	0.996261
28	0.996232	0.996204	0.996175	0.996147	0.996118	0.996089	0.996060	0.996031	0.996002	0.995973
29	0.995944	0.995914	0.995885	0.995855	0.995826	0.995796	0.995766	0.995736	0.995706	0.995676
30	0.995646	0.995616	0.995586	0.995555	0.995525	0.995494	0.995464	0.995433	0.995402	0.995371

Experimento 4: Propriedades das substâncias: densidade

Objetivos

Nas próximas aulas será realizada uma série de experimentos com o objetivo de identificar, medir e interpretar algumas propriedades físicas das substâncias. No primeiro experimento a propriedade estudada será a densidade através da determinação da densidade de sólidos e líquidos.

Introdução

Como já se sabe, a ausência de evidências numa transformação química não garante que a mesma não tenha ocorrido, apenas sugere a necessidade de se procurar sinais que possam conduzir a uma resposta definitiva. Uma forma eficiente de se obter informações da formação de novas substâncias é investigar as propriedades, que naturalmente são diferentes das propriedades das substâncias iniciais. Da mesma maneira como você consegue reconhecer um amigo por um conjunto de suas características (a cor da pele, o timbre de voz, a forma do nariz, o modo de andar, o jeito de falar, a cor e a textura dos cabelos, o porte físico etc.), as substâncias são caracterizadas pelo conjunto de suas propriedades.

Existem vários tipos de propriedades que caracterizam a matéria. Elas podem ser identificadas por um conjunto de propriedades classificadas como extensivas e intensivas. As propriedades extensivas são aquelas que dependem da quantidade de matéria presente na amostra como, por exemplo, a massa e o volume. As intensivas são aquelas que independem da quantidade de matéria e sim da natureza da substância, como por exemplo, a temperatura, a densidade, a pressão, coeficiente de solubilidade, etc. Por isso, são muitas vezes chamadas de propriedades características de uma substância, utilizadas, frequentemente, na identificação das substâncias e na determinação do seu grau de pureza.

As propriedades físicas e químicas podem, também, ser usadas para classificar substância iônicas ou moleculares. Os compostos iônicos são aqueles constituídos de cátions e ânions ligados por atrações eletrostáticas. Por isso, geralmente, possuem pontos de fusão elevados, superiores a 300 °C, boa solubilidade em água, conduzem eletricidade em solução aquosa ou fundidos e não queimam na chama. Por outro lado, os compostos moleculares, consistem em moléculas neutras mantidas juntas no estado sólido (ou líquido) pelas forças intermoleculares, também, de natureza eletrostática, mas muito mais fracas do que as ligações iônicas. Consequentemente, os compostos moleculares têm geralmente pontos de fusão baixos, frequentemente menores que 300 °C, e menor solubilidade na água do que os compostos iônicos. Quando os compostos moleculares se dissolvem na água, eles não conduzem eletricidade.

Nas próximas aulas iremos estudar quatro propriedades físicas: densidade, ponto de fusão, solubilidade e condutividade eletrolítica.

Densidade: a densidade de uma substância é definida como a razão entre a sua massa e seu volume. Pode ser classificada de duas maneiras, densidade absoluta e relativa. A *densidade absoluta* também chamada de *massa específica* (ρ) é a razão entre a massa de um corpo e seu volume. A *densidade relativa* é a razão entre duas massas específicas em que o denominador é a massa específica de uma substância tomada como padrão ou referência. Ela é expressa geralmente em g/cm³. Adota-se comumente como padrão a água pura a 4°C, cuja densidade é 1,0g/cm³.

No caso dos líquidos e sólidos, a densidade é geralmente expressa em unidades de g/ml ou g/cm³; sendo equivalentes, uma vez que 1 mL é exatamente igual a 1 cm³.

A densidade é uma **propriedade intensiva**, o que significa que independe do tamanho da amostra. Por exemplo, a densidade de uma viga de aço ou de uma esfera de aço sempre serão iguais a 7,85 g/cm³. A massa e o volume de cada peça serão diferentes, mas a relação de massa-volume é a mesma. Em geral, diferentes substâncias têm diferentes densidades, mesmo que elas ocupem o mesmo volume ou

tenham a mesma massa. Desta forma, considerar apenas o volume ou a massa, ignorando a densidade pode ter consequências desastrosas no uso ou armazenamento de uma substância. A clássica pergunta: “*O que pesa mais, 1 kg de algodão ou 1 kg de chumbo?*” resume bem essa questão. Apesar da resposta que parece fácil, uma vez que se trata da mesma massa, o algodão é muito menos denso que o chumbo e ocupará um volume muito maior.

Ponto de fusão: o ponto de fusão é a temperatura na qual uma substância sólida, em condições de equilíbrio, passa para o estado líquido. No caso de “substância pura”, o intervalo de temperatura desde o momento inicial da fusão (aparecimento de uma fase líquida) até a sua completa fusão não deve exceder a 0,5 °C. Substâncias contendo impurezas não possuem um ponto de fusão definido, mas um intervalo com vários graus de temperatura.

Solubilidade: a solubilidade é uma medida de quanto uma substância dissolve-se em uma outra. A regra geral de solubilidade é que “semelhante dissolve semelhante”, o que significa dizer que substâncias polares tendem a se dissolver na substância polar e substância não-polar tendem a dissolver-se em substâncias não-polares. Do ponto de vista quantitativo, tem-se o coeficiente de solubilidade, que é uma grandeza que determina a quantidade máxima de um soluto que podemos dissolver em uma dada quantidade de solvente em certa temperatura.

Condutividade eletrolítica: a condutividade eletrolítica é a capacidade que uma solução tem de conduzir ou transmitir a corrente elétrica. O mecanismo da condução de corrente elétrica em soluções eletrolíticas difere da dos metais. Nos metais a corrente é composta unicamente por ‘elétrons livres’, já nos líquidos a condução é feita pelo movimento de íons solvatados atraídos por um campo elétrico. Qualquer substância que se dissolve em água sem a formação de íons é chamada de um **não-eletrólito**. Em geral, solutos moleculares que são polares ou aqueles que podem formar ligações de hidrogênio, são solúveis em água. O nome **eletrólito** é dado à substância cuja solução aquosa contém íons. Como os íons são partículas carregadas, ao se moverem através da solução, eles conduzem eletricidade. Um eletrólito é um **eletrólito forte** quando 100% ou quase isso das partículas do soluto são íons, contanto que a solução seja uma solução diluída. Um eletrólito é dito ser um **eletrólito fraco** quando uma fração substancialmente menor do que 100% das partículas do soluto se apresentam como íons, existindo aí uma quantidade razoável de moléculas em solução, mesmo que a solução seja diluída. Por exemplo, soluções de ácido nítrico diluídas - abaixo de 1 mol L⁻¹ contém como soluto exclusivamente íons H⁺ e NO₃⁻, enquanto que no ácido concentrado cerca de 70% das partículas do soluto são moléculas não dissociadas de HNO₃.

Por fim, o estudo das propriedades dos materiais ajuda a compreender as transformações que ocorrem na natureza.

Bibliografia

R. Chang e K.A. Goldsby, **Química**. (11^a. ed. Lisboa: McGraw-Hill), 2003.

J.C. Kotz e P. Treichel Jr., **Química Geral e Reações Químicas**. v. 1. São Paulo: Thomson Learning. 2006.

Procedimentos

A) Determinação da densidade de sólidos:

1. Pese numa balança semi-analítica o pedaço do sólido do qual se pretende determinar a densidade.
2. Coloque água em uma proveta e adicione o sólido pesado na mesma. Verifique a diferença de volume.
3. Anote seus resultados e calcule a massa específica do sólido.
4. Identifique cada um dos sólidos dentre as opções passadas pelo professor. Compare com valor real e calcule o erro.

Preencha a tabela a seguir com os dados do experimento A

Sólido	Cor	Massa (g)	Volume inicial (mL)	Volume final (mL)	Variação de volume (mL)	Densidade (g/cm ³)
1						
2						
3						

B) Determinação da densidade de líquidos:

1. Faça a calibração do picnômetro conforme as instruções do professor.
2. Determine a densidade do líquido fornecido pelo professor utilizando o picnômetro.
3. Anote seus resultados e calcule a densidade do líquido.
4. Identifique o líquido dentre as opções passadas pelo professor. Compare com valor real e calcule o erro.

Tabela de calibração do picnômetro

Massa do picnômetro seco (g):.....

Temperatura da água (°C):.....

Densidade da água nessa temperatura (g/mL):.....

	Massa picnômetro+H ₂ O (g)	Massa H ₂ O (g)	Volume H ₂ O (mL)
1			
2			
3			

Tabela de determinação de densidade do líquido

	Massa picnômetro+líquido (g)	Massa líquido (g)	Volume líquido (mL)	Densidade do líquido (g/mL)
1				
2				
3				

Relatório

Faça um Relatório dos experimentos 3 e 4 seguindo as orientações do **Roteiro para elaboração de Relatório** descrito no início do Manual. Reescreva o procedimento e os dados da Folha de Anotações usando o tempo verbal corretamente, bem como todas as observações que achar pertinente ao experimento. Compare e discuta seus resultados com dados da literatura.

Prelab**Experimento 4**

Nome: _____ Visto Professor: _____

1. Determine a densidade de um objeto de massa 14,765 g que quando adicionado em um cilindro contendo água aumenta o nível da água de 25,0 mL para 27,65 mL.

2. Escreva sucintamente como se pode determinar o volume de um instrumento de laboratório utilizando-se da densidade da água?

3. O ponto de fusão (P.F.) é uma propriedade intensiva características de uma substância. Dentre os materiais relacionados a seguir, indique com ✓ quais substâncias são puras e informe seus pontos de fusão:

Material	P.F. (°C)
<input type="checkbox"/> Parafina	
<input type="checkbox"/> cloreto de sódio	
<input type="checkbox"/> polietileno	
<input type="checkbox"/> sacarose	
<input type="checkbox"/> vidro	
<input type="checkbox"/> óxido de alumino	

4. Qual a unidade utilizada para o coeficiente de solubilidade?

5. Descreva por meio de um esquema como se entende em nível molecular a condução elétrica em solução de sais.

6. O que é condutividade eletrolítica?

Experimento 5: Propriedades eletrolíticas de substâncias em solução aquosa

Objetivo:

Compreender o processo de dissolução de compostos iônicos e moleculares em água e classificar os solutos de acordo com suas propriedades eletrolíticas.

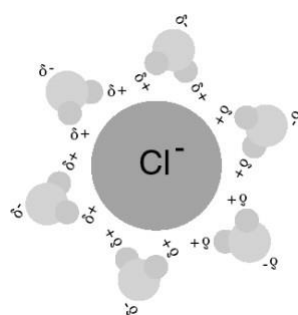
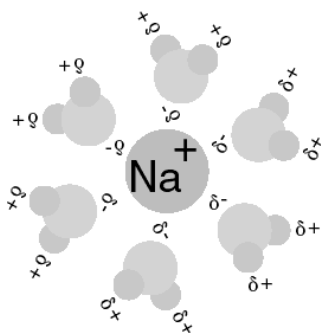
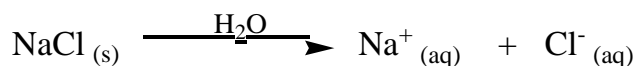
Introdução

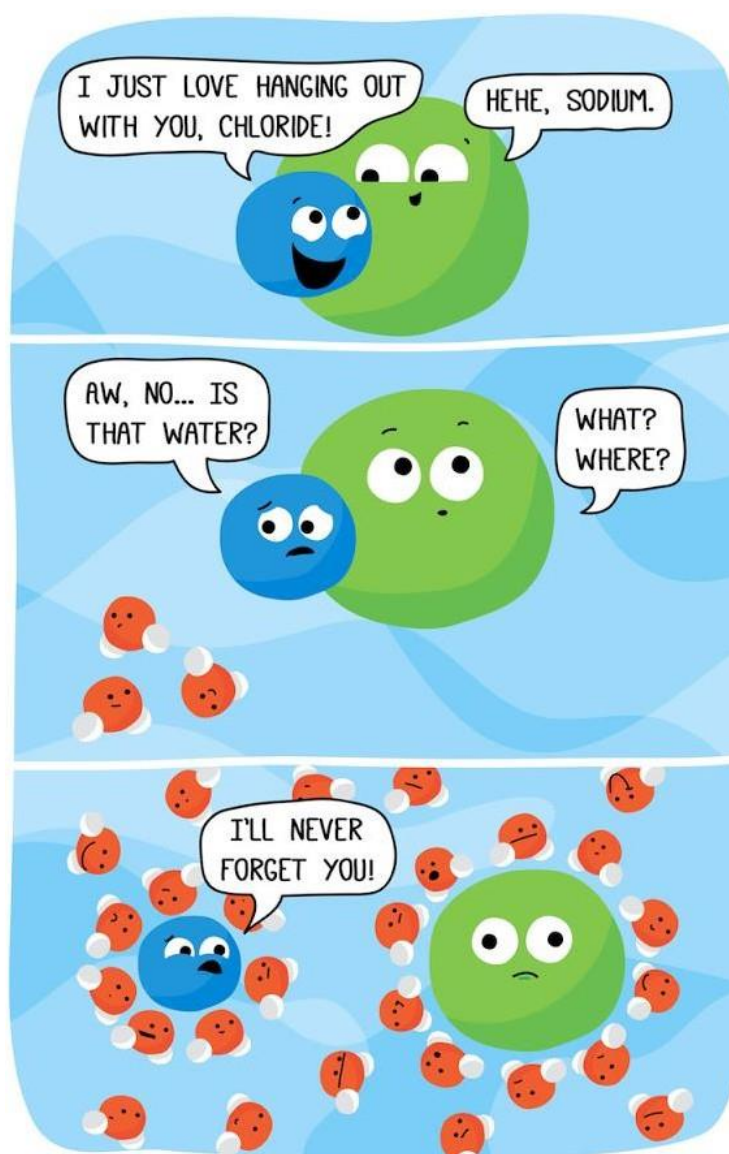
Substâncias podem ser classificadas em dois importantes grupos, de acordo com seu comportamento quando se passa corrente elétrica por uma solução que as contenha: as que conduzem, e as que não conduzem corrente elétrica. As primeiras são chamadas eletrólitos e incluem a maior parte das substâncias inorgânicas, como ácidos, bases e sais; as últimas são designadas não-eletrólitos, com muitos exemplos entre as substâncias orgânicas, como a sacarose, o etanol, a glicerina, etc. Há, contudo, substâncias orgânicas que são eletrólitos, como os ácidos carboxílicos.

O requisito para uma substância ser um eletrólito é que haja a formação de espécies carregadas, cátions e ânions, quando ela se dissolve. Quando se dissolvem, sólidos iônicos se dissociam. O sal KCl, por exemplo, que quando no estado sólido existe na forma de cristais, quando se dissolve em água forma íons K^+ e Cl^- . Não há ionização, porque os átomos constituintes já eram íons no próprio sólido. Há apenas separação desses íons, e destruição da estrutura cristalina, ou seja, dissociação. Eletrólitos que não são sais quando se dissolvem sofrem ionização. O ácido acético, por exemplo, gera os íons CH_3COO^- e H^+ . Serão essas espécies carregadas, chamadas íons, que conduzirão a corrente elétrica. A sacarose, que não é um eletrólito, quando se dissolve em água não gera íons. As moléculas se mantêm intactas após a dissolução.

Se a substância não estiver dissolvida, não haverá solução, e sim mistura heterogênea. Por outro lado, se a substância se dissolver, mas sem gerar íons (sem dissociar-se), haverá uma solução não-eletrolítica. Se uma substância se dissolver mas estiver apenas parcialmente dissociada, ela conduzirá corrente elétrica em uma extensão menor, e pode ser classificada como um eletrólito fraco. Eletrólitos fortes (ácidos fortes, bases fortes e a maioria dos sais) se dissociam quase completamente, mesmo em soluções concentradas. Eletrólitos fracos (ácidos fracos, bases fracas) têm alta dissociação somente quando estão em baixas concentrações.

Em soluções aquosas, uma quantidade muito pequena de íons H^+ e OH^- estará presente devido à autoionização da água. Essa ionização acontece em uma extensão muito baixa, e normalmente é negligenciada. Assim, quando se diz que uma solução é eletrolítica, não se está considerando os íons provenientes da água pura. Refere-se, sim, à condutividade devida à presença de sais na água, e, assim, mesmo a água potável é uma solução eletrolítica, pois contém eletrólitos. Deve-se notar que uma substância que se comporta como eletrólito em água, por exemplo o cloreto de sódio, pode deixar de ser eletrolítica em outro solvente, como o éter ou hexano.





