Universidade de Brasília
Instituto de Química

Química Geral Experimental

ROTEIRO DE EXPERIMENTOS

1º/ 2020

Laboratório de Ensino de Química Geral

***Código da Disciplina:* 114634**

Coordenadora: Profa. Dra. Ingrid Távora Weber

Revisão para o 1º/2020: Dra. Luciana Diniz Borges

Apoio Técnico
(Servidores do Laboratório):

Química Responsável:
Dra. Luciana Diniz Borges

Técnicos:
Dr. David Mark Mendes Pinho
Elton Jhon Almeida de Souza
Lilian Lopes de Almeida
Sergio Rubens Ribeiro

Calendário QGE – 1º/2020

Semana	Atividade
09/03/20 – 13/03/20	Entrega da Ementa Normas de Segurança e Vidraria
16/03/20 – 20/03/20	Experimento 1: Densidade e Viscosidade
23/03/20 – 27/03/20	Experimento 2: Preparo e Diluição de Soluções
30/03/20 – 03/04/20	Experimento 3: Síntese do Sulfato de Cobre, para as turmas: **A,C,D,F,G,I,J,N,P,Q,S,U,W.** Experimento 4: Estudo de Detergentes, para as turmas: **B,E,H,K,L,M,O,R,T,V.**
06/04/20 – 10/04/20	**Semana sem Atividades / Reposição*** **(Feriado 10/04, sexta-feira – Paixão de Cristo)**
13/04/20 – 17/04/20	Experimento 3: Síntese do Sulfato de Cobre, para as turmas: **B,E,H,K,L,M,O,R,T,V.** Experimento 4: Estudo de Detergentes, para as turmas: **A,C,D,F,G,I,J,N,P,Q,S,U,W.**
20/04/20 – 24/04/20	**Semana sem Atividades / Reposição*** **(Feriado 21/04, terça-feira – Tiradentes)**
27/04/20 – 01/05/20	**Semana sem Atividades / Reposição*** **(Feriado 01/05, sexta-feira – Dia do Trabalho)**
04/05/20 – 08/05/20	Experimento 5: Estudo de Termoquímica
11/05/20 – 15/05/20	**PROVA 1:** sobre os cinco primeiros experimentos
18/05/20 – 22/05/20	Experimento 6: Estudo Qualitativo do Equilíbrio Químico
25/05/20 – 29/05/20	Experimento 7: Estudo de Ácidos e Bases em Meio Aquoso
01/06/20 – 05/06/20	Experimento 8: Estudo da Velocidade de Reações Químicas
08/06/20 – 12/06/20	**Semana sem Atividades / Reposição*** **(Feriado 11/06, quinta-feira – Corpus Christi)**
15/06/20 – 19/06/20	Experimento 9: Reatividade de Metais, para as turmas: **A,C,D,F,G,I,J,N,P,Q,S,U,W.** Experimento 10: Pilhas Eletroquímicas e Processos Eletrolíticos, para as turmas: **B,E,H,K,L,M,O,R,T,V.**
22/06/20 – 26/06/20	Experimento 9: Reatividade de Metais, para as turmas: **B,E,H,K,L,M,O,R,T,V.** Experimento 10: Pilhas Eletroquímicas e Processos Eletrolíticos, para as turmas: **A,C,D,F,G,I,J,N,P,Q,S,U,W.**
29/06/20 – 03/07/20	**PROVA 2:** sobre os cinco experimentos finais
06/07/20 – 10/07/20	Revisão de Notas e Entrega de Menções

** As datas de reposição previstas no calendário são para as **TURMAS** que perderam a prática por razão justificável**,** e não para poucos alunos. Caso algum aluno, por motivo justificável, perca uma prática, ele poderá, em casos excepcionais e com a anuência de seu professor, repor o experimento em outra turma ao longo da semana vigente. A reposição poderá será feita em turmas que não comprometam a segurança do laboratório e com a autorização do docente que ministrará a aula do dia em que o aluno puder fazer a reposição.*

Estratégias utilizadas para o controle organizacional do LEQG:

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

1- Nas primeiras aulas, serão formados os grupos de alunos, os quais deverão ser **FIXOS**, isto é, deverão trabalhar juntos ao longo de todo o semestre, salvo em circunstâncias excepcionais. Isso facilitará o controle organizacional do laboratório, que será feito pelo professor e pelo técnico, no caso de haver eventuais problemas, como quebra de vidraria ou existência de materiais sujos e/ou fora das gavetas e armários. Cada professor deverá tomar as providências necessárias, de acordo com seu critério de avaliação, se forem detectadas situações como as supracitadas. Isso evitará que os problemas encontrados se repitam.

2- Cada grupo de alunos terá 2 gavetas e 1 armário com os devidos materiais para trabalhar ao longo do semestre, que deverão estar sempre limpos e organizados. O aluno deverá zelar por seus materiais!

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

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

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

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

7- Quando terminar o experimento, antes de ir embora do laboratório, o aluno deverá chamar o técnico para que este verifique se todo o material foi corretamente guardado e limpo em suas devidas gavetas e/ou armário.

INSTRUÇÕES DE SEGURANÇA

O laboratório é um dos principais locais de trabalho do químico. Existe certo risco associado ao trabalho em laboratórios de química de um modo geral, uma vez que os indivíduos ficam mais frequentemente expostos a situações potencialmente perigosas.

Os principais acidentes em laboratórios de química se devem a ferimentos provocados pela quebra de peças de vidro ou por contatos com substâncias cáusticas, incêndios com líquidos inflamáveis. É preciso, então, planejar cuidadosamente o trabalho a ser realizado e proceder adequadamente no laboratório a fim de minimizar riscos. Também, deve-se sempre procurar conhecer as propriedades toxicológicas das substâncias com que se trabalha, em termos agudos e crônicos, e, caso as substâncias sejam desconhecidas, deve-se tomar os cuidados necessários para evitar eventuais intoxicações. Dentro dos limites do bom senso, ao se trabalhar no laboratório, deve-se considerar toda substância como potencialmente perigosa e evitar contatos diretos, seja por inalação, por ingestão ou por contato com a pele.

Além da redução dos riscos de acidentes e intoxicação, é necessário ainda estar atento à possibilidade de contaminações por substâncias que possam interferir nos resultados. Uma maneira para reduzir essas contaminações é manter vestuário, bancadas e materiais rigorosamente limpos.

Neste contexto, regras elementares de segurança e conduta devem ser observadas no trabalho de laboratório, a fim de reduzir os riscos de acidentes, tais como:

- Cortes por manejo inadequado de vidraria;
- Espalhamento de substâncias corrosivas ou cáusticas;
- Incêndios;
- Explosões;
- Inalação de gases ou vapores nocivos;
- Contato de produtos químicos com a pele ou mucosa.

Regras Gerais de Segurança e Conduta no Laboratorio Químico

1. Verifique o local e o funcionamento dos dispositivos de segurança no laboratório (extintores de incêndios, chuveiros de emergência, saída de emergência, etc.).
2. Trabalhe com atenção, calma e prudência.
3. Realize somente experimentos autorizados pelo professor responsável.
4. Leia com atenção e previamente os roteiros das experiências a serem realizadas.
5. Vista roupa e calçados adequados e use óculos de segurança. Se tiver cabelos compridos, mantenha-os presos atrás da cabeça.
6. Todas as substâncias, de certo modo, podem ser nocivas ou perigosas e, portanto, devem ser tratadas com cautela e respeito. Evite o contato direto com as substâncias do laboratório.
7. Lave as mãos após o eventual contato com as substâncias e ao sair do laboratório.
8. Não coma, não beba e não fume dentro do laboratório (não fume em lugar nenhum).
9. Utilize somente reagentes disponíveis na sua bancada de trabalho ou aqueles eventualmente fornecidos pelo instrutor. Não utilize reagentes de identidade desconhecida ou duvidosa.
10. Mantenha sua bancada de trabalho organizada e limpa.
11. Não despeje as substâncias indiscriminadamente na pia. Informe-se sobre como proceder a remoção ou o descarte adequado.
12. Não jogue na pia papéis, palitos de fósforo ou outros materiais que possam provocar entupimento.
13. Trabalhos que envolvem a utilização ou formação de gases, vapores ou poeiras nocivas devem ser realizados dentro de uma capela de exaustão.

14. Trabalhos que envolvem substâncias inflamáveis (geralmente solventes diversos) exigem cuidados específicos.
15. Tenha cuidado com o manuseio de vidraria. O vidro é frágil e fragmentos de peças quebradas podem causar ferimentos sérios. Tome cuidado ao aquecer material de vidro, pois a aparência deste é a mesma, quente ou frio.
16. Nunca realize reações químicas nem aqueça substâncias em recipientes fechados.
17. Tenha cuidado com a utilização de bicos de gás. Não os deixe acesos desnecessariamente. Perigo de incêndio! Evite o vazamento de gás, fechando a torneira e o registro geral ao final do trabalho.
18. Tenha cuidado com o uso de equipamentos elétricos. Verifique a voltagem antes de conectá-los. Observe os mecanismos de controle, especialmente para elementos de aquecimento (chapas, mantas, banhos, fornos, estufas, etc).
19. Ao aquecer um tubo de ensaio, não volte a extremidade do mesmo para si ou para uma pessoa próxima e nunca olhe diretamente dentro de um tubo de ensaio ou outro recipiente onde esteja ocorrendo uma reação, pois o conteúdo pode espirrar nos seus olhos.
20. Comunique imediatamente ao professor responsável qualquer acidente ocorrido durante a execução dos trabalhos de laboratório.

Relação de Substâncias e Materiais Perigosos

A relação de substâncias e materiais perigosos, apresentada a seguir, não pretende ser exaustiva, limitando-se apenas à indicação dos produtos mais comumente utilizados em laboratórios de Ensino de Química.

- ***Solventes inflamáveis***

Muitos solventes usados no laboratório químico, como acetona, benzeno, etanol, éter etílico, éter de petróleo, hexano, metanol, tolueno etc. são inflamáveis.

Regras gerais de segurança em trabalhos que envolvem o uso de solventes inflamáveis

1. Não fume no laboratório;
2. Realize a transferência de solventes distante de qualquer chama aberta (bico de Bunsen, etc.). Quando possível, realize essa operação dentro de uma capela;
3. Após retirar a quantidade necessária de solvente, feche bem a garrafa de reserva a guarde-a em lugar adequado;
4. Aquecimento de solventes inflamáveis (em operações de refluxo, destilação, extração, evaporação, etc.) deve ser efetuado com dispositivos adequados tais como banho de água ou banho de óleo; evite uso de chama aberta ou chapa elétrica direta.

Em caso de incêndio com solventes, tome as seguintes providências:

1. Afaste-se das imediações do fogo e tente apagá-lo com um extintor adequado (gás carbônico ou pó químico); água não é recomendável para apagar incêndios com solventes;
2. Desligue os dispositivos elétricos através do interruptor geral;
3. Feche a torneira geral de abastecimento de gás;
4. Se a roupa de uma pessoa pegar fogo, deita-a no chão e cubra as chamas mediante um cobertor adequado;
5. Em caso de queimaduras, procure imediatamente atendimento médico (não tente medicar as queimaduras por conta própria).

- ***Gases e vapores nocivos***

Trabalhos que envolvem a utilização, produção, desprendimento ou emissão de gases, vapores ou poeiras tóxicos ou agressivos devem ser sempre realizados dentro de uma capela de exaustão!