GETTING DISSOLVED CAN BE TRAUMATIZING.

Bibliografia

R. Chang e K.A. Goldsby, **Química**. (11^a. ed. Lisboa: McGraw-Hill), 2003.

J.C. Kotz e P. Treichel Jr., **Química Geral e Reações Químicas**. v. 1. São Paulo: Thomson Learning. 2006.

Prelab**Experimento 5**

Nome: _____ Visto Professor: _____

1. Você já ouviu falar de eletrólitos? O que você acha que esse conceito significa? Dê exemplos de eletrólitos.
2. Por que a combinação de água e eletricidade é perigosa se a água pura praticamente não conduz eletricidade?
3. Um composto iônico solúvel pode ser um eletrólito fraco? Dê exemplos de eletrólitos fracos.
4. Escreva a equação molecular, iônica completa e iônica simplificada (balanceadas) para a reação em solução aquosa entre nitrato de cálcio e fosfato de sódio.

Procedimento Experimental

A. Classificação de eletrólitos

Transfira cerca de 30 mL de água destilada e deionizada para um béquer de 100 mL. Mergulhe dois eletrodos de cobre, previamente limpos, lavados e secos e conecte a fonte de corrente, como mostrado na Figura 5.1. Verifique a condutividade elétrica da água.

Obs.: A condutividade elétrica da solução é medida pela intensidade da luz emitida pela lâmpada. Supondo que a luminosidade da lâmpada quando os eletrodos estão em curto circuito seja igual a um valor de condutividade 10, estime os valores dessa propriedade para cada caso.

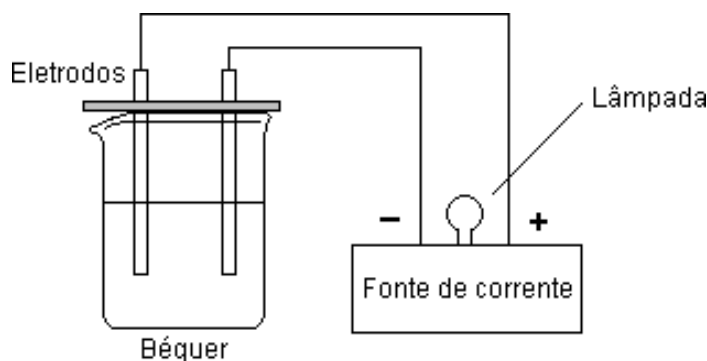


Figura 5.1. Arranjo a ser utilizado nas medidas de condutividade das soluções.

- Adicione, ao béquer contendo água, uma ponta de espátula de sacarose; agite até haver a dissolução completa do sólido e meça a condutividade da solução;
- Transfira cerca de 30 mL de solução 1,0 mol/L de ácido acético para um béquer de 100 mL e meça a condutividade da mesma; guarde essa solução;
- Repita o procedimento acima utilizando uma solução de hidróxido de amônio 1,0 mol/L;
- Misture as soluções utilizadas em **b** e **c** e verifique a luminosidade da lâmpada. Compare com os resultados obtidos acima;
- Repita o procedimento utilizando uma solução de cloreto de sódio 0,1 mol/L;
- Lave o béquer com água, seque e transfira um volume de ácido acético glacial (ácido acético anidro) suficiente para cobrir cerca de 0,5 cm da extremidade dos eletrodos de cobre. Meça a condutividade. Em seguida, faça medidas durante a adição de água destilada (porções de 5 mL com agitação). Compare com o resultado em **b**. (**cuidado:** ácido acético glacial é corrosivo).

B. Condutividade em função da concentração de eletrólitos.

Experimento a ser realizado usando um condutivímetro. As concentrações das soluções precisam ser exatas (padronizadas).

- Com uma proveta, adicione aproximadamente 12 mL de uma solução de ácido acético 1 mol/L e 40 mL de água destilada a um béquer de 100 mL. Agite com um bastão de vidro, e meça a condutividade.
- Com uma pipeta graduada, adicione 3 mL de uma solução de hidróxido de amônio 1 mol/L ao béquer do item 1. Agite com um bastão de vidro. Meça a condutividade.
- Repita o procedimento do item 2 até atingir 24 mL de solução de hidróxido de amônio. Anote o valor na tabela no poslab. Discuta com o grupo as causas do comportamento da condutividade.

Nome: _____ Visto Professor: _____

A. Classificação de eletrólitosAnote na tabela abaixo os resultados da verificação da *condutividade eletrolítica* das soluções:

Solução	Solvente	Observação	Eletrólito		
			Forte	Fraco	Não-

B. Condutividade em função da concentração de eletrólitos.

Anote os valores de condutividade medida no condutímetro na tabela abaixo. Discuta com o grupo as causas do comportamento da condutividade.

Quantidade adicionada de $\text{NH}_3(\text{aq})$	Condutividade específica (mS/m)
0 mL	
3 mL	
6 mL	
9 mL	
12 mL	
15 mL	
18 mL	
21 mL	
24 mL	

Experimento 6: Identificação de Metais Utilizando o Teste da Chama

Objetivos

Ao final desses experimentos os estudantes deverão ser capaz de identificar de cátions metálicos e compreender a teoria atômica..

Introdução

Os modelos atômicos foram propostos ao longo da história para tentar dar uma explicação coerente e sistemática para diferentes fenômenos da natureza. Assim, o modelo de Dalton explicou a proporcionalidade das quantidades de substâncias ao se combinarem entre si, mas não contemplava a natureza elétrica da matéria, o que foi feito pelo modelo de Thomson.

Os grandes descobrimentos realizados a partir de meados do século XIX, levaram a questionamentos do modelo de Thomson e a idealização de um novo modelo, o de Rutherford, que introduziu o conceito de espaço vazio a nível atômico e a localização das partículas subatômicas no átomo.

Infelizmente, o modelo de Rutherford não estava correto e Bohr ao tentar explicar os espectros atômicos, estudou exaustivamente a existência de níveis de energia no átomo. Segundo esse cientista, os elétrons no átomo não estariam girando ao redor do núcleo, mas movimentavam-se em espaços atômicos caracterizados por quantidades definidas de energia.

Alguns elétrons ao receberem energia passam a ocupar um outro nível de maior energia. Mas, esta situação é instável e a tendência é retornar ao seu estado de menor energia. Nesse processo, a energia absorvida é irradiada na forma de ondas eletromagnéticas que podem ser visualizadas, isto é, na forma de cor (Figura 1). Este é o fundamento dos ensaios da chama. É possível identificar um metal através da cor que ele emite às chamas.

Nesta aula, os ensaios da coloração da chama serão utilizados na identificação de metais alcalinos, alcalinos terrosos e o cobre, por meio das colorações específicas que estes elementos emitem.

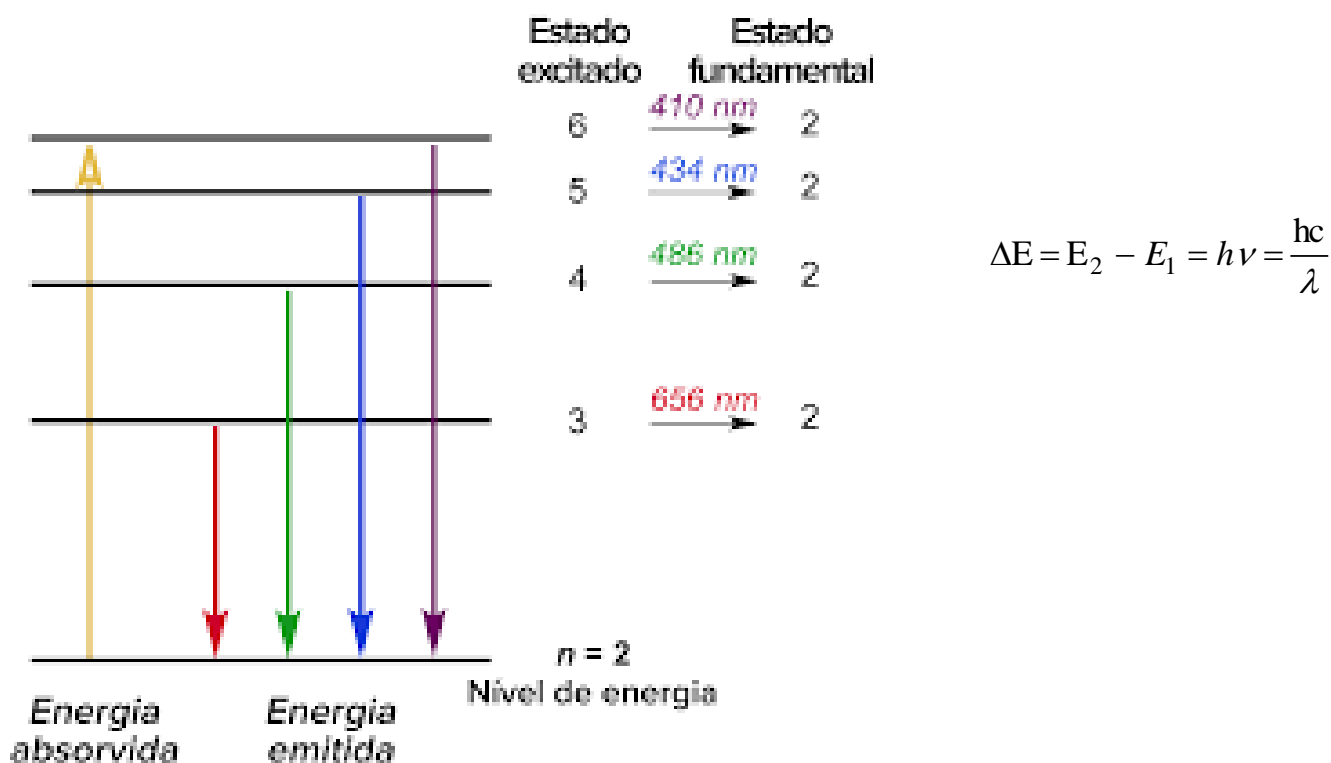


Figura 1 – Transição eletrônica

Materiais

- Alças de platina
- Estante com dois tubos de ensaio
- Bico de Bunsen
- Pipetador de borracha
- Pipeta graduada de 5 mL

Reagentes

- Ácido clorídrico 1 mol/L
- Pisseta com água destilada
- Soluções saturadas de cloretos: sódio, potássio, cobre, cálcio, bário e estrôncio.

Procedimento Experimental

Transfira para um tubo de ensaio 10 mL de HCl 1 mol/L.

Leve a alça de metálica à chama e aqueça. Após aquecimento, se houver coloração, lavar a alça com ácido clorídrico e depois com água destilada. Teste a alça novamente e se persistir a coloração, repetir as lavagens.

Aqueça a alça, mergulhe no ácido clorídrico 1,0 mol/L. Toque levemente na substância problema e leve à chama. Observe a coloração da chama e anote na Tabela de Resultados. Lave a alça com ácido clorídrico e depois com água destilada.

Repita os procedimentos acima com as outras amostras. Anote as cores na Tabela de Resultados.

Resultados

Tabela: Resultados de identificação dos metais

AMOSTRA	COR DA CHAMA
Cloreto de Sódio	
Cloreto de Potássio	
Cloreto de Cobre	
Cloreto de Cálcio	
Cloreto de Estrôncio	
Cloreto de Bário	

Questionário

- 1- Como um analista realizaria num laboratório, a identificação qualitativa dos seguintes cátions: sódio, potássio, cobre, cálcio, estrôncio e bário.
- 2- Porque cada substância apresenta uma coloração ao ser aquecida no bico de Bunsen?
- 3- Qual a relação entre energia e emissão de luz no teste da chama?
- 4- Porque ao se pesquisar uma determinada amostra, encontramos outras cores na chama, além da principal?
- 5- Em que situações do cotidiano podemos observar fenômenos semelhantes aos evidenciados nesta aula prática.

Experimento 7: Misturas e separação

Objetivos

Discutir do ponto de vista micro- e macroscópico o que é uma solução, dispersão coloidal e suspensão. Diferenciar misturas homogêneas de heterogêneas. Estudar os métodos de separação de substâncias utilizando-se técnicas de decantação e filtração.

Introdução

A maior parte dos materiais que lidamos no dia a dia são misturas. As misturas são sistemas formados por duas ou mais substâncias, sem que haja reação química entre elas. São classificadas em homogênea ou heterogênea, conforme apresente ou não as mesmas propriedades em qualquer parte de sua extensão. Nas misturas heterogêneas seus componentes não estão uniformemente misturados, enquanto nas misturas homogêneas seus componentes são uniformemente misturados em um nível molecular. Misturas homogêneas são também chamadas de soluções. Exemplos de soluções são muitos e são visíveis ao redor do mundo. O ar que respiramos é uma solução de vários gases. Latão é uma solução sólida de zinco em cobre. Por outro lado, o sumo de laranja é também uma mistura aparentemente homogênea. Porém, se esperarmos um pouco, a polpa da laranja deposita-se no fundo do copo sob a ação da gravidade. A estas misturas chamamos **suspensões**.

Existe ainda um terceiro tipo de misturas, onde as substâncias não se separam sob a ação da gravidade, mas onde é possível separá-las usando filtros extremamente finos ou centrifugas extremamente potente. O leite é uma dessas misturas. A este tipo de misturas chamamos **coloides**. Esta diferença resulta da diferença de tamanhos das partículas suspensas, o qual é usado como critério na definição dos coloides, como mostrado no esquema da figura 8.1.

Os coloides dispersam fortemente a luz, pois as partículas dispersas têm tamanhos semelhantes ao comprimento de onda da luz visível. Este fenômeno é chamado **efeito de Tyndall** e permite distinguir as soluções verdadeiras dos coloides, pois as soluções verdadeiras são translúcidas, ou seja, não dispersam a luz. A tabela 8.1 resume algumas características desses três sistemas.

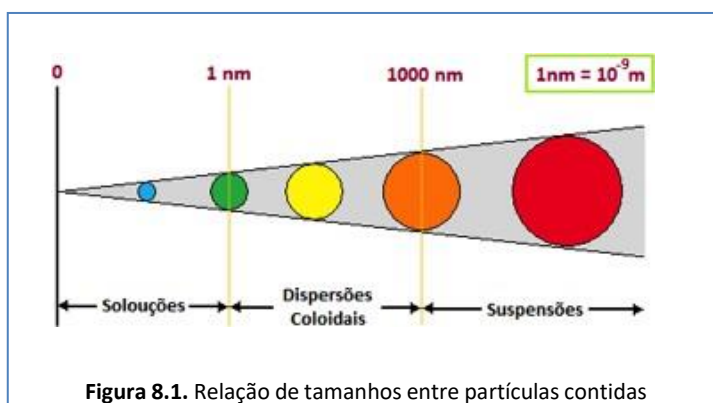


Figura 8.1. Relação de tamanhos entre partículas contidas

As soluções podem ser gasosas, líquidas ou sólidas. Cada substância em uma solução é chamada de um componente da solução. O solvente é normalmente o componente presente em maior quantidade. Outros componentes são chamados de solutos. Devido às soluções líquidas serem as mais comuns, vamos concentrar a nossa atenção sobre elas nesta aula.

Tabela 8.1. Resumo das características principais de uma solução, dispersão coloidal e suspensão.

Suspensões	Dispersões coloidais	Soluções
Partículas maiores que $0,1\ \mu$	Partículas entre $1\ m\mu$ e $0,1\ \mu$	Partículas menores que $1\ m\mu$
Partículas visíveis em microscópio comum	Partículas invisíveis em microscópio comum, identificáveis no ultra microscópio e visíveis no microscópio eletrônico	Partículas invisíveis em microscópio eletrônico
Partículas são retidas em papel de filtro comum	Partículas passam através dos poros de papel de filtro comum mas são retidos em ultrafiltros	Partículas passam através de ultrafiltros
Partículas não difundem nem dialisam	Partículas difundem lentamente e somente as menores dialisam	Partículas difundem e dialisam rapidamente

A miscibilidade ou compatibilidade entre dois líquidos baseia-se na semelhança da constituição das respectivas moléculas e conseqüentemente, na semelhança dos tipos de interações intermoleculares em cada substância. A miscibilidade de um líquido com outro pode ser prevista qualitativamente, portanto, pelo exame estrutural das moléculas que compõem as substâncias. Todavia, quantitativamente, propriedades como o momento dipolar e a constante dielétrica podem ser levadas em consideração.