A seguinte relação apresenta alguns gases e vapores nocivos:

- **Amoníaco** (NH_3), gás irritante.
- **Benzeno** (C_6H_6), líquido volátil (p. eb. 80 ºC), tóxico.
- **Brometo de hidrogênio** (HBr), gás irritante e agressivo.
- **Bromo** (Br_2), líquido volátil (p. eb. 59 ºC), tóxico e irritante.
- **Cloreto de hidrogênio** (HCl), gás irritante e agressivo.
- **Cloro** (Cl_2), gás tóxico, irritante e agressivo.
- **Clorofórmio ou triclorometano** ($CHCl_3$), líquido volátil (p. eb. 62 ºC), tóxico.
- **Diclorometano** (CH_2Cl_2), líquido volátil (p. eb. 40 ºC), tóxico.
- **Dióxido de enxofre** (SO_2), gás tóxico e irritante.
- **Dióxido de nitrogênio** (NO_2), gás tóxico e irritante.
- **Formaldeído** (CH_2O), gás irritante.
- **Hexano** (C_6H_{12}), líquido volátil (p. eb. 69 ºC), tóxico.
- **Metanol** (CH_3OH), líquido volátil (p. eb. 65 ºC), tóxico.
- **Monóxido de carbono** (CO), gás tóxico.
- **Monóxido de nitrogênio** (NO), gás tóxico.
- **Sulfeto de hidrogênio** (H_2S), gás tóxico.
- **Tetracloreto de carbono ou tetraclorometano** (CCl_4), líquido volátil (p. eb. 77 ºC), tóxico.

Vapores de mercúrio são tóxicos. Portanto, deve-se evitar o derramamento de mercúrio no laboratório. Em caso de quebra de termômetros, o mercúrio deve ser recolhido conforme indicações do instrutor.

- ***Substâncias cáusticas***

Muitas substâncias são cáusticas e podem causar sérias sequelas na pele ou nos olhos. Portanto, o contato das mesmas com a pele deve ser terminantemente evitado. Alguns exemplos de substâncias muito cáusticas:

1. Todos os ácidos concentrados, especialmente flourídrico, perclórico, sulfúrico, sulfocrômico, clorídrico, nítrico e outros;
2. Todas as bases concentradas tais como hidróxido de sódio ou de potássio, carbonato de sódio ou de potássio, amônia, aminas e outras;
3. Oxidantes fortes concentrados, tais como água oxigenada, e outros;
4. Outras substâncias cáusticas: bromo, metais alcalinos, pentóxido de fósforo, formaldeído, fenol, etc.

- ***Substâncias explosivas***

Certas substâncias químicas, tais como hidrazina, hidroxilamina, certos peróxidos, etc., podem sofrer decomposição espontânea de forma explosiva, induzida por aquecimento, catalisadores ou um simples toque mecânico. Tais substâncias não devem ser utilizadas ou produzidas em forma pura ou concentrada no laboratório de ensino.

- ***Misturas explosivas de gases e vapores combustíveis***

Todos os gases combustíveis, como gás liquefeito de petróleo (GLP), hidrogênio, metano, monóxido de carbono, propano, sulfeto de hidrogênio etc, assim como vapores de líquidos inflamáveis, podem formar misturas explosivas com oxigênio.

- ***Reações químicas violentas***

Certas reações químicas exotérmicas (que liberam calor) podem ocorrer de forma violenta ou até explosiva, caso sejam realizadas com substâncias concentradas e sem as devidas precauções:

1. Reações de neutralização entre ácidos e bases concentrados;
2. Reações de substâncias oxidáveis (compostos orgânicos em geral, metais em pó, enxofre e fósforo elementar) com oxidantes fortes, tais como:
   - Ácido nítrico e nitratos
   - Ácido perclórico e percloratos
   - Ácido sulfúrico concentrado
   - Cloratos
   - Cromatos e dicromatos
   - Permanganatos
   - Peróxido de hidrogênio e outros peróxidos
3. Certas substâncias reagem violentamente com água:
   - Sódio e potássio metálicos (reação com evolução de hidrogênio. Cuidado: perigo de incêndio!)
   - Ácido sulfúrico concentrado (calor de hidratação, espirramento de ácido).

Orientações para Mistura Segura de Substâncias

- Nunca misture ácidos concentrados com bases concentradas!
- Nunca misture oxidantes fortes com substâncias oxidáveis!
- Para diluir ácidos concentrados, nunca adicione água ao ácido concentrado, mas, sim, acrescente o ácido lentamente à água, sob agitação! Veja Artigo de D. Todd na revista *Journal of Chemical Education* vol. 70, pág. 1022 (1993).

Referências

Esse texto foi retirado e modificado da referência:

- Bessler, K. E.; Neder, A. V. F. *Química em Tubos de Ensaio: uma abordagem para principiantes*. Blucher, 2004.

Informações detalhadas sobre produtos químicos perigosos podem ser encontradas nas seguintes obras:

1. The Merck Index – an Encyclopedia of Chemicals, Drugs and Biologicals. Merck & Co. Inc., 11th Edition (1989).
2. M. Sittig: Handbook of Toxic and Hazardous Chemical and Carcinogens. Noyes Publications, Park Ridge, N. J., 2nd Edition (1985).
3. G.Weiss: Hazardous Chemical Data Book Data Book. Noyes Data Corporation, Park Ridge N. J. (1986).

PRINCIPAIS MATERIAIS E EQUIPAMENTOS UTILIZADOS EM LABORATÓRIOS QUÍMICOS

No laboratório químico, diversos utensílios e equipamentos são feitos dos mais diversos materiais: vidros, metal, cerâmica, plástico etc. Cada material tem suas limitações físicas e químicas e cada utensílio de laboratório possui determinada finalidade. O uso inadequado de materiais no laboratório, desrespeitando suas peculiaridades, pode resultar não somente num fracasso do experimento, gerando perda parcial ou total do material, como, também, em acidentes desagradáveis com danos pessoais.

Vidraria

O material mais utilizado em laboratórios químicos é o vidro. O vidro comum é basicamente um silicato sintético de cálcio e de sódio em estado não cristalino (estado vítreo), obtido por fusão de uma mistura de sílica (SiO_2), carbonato de sódio (Na_2CO_3) e calcário ($CaCO_3$) em proporções variáveis. Já o vidro usado no laboratório (borossilicato) contém alguns outros componentes (óxidos de boro e de alumínio) que proporcionam maior resistência química, mecânica e térmica. Um vidro de composição parecida é o chamado vidro *Pyrex*, também de uso doméstico.

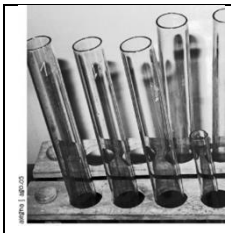
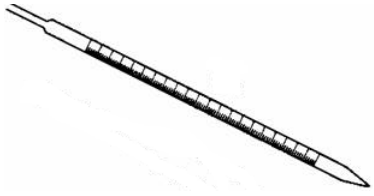
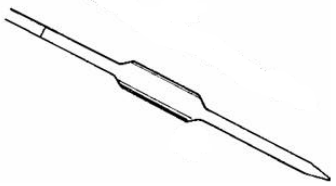
As propriedades mais apreciadas do vidro são as seguintes:

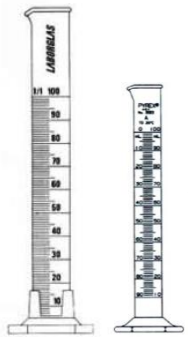
- Transparência perfeita, o que facilita a observação através das paredes dos recipientes;
- Boa resistência química, sendo apenas corroído por ácido fluorídrico e bases concentradas;
- Resistência térmica razoável (até 300 ˚C).

O vidro tem as seguintes limitações de utilidade:

- Fragilidade (sensível a impacto mecânico);
- Sensibilidade a choques térmicos;
- Deformação, amolecimento ou derretimento a temperaturas mais elevadas (acima de 400 ˚C).

Principais peças de vidro utilizadas em nossos experimentos

<table>
<tr>
<td> 
Tubos de ensaio
Usados para efetuar reações em pequena escala, como testes de reações.</td>
<td>
Béquer
Utilizado para dissolver, misturar, aquecer, verter líquidos, realizar reações etc. Não deve ser usado para medir volumes, já que sua medida é bastante imprecisa.</td>
<td>
Termômetro
Destinados exclusivamente para medir temperaturas (escalas de -10 a 300 ºC) e não para agitar misturas, etc.</td>
</tr>
<tr>
<td>
Placa de Petri
Mais utilizada para fins biológicos. No laboratório químico, é também usada para observação de algum fenômeno.</td>
<td>
Sua forma peculiar facilita a agitação do conteúdo. Utilizado em dissoluções, aquecimentos e titulações.
Frascos de Erlenmeyer</td>
<td>
Utilizado no processo de filtração a vácuo e em reações de obtenção de gases.
Kitassato</td>
</tr>
<tr>
<td>
Utilizado no preparo e diluição de soluções com volumes precisos. O menisco[2] indica o volume final a ser medido.
Balão Volumétrico[1]</td>
<td> 
Pipeta graduada[1]
Destinadas exclusivamente à medição de volumes de líquidos (maior precisão que as provetas). Pode-se medir diferentes volumes.</td>
<td> 
Pipeta Volumétrica[1]
Destinadas exclusivamente à medição de volumes de líquidos (maior precisão que as provetas). Medição de apenas um volume, indicado pelo menisco[2].</td>
</tr>
</table>

<table>
<tr>
<td>
Com escala graduada rigorosa e torneira de precisão, é utilizada para titulação de soluções e, também, para escoar volumes variáveis.
Bureta[1]</td>
<td> 
Destinada exclusivamente à medição de volumes de líquidos.
Proveta graduada[1]
(de vidro ou de plástico)</td>
<td>
Funil simples
(de vidro ou de plástico)
Para filtração (separação líquido-sólido) ou adição.</td>
</tr>
<tr>
<td>
Bastão de Vidro
Utilizado para misturar/agitar misturas e auxiliar na transferência de um líquido.</td>
<td colspan="2">
Vidro-relógio
Utilizado para pesagens em geral e para cobrir béqueres.</td>
</tr>
</table>

1 – Esse material não deve ser aquecido para não perder a calibração.

2 – Nas análises volumétricas, em que se utiliza, por exemplo, proveta, pipeta e bureta, a medição exata de um determinado volume implica na formação do menisco, isto é, da curva formada na superfície do líquido, acima (menisco côncavo – Figura 1A) ou abaixo (menisco convexo – Figura 1B) da marcação horizontal da vidraria a depender do tipo de líquido que está sendo medido. Veja a forma correta da leitura do menisco na Figura 2.

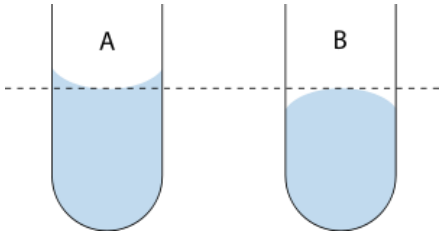


Figura 1: Formas do menisco:
(A) menisco côncavo;
(B), menisco convexo.

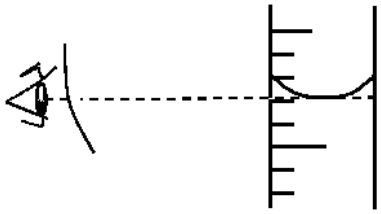


Figura 2: Forma correta da leitura do menisco: linha de visão no mesmo nível da superfície do líquido

Materiais Plásticos

Alguns utensílios de laboratório podem ser feitos de materiais plásticos como, por exemplo, polietileno ou polipropileno, os quais possuem as seguintes propriedades:

- Elasticidade (não quebra);
- Boa resistência química contra soluções aquosas de diversos agentes químicos, inclusive ácido fluorídrico;
- Polietileno e polipropileno são sensíveis a solventes orgânicos, tais como benzeno, tolueno, etc., sofrendo dissolução parcial;
- Transparência limitada;
- Sensibilidade térmica: polietileno e polipropileno começam a sofrer deformações acima de 120 °C. Portanto, materiais plásticos não devem ser aquecidos ou não colocados na estufa de secagem acima de 110 °C;
- A maioria dos materiais plásticos é combustível.

Principais peças de plástico utilizadas em nossos experimentos:

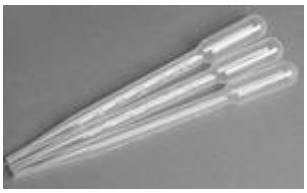
Armazena pequenas quantidades de água destilada, álcool e outros solventes. Muito usado para completar os balões e efetuar lavagem de recipientes.

Pisseta ou Frasco Lavador

Funil de Büchner

(de plástico ou de porcelana)

Usado em filtração a vácuo e deve ser acoplado a um frasco de kitassato por meio de uma borracha de vedação.



Pipeta de Pasteur

Utilizada para transferência de pequenos volumes, sem necessidade de precisão.

Materiais Refratários

São materiais que resistem temperaturas elevadas (acima de 400 ºC). O material refratário mais utilizado no laboratório químico é a porcelana (além de outros materiais cerâmicos). O material cerâmico é frágil.

Principais objetos de porcelana utilizados no laboratório químico:

- Cadinhos: pequenos recipientes para uso em altas temperaturas (fusão, calcinação etc).
- Cápsulas: recipientes alargados para uso em altas temperaturas (evaporação, secagem etc).
- Almofariz ou gral com pistilo: recipiente de parece grossa e tamanho variado, destinado exclusivamente para triturar ou pulverizar substâncias sólidas.

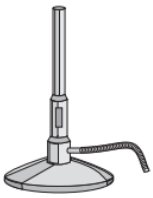
Ferragens Mais Comuns

De modo geral, os metais comuns são facilmente corroídos por diversos agentes químicos, principalmente pelos ácidos. Portanto, deve-se evitar o contato dos objetos metálicos com ácidos e outros agentes oxidantes ou corrosivos.

Principais utensílios metálicos utilizados no laboratório químico:

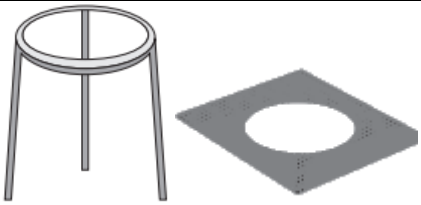
Espátulas de Aço

Para dosagem de pequenas quantidades de substâncias sólidas.



Bico de Bunsen

Para aquecimento, com direcionamento da chama e regulagem de entrada de oxigênio.



Tripé de Ferro com Tela de Amianto

Suporte para aquecimento sobre bico de Bunsen.

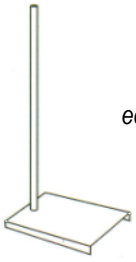
Garra

Mufa

Garra para prender objetos e vidrarias e mufa para segurar a garra no suporte universal.

Suporte para Bureta

Para segurar a garra no suporte.



Para montagem de equipamentos e sistemas diversos.

Suporte Universal

Outros Materiais e Equipamentos Básicos Utilizados em Nossos Experimentos

Pipetador de Três Vias (Pêra)

Para pipetar soluções (suga e libera o líquido).

Pinças de Madeira

Para manusear objetos quentes ou que serão aquecidos.

Estufa Elétrica

Para secagem de materiais (reagentes e vidraria) até 150 ºC.

Banho-Maria Elétrico

Para aquecimentos até 100 ºC (temperaturas acima do ponto de ebulição da água não são apropriadas devido ao risco de acidentes por queimaduras).

Balanças de Laboratório

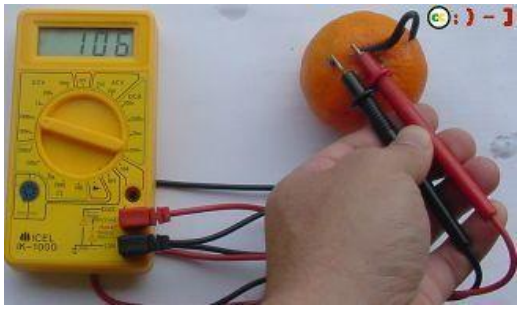
Para determinação de massas com precisão de 2 casas, 3 casas (semi-analítica), 4 casas ou mais (analítica).

Placa de Agitação Magnética com Aquecimento

Para aquecimentos diversos e, também, para agitar/dissolver/homogeneizar líquidos por meio de uma barra magnética.

Fonte Elétrica

Para fornecimento de energia elétrica, até 30 Volts, e medição da corrente elétrica.



Voltímetro

Para medir a diferença de potencial (voltagem) de dois pontos de um circuito elétrico.

O Instituto de Química está implementando um programa de segurança e gerenciamento de resíduos químicos nos laboratórios de graduação, que tem como um de seus objetivos contribuir para formação de profissionais com uma consciência ética, criteriosa e ambientalmente saudável. A operacionalidade deste programa ocorrerá pela adesão voluntária a essa ideia e gostaríamos de contar com você. Para isso, cuide da limpeza do laboratório e fique sempre atento ao símbolo da reciclagem ( ) na sua apostila. Ele indica o que deve ser feito com os materiais e as substâncias preparadas ao longo das práticas!

Além disso, caso algum de seus materiais ou vidrarias tenham sido danificados durante o experimento, chame o técnico ou o professor! As vidrarias devem ser recolhidas para descarte apropriado e nunca devem ser jogadas em lixeiras comuns! Essa atitude também evita que você e outras pessoas se machuquem.

Experimento 1

PROPRIEDADES FÍSICO-QUÍMICAS: DENSIDADE E VISCOSIDADE

OBJETIVOS

Medir a densidade de diferentes líquidos e de um metal. Calcular a viscosidade absoluta desses líquidos utilizando a viscosidade tabelada da água como referencial.

INTRODUÇÃO

A densidade (ρ) de um material é definida como a razão entre a massa (m) e o volume (V) a uma dada temperatura e pressão, sendo, então, calculada pela fórmula:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

com unidade de (kg/m^3) no Sistema Internacional (SI), mas com outra unidade muito utilizada em química, que é o (g/cm^3) no CGS (acrônimo para Centímetro–Grama–Segundo). Na literatura, é comum encontrar valores de densidades obtidos a 1 atm e 20 ^oC ou 25 ^oC, mas é importante também conhecer como a densidade varia com a temperatura para cada material.

Como o volume costuma aumentar com o aumento da temperatura, a densidade diminui. Existem algumas exceções como o caso da água, entre 0 e 4 ^oC, em que a densidade aumenta com o aumento da temperatura devido à quebra e rearranjo de interações do tipo ligação hidrogênio que levam à diminuição do volume. Embora o efeito da pressão sobre a densidade dos gases seja bastante significativo, a variação da pressão afeta muito pouco a maioria dos líquidos e sólidos. Para se ter uma ideia, é necessário um aumento de milhares de vezes na pressão para mudar em apenas 1% a densidade da água. As forças intermoleculares de atração e repulsão são as que determinam as magnitudes destes efeitos em cada substância.

Existem relatos antigos do uso de medidas de densidades na identificação de distintos metais. O mais famoso deles conta que Archimedes utilizava medidas dos volumes de água deslocados por massas conhecidas para estimar a pureza de objetos feitos de ligas de ouro, porém a veracidade do uso desta técnica nesse relato é questionável devido à necessidade de se medir pequenas variações de volume com extrema precisão, para poder, assim, diferenciar ligas metálicas com densidades similares.

Na primeira parte desta prática, serão calculadas as densidades da água e de duas soluções aquosas pela medida da massa de um volume conhecido, a uma dada temperatura. Na segunda parte, a técnica do volume de água deslocado será empregada para diferenciar metais com diferenças razoáveis nas densidades.

A viscosidade de um fluido é a resistência à deformação ou ao escoamento e pode ser entendida como uma fricção interna. Existe mais de uma definição para a viscosidade, entretanto, a mais comum, abordada nesta prática, é a ***Viscosidade Absoluta,*** também chamada de ***Coeficiente de Viscosidade Dinâmica***, representada pela letra grega ***μ***, cuja unidade no SI é o Pa.s ($N.s.m^{-2} = kg.m^{-1}.s^{-1}$). A unidade mais usual é o *poise* (P = 0,1 Pa.s), ou ainda o *centipoise* (cP = 0,001 Pa.s). O nome da unidade foi atribuído em homenagem ao médico fisiologista francês *Jean Louis M. Poiseuille*, que, em 1846, publicou estudos sobre o fluxo laminar de *fluidos Newtonianos*. Em especial, seu interesse era entender o fluxo do sangue em artérias, veias e vasos capilares. Outra definição é a chamada ***Viscosidade Cinemática***, obtida dividindo-se a viscosidade absoluta pela densidade do líquido, cuja unidade usual é o Stokes ($cm^2.s^{-1}$). A escolha do nome homenageia o físico-matemático irlandês *Sir George Gabriel Stokes* que, a partir de 1842, publicou importantes contribuições na área de dinâmica de fluidos.

Fluidos cujas viscosidades absolutas dependem apenas da temperatura e pressão, e não das forças de escoamento, são denominados *Fluidos Newtonianos*. Esse tipo de comportamento é apresentado por grande parte dos líquidos e soluções, sendo a água um exemplo típico. A viscosidade dos líquidos tende a diminuir com o aumento da temperatura, enquanto a variação da pressão exerce efeitos mínimos, exceto para altíssimas pressões. Contribuições da energia cinética das moléculas, forças intermoleculares de

atração e repulsão irão determinar a viscosidade do líquido, além do tipo e magnitude do efeito da temperatura sobre esta propriedade.

Existem diversas técnicas para se obter experimentalmente as viscosidades. Na terceira parte desta prática, as viscosidades de duas soluções serão calculadas em relação à da água (fluido de referência), cuja viscosidade é tabelada, previamente determinada por outra técnica. As viscosidades da água são facilmente encontradas na literatura para uma ampla faixa de temperaturas e, por isso, trata-se de uma boa escolha como líquido de referência. As densidades de outros líquidos ou soluções (ρ), e seus tempos de escoamento (t), cujas viscosidades absolutas (μ) desejam ser calculadas, serão determinados experimentalmente e empregados na seguinte fórmula:

$$\mu = \frac{\mu_{H_2O} \cdot (t \cdot \rho)}{t_{H_2O} \cdot \rho_{H_2O}}$$

Portanto, para realizar o cálculo utilizando a equação acima, é necessário conhecer a viscosidade da água (μ_{H2O}), tabelada, assim como seu tempo de escoamento (t_{H2O}) e sua densidade (ρ_{H2O}), propriedades que serão determinadas, neste experimento, nas mesmas condições experimentais que as das soluções no momento da realização da prática. É importante ressaltar que todas as grandezas empregadas na fórmula anterior dependem da temperatura e, portanto, devem ser obtidas, no momento da prática, em igual temperatura para que se chegue a valores mais exatos das viscosidades das soluções.

Um erro típico é acreditar que líquidos com tempos de escoamento (t) maiores são necessariamente mais viscosos do que outros com tempos menores. Entretanto, a fórmula anterior nos leva a concluir que o que determina a viscosidade não é somente o tempo de escoamento, mas, sim, o seu produto com a densidade do líquido. Isso será verificado experimentalmente na terceira parte desta prática.