Separação de misturas

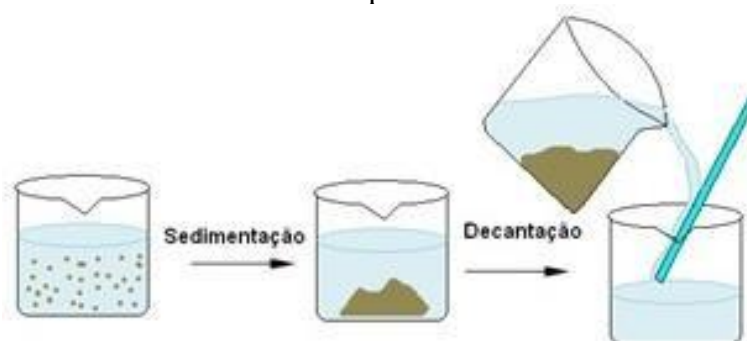
Como mencionado anteriormente, a maioria dos materiais encontrados na natureza, como a madeira, o solo e a água mineral, não são substâncias puras, mas, na verdade, misturas de duas ou mais substâncias. Qualquer material feito de duas ou mais substâncias, que não reagem quimicamente, é uma mistura. As misturas na qual a quantidade de uma dos componentes exceder em muito a quantidade dos demais componentes, são chamadas de substâncias impuras, sendo os demais componentes chamados de impurezas.

O isolamento dos componentes puros, a partir de uma mistura, requer a separação de um componente do outro e vários métodos têm sido desenvolvidos com essa finalidade. Alguns se baseiam nas diferenças de propriedades físicas dos componentes da mistura; outros, nas diferenças de propriedades químicas ou de características químicas.

A preparação de compostos normalmente envolve separação ou isolamento dos produtos das impurezas geradas nas reações ou reagentes que não reagiram. Assim, a separação de misturas nos seus componentes e a purificação de substâncias impuras são problemas frequentemente encontrados em laboratório de química.

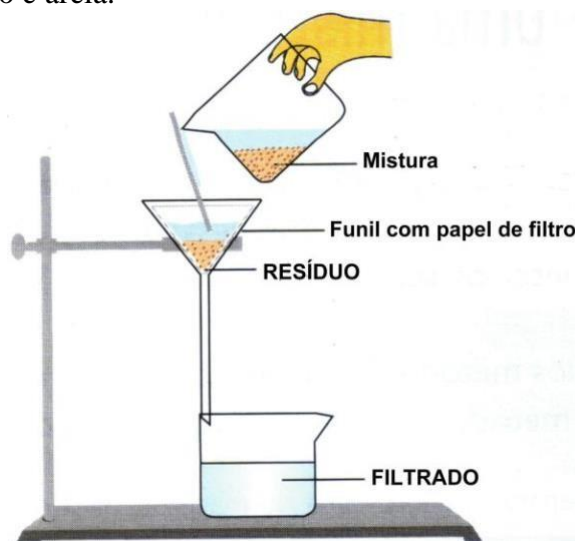
Embora existam inúmeras propriedades físicas que podem ser usadas para separar os componentes de uma mistura, nesses experimentos os métodos utilizados dependem exclusivamente das diferenças nas propriedades físicas que incluem o seguinte:

1. Decantação: é o processo de separação de um líquido de um sólido (sedimento) despejando suavemente o líquido do sólido de modo a não perturbar o sólido.



2. Filtração: é o processo de separação de um sólido de um líquido por meio de uma substância porosa,

um filtro, que permite que o líquido passe através, mas não o sólido. Materiais de filtro comuns são papéis, camadas de carvão e areia.



3. Extração: é a separação de uma substância de uma mistura dissolvendo a substância num solvente adequado. Este processo é utilizado para separar um composto solúvel de um composto insolúvel no solvente utilizado.
4. Sublimação: é o processo no qual um sólido passa diretamente para o estado gasoso sem o aparecimento do estado líquido. Nem todas as substâncias podem ser sublimadas.

Bibliografia

R. Chang e K.A. Goldsby, **Química**. (11^a. ed. Lisboa: McGraw-Hill), 2003.
J.C. Kotz e P. Treichel Jr., **Química Geral e Reações Químicas**. v. 1. São Paulo: Thomson Learning. 2006.
T. L. Brown, H.E. LeMay, Jr, B.E. Bursten, **Química, A Ciência Central** (Pearson Prentice Hall; 9^a. Edição, São Paulo) 2005.

Procedimentos

A. Misturas: solução, suspensão e colóide

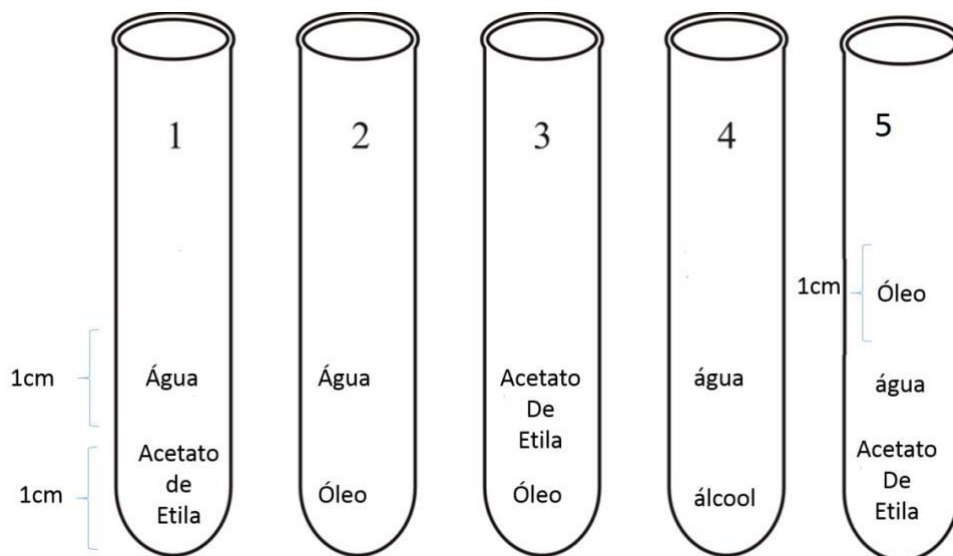
1. Pese 200 mg das seguintes substâncias: ágar, carbonato de cálcio e cloreto de amônio; e adicione em tubos de ensaios distintos. Adicione 8 mL de água destilada e agite vigorosamente por 2 min. Caso seja necessário, aqueça o sistema em banho-maria para favorecer a dissolução e deixe esfriar antes de fazer suas observações.

2. Deixe as misturas esfriarem, centrifugue-as caso necessário, e separe os tubos onde se observa uma única fase.

3. Analise os tubos das misturas com um feixe de *laser*.

B. Miscibilidade: Misturas homogêneas e heterogêneas de líquidos

1. Enumere cinco tubos de ensaio de aprox. 10 mL, com uma caneta para vidro de laboratório;
2. Adicione aos mesmos as quantidades estabelecidas na figura abaixo;
3. Agite vigorosamente cada tubo, deixe em repouso por 3 minutos e anote suas observações;
4. Agite novamente o tubo 2, e leve-o a uma centrífuga, por 1 minuto, a 2500 RPM;

**C. Separação de misturas: filtração**

1. Pese em um béquer de 50 mL, uma espátula de sulfato de magnésio heptahidratado e dissolva com 10 mL de água. Anote a massa do béquer vazio e a massa pesada do sal.
2. Use o bastão de vidro para agitar, até completa dissolução. Anote a massa do béquer com a mistura.
3. Em outro béquer, pese e anote a massa de uma espátula de carbonato de sódio e dissolva em 10 mL de água. Anote a massa do béquer vazio e a massa pesada do sal. Depois, anote a massa do béquer com a mistura.
4. Adicione o conteúdo do béquer com carbonato de sódio sobre o béquer de sulfato de magnésio.
5. Agite com o bastão de vidro e observe. Pese o béquer com a mistura.
6. Deixe em repouso por 3 minutos. Faça a separação dos componentes dessa mistura, iniciando por uma filtração. Antes de filtrar, pese o papel filtro seco.

Prelab**Experimento 8**

Nome: _____ Visto Professor: _____

1. Defina os seguintes termos:

a. solubilidade:

b. miscibilidade:

c. dissolver:

d. soluto:

e. solvente:

2. Desenhe as estruturas da sacarose, amido, ágar, cloreto de sódio, n-butanol, etanol e água.

3. Do que consiste a técnica de extração por solvente?

4. O que distingue uma substância impura de uma mistura?

5. Defina o processo de sublimação.

6. Qual a diferença entre a decantação e a filtração? Qual deve ser mais rápido?

7. Pesquise outros métodos de separação que não foram considerados na introdução do experimento e descreva-os a seguir.

Folha de Anotações e Poslab**Experimento 8**

Nome: _____ Data: _____

A. Misturas

1.

Substância	Observação	Solução	Dispersão Coloidal	Suspensão	Homogênea ou Heterogênea?
Ágar					
CaCO ₃					
NH ₄ Cl					

2. O que se observa quando se passa o laser sobre as misturas?

B. Miscibilidade: Misturas homogêneas e heterogêneas de líquidos

1.

Tubo	Mistura	Observação	Miscível	Imiscível	Classificação
1					
2					
3					
4					
5					

2. Discuta com o seu grupo e proponha formas de separação das misturas acima.

C. Separação de misturas: filtração

1.

Massa béquer item 1	
Massa de $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	
Massa béquer $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	
Massa béquer item 3	
Massa de Na_2CO_3	
Massa béquer $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	
Massa após misturar os conteúdos dos béqueres	

2. Classifique as misturas preparadas em cada um dos béqueres.

3. Descreva o que aconteceu ao misturar o conteúdo dos dois béqueres e classifique a mistura resultante.

4. Escreva a equação da reação. Cite todos os componentes da mistura resultante e proponha uma forma de separar todos esses componentes.

5. Determine qual é o reagente em excesso e o reagente limitante e calcule a massa dos componentes na mistura final.

6. Filtração

Massa do papel filtro seco _____g

A filtração foi suficiente para separar todos os componentes da mistura?

Após a separação dos componentes, determine a massa recuperada de cada um deles.

7. A massa recuperada do sólido é exatamente o previsto pelos cálculos? Caso não, indique os erros experimentais que levaram a esse resultado.

Questões

1. Qual a diferença entre solubilidade e miscibilidade?
2. Por que nunca se pesa um objeto quente?
3. Como essa experiência ilustra o princípio da conservação da matéria?
4. Calcule a porcentagem de CaCO_3 em uma mistura que contem 3,10 g de SiO_2 , 0,38 g de celulose e 6,72 g de carbonato de cálcio.
5. Como você pode separar uma mistura de cloreto de zinco e ciclo-hexano? Consulte uma tabela de propriedades físicas dessas substâncias.

Experimento 8: Efeito da temperatura na solubilidade dos sólidos

Objetivo

Discutir os fatores que controlam a solubilidade de um sólido iônico em água, bem como os parâmetros termodinâmicos envolvidos na dissolução.

Introdução

“Solubilidade, por definição, é a concentração de soluto dissolvido em um solvente em equilíbrio com o soluto não dissolvido à temperatura e pressão especificadas, ou seja, é a medida da quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvida em um determinado solvente numa dada temperatura e pressão. O tamanho molecular (ou iônico), a polaridade (ou carga), forças dispersivas e dipolares, ligações de hidrogênio e a temperatura são fatores que se destacam na determinação da solubilidade e devem ser considerados no seu entendimento.

Para que um composto iônico se dissolva em um dado solvente, a atração eletrostática entre os íons no retículo deve ser superada. Entretanto, a ideia de dissociação de sais em partículas carregadas, a princípio, poderia ser um contrassenso por conta das fortes interações interiônicas. Por exemplo, se tentássemos separar completamente os íons sódio dos íons cloreto em um mol de NaCl, a uma distância de 10 cm, seria necessário exercer uma força de aproximadamente 10^{14} t – 1tf (tonelada força) equivale a 9810 N na superfície terrestre. E caso as partículas positivas ou negativas desse sal fossem removidas para a superfície da lua, ainda assim, cátions e ânions se atrairiam com uma força de cerca de meia tonelada.

Então, que efeitos podem operar em oposição a essas poderosas forças para permitir a existência de soluções iônicas? Podem-se considerar três como os principais: desordem, permissividade do meio e energia de interação entre moléculas do solvente e os íons do soluto. Desses, o último é o mais importante.

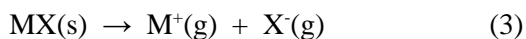
A capacidade de dissolução de um sal em água é fortemente influenciada pela entalpia de dissolução, que representa o calor envolvido na dissolução de uma substância em um dado solvente à pressão constante, e pode ser determinada pelo balanço energético das etapas teóricas envolvidas na formação da solução. A energia resultante nesse processo pode ser calculada por:

$$\Delta H_{\text{solv}} = \Delta H(\text{soluto-solvente}) - \Delta H(\text{soluto-soluto}) - \Delta H(\text{solvente-solvente})$$

No processo de solvatação, grandes perturbações nas interações solvente-solvente ocorrerão, modificando significativamente a sua estrutura nas adjacências do íon. Solventes que interagem fortemente com íons apresentam forças intermoleculares intensas, tais como interações dipolares e ligações de hidrogênio. Entretanto, se compararmos a intensidade das interações solvente-solvente (dipolo-dipolo), soluto-solvente (íon-dipolo) e soluto-soluto (íon-íon), concluiremos facilmente que a atração eletrostática é mais intensa entre partículas carregadas, ou seja, íon-íon. Porém, existe um elevado número de interações íon-dipolo atuando em cada íon. Como resultado, a energia de interação soluto-solvente torna-se grosseiramente da mesma ordem de grandeza da energia de coesão entre cátions e ânions, enquanto que as interações solvente-solvente tornam-se negligenciáveis nas adjacências dos íons comparadas à magnitude dessas.

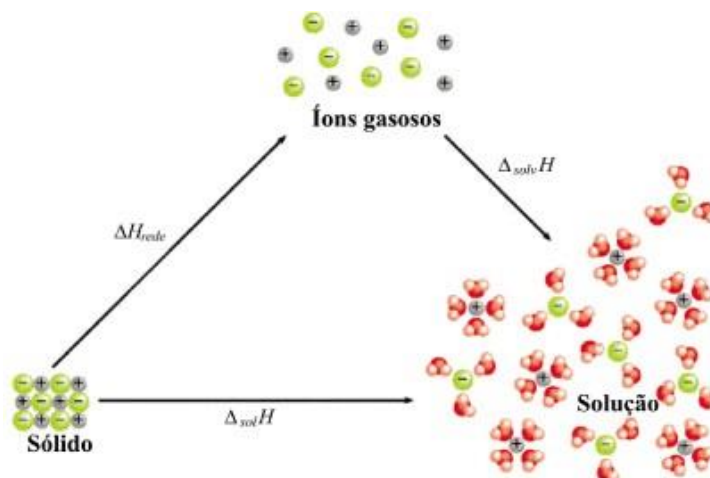
No Esquema 1 está representado, através do ciclo de Born-Haber, o processo de dissolução de um sal. Considerando que as interações solvente-solvente neste caso são negligenciáveis, a energia resultante do processo de dissolução (ΔH_{solv} ; $H = \text{entalpia}$) será o somatório das energias envolvidas em duas etapas:

- i) uma é o processo desfavorável de separação "infinita" dos íons do retículo que corresponde à entalpia de rede (ΔH_{rede}), definida como a energia liberada quando o cristal é formado a partir dos íons gasosos separados a uma distância infinita (equação 3);



- ii) a outra etapa envolve o processo de solvatação dos íons (ΔH_{solv}), que é energeticamente favorável.

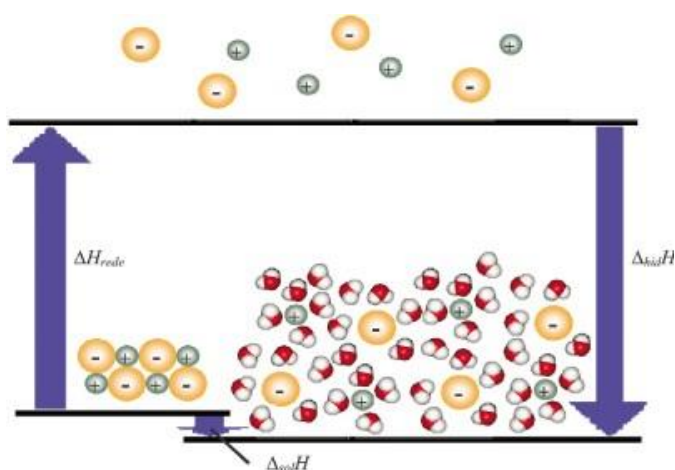
Deste modo, a variação de entalpia na dissolução de um sal pode ser obtida com uma boa aproximação empregando o ciclo de Born-Haber (Esquema 1).