Tabela 1.1: Densidades e viscosidades da água em diferentes temperaturas à pressão de 1 atm. [ref.1]

T (°C)	ρ (g/cm^3)	μ (cP)
15	0,9991	1,1390
16	0,9989	1,1090
17	0,9988	1,0810
18	0,9986	1,0530
19	0,9984	1,0270
20	0,9982	1,0020
21	0,9980	0,9779
22	0,9978	0,9548
23	0,9975	0,9325
24	0,9973	0,9111
25	0,9970	0,8904
26	0,9968	0,8705
27	0,9965	0,8513
28	0,9962	0,8327

Parte 1: Densidade de Líquidos

PARTE EXPERIMENTAL

Materiais

- Balão volumétrico de 100 mL sem tampa
- Termômetro
- Balança
- Béquer de 250 mL

Reagentes

- Água destilada
- Solução saturada de NaCl
- Solução glicerina:água (2:1, v/v)

PROCEDIMENTO

Nesta parte, serão calculadas as densidades, à temperatura ambiente, de três líquidos na seguinte ordem: Água destilada, solução saturada de NaCl e solução [glicerina/água].

Siga as instruções abaixo para cada líquido.

ATENÇÃO: Faça as pesagens utilizando SEMPRE a mesma balança para evitar possíveis erros e, antes de cada medição, verifique se a balança está zerada!

1. Pese na balança um balão volumétrico de 100 mL, seco, e anote sua massa em gramas: M1
2. Preencha o balão com o líquido até aproximadamente 1 cm abaixo da marca.
3. Utilize um conta-gotas (Pipeta de Pasteur) para completar o volume exatamente até a marca do balão (menisco).
4. Pese na balança o balão volumétrico, contendo o líquido, e anote a massa em gramas: M2
5. Transfira o líquido do balão para um béquer e coloque o termômetro. Quando a leitura da temperatura estabilizar, anote seu valor na tabela abaixo.
6. Calcule a massa do líquido (M3 = M2 – M1) e sua densidade (ρ = M3 / 100 mL).
7. Repita o procedimento, a partir do item 2, para cada líquido e complete a tabela abaixo.

Resultados

Balão seco : M1 (g) =				
	M2 balão + líquido	M3 Líquido	Densidade (ρ) g/mL	Temperatura ºC
Água destilada				
Solução NaCl				
Glicerina/água				

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *Reserve as soluções utilizadas nessa parte do experimento, pois elas serão reutilizadas na* ***Parte 3****!*

Parte 2: Densidade de Sólidos

PARTE EXPERIMENTAL

Materiais

- Espátula
- Balança
- Proveta de 25 mL

Reagentes

- Água da torneira
- Sólido “A”
- Sólido “B”

PROCEDIMENTO

Nesta parte, serão calculadas as densidades, à temperatura ambiente, de dois sólidos cujas densidades são maiores do que a da água. Siga as instruções abaixo para cada um dos sólidos.

1. Pese pelo menos 10 g do sólido "A" (anote a massa exata): M
2. Coloque água da torneira até a marca aproximada de 14 mL em uma proveta de 25 mL e utilize uma pipeta de Pasteur para adicionar água na proveta até a marca exata de 15 mL (Vi) (verifique o menisco – Figuras 1 e 2 da página 9 da apostila).
3. Transfira todo o sólido para a proveta **com cuidado** para não quebrar a vidraria e para não saltar água, evitando a perda do líquido para o meio ou para a parte superior da proveta. Certifique-se de que todo o sólido está submergido e que não há bolhas de ar. Caso o sólido não tenha sido completamente submergido, retire-o da proveta e acrescente mais água, verificando novamente o menisco e anotando corretamente o novo volume Vi.
4. Anote o volume total marcado pela água na proveta após submersão do sólido: Vt
5. Calcule o volume do sólido: Vs = Vt – Vi
6. Calcule a densidade do sólido: $\rho = M / Vs$
7. Compare a densidade obtida nesse experimento com a densidade de algumas substâncias descritas na Tabela 1.2. Identifique o sólido estudado: a densidade do sólido se aproxima da densidade de qual substância da Tabela?
8. Repita o procedimento para o outro sólido (sólido "B"), completando o quadro abaixo.

Resultados

Sólido	M (g) Massa do sólido	Vi (mL) Volume inicial	Vt (mL) Volume total	Vs (mL) Volume do sólido	Densidade (ρ) (g/mL)	Substância do sólido (de acordo com a Tabela 1.2)
A						
B						

Tabela 1.2: Valores da densidade, a 25 °C, de algumas substâncias simples (em ordem alfabética) [ref.3].

Substância	***ρ (g.cm^{-1})***	**Substância**	***ρ (g.cm^{-1})***
Alumínio	2,70	Lítio	0,534
Antimônio	6,68	Magnésio	1,74
Arsênio (metálico)	5,75	Manganês	7,3
Bário	3,62	Mercúrio	13,5336
Bismuto	9,79	Molibdênio	10,2
Bromo (líquido)	3,1028	Nióbio	8,57
Cádmio	8,69	Níquel	8,90
Carbono (diamante)	3,513	Paládio	12,0
Carbono (grafite)	2,2	Prata	10,5
Chumbo	11,3	Platina	21,5
Cobalto	8,86	Potássio	0,89
Cobre	8,96	Selênio (cinza)	4,809
Enxofre (rômbico)	2,07	Silício	2,3296
Enxofre (monoclínico)	2,00	Sódio	0,97
Estanho (branco)	7,287	Tântalo	16,4
Estanho (cinza)	5,769	Titânio	4,506
Estrôncio	2,64	Tungstênio	19,3
Ferro	7,87	Vanádio	6,0
Gálio	5,91	Zinco	7,134
Iodo	4,933	Zircônio	6,52

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *Os metais utilizados nessa parte da prática deverão ser secos e guardados de volta no frasco de onde foram tirados.*

Parte 3: Viscosidade de Líquidos (ampliada e adaptada da Referência 2)

PARTE EXPERIMENTAL

Materiais

- Seringa plástica sem êmbolo
- Suporte e garra para a seringa
- Béquer
- Cronômetro
- Termômetro
- Proveta de 10 mL

Reagentes

- Água destilada
- Solução saturada de NaCl
- Solução glicerina:água (2:1)

PROCEDIMENTO

Nesta parte, será calculada a viscosidade (Coeficiente de Viscosidade Dinâmica), à temperatura ambiente, de dois líquidos na seguinte ordem: solução saturada de NaCl (água com sal) e [glicerina : água]. As viscosidades das duas soluções serão obtidas usando a viscosidade da água como referencial, a partir dos tempos de escoamento e das densidades (***Parte 1***).

Repita as instruções abaixo para cada um dos líquidos.

1. Lave a seringa 3 vezes com água da torneira, sem sabão, deixando a água escorrer pela ponta livremente. Ao final, sacuda a seringa para que ela fique a mais seca o possível: não use panos nem papel para tentar secá-la!
2. Coloque a seringa no suporte e adicione, com a proveta, exatos 10 mL do líquido, usando o dedo para obstruir a ponta da seringa e evitar a saída do líquido.
3. Coloque um béquer embaixo da seringa e zere o cronômetro.
4. Inicie a contagem do tempo no cronômetro ao mesmo tempo em que seu colega retira o dedo da ponta da seringa, parando o cronômetro assim que o líquido escoar por completo, isto é, até que o fluxo de escoamento seja interrompido pelo rompimento do filete. Anote o tempo de escoamento em segundos: **t**
5. Faça mais duas vezes o procedimento e calcule o tempo médio de escoamento, anotando os valores na tabela.
6. Coloque o termômetro no béquer, contendo o líquido colhido, e anote a temperatura: **T**
7. Calcule o Coeficiente de Viscosidade Dinâmica: $\mu = \mu_{H2O} \cdot (t \cdot \rho) / (t_{H2O} \cdot \rho_{H2O})$

Para o cálculo, escolha o valor de viscosidade da água μ_{H2O} (ver Tabela 1.1 da Introdução) cuja temperatura for a mais próxima à observada no experimento e anote-o na tabela. Utilize os valores médios obtidos pelo grupo para os tempos de escoamento t e as densidades (ρ) obtidas previamente na ***Parte 1*** deste experimento.

8. Repita o procedimento inteiro para o outro líquido, completando a tabela de resultados.

Resultados

Tempos de Escoamento

	t_1	t_2	t_3	$t_{médio}$ (s)
Água destilada				
Solução NaCl				
Glicerina/água				

Coeficientes de Viscosidade Dinâmica

	t (s) tempo de escoamento médio	(t . ρ) (s. g / mL)	Temperatura (ºC)	Viscosidade Dinâmica μ (cP)
Água destilada				
Solução NaCl				
Glicerina/água				

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *Se não contaminadas, as soluções de NaCl e de Glicerina:Água devem ser retornadas ao frasco de origem.*

REFERÊNCIAS

1. *CRC Handbook of Chemistry and Physics*; 58th Edition, CRC Press, Inc., Cleveland, Ohio; Editor: Robert C. Weast; 1977-1978.
2. Bessler, K. E.; Neder, A. V. F. *Química Em Tubos de Ensaios – Uma Abordagem para Principiantes.* 1ª Edição, Edgard Blucher, 2004.
3. SILVA, R. R. da; BOCCHI, N.; ROCHA-FILHO, R. C.; MACHADO, P. F. L. *Introdução à Química Experimental*. 2ª Edição, EdUFSCar, 2014.

RELATÓRIO – EXPERIMENTO 1
DENSIDADE E VISCOSIDADE

EQUIPE
Nome_____ Matrícula_____
Nome_____ Matrícula_____

Densidade de Líquidos:

1. Valores de densidades dos líquidos obtidos à temperatura constante de 20 ˚C são comumente encontrados na literatura. Qual é o efeito da temperatura sobre a densidade de um líquido? Explique.

_____
_____
_____
_____
_____

2. Compare a densidade calculada da água com as tabeladas na literatura. Quais os possíveis motivos das diferenças observadas?

_____
_____
_____
_____
_____

3. Compare as densidades da água e da água saturada com sal, explique o motivo da diferença existente.

_____
_____
_____
_____
_____

Densidade de Sólidos:

4. A temperatura afeta diferentemente as densidades dos distintos líquidos e sólidos. Para obter melhores resultados, seria importante que as temperaturas da água na proveta e do sólido fossem as mesmas antes de submergir o sólido? Explique sua resposta.

_____
_____
_____
_____
_____

5. Compare seus resultados com os tabelados na literatura. Quais as possíveis causas das diferenças observadas?

_____
_____
_____

6. Seria possível diferenciar uma joia feita de ouro de uma outra feita de ferro banhada em ouro utilizando um procedimento semelhante ao desta prática? Explique.

_____

_____

_____

_____

_____

Viscosidade de Líquidos:

7. Como a temperatura afeta a viscosidade dos líquidos (Newtonianos)? Explique.

_____

_____

_____

_____

_____

8. É possível usar só o tempo de escoamento para comparar a viscosidade dos líquidos? Explique.

_____

_____

_____

_____

_____

Experimento 2

PREPARO E DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

OBJETIVOS

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

INTRODUÇÃO

Uma solução é uma mistura ou dispersão homogênea de duas ou mais substâncias (soluto e solvente) cuja proporção pode variar dentro de certos limites. Quando as dispersões apresentam o diâmetro das partículas dispersas inferiores a 10 Angstrons (10 Å), tem-se uma solução. Quando esse diâmetro se situa entre 10 e 1000 Å, tem-se dispersões coloidais. As soluções podem ser de vários tipos, a saber: líquido em líquido (l/L), sólido em líquido (s/L), sendo essas duas bastante comuns, mas há ainda gás em líquido (g/L), gás em gás (g/g) e soluções de sólido em sólido (s/s).

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

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

- Solução saturada: é aquela em que o soluto, a uma dada temperatura, atingiu seu limite de dissolução, isto é, atingiu seu coeficiente de solubilidade, em uma dada quantidade de solvente. Assim, a solução contém a máxima quantidade de soluto dissolvido naquele solvente e naquela temperatura. Ao mesmo tempo em que o sólido se dissolve, o soluto dissolvido se cristaliza. Esses dois processos opostos ocorrem com a mesma velocidade, de forma que a quantidade de soluto presente na solução permanece constante. Portanto, uma solução saturada contém soluto dissolvido em equilíbrio dinâmico com o soluto não dissolvido.
- Solução insaturada ou não saturada: ocorre quando a quantidade de soluto adicionada é inferior ao seu coeficiente de solubilidade numa dada temperatura. Uma solução instaurada contém menos soluto por unidade de volume do que sua correspondente solução saturada. Em outras palavras, pode-se dissolver ainda mais soluto nela sem necessidade de se alterar qualquer outra condição.
- Solução supersaturada: ocorre quando a quantidade de soluto dissolvido é maior que seu coeficiente de solubilidade em uma dada temperatura. Por exemplo, pode-se obter uma solução supersaturada aquecendo-se uma solução saturada que tenha parte do soluto não dissolvido. Trata-se de uma solução instável, em que distúrbios (agitação, atrito das paredes internas do recipiente etc.) fazem com que a solução supersaturada retorne à condição de saturação, recristalizando rapidamente o soluto em excesso.

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

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

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

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

Para pipetar um líquido, será utilizado o pipetador de três vias de borracha, mais conhecido como "pera de sucção". Seu funcionamento também pode ser visto na Figura 2.1. Esse aparato possui tválvulas para passagem do ar: A, S e E. Ao ser pressionada a válvula A, ela se abre, permitindo retirar o ar do bulbo (fazer vácuo). Uma vez evacuado o bulbo, ao ser pressionada a válvula S, consegue-se succionar o volume desejado do líquido para dentro da pipeta. Em seguida, esse volume pode ser transferido, isto é, a pipeta pode ser esvaziada, pressionando-se a válvula E.

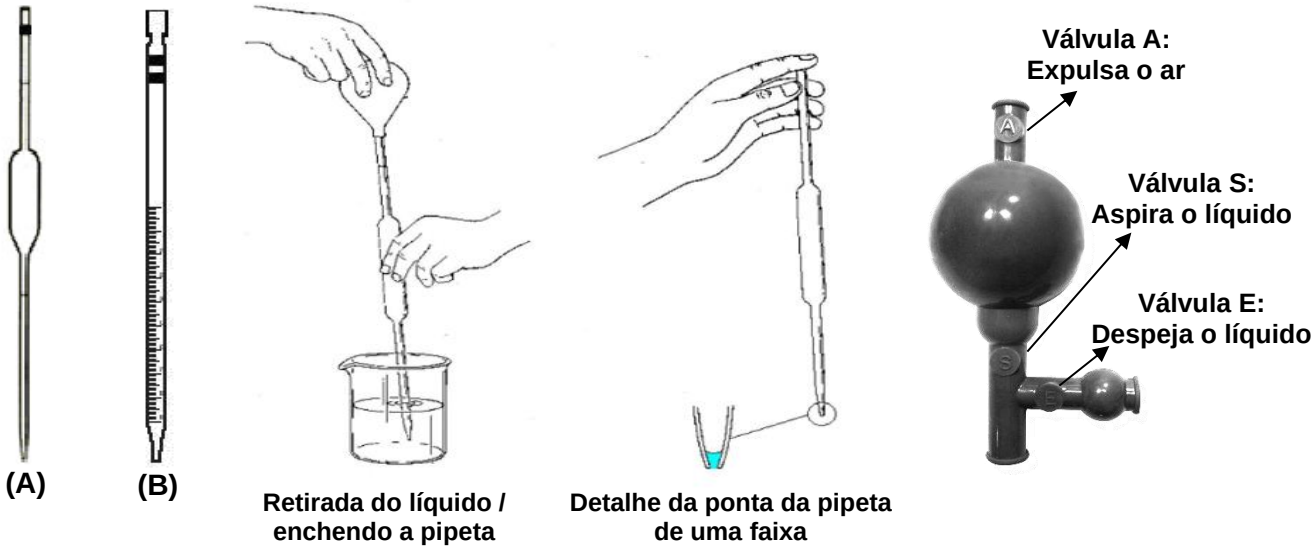


Figura 2.1 – Utilização do pipetador de três vias de borracha e tipos de pipetas: em (A), uma pipeta volumétrica de uma faixa (medição exata); e, em (B), uma pipeta graduada de duas faixas (esgotamento total).

PARTE EXPERIMENTAL

Materiais

- Balão volumétrico de 10 mL, de 25 mL e de 50 mL
- 1 Pisseta com água destilada
- Espátula
- Béqueres
- 1 Bastão de vidro
- 1 Pipetador de três vias (pêra)
- Pipeta de Pasteur
- Pipeta graduada de 5 mL
- Pipeta volumétrica de 5 mL.

Reagentes

- Ácido Clorídrico 20% (d=1,09 g/mL)
- Sulfato de cobre ($CuSO_4.5H_2O$) sólido

PROCEDIMENTO

Parte 1: Preparo de 25 mL de uma solução de $CuSO_4.5H_2O$ 0,2 mol/L

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

1. Calcule a massa de $CuSO_4.5H_2O$ necessária para preparar 25 mL de solução 0,2 mol/L. Observe que esse sal é hidratado e, portanto, considere essa informação no cálculo.
2. Pese a quantidade calculada de $CuSO_4.5H_2O$ em um vidro-relógio.
3. Transfira o sólido pesado para um béquer e lave repetidas vezes o vidro-relógio com pequenas porções de água destilada para recuperar todo o sulfato de cobre pesado, fazendo com que o líquido seja derramado dentro do béquer.
4. Acrescente mais um pequeno volume de água destilada ao béquer para dissolver o sólido.
5. Transfira a parte do sal dissolvido para um balão volumétrico de 25 mL. Repita os procedimentos 4 e 5 até que não haja mais sulfato de cobre no béquer. Mas, **ATENÇÃO**: cuidado para que a quantidade de água utilizada na dissolução do sal não ultrapasse o volume final desejado (25 mL). Por isso, é importante que as dissoluções sejam feitas com um mínimo de água.
6. Complete o volume da solução com água destilada até a marca da aferição do balão (menisco). Veja as Figuras 1 e 2 da página 9 da apostila.
7. Tampe o balão volumétrico e o inverta várias vezes com cuidado para que a solução seja homogeneizada.

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *Guarde a solução preparada em um frasco indicado pelo técnico, pois esta será utilizada no* ***Experimento 6****!*

Parte 1B: Preparo de 10 mL de solução de $CuSO_4.5H_2O$ 0,1 mol/L a partir de uma solução estoque

Nessa etapa, será feita uma solução 0,1 mol/L de $CuSO_4.5H_2O$ a partir de uma diluição da solução estoque 0,2 mol/L anteriormente preparada. Para isso:

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

Lembre-se que a quantidade de matéria (*n*), dada em *mol*, do soluto é a mesma, antes e depois da diluição, já que não houve variação da massa do sulfato de cobre. Portanto: $\boldsymbol{n_{inicial} = n_{final}}$

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

$$\mathbf{M_1 . V_1 = M_2 . V_2}$$

2. Com auxílio de pipetador de três vias e de uma pipeta volumétrica (verifique o volume desejado!), transfira o volume calculado para o balão de 10 mL.
3. Complete o volume da solução com água destilada até a marca da aferição do balão (menisco).
4. Tampe o balão volumétrico e o inverta várias vezes com cuidado para que a solução seja homogeneizada.

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *Guarde a solução preparada em um frasco indicado pelo técnico, pois esta será utilizada no* ***Experimento 10****!*

Parte 3: Preparo de 50 mL de solução de HCl 1,0 mol/L

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

1. Calcule a massa de HCl necessária para preparar 50 mL de solução 1,0 mol/L e, depois, utilizando a densidade da substância, determine o volume da solução concentrada que contém essa massa. Consulte as informações no rótulo e faça os cálculos envolvidos para o preparo da solução. Procure o professor para mostrar os cálculos ou para ver como são feitos, caso não tenha conseguido.
2. Com auxílio do pipetador de três vias e de uma pipeta, transfira o volume calculado de HCl para o balão volumétrico de 50 mL, **já contendo uma pequena quantidade de água destilada** (cerca de 20 mL). **ATENÇÃO:** Jamais adicione água a uma solução concentrada de ácido; sempre adicione o ácido concentrado à água. A adição de água ao ácido libera uma grande quantidade de calor que pode fazer com que o ácido respingue para fora do frasco.
3. Complete o volume da solução com água destilada até a marca da aferição do balão.
4. Tampe o balão volumétrico e o inverta várias vezes com cuidado para que a solução seja homogeneizada.

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *Guarde a solução preparada em um frasco indicado pelo técnico, pois esta será utilizada no* ***Experimento 5!***

REFERÊNCIAS

1- Powlowsky, A.M.; Lemos de Sá, E.; Messerschmidt, I.; Souza, J.S.; Oliveira, M.A.; Sierakowski, M.R.; Suga, R. *Experimentos de Química Geral*. Curitiba: Ed. da UFPR, 1994.

2- Menham, J.; Denney, R.C.; Barnes, J.D.; Thomas, M.J.K. Vogel *Análise Química Quantitativa*. Rio de Janeiro: LTC, 2008.

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

4- Silva, R. R. da; Bocchi, N.; Rocha-Filho, R. C.; Machado, P. F. L. Introdução à Química Experimental. São Carlos: Editora da Universidade Federal de São Carlos (EDUFSCar), 2ª Edição, 2014.

RELATÓRIO – EXPERIMENTO 2
PREPARO DE SOLUÇÕES

EQUIPE

Nome_____ Matrícula_____

Nome_____ Matrícula_____

Preparo de solução com soluto sólido e solvente líquido:

1- Apresente os cálculos que você utilizou para a preparação de 25 mL da solução 0,2 mol/L de $CuSO_4.5H_2O$:

_____

_____

_____

_____

_____

2- Descreva, incluindo as vidrarias utilizadas no processo, como você procederia para preparar 250 mL de uma solução 0,02 mol/L de NaCl (considere 100% de pureza):

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Preparo de solução com soluto líquido e solvente líquido:

3- Descreva como você prepararia 100 mL de solução de H_2SO_4 0,05 mol/L. Inclua as vidrarias e os cálculos para se chegar à concentração desejada. Dados do H_2SO_4: Massa Molar = 98,079 g/mol; pureza = 98%; densidade = 1,84 g/mL.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Experimento 3

SÍNTESE DE UM COMPOSTO INORGÂNICO: SULFATO DE COBRE

OBJETIVOS

Realizar a síntese de um composto inorgânico (sólido cristalino) a partir de seu metal. Desenvolver técnicas de filtração e cristalização. Estudar a reatividade do composto sintetizado. Calcular o rendimento da reação.

INTRODUÇÃO

O sulfato de cobre ($CuSO_4$) é, provavelmente, o reagente de cobre mais comum. Sua estrutura pentahidratada ($CuSO_4.5H_2O$) apresenta-se na forma de cristais azuis, enquanto o sulfato de cobre anidro, obtido por meio do aquecimento do $CuSO_4.5H_2O$, apresenta-se como cristais de coloração branca.

Na forma pentahidratada, o cobre (II) está ligado a quatro moléculas de água e aos átomos de oxigênio de dois ânions sulfato, apresentando uma estrutura octaédrica destorcida (Figura 3.1). A quinta molécula de água não está coordenada diretamente ao cobre, mas, sim, ligada aos ânions sulfato por meio de ligações hidrogênio. A geometria do $CuSO_4.5H_2O$ cristalino é triclínica. Entretanto, logo após sua síntese, o composto formado exibe uma estrutura um pouco mais desorganizada, apresentando-se em sua forma ordenada depois de algumas semanas.