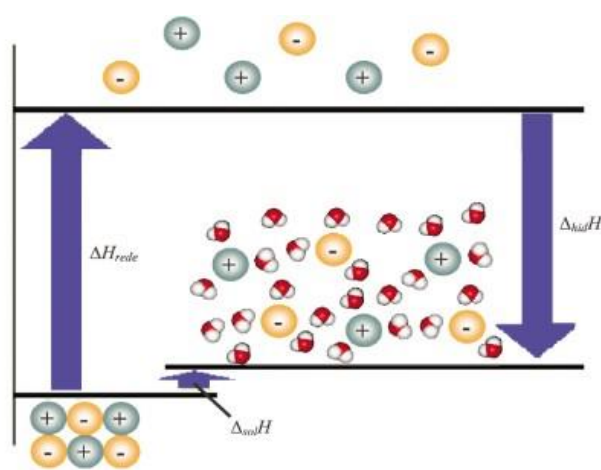
Esquema 1. Ciclo de Born-Haber para dissolução de um sal

O Esquema 2 ilustra um processo de dissolução exotérmica. Nesta situação, a energia de rede é superada pela entalpia de solvatação. As interações soluto-soluto (íon-íon) e solvente-solvente (dipolo-dipolo) são menos intensas que o somatório de todas as interações soluto-solvente (íon-dipolo). A entalpia de dissolução será negativa ($\Delta H_{sol} < 0$). Macroscopicamente registra-se um aumento na temperatura. Processos desta natureza tendem a ser espontâneos, uma vez que transformações, sejam físicas ou químicas, ocorrerão espontaneamente no sentido de diminuição da energia livre ($\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$; o segundo termo da equação, relacionado à desordem, será discutido na próxima seção).

Em muitos casos, a entalpia de dissolução para compostos iônicos em água é positiva ($\Delta H_{sol} > 0$). O Esquema 3 mostra que somente a entalpia de solvatação não é suficiente para superar as forças atrativas entre os íons. Quando isso ocorre, a solução é forçada a realizar trabalho (w) para separá-los, gastando energia do próprio sistema (energia interna – U) num processo adiabático ($\Delta U = w$). Nestes casos, registra-se uma diminuição de temperatura. Se a entalpia de solução for muito positiva e o segundo termo da equação de energia livre (relacionado à desordem) não for suficiente para compensá-la ($\Delta G = \Delta H - T\Delta S > 0$), o composto iônico será insolúvel.



Esquema 2. Processo de dissolução exotérmica



Esquema 3. Processo de dissolução endotérmica

Embora a capacidade de dissolução de um sal seja fortemente afetada pela entalpia de dissolução, somente este parâmetro não define a sua solubilidade. Para muitos sais, a contribuição do fator entrópico no processo de dissolução é comparável à entalpia de solvatação. Um aumento da desordem é esperado quando os íons deixam

o sólido e passam para a solução; em contrapartida, há uma reorganização das moléculas do solvente com a solvatação desses íons. Embora seja possível medir a entropia de um soluto em uma solução eletrolítica, não existe um meio experimental de atribuir entropias a cátions e ânions separadamente, uma vez que é impossível ter uma solução só de cátions ou só de ânions. Por isso, as entropias de íons hidratados são medidas em relação à entropia padrão de íons H^+ em água, estabelecida como zero em qualquer temperatura [$S^\circ(H^+, aq) = 0$]. Deste modo, a entropia de íons hidratados provenientes da dissociação do sal também pode ser positiva ou negativa. Quando a entropia é positiva, a organização das moléculas de água em torno do íon é menor que em torno do íon H^+ . Já se a entropia for negativa, a organização das moléculas de água em torno do íon será maior que em torno do íon H^+ .”

(Texto retirado de: Luciana Almeida Silva; Cláudia Rocha Martins; Jailson Bittencourt de Andrade, Por que todos os nitratos são solúveis? Quím. Nova vol.27 no.6 São Paulo Nov./Dec. 2004)

Bibliografia

B.H. Mahan, **Química: um curso universitário** (4ªed., Edgard Blucher) 1997;
J.C. Kotz e K.F. Purcell, **Chemistry and chemical Reactivity**, (2ª ed., Saunders College Publishing) 1991.
T. L. Brown, H.E. LeMay, Jr, B.E. Bursten, **Química, A Ciência Central** (Pearson Prentice Hall; 9ª. Edição, São Paulo) 2005.

Prelab**Experimento 9**

Nome: _____ Visto Professor: _____

1. Marque um X as características que afetam a taxa de dissolução de um soluto em um solvente:

Tamanho das partículas do soluto

☐
☐
☐

Agitação da solução

☐
☐
☐

Temperatura da solução

Pressão atmosférica

Solventes polares

Concentração do soluto no solvente

2. No processo de dissolução de um sal em água algumas ligações/interações são quebradas e outras formadas.

a) Informe quais tipos de ligações/interações são quebradas e quais são formadas.

b) O processo de dissolução pode liberar calor ou absorver calor. Qual o nome atribuído a estes processos?

3. Como se define solubilidade de um soluto num solvente e qual a unidade mais utilizada?

4. Quais os fatores que afetam a solubilidade de um sólido em um solvente?

Procedimento Experimental

A. Construção da curva de solubilidade

Para construção da curva de solubilidade do cloreto de amônio serão determinadas as temperaturas em que sete soluções de concentrações conhecidas se tornam saturadas (início da cristalização). No final da experiência, os dados de todos os grupos devem ser coletados e analisados.

1. Pese em papel manteiga exatamente 3,2 g de cloreto de amônio em balança semi-analítica e transfira para um tubo de ensaio de 20 mL.
3. Com auxílio de uma pipeta graduada, adicione 5,0 mL de água destilada e prenda-o em uma garra dentro de um béquer preenchido com 2/3 de água comum;
4. Aqueça o tubo em banho de água quente até a dissolução completa do sal. Deixe esfriar a solução lentamente, agitando cuidadosamente com o termômetro. Anote a temperatura na qual o sal começa a cristalizar. Redissolva o sal e repita o procedimento. O resultado final deve ser a média de dois resultados concordantes.
5. Repita o procedimento sete vezes (ou até próximo da temperatura ambiente), adicionando sucessivamente no mesmo tubo 0,5 mL de água e anote na Folha de Anotações.

Observação: terminada a experiência, redissolva o sólido e transfira a solução para uma cápsula de porcelana. O sal será recuperado evaporando-se a água. Não jogue o cloreto de amônio na pia.

Notas e Observações

Nome: _____ Visto Professor: _____

A. Construção da curva de solubilidade

Experimento	Massa de NH ₄ Cl (g)	Volume de água (mL)	Massa de água (g)	Massa NH ₄ Cl(g)/100g H ₂ O	Temperatura (°C)
1					
2					
3					
4					
5					
6					
7					
8					

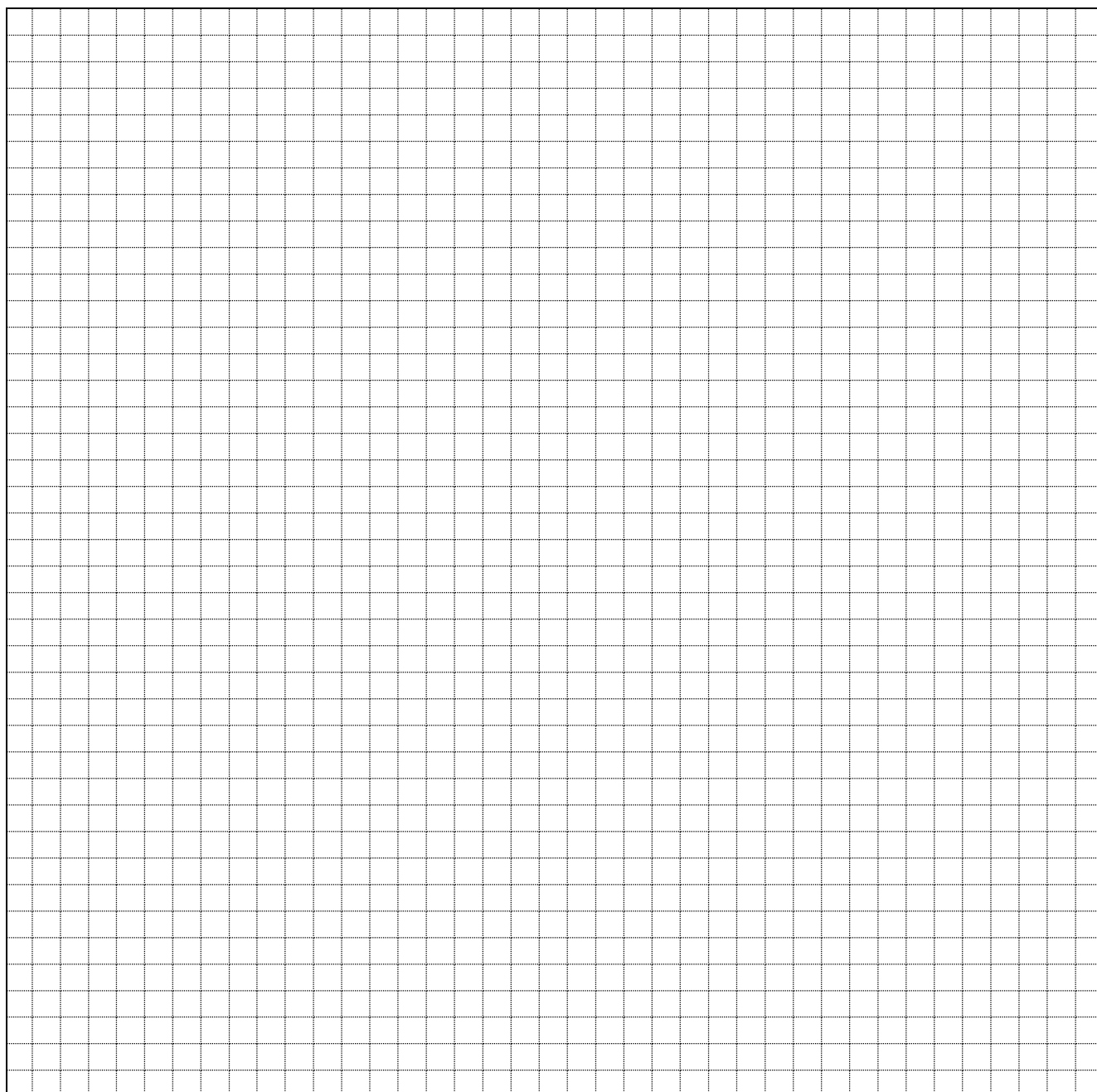
Esboce no quadro a seguir a curva de solubilidade do NH₄Cl em g de soluto/100g H₂O *versus* temperatura (°C) e localize as regiões de insaturação, saturação e supersaturação.



Questões

1. Supondo que um químico escolha a diferença de solubilidade de sais para purificar 100 g KClO_3 contaminado com 1 g $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Descreva um procedimento viável usando os dados da tabela, que permita a purificação desse sal e informe o rendimento que poderá ser obtido.

T (°C)	Solubilidade (g/100g H_2O)	
	KClO_3	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
0	3,0	187
30	7,8	197
50	12,5	217
60	18,8	238
80	26,9	268



– Parte 1

Experimento 9: Preparação e concentração de soluções

Objetivos

Aprender as técnicas, a instrumentação e os cálculos utilizados na preparação e padronização de soluções.

Introdução

Uma grande parcela dos experimentos de laboratório é realizada em solução aquosa. Em alguns casos o exato valor da concentração das soluções não é crítica, mas em outros, a concentração da solução e seus métodos de preparação devem ser tão exatos quanto possíveis. Por isso, a preparação de soluções requer alguns cuidados, como: solubilidade das substâncias, a mudança de volume da mistura e a alteração da temperatura da mistura.

É conveniente, sempre que se preparam soluções desconhecidas, consultar tabelas com dados de solubilidade. Evita-se assim o inconveniente de obter "soluções" turvas ou com duas fases, devido à adição não adequada da quantidade de soluto.

As etapas a realizar para a preparação de soluções são as seguintes:

- a. cálculo da quantidade de composto necessária:** conhecidos a concentração e o volume da solução a preparar, calcula-se a quantidade em massa ou volume de soluto que é necessário dissolver
- b. medição:** para a medição da uma massa usa-se: balança de precisão, nos casos comuns balança analítica e para a medição de volumes usa-se provetas para medições não rigorosas e pipetas para medições rigorosas; balões volumétricos para diluições rigorosas
- c. dissolução/diluição:** após pesagem do soluto sólido num béquer, adiciona-se o solvente, nunca superior ao volume pretendido, mexendo com um bastão de vidro para facilitar a dissolução, e transferir quantitativamente a solução para um balão volumétrico, lavar o béquer de 3 a 4 vezes e transferir para o balão e finalmente acertar o volume até o menisco.
- d. homogeneização:** tampar o balão volumétrico e agita-se a solução para completa homogeneização.
- e. armazenagem:** as soluções devem ser sempre transferidas e guardadas em frascos apropriados e devidamente rotulados (nome/fórmula química do soluto/concentração/data da preparação).

Unidades de concentração: concentração é a denominação dada a qualquer solução entre a quantidade de soluto e solução.

Concentração comum ou concentração em g/l: é a razão entre a massa de soluto, em gramas, e o volume de solução em litros ou ml. A concentração nos indica a quantidade de soluto, em gramas, que existe em um litro ou eventualmente em um ml de solução.

Molaridade: é a mais comum das unidades de concentração, normalmente indicada M ou mol/L. A molaridade de uma solução é definida como o número de mols de solutos por um litro de solução. Note que um litro de solução contem ambos soluto e solvente (não se trata apenas do volume de solvente).

Título: é a porcentagem do soluto no solvente que pode ser expressa de três formas diferentes dependendo da constituição dos componentes. Solução em porcentagem em massa: é definido como a massa do soluto por 100 g de solução; a solução é indicada por m/m. Solução em porcentagem em volume: é definido como mililitros do soluto por 100 mL da solução; a solução é indicada por v/v.

Solução porcentagem massa-volume: é definido em gramas do soluto por 100 mL da solução; a solução é indicada por m/v.

Molalidade: é definido como o número de mols de soluto e a massa de solvente, dada em kg.

Fração molar: é definida como a relação entre o número de mols deste componente e o número total de mols da solução.

Resumindo, temos as seguintes unidades utilizadas para expressar concentração de soluções:

$$\text{Concentração} = \frac{\text{Quantidade de soluto}}{\text{Quantidade de solução}}$$

Definição	Notação	Fórmula	Unidade	Aplicação mais geral
Concentração	<i>c</i>	$\frac{\text{Massa do soluto}}{\text{Volume da solução}}$	g/L, g/mL	Geral
Título	<i>T</i>	$\frac{\text{Massa do soluto}}{\text{Massa da solução}}$	-	Geral
Porcentagem	<i>P</i>	$\frac{\text{Massa do soluto}}{\text{Massa da solução}} \times 100$	%	Geral
Molaridade	<i>M</i>	$\frac{\text{Número de mols do soluto}}{\text{Volume da solução em L}}$	M, molar ou mol/L	Química
Molalidade	<i>W</i>	$\frac{\text{Número de mols do soluto}}{\text{Massa da solução em kg}}$	molal	Química e Física
Fração molar	<i>FM</i>	$\frac{\text{Número de mols do soluto}}{\text{Número de mols total}}$	mols	Química e Física

Diluição de Soluções

Diluir uma solução significa diminuir a sua concentração. O procedimento mais simples, geralmente aplicado, para diluir uma solução, é a adição de solvente à solução.

Na diluição de soluções a massa de soluto, inicial e final, é a mesma, somente o volume é maior, logo, a concentração da solução será menor. Como a massa de soluto permanece inalterada durante a diluição, pode-se escrever:

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

Aplicando um raciocínio semelhante para a molaridade, obtém-se a expressão:

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

Através das expressões obtidas para a diluição de soluções, pode-se observar qual a concentração de uma solução é inversamente proporcional ao volume.

Procedimentos

A. Preparação de soluções

(**cuidado:** ácido clorídrico concentrado é altamente tóxico e corrosivo)

- 1. Preparação da solução de ácido clorídrico a partir da solução comercial:** utilizando os dados do rótulo, calcule o volume de ácido concentrado necessário para preparar 50 mL de solução 1 mol/L (questão 1 abaixo). Mostre o seu trabalho ao professor. Meça esse volume com uma pipeta graduada limpa e seca e transfira para um balão volumétrico de 50 mL, que já contenha um pouco de água destilada. Agite cuidadosamente o balão e adicione água até completar os 50 mL. Feche o balão e agite para homogeneizar a solução.
- 2. Preparação da solução de ácido clorídrico por diluição:** a partir da solução anterior (1,0 mol/L), calcule o volume necessário para preparar 100 mL de solução 0,1 mol L⁻¹ utilizando a mesma técnica anterior.
- 3. Preparação da solução de hidróxido de sódio:** utilizando os dados do rótulo, calcule a massa de hidróxido de sódio necessária para preparar 250 mL de uma solução 0,1 mol L⁻¹. Mostre os cálculos para o professor. Pese rapidamente a massa calculada (aproximadamente) e transfira para um balão volumétrico de 250 mL, que já contenha um pouco de água destilada. Agite cuidadosamente o balão e adicione água até completar o volume. Feche o balão e agite para homogeneizar a solução.
- 4. Armazene as soluções preparadas em frascos adequados e identifique-os.**

Bibliografia

- A.I. Vogel, **Análise Inorgânica Quantitativa** (5^a. ed., LTC) revista por J. Bassett, R.C. Denney, G.H. Jeffery e J. Mendham, traduzida por A.Espínola, 1992;
J.C. Kotz e P.Treichel, Jr., **Química & reações químicas** (3^a ed., LTC), vol. 1, 1996;

Folha de Anotações e Poslab**Experimento 9**

Nome: _____ Data: _____

1. Utilizando os dados do rótulo de um frasco de ácido clorídrico concentrado (36,5-38% HCl, M.M. 36,46 g/mol, e densidade 1,19 g/mL) calcule o volume de ácido necessário para preparar 50 mL de solução 1 mol/L.
2. Calcule o volume da solução anterior (1 mol/L) necessário para preparar 100 mL de solução de HCl 0,1 mol/L. Qual a concentração dessa solução em g/L?
3. Calcule a massa de NaOH necessária para preparar 250 mL de solução de 0,1 mol/L.

Exercícios

1. Defina o que é concentração?
2. Por que, no procedimento de diluição, a pipeta volumétrica deve estar limpa e seca para medida de volume enquanto o balão volumétrico não necessita estar seco?
3. Explique a diferença entre os termos diluir e dissolver?
4. Utilizando os dados do rótulo de um frasco de solução aquosa de amônia concentrada (procurar os dados em um *site* da internet) calcule o volume necessário para preparar 100 mL de solução 1 mol/L. Demonstre seus cálculos.
5. Qual o volume de água que deve ser adicionado a 20 mL de solução de HCl (0,2 mol/L) para que ela fique com 0,05 mol/L.
6. Qual a massa de H₂SO₄ contida em 50 mL de solução 0,1 mol/L? Qual o percentagem em massa nesta solução?

– Parte 2

Experimento 9: Padronização de soluções

Objetivos

Aprender as técnicas, a instrumentação e os cálculos utilizados na padronização de soluções.

Introdução

Uma grande parcela dos experimentos de laboratório é realizada em solução aquosa. Em alguns casos o exato valor da concentração das soluções não é crítica, mas em outros, a concentração da solução e seus métodos de preparação devem ser tão exatos quanto possíveis. A preparação de uma solução com concentração exata só é possível no caso de solutos que sejam substâncias muito estáveis e que possam ser medidos/pesados, sob condições ordinárias, sem sofrer alterações. Além disso, no preparo de soluções, como em todo procedimento experimental, alguns erros podem ser cometidos. Eles têm como causas comuns o uso inadequado da vidraria, as falhas na determinação da massa e de volume e a utilização de reagentes de baixo grau de pureza, entre outros. Através do processo de padronização é possível verificar o quanto a concentração da solução preparada aproxima-se da concentração da solução desejada.

Existem substâncias com características bem definidas, conhecidas como padrões primários, que são utilizadas como referência na correção da concentração das soluções através do procedimento denominado padronização. Tal procedimento consiste na titulação da solução de concentração a ser determinada com uma quantidade definida do padrão primário adequado.

Características de um padrão primário:

- * Deve ser de fácil obtenção, purificação, conservação e secagem;
- * Deve possuir uma massa molar elevada, para que os erros relativos cometidos nas pesagens sejam insignificantes;
- * Deve ser estável ao ar sob condições ordinárias, se não por longos períodos, pelo menos durante a pesagem. Não deve ser higroscópico, nem eflorescente;
- * Deve apresentar grande solubilidade em água;
- * As reações de que participa devem ser rápidas e praticamente completas;
- * Não deve formar produtos secundários.

A técnica da volumetria consiste na determinação da concentração de uma solução amostra através de sua reação com outra solução de concentração conhecida (padrão). A solução padrão, normalmente denominada titulante, é colocada em uma bureta e as alíquotas da solução amostra são colocadas em frascos erlenmeyer, juntamente com substâncias indicadoras apropriadas para cada reação (figura 10.1).

Os diferentes métodos de análise volumétrica são classificados de acordo com a natureza das reações químicas em que se baseiam. Dessa forma, existem as titulometrias de neutralização, precipitação, oxirredução e de formação de complexos. No caso específico da volumetria de neutralização, a reação envolvida resulta na formação de água a partir do íon hidrônio ou hidroxônio (H_3O^+) da solução ácida e do íon hidróxido (OH^-) da solução básica, como assim apresentada:

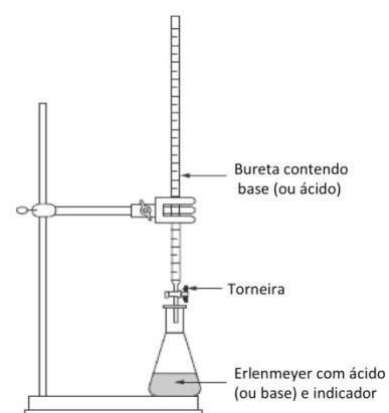
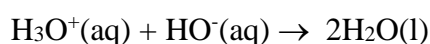


Figura 10.1. Esquema do equipamento usado numa

Determinação do ponto final de uma titulação ácido-base

Em uma titulação ocorre uma reação através da adição de alíquotas da substância que está na bureta sobre a substância que está no erlenmeyer. A titulação deve ser interrompida quando a substância de interesse, contida na amostra, tiver sido totalmente consumida pela reação com o padrão, ou seja, quando a reação entre a amostra e o padrão tiver se completado. Esse momento é chamado de ponto de equivalência ou ponto estequiométrico.

De forma geral, qualquer propriedade do sistema químico que varie bruscamente quando a reação se completa pode servir para acusar o ponto de equivalência. Essa propriedade pode ser, por exemplo, o pH, a condutância ou a absorbância da mistura de reação, bem como a diferença de potencial ou a corrente elétrica gerada no decorrer da reação.

O método mais simples empregado na detecção do ponto final é baseado no uso de indicadores. Um indicador pode ser um dos reagentes ou um dos produtos da reação ou ainda uma substância estranha ao sistema, adicionada propositalmente para modificar a aparência do meio através de uma mudança de cor ou do aparecimento de uma turvação.

A volumetria de neutralização faz uso de indicadores de pH, que são substâncias de caráter ácido ou básico e que mudam de coloração dentro de uma faixa estreita de pH. Esses indicadores são ácidos e bases orgânicos fracos, que apresentam colorações diferentes em função da concentração de íons H_3O^+ na mistura da reação. Portanto, a coloração do indicador está diretamente ligada ao pH da solução. Abaixo estão alguns exemplos de indicadores:

Indicador	Cor em meio ácido	Cor em meio básico
Fenolftaleína	Incolor	Rosa
Azul de bromotimol	Amarelo	Azul
Vermelho de metila	Vermelho	Amarelo

Conhecendo-se a reação química envolvida e a quantidade do padrão necessária para reagir totalmente com a amostra calcula-se a concentração da substância analisada.

A solução padrão a ser usada em uma análise volumétrica deve ser cuidadosamente preparada pois, caso contrário, a determinação resultará em erros. A preparação dessas soluções requer direta ou indiretamente, o uso de um reagente quimicamente puro e com composição perfeitamente definida: os padrões primários.

Procedimentos

1. Padronização da solução de hidróxido de sódio ($\sim 0,1 \text{ mol L}^{-1}$) com biftalato de potássio:

1.1. Escreva a equação que representa a reação entre o hidróxido de sódio e o biftalato de potássio e calcule a massa de biftalato de potássio que reage completamente com 15 mL de solução $0,1 \text{ mol/L}$ de hidróxido de sódio.

1.2. Titulação:

- Utilizando um erlenmeyer, pese em balança analítica a massa calculada na questão acima. Anote a massa pesada (podem ser utilizados poucos miligramas a mais ou a menos).
- Dissolva o sal em pouca água destilada (observe que o volume total da solução não deve ultrapassar os 50 mL).
- Adicione, a seguir, 3 gotas de indicador fenolftaleína. Então, titule essa solução com a solução de hidróxido de sódio $\sim 0,1 \text{ mol/L}$ preparada na aula anterior, seguindo rigorosamente, a técnica de titulação demonstrada pelo professor e conforme os itens a seguir:
- Lave a bureta com água destilada e enxague com 3 porções de aproximadamente 5 mL da solução de NaOH (ambientação da bureta).
- Encha a bureta com essa solução e acerte o nível do líquido na marca zero da bureta.
- Coloque uma folha de papel branco sob o erlenmeyer para facilitar a visualização do ponto de viragem. Então adicione gradualmente a solução de NaOH da bureta à solução de biftalato de potássio, contida no erlenmeyer, agitando continuamente com movimento circulares e, eventualmente, lavando as paredes do erlenmeyer com água destilada;
- Continue as adições de solução de NaOH gota a gota até atingir o ponto de equivalência, indicado pela mudança de coloração de incolor para rosa do indicador fenolftaleína. Anote o volume gasto de NaOH;
- Repita essa titulação mais duas vezes e calcule a concentração média da solução.

Folha de Anotações e Poslab**Experimento 10**

Nome: _____ Data: _____

1. Padronização de uma solução de NaOH

	Titulação		
	1	2	3
Massa de biftalato de potássio (g)			
Volume gasto de NaOH (mL)			
nº de mols de biftalato de potássio			
nº de mols de NaOH			
Concentração do NaOH (mol/L)			
Concentração média de NaOH (mol/L)			

Questões

1. Defina os seguintes termos: padrão primário, substância higroscópica, substância eflorescente.
2. Qual a função do indicador na titulação?
3. O que é solução padrão? Por que nem todas as soluções são padrões?
4. O que é padronização? Quando ela é necessária?
5. Por que a reação envolvida na padronização deve ser estequiométrica?
6. Por que NaOH e HCl não são padrões primários?
7. Quais dos equipamentos utilizados nesta prática devem estar necessariamente secos: espátula, recipiente de pesagem, balão volumétrico, bastão de vidro, funil, pipeta, erlenmeyer e bureta.
8. Indique as principais aplicações de uma solução de ácido clorídrico e de uma solução de hidróxido de sódio.

Relatório

Faça um Relatório dos experimentos 9 (parte 1 e 2) seguindo as orientações do **Roteiro para elaboração de Relatório** descrito no início do Manual. Reescreva o procedimento e os dados da Folha de Anotações usando o tempo verbal corretamente, bem como todas as observações que achar pertinente ao experimento. Compare e discuta seus resultados com dados da literatura.

Bibliografia

A.I. Vogel, **Análise Inorgânica Quantitativa** (5ª. ed., LTC) revista por J. Bassett, R.C. Denney, G.H. Jeffery e J. Mendham, traduzida por A.Espínola, 1992;
J.C. Kotz e P.Treichel, Jr., **Química & reações químicas** (3ª ed., LTC), vol. 1, 1996;

Experimento 10: Determinação da acidez de suco de limão

Objetivos

Utilizar a volumetria de neutralização para determinar a concentração de ácido cítrico no suco de limão.

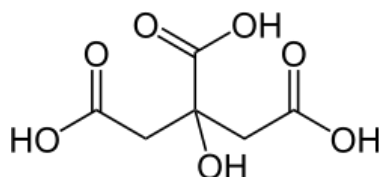
Introdução

Como em muitas outras áreas da química, a titulação tem sido por muito tempo um dos métodos analíticos padrões mais utilizados na indústria química, farmacêutica, de fertilizantes, etc. A análise (quantitativa) de componentes ativos pode ser executada facilmente em produtos acabados e matérias-primas, de maneira rápida, reprodutível e precisa. A titulação se presta em particular ao controle de qualidade para análises rotineiras. Nessa aula usaremos a técnica de titulação para determinar a concentração de ácido cítrico em suco de limão.

Procedimentos

1. Determinação da concentração de ácido cítrico no limão

- 1.1. Escreva a equação que representa a reação entre o hidróxido de sódio e o ácido cítrico e discuta com o seu grupo uma metodologia para se determinar a concentração de uma solução de ácido cítrico.



- 1.2. Sabendo que o suco de limão possui de 5 a 7% de ácido cítrico, calcule o volume de suco de limão que deverá ser utilizado na titulação com a sua solução padrão de NaOH(aq). Obs.: o suco de limão vai no erlenmeyer.

1.3. Titulação:

- Corte e esprema o limão, filtrando o suco com um pedaço de algodão.
- Meça com uma pipeta o volume adequado de suco e transfira para um erlenmeyer.
- Adicione um pouco de água destilada (observe que o volume total da solução não deve ultrapassar os 50 mL).
- Adicione, a seguir, 3 gotas de indicador fenolftaleína. Então, titule essa solução com a solução de hidróxido de sódio padronizada na aula anterior, seguindo rigorosamente, a técnica de titulação demonstrada pelo professor e conforme os itens a seguir:
- Lave a bureta com água destilada e enxague com 3 porções de aproximadamente 5 mL da solução de NaOH (ambientação da bureta).
- Encha a bureta com essa solução e acerte o nível do líquido na marca zero da bureta.
- Coloque uma folha de papel branco sob o erlenmeyer para facilitar a visualização do ponto de viragem. Então adicione gradualmente a solução de NaOH da bureta ao erlenmeyer, agitando continuamente com movimento circulares e, eventualmente, lavando as paredes do erlenmeyer com água destilada;
- Continue as adições de solução de NaOH gota a gota até atingir o ponto de equivalência, indicado pela mudança de coloração de incolor para rosa do indicador fenolftaleína. Anote o volume gasto de NaOH;
- Repita essa titulação mais duas vezes.

Calcular a quantidade de ácido cítrico no suco em mol/L, g/L e porcentagem em massa (considere que a densidade seja igual à da água) e compare os resultados de toda a turma.

	Titulação		
	1	2	3
Volume de suco (mL)			
Volume gasto de NaOH (mL)			
Concentração de NaOH em mol/L			
nº de mols de NaOH			
nº de mols de ácido cítrico			
Concentração do ácido cítrico (mol/L)			
Concentração média (mol/L)			
Concentração do ácido cítrico (g/L)			
Concentração média (g/L)			
Porcentagem em massa de ácido cítrico (%)			
Porcentagem média em massa (%)			

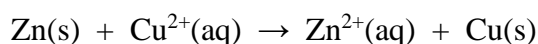
Experimento 11: Reações de oxirredução/Reatividade dos metais

Objetivos

Estudar as reações de óxido-redução, utilizando conceitos e medidas de potencial de redução.
Determinar a atividade de alguns metais em reações de óxido-redução.

Introdução

As substâncias, pela própria natureza, apresentam sempre uma tendência finita de receber ou doar elétrons. Essa força propulsora dirige um grande número de reações químicas, formando e quebrando ligações em busca de um equilíbrio onde as tendências se contrabalançam. Assim, espécies com tendências opostas como zinco metálico e os íons de cobre, reagem rapidamente formando íons de zinco e cobre metálico, mediante simples transferência de elétrons.