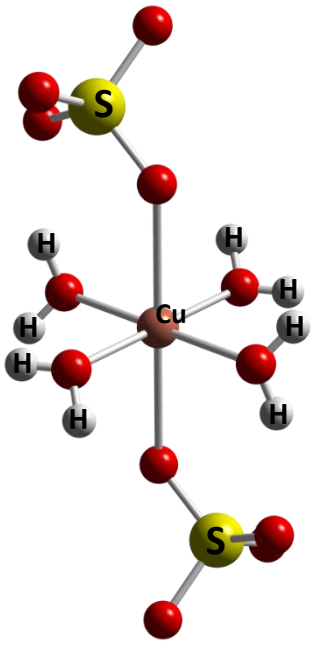


Figura 3.1: Modelo para a estrutura octaédrica distorcida do sulfato de cobre.

Ao se aquecer o $CuSO_4.5H_2O$ cristalino, as águas existentes na estrutura vão sendo liberadas, a depender da temperatura e da taxa do aquecimento, da concentração de vapor de água no ambiente e do tamanho da partícula que está sendo aquecida. Por isso, não há uma temperatura exata para esse processo de desidratação. De forma geral, quatro diferentes formas do sulfato de cobre já foram isoladas, cada uma com diferentes números de moléculas de água. Em temperatura ambiente, a forma pentahidratada é aquela mais estável, com os oxigênios dos grupos sulfato ligados fracamente ao íon cobre. As outras três configurações mais estáveis aparecem em consequência da desidratação do composto:

$$CuSO_4 \cdot 5H_2O \rightarrow CuSO_4 \cdot 3H_2O + 2H_2O \ (45\text{-}58\ ^\circ C)$$

$$CuSO_4 \cdot 3H_2O \rightarrow CuSO_4 \cdot H_2O + 2H_2O \ (82\text{-}100\ ^\circ C)$$

$$CuSO_4 \cdot H_2O \rightarrow CuSO_4 + H_2O \ (\sim 250\text{-}260\ ^\circ C)$$

No progresso da desidratação do sulfato de cobre cristalino, os átomos de oxigênio advindos do ânion sulfato substituem as moléculas de água de forma a manter a coordenação octaédrica distorcida da

molécula. Então, em sua forma anidra, o cobre está coordenado a seis átomos de oxigênio do sulfato: 4 oxigênios mais fortemente ligados, com distância de ligação de 1,9 a 2,0 Å, e outros dois oxigênios mais fracamente ligados, com distância de 2,4 Å. Portanto, estruturalmente, essa desidratação resulta em uma contração do cristal, na perda de água, em uma mudança no ambiente das ligações hidrogênio para as moléculas de água restantes e em uma deformação do grupo sulfato. A 560 °C aproximadamente, o sulfato de cobre anidro se decompõe para formar o óxido de cobre(II) (CuO).

No que diz respeito a suas principais aplicações, pode-se citar a utilização do sulfato de cobre pentahidratado como fungicida na agricultura, como algicida na manutenção de piscinas, como aditivo micronutriente em fertilizantes químicos, em rações animais e na eletrodeposição de cobre metálico para confecção de placas de circuitos integrados.

Trata-se de um composto industrialmente obtido a partir da reação entre o cobre metálico e o ácido sulfúrico na presença de oxigênio e vapor de água, a 150 ˚C, conforme a equação abaixo:

$$Cu(s) + 2H_2SO_4(aq) + O_2(g) + 8H_2O(g) \rightarrow 2CuSO_4.5H_2O(s)$$

Entretanto, neste experimento, o sulfato de cobre pentahidratado será sintetizado sob condições mais brandas de temperatura, utilizando cobre metálico, ácido sulfúrico e água oxigenada em meio aquoso, conforme a equação:

$$Cu(s) + H_2SO_4(aq) + H_2O_2(aq) + 3H_2O(l) \overset{\Delta}{\rightleftharpoons} CuSO_4.5H_2O(s)$$

LEITURA RECOMENDADA

Textos de química inorgânica (química do cobre); cálculo de rendimento (Atkins, P. *Princípios de Química*, 3ª Ed., Porto Alegre: Bookman, 2006. (p. 106 e cap. 5.8).

PARTE EXPERIMENTAL

Materiais e reagentes

- Equipamento banho-maria (90 °C)
- Béquer de 250 mL

- Funil de Büchner
- Trompa d'água para filtração a vácuo

- Kitassato
- Papel-filtro
- Placa de Agitação e barra magnética

- Estufa a 100 °C
- Proveta de 5 mL e 10 mL
- Ácido sulfúrico 10% (v/v)
- Água oxigenada (peróxido de hidrogênio – H_2O_2) 30% PA **(na capela)**
- Etanol (álcool etílico) PA gelado
- Gelo
- Cobre em pó ou limalha de cobre

PROCEDIMENTO

1. Pese **0,40 g** de cobre em pó (ou limalha de cobre) em um béquer de 250 mL (anote exatamente a massa pesada).
2. Adicione 10 mL de ácido sulfúrico diluído (10%).
3. Na capela, adicione 5 mL de água oxigenada PA. Agite a mistura lentamente e aguarde até que todo o gás seja desprendido da mistura reacional.
4. Deixe a mistura em banho-maria (80-90 °C) até dissolução completa do cobre.

Obs.: *Se o cobre não estiver completamente dissolvido após 15 minutos, adicione algumas gotas de H_2O_2 concentrado (na capela!) e continue aquecendo. Se após 25 minutos, desde o início da reação, ainda sobrar cobre metálico, separe a solução por decantação.*

5. Deixe evaporar a solução sobre o banho-maria até um volume de aproximadamente 10 mL.
6. Após evaporação da solução, retire-a do banho-maria e a deixe esfriar até temperatura ambiente.
7. Para cristalizar seu produto, o $CuSO_4.5H_2O$, existem diferentes procedimentos. O professor irá dividir os grupos que farão cada um dos métodos descritos abaixo.
8. Após a cristalização, pese um vidro-relógio e anote sua massa. Em seguida, transfira o sulfato de cobre sólido para o vidro-relógio e leve o produto à estufa (~ 100 °C) para secagem durante 5 a 10 minutos. OBS.: procure distribuir homogeneamente o sólido por toda a superfície do vidro-relógio, pois isso facilita a remoção da água e do etanol dos cristais, acelerando o processo de secagem.
9. Passado o tempo estipulado para secagem, **com cuidado**, retire o vidro-relógio contendo o sulfato de cobre da estufa (utilize luvas de proteção contra o calor!) e aguarde seu resfriamento. Verifique se o sólido já se encontra aparentemente mais seco (mais esbranquiçado) **(Por que há variação na cor dos cristais após a secagem?)**.
10. Na mesma balança em que foi pesado o vidro-relógio, pese-o com o sólido, subtraia o valor da massa do vidro e calcule o rendimento do sulfato de cobre obtido.

Método de Cristalização 1: Com o auxílio de uma proveta de 25 mL, adicione 15 mL de etanol PA gelado à solução fria sob agitação (em placa de agitação com barra magnética). Após 5 minutos de agitação com etanol, colete o precipitado (sólido) por filtração a vácuo em um funil de Büchner até que os cristais estejam secos.

- ✓ Para proceder com a filtração a vácuo, conecte o kitassato provido de um funil de Büchner à mangueira de água. Corte um círculo de papel de filtro cujo diâmetro deve ser de 1 a 2 mm menor que o diâmetro interno do funil de Büchner. Coloque o papel no funil de modo a cobrir seus orifícios, mas sem chegar até as paredes do mesmo. Ligue a trompa de água, umedeça o papel de filtro com água e efetue a filtração. Lave o produto sólido com **5 mL de etanol gelado** *(não se pode lavar o sólido $CuSO_4.5H_2O$ com água, por quê?)*. Apenas colete o sólido quando ele estiver bem seco. Antes de fechar a torneira da trompa de água, libere a pressão interna formada desconectando o funil do kitassato cuidadosamente.

Obs.: *A solução que ficou no kitassato deve ser colocada em um recipiente designado pelo técnico.*

Método de Cristalização 2: Adicione 10 mL de etanol PA gelado e coloque o béquer em banho de gelo. Cristais azuis milimétricos irão se formar no fundo do béquer após alguns minutos. Após aproximadamente 30 minutos, colete o precipitado por filtração a vácuo em um funil de Büchner fazendo o mesmo procedimento de filtração e lavagem com etanol descrito no Método 1.
Obs.: *A solução que ficou no kitassato deve ser colocada em um recipiente designado pelo técnico.*

Método de Cristalização 3: Guarde a solução em um recipiente aberto até a próxima sessão de laboratório. Cristais triclínicos grandes e azuis de sulfato de cobre pentahidratado serão formados a partir da evaporação lenta da água.

Obs.: Apenas um grupo fará esse método e acompanhará o processo de filtração/lavagem do sólido com outros colegas.

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: As soluções de sulfato de cobre puras devem ser colocadas em frasco específico designado pelo técnico, pois podem ser reaproveitadas. O sulfato de cobre cristalizado será recolhido para ser usado como insumo em outros experimentos. Sobras de cobre em pó em meio ácido de misturas que não reagiram devem ser recolhidas em outro recipiente como resíduos de cobre.

RELATÓRIO – EXPERIMENTO 3

SÍNTESE DE UM COMPOSTO INORGÂNICO: SULFATO DE COBRE

EQUIPE

Nome_____ Matrícula_____

Nome_____ Matrícula_____

1. Qual a função do peróxido de hidrogênio (H_2O_2) e do H_2SO_4 nessa síntese? Explique.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

2. Demonstre os cálculos feitos para se determinar o rendimento do $CuSO_4.5H_2O$ sintetizado. Houve grande discrepância em relação ao rendimento teórico esperado? Por quê?

3. Quais as diferenças entre os diferentes métodos de cristalização para obtenção do sulfato de cobre sólido? Quais as vantagens e desvantagens desses métodos e como eles interferem no tamanho dos cristais?

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

4. Qual a explicação para a variação de cor observada após a secagem do sulfato de cobre em estufa a 100 °C?

_____

_____

_____

_____

_____

Experimento 4

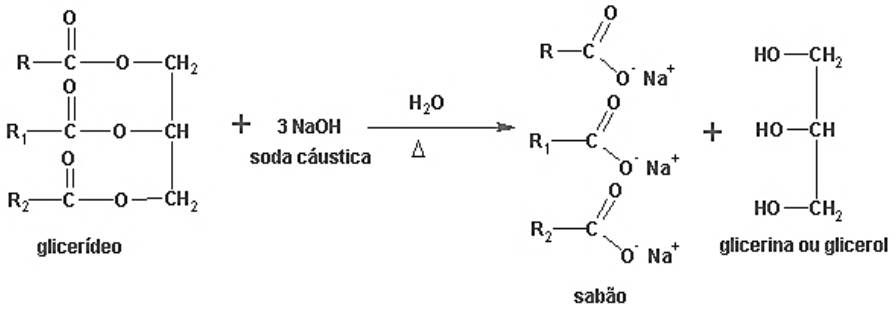
ESTUDO DE DETERGENTES

OBJETIVOS

Conhecer algumas propriedades de detergentes de uso doméstico. Identificar alguns componentes em detergentes comerciais e conhecer suas funções.