A mesma reação acima pode ser executada, porém com maior proveito, separando-se os reagentes zinco e íons de cobre em dois recipientes distintos, ligados por uma ponte salina. Nesse caso, fazendo-se uma conexão metálica (condutora) entre os dois sistemas, os elétrons fluirão espontaneamente através do condutor do zinco para os íons de cobre, como se esses estivessem reagindo naturalmente. O sistema assim projetado constitui uma pilha, que é capaz de produzir corrente elétrica através de uma reação química.

O importante fato de eletricidade poder ser produzida por meio de transformações químicas permite o estoque de energia elétrica sob a forma de reagentes químicos, os quais poderão ser usados para gerar energia elétrica e outras formas de energia, quando houver necessidade.

Pode-se, ainda, através da passagem de eletricidade em um sistema, provocar a ocorrência de reações no sentido inverso daquela em que se processaria espontaneamente. O processo assim executado é denominado eletrólise e encontra enormes aplicações na indústria, principalmente metalúrgica e química.



Procedimento

A. Reação de metais com cátions metálicos

1. Coloque um pedaço de cada metal (Cu, Zn, Mg e Fe), limpos com auxílio de palha de aço, em diferentes tubos de ensaio numerados. Adicione sobre eles solução de CuSO_4 0,5 mol/L até cobrir. Espere de 5-10 min. e observe.
2. Repita o procedimento anterior com os mesmos metais em outros tubos com as soluções de ZnSO_4 0,1 mol/L, MgCl_2 0,1 mol/L, AgNO_3 0,1 mol/L, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 0,1 mol/L e HCl 6 mol/L e complete a tabela do *poslab*.

B. Reações de oxirredução de halogênios e haletos

1. Numere três tubos de ensaio. Coloque no primeiro 20 gotas de solução de NaBr, no segundo tubo 20 gotas de solução de KI, e no terceiro tubo 10 gotas de solução de NaBr e 10 gotas de solução de KI. Em cada tubo adicione 1 mL de clorofórmio e 10 gotas de água de cloro. Agite vigorosamente e observe.
2. Coloque em um tubo de ensaio 10 gotas de solução de iodo e 20 gotas de solução de clorato de potássio e algumas gotas de NaOH 1 mol/L. Agite vigorosamente e observe.

C. Demonstrativa: O professor irá demonstrar a reatividade de um pedaço de sódio em água na presença de fenolftaleína.

D. Demonstrativa: Experimento realizado pelo professor: vulcão de dicromato (REALIZAR NA CAPELA). Em um béquer de 250 mL coloque uma pequena quantidade de dicromato de amônio, prepare um pavio de papel ensopado com etanol e ponha sobre o dicromato. Acenda o pavio e tampe imediatamente o béquer com uma tela de amianto.

Bibliografia

- R. Chang e K.A. Goldsby, **Química**. (11^a. ed. Lisboa: McGraw-Hill), 2003.
- J.C. Kotz e P. Treichel Jr., **Química Geral e Reações Químicas**. v. 1. São Paulo: Thomson Learning. 2006.
- B.M. Mahan e R.J. Myers, **Química: um curso universitário** (ed. Edgar Blücher), 1997

Exercícios de revisão:

1. Indique o número de oxidação dos elementos em **negrito** das seguintes substâncias:

- a. CO _____ d. N₂O _____ g. **PCl**₃ _____ j. **PF**₅ _____ m. H₂**O**₂ _____
 b. CO₂ _____ e. **OF**₂ _____ h. **SO**₃²⁻ _____ k. **HPO**₃⁻ _____ n. **KMnO**₄ _____
 c. **IF**₇ _____ f. **NI**₃ _____ i. **IO**₃⁻ _____ l. **AuCl**₃ _____ o. **CrO**₃ _____

2. Sobre os metais Na, Pb, Au, Fe, Ag e Cu:

a) Escreva ao menos dois objetos que você conhece que são feito desses metais.

b) Baseado na sua experiência, coloque esses metais em ordem crescente de reatividade.

3. Pesquise na internet os componentes que são feitas as pilhas de rádio e faça um esquema a seguir.

Folhas de Anotações e Poslab

Nome: _____ Data: _____

A. Reação de metais com cátion metálicos

1. Complete na tabela com NR (não reagiu) ou R (reagiu) nos casos que julgar procedente.

Reagente teste	Cu	Zn	Mg	Fe
CuSO ₄				
ZnSO ₄				
MgCl ₂				
AgNO ₃				
Al ₂ (SO ₄) ₃				
HCl				

2. Escreva as equações iônicas balanceadas que representam as reações entre os metais e os cátions. Indique em cada caso as espécies oxidantes e redutoras. Utilize a tabela de potenciais de redução em anexo para confirmar se o que foi observado experimentalmente está de acordo com o previsto pelos potenciais.

B. Reações de oxirredução de halogênios e haletos

1. Qual a função do clorofórmio na reação? Pesquise a cor de Br_2 e I_2 em água e em clorofórmio.

2. Por que a reação B2 só ocorre na presença de uma base?

3. Baseado nos potenciais de redução formule as equações representativas das reações.

C e D. Formule as equações das reações e responda qual a função da fenolftaleína na reação entre o sódio e a água?

Questões para pesquisa

1. Toneladas de alumínio são produzidas anualmente para construção de aeronaves. Mesmo sabendo que o alumínio reage com oxigênio, explique porque a construção das aeronaves é possível.
2. O zinco é usado como agente de proteção de aço na galvanização. Explique seu uso em termos da reatividade química.

Relatório

Faça um Relatório do experimento seguindo as orientações do **Roteiro para elaboração de Relatório** descrito no início do Manual. Reescreva o procedimento e os dados da Folha de Anotações usando o tempo verbal corretamente, bem como todas as observações que achar pertinente ao experimento. Compare e discuta seus resultados com dados da literatura.

Table 10.7 Standard electrode potentials at 298 K. (b) In alphabetical order

Reduction half-reaction	E° / V	Reduction half-reaction	E° / V
Strongly reducing		$\text{Hg}_2\text{SO}_4 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg} + \text{SO}_4^{2-}$	+0.62
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	+0.80	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$	+0.54
$\text{Ag}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^+$	+1.98	$\text{I}_3^- + 2\text{e}^- \rightarrow 3\text{I}^-$	+0.53
$\text{AgBr} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} + \text{Br}^-$		$\text{In}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{In}$	-0.14
$+0.0713 < \text{?}f = \text{"p810ff"} > \text{?rm}$	+0.22	$\text{In}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{In}^+$	-0.40
$\text{AgCl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} + \text{Cl}^-$		$\text{In}^{3+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{In}^+$	-0.44
$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ag} + \text{CrO}_4^{2-}$	+0.45	$\text{In}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{In}$	-0.34
$\text{AgF} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} + \text{F}^-$	+0.78	$\text{In}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{In}^{2+}$	-0.49
$\text{AgI} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} + \text{I}^-$	-0.15	$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2.93
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1.66	$\text{La}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{La}$	-2.52
$\text{Au}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Au}$	+1.69	$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3.05
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}$	+1.40	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2.36
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ba}$	-2.91	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}$	-1.18
$\text{Be}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Be}$	-1.85	$\text{Mn}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	+1.51
$\text{Bi}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Bi}$	+0.20	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-$	+1.09	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.51
$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	+0.76	$\text{MnO}_4^- + \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	+0.56
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$	-2.87	$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0.60
$\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd} + 2\text{OH}^-$	-0.81	$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	-2.71
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}$	-0.40	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$	-0.23
$\text{Ce}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Ce}$	-2.48	$\text{NiOOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0.49
$\text{Ce}^{4+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}$	+1.61	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0.80
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	+1.36	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.96
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0.89	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0.10
$\text{ClO}_2^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+1.23	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$	+0.40
$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	+0.36	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Co}$	-0.28	$\text{O}_2 + \text{e}^- \rightarrow \text{O}_2^-$	-0.56
$\text{Co}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Co}^{2+}$	+1.81	$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{HO}_2^- + \text{OH}^-$	-0.08
$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$	-0.91	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+2.07
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1.33	$\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{OH}^-$	+1.24
$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$	-0.74	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	-0.13
$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{2+}$	-0.41	$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}$	+1.67
$\text{Cs}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Cs}$	-2.92	$\text{PbSO}_4 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0.36
$\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0.52	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pt}$	+1.20
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0.34	$\text{Pu}^{4+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Pu}^{3+}$	+0.97
$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+$	+0.16	$\text{Ra}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ra}$	-2.92
$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{F}^-$	+2.87	$\text{Rb}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Rb}$	-2.93
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0.44	$\text{S} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}$	-0.48
$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0.04	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$	+2.05
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0.77	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$	-0.14
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{e}^- \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+0.36	$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$	+0.15
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	0, by definition	$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sr}$	-2.89
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0.83	$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ti}$	-1.63
$2\text{HBrO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.60	$\text{Ti}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ti}^{2+}$	-0.37
$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.63	$\text{Ti}^{4+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ti}^{3+}$	0.00
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1.78	$\text{Tl}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Tl}$	-0.34
$\text{H}_4\text{XeO}_6 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{XeO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	+3.0	$\text{U}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{U}$	-1.79
$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg}$	+0.79	$\text{U}^{4+} + \text{e}^- \rightarrow \text{U}^{3+}$	-0.61
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	+0.27	$\text{V}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{V}$	-1.19
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}$	+0.86	$\text{V}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{V}^{2+}$	-0.26
$2\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}$	+0.92	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0.76

Experimento 12: Reações químicas em solução aquosa

Objetivos

Ao final desses experimentos os estudantes deverão ser capazes identificar transformações químicas em solução aquosa, bem como classificá-las em tipos de reações.

Introdução

Há vários séculos o homem convive com uma grande variedade de materiais encontrados na natureza, podendo estes sofrer transformações físicas e/ou químicas. Quando um material sofre uma transformação onde há alteração de seus componentes, dizemos que ele sofreu uma transformação química (reação química). Caso contrário trata-se de uma transformação física.

Em uma transformação química, as substâncias que sofrem transformação são chamadas de *reagentes* e as que resultam desta transformação são chamadas de *produtos*.

Em geral podemos reconhecer a ocorrência de uma transformação química através de alterações que podem ocorrer no sistema, tais como, mudança de cor, liberação de gás (efervescência), formação de um sólido (precipitado), aparecimento de chama ou luminosidade e alteração de temperatura. No entanto vale ressaltar que nem sempre podemos afirmar que ocorreu uma reação química baseando nas alterações ocorridas no sistema. Por exemplo, a mistura de água e álcool leva a um aquecimento, porém não se trata de uma reação química e sim de um fenômeno de dissolução exotérmica. Existem transformações químicas em que nada é observado sendo, às vezes, necessário dispor de técnicas mais avançadas para identificá-las.

De forma geral, a maioria das reações químicas pode ser classificada em uma ou mais dos cinco tipos básicos de reações químicas descritas na tabela 11.1.

Tabela 11.1. Tipos básicos de reações químicas

Nome da reação	Descrição	Exemplo(s)
Reação de transferência de elétrons, óxido-redução ou redox.	oxidante + redutor \rightarrow oxidado + reduzido (Oxidação por O ₂ : reação de combustão)	$C_7H_{16}(l) + 11O_2(g) \rightarrow 7CO_2(g) + 8H_2O(g)$
Reação ácido-base (Neutralização)	Ácido + base \rightarrow água + sal (reação de neutralização)	$NH_3(aq) + HNO_3(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + NO_3^-(aq) + H_2O(l)$
Reação de intercâmbio	$AB + C \rightarrow AC + B$ (reação de substituição ou simples troca)	$CH_3Cl(l) + OH^-(aq) \rightarrow CH_3OH(l) + Cl^-(aq)$
	$AB + CD \rightarrow AD + CB$ (reação de metátese, dupla troca ou precipitação)	$BaCl_2(aq) + Na_2SO_4(aq) \rightarrow BaSO_4(s) + 2NaCl(aq)$
Reação de síntese	$A + B \rightarrow AB$	$CO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2CO_3(aq)$ $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$ $HBr(l) + H_2C=CH_2(g) \rightarrow CH_3CH_2Br(g)^*$
Reação de decomposição	$AB \rightarrow A + B$	$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$ $2H_2O_2(l) \rightarrow 2H_2O(l) + O_2(g)$ $CH_3CH_2Cl(l) \rightarrow H_2C=CH_2(g) + HCl(g)^{**}$

* Nos cursos de química avançada esta reação também é chamado de reação de adição.

** Nos cursos de química avançada esta reação também é chamado de reação de eliminação.

A partir dessa generalização é possível identificar cada tipo de reação por meio da simples inspeção dos seus reagentes e, por consequência, prever a identidade dos produtos.

Reação de óxido-redução: são reações entre agente redutor (substância com elevado potencial de redução) e agente oxidante (substância com elevado potencial de oxidação). Os produtos formados terão estados de oxidação diferente dos reagentes.

Reação ácido-base: são reações entre ácidos e bases que se combinam para se neutralizar mutuamente. Reações desse tipo formar água.

Reação de intercâmbio ou metátese: são reações em que os reagentes são geralmente compostos iônicos, que invariavelmente se encontram em solução. Para que esta reação aconteça é necessário que um dos produtos, quando comparado aos reagentes, se apresente menos ionizado, mais volátil ou insolúvel. As reações cujos produtos são pouco solúveis são conhecidas também como reações de precipitação.

Reação de síntese: são reações entre dois ou mais reagentes que se combinam para produzir um único produto.

Reação de decomposição: são reações em que uma substância se divide em compostos mais simples e menores. A reação de decomposição é o inverso de uma reação de síntese.



Bibliografia

- R.A. Burns, *Fundamentals of chemistry* (2ª ed., Prentice Hall) 1995
 J.B. Russell, *Química Geral* (1ª ed, Mc graw-Hill) 1982
 J.C. Kotz e P.Treichel, Jr., *Química & reações químicas* (3ª ed., LTC), vol. 1, 1996;
 B.H. Mahan, *Química: um curso universitário* (4ª ed., Edgard Blucher) 1997;
http://riut.utfpr.edu.br/jspui/bitstream/1/2480/2/PG_PPGECT_M_Melo%20Leonardo%20Wilezelek%20Socares%20de_2016_1.pdf

Prelab

Experimento 14

Nome: _____ Visto Professor: _____

1. Balanceie as seguintes equações químicas e classifique as reações de acordo com as especificações: reação de oxirredução (**OR**), reação de combustão (**RC**), reação ácido-base (**AB**), reação de simples troca (**ST**), reação de dupla troca (**DT**), reação de síntese (**RS**) e reação de decomposição (**DC**).

Reação	Classificação
a. $\text{Mg(s)} + \text{ZnCl}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{aq}) + \text{Zn(s)}$	_____
b. $\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{CaCl}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl(s)} + \text{Ca(NO}_3)_2(\text{aq})$	_____
c. $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O(g)}$	_____
d. $\text{Na}_2\text{O(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{NaOH(aq)}$	_____
e. $\text{KClO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{KCl(s)} + \text{O}_2(\text{g})$	_____
f. $\text{Fe(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$	_____
g. $\text{Cl}_2(\text{aq}) + \text{KBr(aq)} \rightarrow \text{Br}_2(\text{aq}) + \text{KCl(aq)}$	_____
h. $\text{Ca(NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{K}_3\text{PO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{aq}) + \text{KNO}_3(\text{aq})$	_____
i. $\text{Ca(HCO}_3)_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O(l)} + \text{CO}_2(\text{g})$	_____

2. Complete, balanceie e classifique as seguintes equações químicas

Reação	Classificação
a. $\text{KSCN(aq)} + \text{FeCl}_3(\text{aq}) \rightarrow$	_____
b. $\text{Fe(s)} + \text{CuCl}_2(\text{aq}) \rightarrow$	_____
c. $\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{Ba(OH)}_2(\text{aq}) \rightarrow$	_____
d. $\text{HCl(aq)} + \text{KHCO}_3(\text{aq}) \rightarrow$	_____
e. $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{Al(s)} \rightarrow$	_____

3. Preencha o quadro a seguir com as propriedades físicas das substâncias a seguir:

Substância	Fórmula Química	P.E. (°C)	P.F. (°C)	Cor	Densidade (g cm ⁻³)	Solubilidade
Zinco						
Cobre						
Sulfato de cobre penta-hidratado						
Sulfato de zinco						
Iodeto de potássio						
Nitrato de prata						
Tiocianato de potássio						
Cloreto de férrico						
Clorato de potássio						
Nitrato de chumbo(II)						

* Ref. CRC Handbook of Chemistry and Physics ou Merck Index

** Nem todas as substâncias possuem todas as propriedades determinadas

Procedimento Experimental

A. Reações de óxido-redução

1. Coloque um pedaço de zinco metálico (limpo com palha de aço) em um tubo de ensaio e adicione gota a gota solução de HCl 6 mol/L.
2. Coloque um pedaço de zinco metálico (limpo com palha de aço) em um tubo de ensaio e adicione solução de CuSO_4 1 mol/L até cobrir todo metal.
3. Coloque um pedaço de cobre metálico (limpo com palha de aço) em um tubo de ensaio e adicione solução de ZnSO_4 1 mol/L até cobrir todo metal.