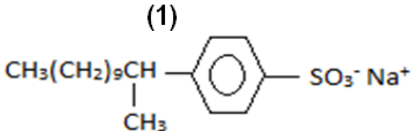
INTRODUÇÃO

O termo **detergente**, deduzido do verbo latino "*detergere*" (limpar, esfregar), refere-se a materiais químicos que facilitam o processo de lavagem, ou seja, remoção de sujeiras.



O **sabão** representa o exemplo mais conhecido de um detergente, visto que sua utilização é conhecida há mais de 2000 anos. O sabão comum é uma mistura de sais sódicos de diversos ácidos carboxílicos de cadeia longa, tais como o palmitato de sódio $CH_3(CH_2)_{14}COO^-\ Na^+$ ou estearato de sódio $CH_3(CH_2)_{16}COO^-\ Na^+$, produzidos pela reação de óleos ou gorduras, com soda cáustica. Esse processo, também denominado de saponificação, pode ser representado pela equação geral abaixo, onde R é uma cadeia carbônica longa, com 12 à 18 átomos, e o glicerídeo pode ser gordura ou óleo.

$CH_3(CH_2)_{10}CH_2OSO_3^-\ Na^+$ (1)



(2)

A função do sabão no processo de lavagem baseia-se na sua propriedade **tensoativa** ou **surfactante**, isto é, a capacidade de diminuir a tensão superficial da água, facilitando, assim, a penetração da água nos tecidos das roupas. Os componentes tensoativos dos detergentes modernos geralmente são produzidos em larga escala industrial a partir do petróleo ou gás natural. Exemplos de surfactantes sintéticos são os alquilsulfatos de sódio (1) e os alquilbenzenosulfonatos de sódio (2) de cadeia linear, os quais, ao contrário de seus antecessores de cadeia ramificada, são mais facilmente biodegradáveis.

Os detergentes modernos são misturas complexas que, além de surfactantes, contêm diversos componentes aditivos com funções coadjuvantes no processo de lavagem (sequestrantes, alvejantes, esbranquiçadores, espumantes, perfumes etc.).

Tanto os sabões como os surfactantes sintéticos apresentam moléculas que possuem uma extremidade polar, ou hidrofílica, sendo o restante da molécula apolar, ou hidrofóbico (lipofílico). Nos sabões, a propriedade polar é gerada por um grupo carboxilato ($-CCO^-$) e, em detergentes sintéticos, por grupos sulfatos ($-OSO_3^-$) ou sulfonatos ($-SO_3^-$), dentre outros. A parte lipofílica geralmente é representada por cadeias hidrocarbônicas lineares $[CH_3(CH_2)_n^-]$.

$\underbrace{CH_3(CH_2)_{10}CH_2OSO_3^-}_{\text{apolar}\quad\text{polar}}\ Na^+$

$\underbrace{CH_3(CH_2)_{16}COO^-}_{\text{apolar}\quad\text{polar}}\ Na^+$

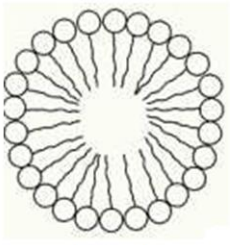
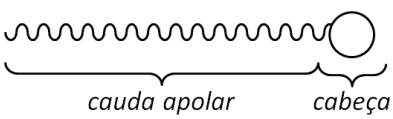


Figura 1

Seria esperado que esses sais fossem solúveis em água e formassem "soluções". Entretanto, quando se mistura água e sabão, por exemplo, forma-se uma **dispersão coloidal** e não uma solução verdadeira. Tais dispersões, também conhecidas como **emulsões**, contêm agregados esféricos de moléculas chamados **micelas**, cada um dos quais contendo centenas de moléculas de sabão (Figura 1). De acordo com a regra empírica "semelhante dissolve semelhante", quando ocorre o contato da gordura com o tensoativo, as extremidades apolares do surfactante se voltam para o centro da micela, englobando a gordura, enquanto a parte polar das moléculas fica voltada para o exterior da micela, em contato direto com o ambiente polar do solvente, no caso, a água. As micelas permanecem

Representação Esquemática:



coloidalmente dispersas na água sem qualquer tendência a precipitarem, pois existe uma repulsão eletrostática entre as superfícies externas carregadas.

Moléculas como as de sabão ou de detergentes sintéticos, que possuem extremidades polares e apolares e são grandes o suficiente para apresentarem um comportamento diferenciado no que diz respeito à solubilidade, são simultaneamente hidrofóbicas e hidrofílicas, são denominadas **anfifílicas** ou **anfipáticas**. A extremidade polar destas moléculas é atraída pela água. A parte apolar é repelida pela água e atraída por óleos e gorduras (Figura 2). Como a maioria das sujeiras nas roupas ou na pele está aderida a uma fina camada de óleo, gordura, ou, ainda, graxa, se essa fina camada de óleo puder ser removida, as partículas de sujeira podem ser drenadas pela água.

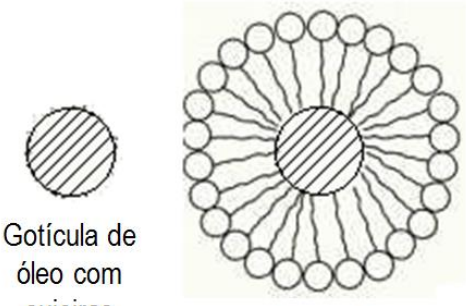


Figura 2

A redução da tensão superficial da água se deve ao fato das moléculas anfifílicas se posicionarem na superfície da "solução" com a extremidade polar submersa e a parte apolar, hidrofóbica, flutuando acima da superfície (Figura 3). Tal orientação destrói a teia de moléculas de água, altamente associadas por ligações hidrogênio na superfície do líquido.

A composição química da água pode variar conforme as características geológicas de cada região e, eventualmente, dificultar o processo de lavagem. Por exemplo, águas "duras", isto é, ricas em íons Ca^{2+} e Mg^{2+}, ou ainda ferruginosas, que contém uma alta concentração de íons de ferro, tendem a formar carboxilatos, sulfatos ou sulfonatos de Ca^{2+}, Mg^{2+}, Fe^{2+} ou Fe^{3+} em contato com as moléculas tensoativas. Tais compostos são pouco solúveis em água e têm a tendência de aderir aos tecidos, tornando a roupa lavada áspera. O efeito desagradável destes cátions é evitado pela adição de tripolifosfato de sódio ($Na_5P_3O_{10}$). A função principal desse fosfato é agir como **sequestrante**, isto é, formar complexos solúveis com os cátions Ca^{2+}, Mg^{2+}, Fe^{3+} etc., presentes nas águas. Outro efeito do fosfato é preservar a alcalinidade desejável durante o processo de lavagem, além de cooperar na formação de micelas. Todavia, o fosfato procedente dos detergentes de uso doméstico, transportado através de esgotos aos rios e lagos, cria um sério impacto ambiental. O fosfato é um nutriente mineral essencial para os vegetais e, por isso, favorece o crescimento de plantas aquáticas, especialmente algas. Por sua vez, o crescimento exagerado desses vegetais implica no decréscimo dos níveis de oxigênio disponível no sistema aquático, inviabilizando a sobrevivência de peixes e outros animais. O sistema ecológico entra em colapso **(eutrofia)**, processo este conhecido como **eutrofização**. Por esse motivo, o fosfato em detergentes está sendo substituído por outros componentes, como, por exemplo, pelas zeólitas, materiais aluminosilicatos porosos.

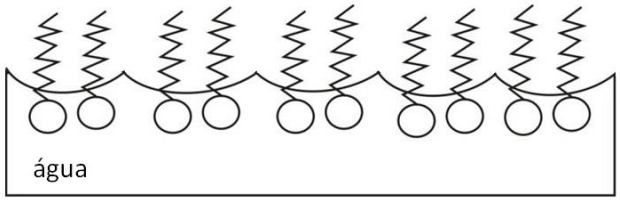


Figura 3

Muitos detergentes eficientes não formam espuma em água. Experimentos provaram que a formação de espuma não é uma propriedade indispensável para a função detergente. Entretanto, como o consumidor associa a formação de espuma com a capacidade de limpar, os produtores em geral adicionam agentes espumantes à composição dos produtos.

Já os alvejantes são substâncias que eliminam manchas de origem vegetal (frutas e verduras, sucos, vinho tinto, etc.). A maioria deles são oxidantes fortes que têm ação destrutiva sobre substâncias facilmente oxidáveis como os corantes vegetais (oxidação irreversível). Entretanto, os alvejantes não são capazes de eliminar manchas ferruginosas ou de sangue. Um alvejante comum e muito potente é a água sanitária, cujo componente ativo é o hipoclorito de sódio (NaOCl). Alvejantes mais brandos, geralmente peróxidos (perborato ou peroxocarbonato de sódio), são utilizados como aditivos em detergentes lava-roupa.

LEITURA RECOMENDADA

Detergentes, surfactantes, sabão, alvejantes, coloides, tensão superficial, micelas.

Atkins, P. *Princípios de Química*, 3ª Ed., Porto Alegre: Bookman, 2006. (Cap. 8, p. 394 e 395).

Experimento retirado e modificado da referência: Bessler, K. E.; Neder, A. V. F. *Química Em Tubos de Ensaios – Uma Abordagem para Principiantes.* 1ª edição, Edgard Blucher; 2004.

PARTE EXPERIMENTAL

Objetos de Estudo: Diversos detergentes comerciais, incluindo sabão comum, detergentes lava-louça e detergentes do tipo lava-roupa, de fabricantes diferentes, que serão disponibilizados em forma de soluções decantadas a 1%.

ATENÇÃO: EVITE CONTAMINAÇÕES! Nunca coloque a pipeta (ou outro material) dentro do frasco que contém a solução-estoque! Reserve uma parte da solução em um béquer e lave sempre seus instrumentos de medição e transferência quando for trabalhar com uma substância diferente.

Parte 1: Estudo do Efeito de Detergentes sobre a Tensão Superficial da Água

Materiais

- 2 Placas de Petri
- Béquer 100 mL
- 1 pedaço de flanela seca
- Espátula
- Pipeta Pasteur de plástico

Reagentes

- Óleo Comestível
- Soluções de detergentes a 1% (preparadas pelo técnico)
- Carvão ativo

PROCEDIMENTO

A

1. Sobre um pedaço de flanela seca, aplique uma gota de água da torneira e, ao lado, na mesma flanela, uma gota da **solução** de um detergente a sua escolha **(solução preparada pelo técnico e disponibilizada nas bancadas)**. Observe e explique o comportamento das duas gotas.

B

1. Preencha um béquer de 100 mL (ou de volume similar) pela metade com água da torneira.
2. Espalhe um pouco (bem pouco!!! - uma ponta **rasa** de espátula) de carvão ativo sobre a superfície de água, sem agitar.
3. Escolha qualquer uma das soluções de detergentes disponíveis e, com o auxílio de uma pipeta de Pasteur, adicione três gotas da solução de detergente ao béquer.
4. Observe/explique o comportamento das partículas sólidas.

C

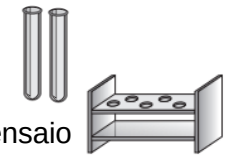
1. Em uma placa de Petri, adicione uma solução de um detergente a sua escolha. A quantidade de líquido a ser colocada deve ser suficiente para cobrir apenas o fundo da placa.
2. Em outra placa de Petri, adicione água da torneira o suficiente para cobrir o fundo da placa.
3. Adicione, com o auxílio de uma pipeta de Pasteur, uma gota de óleo comestível em cada uma das placas.
4. Observe e comente o comportamento do óleo nos dois casos.