B. Reações ácido-base

4. Adicione 10 gotas de NaOH 1 mol/L em um tubo de ensaio e em outro 10 gotas de H_2SO_4 6 mol/L. Coloque 2 a 3 gotas de fenolftaleína em cada tubo de ensaio e reserve para comparar com os tubos B.5 e B.6
5. Coloque em um tubo de ensaio uma ponta de espátula de óxido de cálcio, adicione água destilada até cobrir todo sólido, 2 a 3 gotas de indicador fenolftaleína e observe. Adicione gota a gota H_2SO_4 6 mol/L com agitação constante e observe.
6. Coloque 10 gotas de NaOH 1 mol/L, adicione 2 a 3 gotas de indicador fenolftaleína e observe. Adicione 2 a 3 gotas de H_2SO_4 6 mol/L com agitação constante e observe.

C. Reações de intercâmbio ou metátase

7. Coloque algumas gotas de solução de iodeto de potássio 0,1 mol/L em um tubo de ensaio e observe. Adicione sobre essa solução gotas de nitrato de chumbo(II) 0,1 mol/L e observe.
8. Coloque, em um tubo de ensaio, 10 gotas de solução de cloreto de sódio 0,1 mol/L e observe o seu aspecto. Adicione 5 gotas de solução de nitrato de prata 0,1 mol/L. **Cuidado:** Não entre em contato com solução de prata, pois ela mancha a pele.
9. Adicione no tubo do item anterior solução aquosa de amônia 30%, gota a gota, agitando o tubo após cada adição. Deixe de adicionar quando observar mudança do sistema. Não despreze o conteúdo desse tubo. Anote as suas observações.
10. Coloque, em um tubo de ensaio, 10 gotas de solução de cloreto de bário e adicione 5 gotas de solução de sulfato de sódio. Observe e interprete.
11. Coloque algumas gotas de solução de NH_4Cl 0,1 mol/L em um tubo de ensaio e sinta o odor usando a mão para abanar o vapor suavemente em direção ao seu rosto (não coloque o nariz diretamente sobre o tubo). Adicione gotas de NaOH 1 mol/L e aqueça o tubo num banho-maria feito com um béquer de 100 mL com água sobre uma chapa de aquecimento. Coloque um papel indicador umedecido em água na saída do tubo de ensaio e observe. Sinta o odor na saída do tubo de ensaio usando a mesma técnica acima.
12. Repita o experimento C.11 usando solução de Na_2CO_3 0,1 mol/L e H_2SO_4 6 mol/L. Não há necessidade de aquecimento.

E. Reações de síntese

13. Coloque em um tubo de ensaio uma ponta de espátula de óxido de cálcio e adicione água destilada até cobrir todo sólido. Com o auxílio de um bastão de vidro retire uma gota de solução e meça a acidez num papel indicador universal.
14. Com auxílio de um pinça metálica pegue um pedaço de magnésio em fita e aproxime da chama azul de um maçarico. Assim que iniciar a ignição retire da chama e observe. **(Obrigatório o uso de óculos de segurança).**

F. Reações de Decomposição

15. Coloque alguns cristais de sulfato de cobre penta-hidratado num cápsula de porcelana sobre uma chapa de aquecimento e observe a cor do sólido. Ligue a chapa de aquecimento em 200°C e aqueça por cerca de 10 min. e observe. Com auxílio de uma pinça metálica retire o vidro de relógio da chama, esfrie e acrescente uma gota de água sobre o sólido e observe.
16. Aquecer sobre uma chapa de aquecimento cápsula de porcelana contendo uma espátula de KClO_3 e observe.

G. Reações em que se formam complexos

17. Coloque em um tubo de ensaio 10 gotas de solução de sulfato de cobre 0,1 mol/L. Adicione aos poucos e agitando, solução aquosa de amônia 30%. Continue adicionando até observar 2 mudanças bem nítidas. Anote a mudança no aspecto da solução antes e depois da adição da amônia.
18. Coloque em um tubo de ensaio 10 gotas de solução de nitrato de ferro(III) 1 mol/L e dobre o volume com água destilada. Junte 5 gotas de tiocianato de potássio 1 mol/L e agite. Observe o que ocorre.

Folhas de Anotações e Poslab**Experimento 14**

Nome: _____ Visto Professor: _____

Escreva os reagentes e produtos e as equações balanceadas de todas as reações, bem como as observações dos experimentos.

Questões

1. Qual a principal evidência que leva você concluir que a cor do sulfato de cobre penta-hidratado esta relacionada a presença de água no cristal?
2. O que se pode dizer com relação a massa do produto da queima do magnésio – ele possui uma massa maior ou menor que a do pedaço de magnésio? Por que?
3. Qual evidência permitiu você concluir que o produto da reação entre CaO e água é básico?
4. Supondo que se tenha os seguintes pares de reagentes sem rótulo em uma prateleira:
 - a. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ e K_2SO_4
 - b. Na_2CO_3 e BaCl_2
 - c. Pedaço de Zinco e outro de MagnésioQue reagente deveria ser utilizado para distinguir cada par de substância? (Sugestão de consulta: Química Analítica Qualitativa, A. Vogel, qualquer edição e ano)

Experimento 13: Equilíbrio químico

Objetivos

Explorar o efeito da temperatura e concentrações de reagentes e produtos sobre os sistemas químicos em equilíbrio.

Introdução

As **reações químicas**, assim como as mudanças de fase, **são reversíveis**. Consequentemente, haverá condições de concentração e temperatura sob as quais reagentes e produtos coexistem em equilíbrio. A primeira característica do estado de equilíbrio é ser dinâmico; trata-se de uma situação permanente mantida pela igualdade das velocidades de duas reações químicas opostas. A segunda generalização é que os sistemas tendem a atingir um estado de equilíbrio espontaneamente. Um sistema pode deslocar-se do equilíbrio somente por alguma influência externa e, uma vez deixado a si próprio, o sistema perturbado voltará ao estado de equilíbrio.

Em 1884, o químico francês Henri Le Châtelier sugeriu que os sistemas em equilíbrio tendem a compensar os efeitos de influências perturbadoras. Seu princípio se aplica a todos os tipos de equilíbrios dinâmicos e pode ser enunciado assim: *quando um sistema em equilíbrio é submetido a uma força, ele tenderá a se reajustar, reagindo de maneira a minimizar o efeito da força*.

Para o equilíbrio hipotético:



onde A, B, C e D representam reagentes e produtos e a , b , c e d os respectivos coeficientes estequiométricos. A expressão da constante de equilíbrio é:

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Neste experimento, vamos estudar o equilíbrio de alguns sistemas e observar as alterações provocadas por alguns fatores, como previsto pelo Princípio de Le Châtelier. Posteriormente, vamos aplicar os conceitos de equilíbrio no cálculo de pH de sistemas de equilíbrio ácido-base.

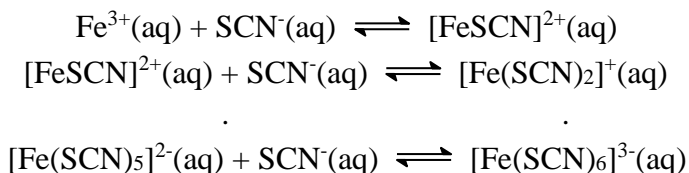
PROCEDIMENTOS

A. Equilíbrio do íon complexo tiocianatoferrato(III)

Nesse experimento você deve comparar as cores de cada tubo de ensaios com a tube de referência #1.

1. Prepare a seguinte mistura em um béquer de 100 mL: 1,5 mL de solução de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ (0,1 mol/L), 1,5 mL de solução de KSCN (0,1 mol/L) e 50 mL de água destilada.
2. Numere nove tubos de ensaio limpos e secos e divida entre eles a solução.
3. Adicione 2 gotas de H_2O ao tubo de ensaio #1, que servirá de referência de cor.
4. Adicione 2 gotas de solução de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ (1 mol/L) ao tubo de ensaio #2 e observe
5. Adicione 2 gotas de solução de KSCN (1 mol/L) ao tubo de ensaio #3 e observe
6. Adicione 8 gotas de solução de NaOH (6 mol/L) ao tubo de ensaio #4 e aguarde até formação de um precipitado. Faça o mesmo teste para um tubo de ensaio contendo solução de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ (0,1 mol/L).
7. Adicione 4 gotas de solução de AgNO_3 (0,1 mol/L) ao tubo de ensaio #5 e observe. Qual é o produto formado? Consultar uma tabela de solubilidade.
8. Adicione 4 gotas de solução de NaCl (0,1 mol/L) ao tubo de ensaio #6 e observe.
9. Coloque o tubo de ensaio #7 em um banho de água gelada e observe.
10. Coloque o tubo de ensaio #8 em um banho de água quente e observe.
11. Adicione 1 mL de água destilada ao tubo de ensaio #9 agite e observe. Adicione mais 4 mL de água e, novamente, observe.
12. Descarte as soluções no frasco de resíduos.

A reação entre íons ferro(III), Fe^{3+} , e íons tiocianato, SCN^- , produz uma gama de complexos de tiocianatoferrato(III) de cor vermelho sangue que se intensifica a medida que os íons tiocianato são sucessivamente coordenados ao íons ferro:



→ A reação investigada nesse experimento pode ser representada pelo seguinte equilíbrio:

→ A constante de equilíbrio dessa reação é dada por:

→ Anote no quadro a seguir as observações, sentido do deslocamento do equilíbrio e justificativa.

Tubo	Observação	Sentido	Justificativa
1			
2			
3			
4			
5			
6			
7			
8			
9			

B. Equilíbrio cromato-dicromato

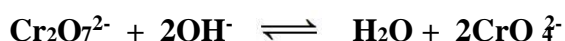
1. Coloque 1 mL de solução de cromato de potássio em um tubo. Observe a cor da solução. Adicione, gota a gota, solução de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ 6 mol/L no tubo de ensaio até observar alteração na cor.

2. Coloque 1 mL de solução de dicromato de potássio em um tubo. Observe a cor dessa solução. Adicione, gota a gota, uma solução de NaOH 6 mol/L até observar alteração na cor.

3. Adicione gota a gota solução de NaOH no tubo do item 1, e solução de HCl no tubo do item 2. O que você observou? Por quê?

4. Prepare uma solução de BaCrO_4 (“ponta de espátula”) em um tubo de ensaio com aproximadamente 1 mL de água e alguns cristais do sólido. Adicione, gota a gota, agitando, solução de HCl 6 mol/L. O que você observou? Explique as alterações ocorridas. Adicione ao mesmo tubo, gota a gota, solução de NaOH , agite e observe.

O ânion cromato em água apresenta coloração amarelada, enquanto que para o ânion dicromato a cor é alaranjada. Esses ânions se interconvertem um no outro a depender do pH do meio, conforme as equações iônicas simplificadas abaixo:



Explique as mudanças de cor ocorridas, escreva as equações das reações envolvidas.

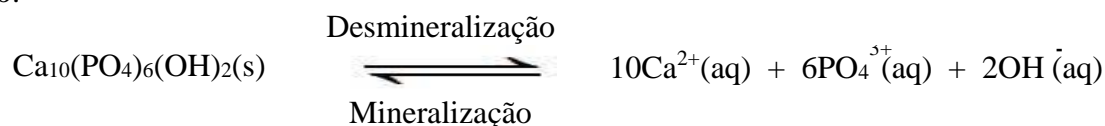
Baseado nas observações, o que você pode concluir a respeito da solubilidade do cromato de bário e do dicromato de bário em água. Escreva uma equação que represente este equilíbrio químico e explique as observações experimentais.

Prelab**Experimento 15**

1. Como se representa numa equação química o equilíbrio químico? Dê um exemplo real?
2. Escreva a expressão da constante de equilíbrio para o exemplo da questão anterior?
3. Indique quais dos seguintes sistemas estão em equilíbrio e faça uma representação do equilíbrio.

Sistema	Equilíbrio		Representação
	sim	não	
a. Um cubo de gelo dentro de um freezer fechado			
b. Solução fisiológico			
c. Garrafa de água mineral gasosa fechada			
d. Solução de sal de cozinha saturada com corpo de chão			

4. No equilíbrio de formação de $\{[\text{FeSCN}]^{2+}\}$, as concentrações da mistura são: $[\text{Fe}^{3+}] = 0,050 \text{ M}$, $[\text{SCN}^-] = 0,20 \text{ M}$, $\{[\text{FeSCN}]^{2+}\} = 0,30 \text{ M}$. Qual o valor da constante de equilíbrio para a reação na temperatura ambiente. Se a reação for aquecida, a constante de equilíbrio aumentará ou diminuirá ou ficará constante? Explique
5. O esmalte dos dentes é formado, principalmente, por hidroxiapatita que, sob certas condições, sofre dissolução (desmineralização), o que provoca a cárie. Esta reação pode ser representada pela seguinte equação:



Explique, qual(is) das seguintes soluções de bochecho pode provocar a desmineralização:

- I) uma solução aquosa de hipoclorito de sódio (pH=9);
- II) uma solução aquosa de cloreto de sódio (soro fisiológico);
- III) vinagre diluído em água.

Relatório

Faça um Relatório do experimento seguindo as orientações do **Roteiro para elaboração de Relatório** descrito no início do Manual. Reescreva o procedimento e os dados da Folha de Anotações usando o tempo verbal corretamente, bem como todas as observações que achar pertinente ao experimento. Compare e discuta seus resultados com dados da literatura.

INSTRUÇÕES PARA A AVALIAÇÃO (TRABALHO)

Experimento de corrosão

Cada grupo deverá montar um experimento de corrosão e observar o mesmo durante a aula e após uma semana. O trabalho consistirá em explicar, quimicamente, as observações experimentais em uma apresentação de 5 - 10 minutos na aula programada, podendo utilizar projetor de slides para mostrar fotografias e vídeos do experimento. Deverá ser explicitada a importância dos fenômenos de corrosão na indústria, com exemplos relacionados ao experimento executado.

Além disso, cada grupo deverá entregar para toda a turma um resumo sobre o experimento e a discussão.

Apêndice 1: Classificação de Perigo de Produtos Químico

Classificação dos Produtos Perigosos

Os produtos perigosos são classificados pela Organização das Nações Unidas (ONU) em nove classes de riscos e respectivas subclasses, conforme apresentado na Tabela 1.

Tabela 1. Classificação ONU dos Riscos dos Produtos perigosos

Classificação	Subclasse	Definições
Classe 1 Explosivos	1.1	Substância e artigos com risco de explosão em massa.
	1.2	Substância e artigos com risco de projeção, mas sem risco de explosão em massa.
	1.3	Substâncias e artigos com risco de fogo e com pequeno risco de explosão ou de projeção, ou ambos, mas sem risco de explosão em massa.
	1.4	Substância e artigos que não apresentam risco significativo.
	1.5	Substâncias muito insensíveis, com risco de explosão em massa;
	1.6	Artigos extremamente insensíveis, sem risco de explosão em massa.
Classe 2 Gases	2.1	Gases inflamáveis: são gases que a 20°C e à pressão normal são inflamáveis quando em mistura de 13% ou menos, em volume, com o ar ou que apresentem faixa de inflamabilidade com o ar de, no mínimo 12%, independente do limite inferior de inflamabilidade.
	2.2	Gases não-inflamáveis, não tóxicos: são gases asfixiantes, oxidantes ou que não se enquadrem em outra subclasse.
	2.3	Gases tóxicos: são gases, reconhecidamente ou supostamente, tóxicos e corrosivos que constituam risco à saúde das pessoas.
Classe 3 Líquidos Inflamáveis	-	Líquidos inflamáveis: são líquidos, misturas de líquidos ou líquidos que contenham sólidos em solução ou suspensão, que produzam vapor inflamável a temperaturas de até 60,5°C, em ensaio de vaso fechado, ou até 65,6°C, em ensaio de vaso aberto, ou ainda os explosivos líquidos insensibilizados dissolvidos ou suspensos em água ou outras substâncias líquidas.
Classe 4 Sólidos Inflamáveis; Substâncias sujeitas à combustão espontânea; substâncias que, em contato com água, emitem gases inflamáveis	4.1	Sólidos inflamáveis, substâncias auto-reagentes e explosivos sólidos insensibilizados: sólidos que, em condições de transporte, sejam facilmente combustíveis, ou que por atrito possam causar fogo ou contribuir para tal; substâncias auto-reagentes que possam sofrer reação fortemente exotérmica; explosivos sólidos insensibilizados que possam explodir se não estiverem suficientemente diluídos.
	4.2	Substâncias sujeitas à combustão espontânea: substâncias sujeitas a aquecimento espontâneo em condições normais de transporte, ou a aquecimento em contato com ar, podendo inflamar-se.
	4.3	Substâncias que, em contato com água, emitem gases inflamáveis: substâncias que, por interação com água, podem tornar-se espontaneamente inflamáveis ou liberar gases inflamáveis em quantidades perigosas.
Classe 5 Substâncias Oxidantes e Peróxidos Orgânicos	5.1	Substâncias oxidantes: são substâncias que podem, em geral pela liberação de oxigênio, causar a combustão de outros materiais ou contribuir para isso.
	5.2	Peróxidos orgânicos: são poderosos agentes oxidantes, considerados como derivados do peróxido de hidrogênio, termicamente instáveis que podem sofrer decomposição exotérmica auto-acelerável.
Classe 6 Substâncias Tóxicas e Substâncias Infectantes	6.1	Substâncias tóxicas: são substâncias capazes de provocar morte, lesões graves ou danos à saúde humana, se ingeridas ou inaladas, ou se entrarem em contato com a pele.
	6.2	Substâncias infectantes: são substâncias que contém ou possam conter patógenos capazes de provocar doenças infecciosas em seres humanos ou em animais.

Continuação tabela 1

Classe 7 Material radioativo	-	Qualquer material ou substância que contenha radionuclídeos, cuja concentração de atividade e atividade total na expedição (radiação), excedam os valores especificados.
Classe 8 Substâncias corrosivas	-	São substâncias que, por ação química, causam severos danos quando em contato com tecidos vivos ou, em caso de vazamento, danificam ou mesmo destroem outras cargas ou o próprio veículo.
Classe 9 Substâncias e Artigos Perigosos Diversos	-	São aqueles que apresentam, durante o transporte, um risco não abrangido por nenhuma das outras classes.

A classificação de uma substância numa das classes de risco é realizada por meio de critérios técnicos, os quais estão definidos na legislação do transporte rodoviário de produtos perigosos. As Figuras 1 e 2 apresentam as placas de sinalização (pictogramas).

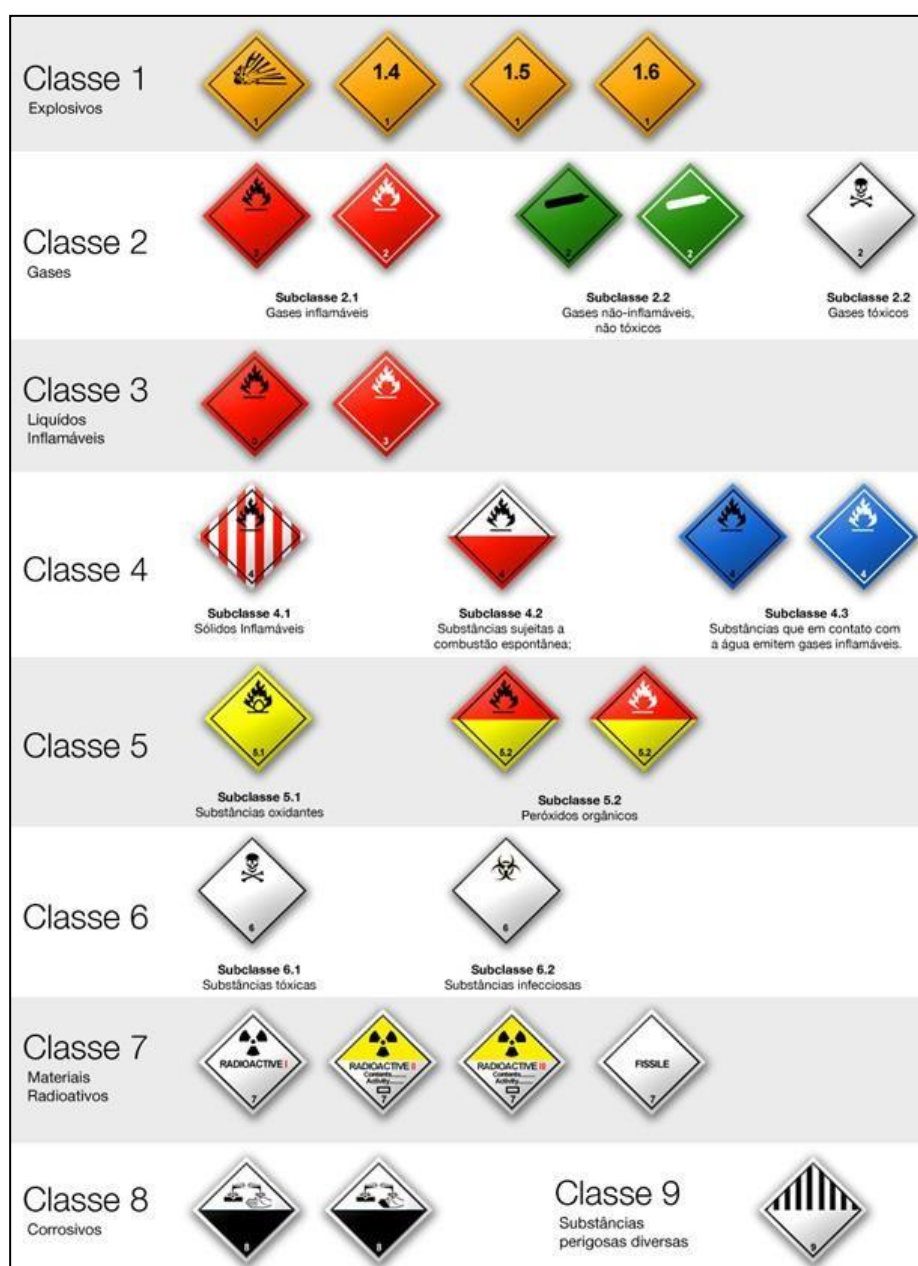


Figura 1. Placas de sinalização (pictogramas) das classes de produtos.



Figura 2. Pictogramas de produtos perigosos.

Apêndice 2: Classificação da pureza dos reagentes químicos e seu uso indicado

Classificação	Uso
Grau Técnico	Para usos industriais gerais, não aparece nenhum nome especial no rótulo, mas apresenta certificado de análise
P.A. (Para análises)	Reagentes de boa qualidade, para usos que não necessitam de padronização oficial
USP (inglês, United States Pharmacopeia)_	Para uso em indústrias farmacêuticas que precisem de material que iguala ou supera os requisitos da farmacopeia América
Padrão Primário (inglês, Primary Standard)	Reagente analítico de pureza excepcional especialmente fabricado para soluções de padronização
ACS (inglês, American Chemical Society)	Reagentes de alta qualidade, para usos que necessitam de padronização oficial
Trace metal	Reagentes para determinação de traços de metais, concentração na faixa de ppb
HPLC/Spectro	Para padronização em em HPLC
ChromAR	Igualam as especificações da ACS para uso em cromatografia líquida e espectroscopia UV-Vis

Apêndice 3: Propriedades das Substâncias

Tabela 1. Regras de solubilidade para compostos iônicos em água a 25°C.

Compostos solúveis	Exceções
Compostos contendo íons de metais alcalinos e amônio (Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Cs ⁺ e o íon NH ₄ ⁺) Nitratos (NO ₃ ⁻) e acetatos (CH ₃ CO ₂ ⁻) Bicarbonatos (HCO ₃ ⁻) e cloratos (ClO ₃ ⁻) e percloratos (ClO ₄ ⁻) Haleto (Cl ⁻ , Br ⁻ e I ⁻) Sulfatos (SO ₄ ²⁻)	Haleto de Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ , e Pb ²⁺ Sulfatos de Ag ⁺ , Ca ²⁺ , Ba ²⁺ , Sr ²⁺ , Hg ₂ ²⁺ e Pb ²⁺
Compostos insolúveis	Exceções
Carbonatos (CO ₃ ²⁻), fosfatos (PO ₄ ³⁻), cromatos (CrO ₄ ²⁻) e sulfetos (S ²⁻) Hidróxidos (OH ⁻)	Compostos contendo íons de metais alcalinos e o íon amônio Compostos contendo íons de metais alcalinos e o íon Ba ²⁺

Tabela 2. Cor de alguns íons complexos em solução

Íon complexo	Cor
[Ag(NH ₃) ₂] ⁺	Incolor
[Co(H ₂ O) ₆] ²⁺	Rosa
[CoCl ₄] ²⁻	Azul
[Co(NH ₃) ₆] ²⁺	Vermelho claro
[Co(NH ₃) ₆] ³⁺	Laranja
[Cu(H ₂ O) ₄] ²⁺	Azul claro
[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺	Azul escuro
[Ni(H ₂ O) ₆] ²⁺	Verde claro
[Ni(NH ₃) ₆] ²⁺	Azul escuro
[Fe(SCN) ₆] ³⁻	Vermelho sanguíneo

Tabela 3. Cores de algumas soluções aquosas

Elemento	Cor
Grupo IA e IIA	Incolor
Crômio III	Verde
Manganês II	Rosa
Ferro II	Verde
Ferro III	Amarela
Cobalto II	Rosa
Níquel II	Verde
Cobre II	Azul
Prata I	Incolor
Chumbo II	Incolor
Cromato	Amarela
Dicromato	Laranja

Tabela 4. Densidade e calor específico de algumas soluções aquosas

Solução	Concentração (mol/L)	Densidade (g/cm ³)	Calor específico (cal/g °C)
NaOH	1,00	1,04	0,94

	0,50	1,02	0,97
	0,25	1,01	0,98
LiCl	2,00	1,05	0,86
	1,00	1,03	0,95
	0,50	1,01	0,97
NaCl	2,00	1,08	0,91
	1,00	1,04	0,93
	0,50	1,02	0,96
KCl	2,00	1,09	0,83
	1,00	1,05	0,91
	0,50	1,02	0,95
NaNO ₃	1,00	1,06	0,93
	0,50	1,03	0,95
	0,25	1,01	0,97
KNO ₃	1,00	1,06	0,90
	0,50	1,03	0,94
	0,25	1,02	0,97
Na ₂ SO ₄	1,00	1,12	0,88
	0,50	1,06	0,93
	0,25	1,03	0,96
ZnSO ₄	0,20	1,03	0,93
	0,10	1,02	0,96
	0,05	1,01	0,98

Tabela 5. Produtos de solubilidade, a 25°C

	Substâncias	K_{ps}
Carbonatos	BaCO ₃	5,1 x 10 ⁻⁹
	CaCO ₃	5,0 x 10 ⁻⁹
Cromatos	Ag ₂ CrO ₄	2,5 x 10 ⁻¹²
	BaCrO ₄	1,2 x 10 ⁻¹⁰
Haleto	AgCl	1,8 x 10 ⁻¹⁰
	AgBr	5,2 x 10 ⁻¹³
	PbCl ₂	1,6 x 10 ⁻⁵
	PbI ₂	3,2 x 10 ⁻⁹
Hidróxidos	Cu(OH) ₂	2,0 x 10 ⁻¹⁹
	Mg(OH) ₂	1,1 x 10 ⁻¹¹
	Ni(OH) ₂	3,0 x 10 ⁻¹⁶
	Zn(OH) ₂	1,0 x 10 ⁻¹⁶
Iodato	Cd(IO ₃) ₂	2,2 x 10 ⁻⁴
Oxalatos	BaC ₂ O ₄	3,0 x 10 ⁻⁷
	CaC ₂ O ₄	2,0 x 10 ⁻⁹
Sulfatos	BaSO ₄	1,1 x 10 ⁻¹⁰
	CaSO ₄	1,0 x 10 ⁻⁵
Sulfetos	Ag ₂ S	4,0 x 10 ⁻³⁶
	CuS	2,3 x 10 ⁻¹³
	ZnS	1,5 x 10 ⁻²⁴

Tabela 6. Pressão de vapor e densidade da água a várias temperaturas

Temperatura (°C)	Pressão de vapor (mm Hg)	Densidade (g/cm³)
-------------------------	---------------------------------	-------------------------------------

10,0	9,21	0,99973
11,0	9,84	0,99963
12,0	10,52	0,99952
13,0	11,23	0,99940
14,0	11,99	0,99927
15,0	12,79	0,99913
16,0	13,63	0,99897
17,0	14,53	0,99880
18,0	15,48	0,99862
19,0	16,48	0,99843
20,0	17,54	0,99823
21,0	18,65	0,99802
22,0	19,83	0,99780
23,0	21,07	0,99756
24,0	22,38	0,99732
25,0	23,76	0,99707
26,0	25,21	0,99681
27,0	26,74	0,99654
28,0	28,35	0,99626
29,0	30,04	0,99597
30,0	31,82	0,99567
40,0	55,32	0,99224
50,0	92,51	0,98807

Tabela 7. Produtos de solubilidade, a 25°C

	Substâncias	K_{ps}
Carbonatos	BaCO ₃	5,1 x 10 ⁻⁹
	CaCO ₃	5,0 x 10 ⁻⁹
Cromatos	Ag ₂ CrO ₄	2,5 x 10 ⁻¹²
	BaCrO ₄	1,2 x 10 ⁻¹⁰
Haletos	AgCl	1,8 x 10 ⁻¹⁰
	AgBr	5,2 x 10 ⁻¹³
	PbCl ₂	1,6 x 10 ⁻⁵
	PbI ₂	3,2 x 10 ⁻⁹
Hidróxidos	Cu(OH) ₂	2,0 x 10 ⁻¹⁹
	Mg(OH) ₂	1,1 x 10 ⁻¹¹
	Ni(OH) ₂	3,0 x 10 ⁻¹⁶
	Zn(OH) ₂	1,0 x 10 ⁻¹⁶
Iodato	Cd(IO ₃) ₂	2,2 x 10 ⁻⁴
Oxalatos	BaC ₂ O ₄	3,0 x 10 ⁻⁷
	CaC ₂ O ₄	2,0 x 10 ⁻⁹
Sulfatos	BaSO ₄	1,1 x 10 ⁻¹⁰
	CaSO ₄	1,0 x 10 ⁻⁵
Sulfetos	Ag ₂ S	4,0 x 10 ⁻³⁶
	CuS	2,3 x 10 ⁻¹³
	ZnS	1,5 x 10 ⁻²⁴

Tabela 8. Potencial de eletrodos padrão a 25°C.

Semi-reação	E°(V)
$\text{Li}^+ + e^- \rightarrow \text{Li}$	-3,045
$\text{Mg}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,370
$\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al}$	-1,660
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,830
$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,763
$\text{Sn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Sn}$	-0,136
$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,126
$2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$	-0,000
$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$	0,337
$\text{I}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-$	0,536
$\text{Fe}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	0,771
$\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$	0,799
$\text{Br}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Br}^-$	1,065
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5e^- \rightarrow 1/2\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	1,195
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,280
$\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	1,360
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5e^- \rightarrow 1/2\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	1,470
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,510
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5e^- \rightarrow 1/2\text{Br}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	1,520
$\text{F}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{F}^-$	2,650

Tabela 9. Solubilidade de alguns sais em água a várias temperaturas (g sal/100g de água)

Sal	Temperatura (°C)					
	0	20	40	60	80	100
NaNO ₃	73,0	88,0	105	125	148	174
KNO ₃	19,0	31,8	64,2	111	169	246
KCl	28,5	34,2	40,2	45,6	51,0	56,2
NaCl	35,7	36,0	36,6	37,3	38,4	39,8
K ₂ Cr ₂ O ₇	4,6	12,5	25,9	45,3	69,8	102
Na ₂ Cr ₂ O ₇ .2H ₂ O	143	178	223	280	376	-

Bibliografia

- D.R. Lide, Jr., *CRC Handbook of Chemistry and Physics* (79^a ed.) 1998;
J. Timmermans, *The Physico-Chemical Constants of Binary Systems in Concentrated Solutions*, Interscience, 1960;
G.W.C. Kaye e T.H. Laby, *Tables of Physical and Chemical Constants* (16^a ed., Longamn) 1995.