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *O pedaço de flanela utilizado pode ser descartado no lixo comum. O carvão recebe tratamento especial e pode ser reaproveitado. Coloque a mistura (carvão+água+detergente) no recipiente indicado na área de RESÍDUOS do laboratório.*

Parte 2: Emulsificação de Óleos

Materiais

- 2 tubos de ensaio
- Estante para tubos de ensaio



- Pipeta Pasteur de plástico

- Proveta de 5 mL

Reagentes

- Óleo Comestível
- Solução de detergente a 1% (qualquer um disponível)

PROCEDIMENTO

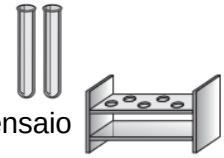
1. Com o auxílio de uma proveta, coloque 5 mL de água da torneira em um tubo de ensaio e 5 mL de solução de um detergente a sua escolha em outro tubo.
2. Adicione 15 gotas de óleo comestível em cada um dos tubos.
3. Agite os tubos vigorosamente.
4. Coloque os tubos em repouso e observe o efeito da emulsificação (não considere a formação de espuma).

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *Os resíduos de óleo devem ser descartados em recipiente adequado, disponível na área de RESÍDUOS do laboratório.*

Parte 3: Suspensão de Partículas Sólidas

Materiais

- 2 tubos de ensaio
- Estante para tubos de ensaio



- Espátula

- Proveta de 5 mL

Reagentes

- Carvão ativo
- Solução de detergente a 1% (qualquer um disponível)

PROCEDIMENTO

1. Com o auxílio de uma proveta, coloque 5 mL de água destilada em um tubo de ensaio. Em seguida, adicione uma **pequena** pitada de carvão ativado ao tubo com a água. **Atenção**! Colocar uma quantidade muito grande do carvão irá impedir uma melhor visualização do efeito que se deseja observar. Reserve o tubo com água e carvão na estante de tubos.
2. Em outro tubo, adicione 5 mL (medidos na proveta) de solução de um detergente a sua escolha. Adicione também uma pequena pitada de carvão ativado.
3. Agite os dois tubos, coloque-os em repouso na estante e observe a sedimentação das partículas.
4. Descreva e explique o efeito do detergente sobre a sedimentação das partículas.

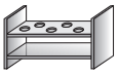
DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *Os resíduos de carvão devem ser descartados em recipiente indicado na área de RESÍDUOS do laboratório.*

Parte 4: Alcalinidade

Materiais

- 5 tubos de ensaio

- Estante para tubos de ensaio



- Proveta de 5 mL

Reagentes

- Indicadores Fenolftaleína e Azul de Bromotimol
- Solução de detergentes a 1% (preparadas pelo técnico):

1 sabão comum, 2 detergentes lava-louça e 2 lava-roupas de fabricantes diferentes.

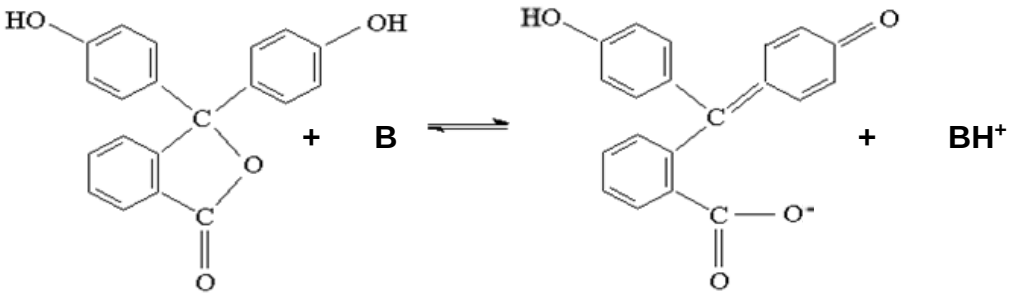
PROCEDIMENTO

1. Separe 5 tubos de ensaio e, com o auxílio da proveta, adicione 2 mL de água destilada em cada um.
2. Em cada tubo com água, adicione 2 gotas do indicador fenolftaleína.
3. Acrescente 5 gotas de uma solução de detergente lava-louças em um dos tubos preparados com água e indicador. Esse será o Tubo 1.
4. Acrescente 5 gotas de uma segunda solução de detergente lava-louças em outro tubo contendo água e indicador. Esse será o Tubo 2.
5. Acrescente 5 gotas de uma solução de detergente lava-roupas em outro tubo contendo água e indicador. Esse será o Tubo 3.
6. Acrescente 5 gotas de uma segunda solução de detergente lava-roupas em outro tubo contendo água e indicador. Esse será o Tubo 4.
7. Acrescente 5 gotas de uma solução de sabão comum em outro tubo contendo água e indicador. Esse será o Tubo 5.
8. Observe e interprete a reação de acordo com o ponto de viragem e com a variação de cor, como mostrado na Tabela 4.1.
9. Caso haja dúvida quanto à alcalinidade ou acidez de algum dos detergentes, utilize o indicador azul de bromotimol.

Tabela 4.1: Faixa de viragem e cores dos indicadores que serão utilizados nessa prática.

Indicador	**Cores**		pK_a	***pH* de viragem**
Azul de bromotimol	Amarelo (pH < 7,1)	Azul (pH > 7,1)	7,1	7,1 ± 1,0
Fenolftaleína	Incolor (pH < 8,4)	Rosa (pH > 8,4)	8,4	8,4 ± 1,0

Nas Figuras 4.1 e 4.2, podem ser vistas as estruturas químicas da fenolftaleína e do azul de bromotimol em suas duas formas, ácida e básica, em solução aquosa.



Incolor **Forma Básica Rosa**

Figura 4.1 - Estrutura química da fenolftaleína antes e após o pH de viragem.

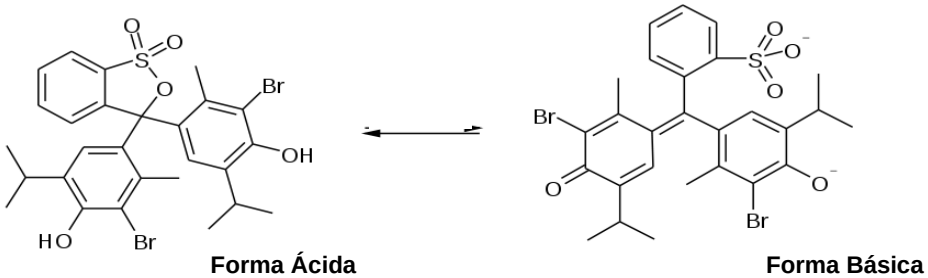


Figura 4.2 - Estrutura química do azul de bromotimol antes e após o pH de viragem.

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *Os resíduos podem ser diluídos em água e descartados na pia.*

RELATÓRIO – EXPERIMENTO 4
ESTUDO DE DETERGENTES

EQUIPE

Nome_____ Matrícula_____
Nome_____ Matrícula_____

Efeito do Detergente sobre a Tensão Superficial da Água:

1. No que diz respeito ao procedimento A, explique o comportamento das gotas de água e detergente sobre a flanela.

_____
_____
_____
_____
_____

2. No que diz respeito ao procedimento B, explique o comportamento da partícula sólida antes e após a adição de detergente.

_____
_____
_____
_____
_____

3. No que diz respeito ao procedimento C, compare o comportamento das gotas de óleo e explique.

_____
_____
_____
_____
_____

Emulsificação de Óleos:

4. Explique o que é emulsão e comente sobre o papel do detergente para evitar a coagulação do óleo.

_____
_____
_____
_____
_____

Suspensão de Partículas Sólidas:

5. Descreva e explique o efeito do detergente sobre a sedimentação das partículas.

_____
_____
_____
_____
_____

Alcalinidade:

6. Indique a coloração de cada solução de detergente utilizada após a adição dos indicadores, explicando se a solução é ácida, básica ou neutra.

_____

_____

_____

_____

_____

7. Por que um detergente do tipo lava-roupa deve ser fracamente alcalino?

_____

_____

_____

_____

_____

Aplicações dos Tensoativos:

8. Como visto, os tensoativos são moléculas que apresentam afinidades tanto por substâncias apolares (óleos e gorduras, por exemplo) como por aquelas polares (como a água). Essa característica de poder pertencer aos dois meios permite que um tensoativo seja utilizado para agregar fases imiscíveis, formando emulsões, espumas, suspensões etc. Por isso, suas aplicações vão além daquela de servir como detergente para lava-roupas ou lava-louças.

Pesquise uma aplicação para os tensoativos que esteja relacionada com sua área de formação e forneça detalhes explicando como e onde ele é empregado, como suas propriedades são utilizadas dentro da aplicação pesquisada etc.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Experimento 5

ESTUDO DE TERMOQUÍMICA: PROCESSOS EXOTÉRMICOS E ENDOTÉRMICOS

OBJETIVO

Obter uma noção sobre efeitos térmicos que acompanham processos químicos: reações exotérmicas e endotérmicas.

INTRODUÇÃO

Geralmente, processos de mudanças de estado físico e reações químicas ocorrem acompanhados por mudanças de energia. Processos e reações espontâneos são aqueles que fornecem energia. Uma parte dessa energia se manifesta em forma de efeitos térmicos (variação de temperatura). Lembre-se que as mais importantes fontes de energia consumida no lar, nas indústrias e na locomoção correspondem ao calor produzido pela queima de combustíveis convencionais, como lenha, carvão, petróleo e derivados, gás natural, etc.

Processos que produzem calor são chamados **exotérmicos** e processos que consomem calor são chamados **endotérmicos**. A maioria das reações químicas espontâneas é exotérmica.

Alguns exemplos de processos exotérmicos e endotérmicos:

- O derretimento de gelo (mudança de estado físico sólido → líquido) consome calor, portanto é um processo endotérmico.
- A evaporação de água (mudança de estado físico líquido → gás) consome calor, portanto é um processo endotérmico.
- A condensação de vapor de água (mudança de estado físico gás → líquido) fornece calor, portanto é um processo exotérmico.
- A combustão de metano (reação química com oxigênio) produz calor, portanto é uma reação exotérmica.
- A detonação de nitroglicerina (reação química de combustão interna) produz calor, portanto é uma reação exotérmica.
- A síntese de amoníaco (reação química entre nitrogênio e hidrogênio) ocorre com liberação de calor, portanto é uma reação exotérmica: $\frac{1}{2}N_2\,(g) + 3/2\ H_2\,(g) \rightarrow NH_3\,(g)$ $\Delta H = -46{,}1$ kJ/mol.

A quantidade de calor liberada ou consumida por um processo de transformação física ou química é denominada entalpia do processo ou ΔH. O símbolo Δ (delta) indica que a grandeza é deduzida pela diferença entre dois outros valores: a entalpia do estado inicial e a entalpia do estado final.

Em um processo endotérmico a entalpia do sistema cresce (calor é absorvido do ambiente), portanto ΔH é positivo. Convenientemente, a variação de entalpia em reações químicas ΔH é expressa em unidades de quantidade de calor por mol de substância transformada, ou kJ/mol. Na seguinte reação de combustão do metanol, a entalpia de combustão do metanol é igual a -890 kJ/mol.

$$CH_3OH\,(l) + 3/2\ O_2\,(g) \longrightarrow CO_2\,(g) + 2\ H_2O\,(l) \qquad \Delta H = -890 \text{ kJ/mol}$$

Observe que, pela estequiometria dessa reação, para cada mol de metanol transformado, são consumidos 3/2 mols de oxigênio e são formados um mol de gás carbônico e dois mols de água.

Veja como ocorre o processo de dissolução de sais em água por meio do esquema da **Figura 5.1**. Para que um composto iônico se dissolva em um dado solvente, a atração eletrostática entre os íons no retículo deve ser superada e as interações solvente-solvente devem ser perturbadas, modificando sua estrutura nas proximidades desses íons. Portanto, a capacidade de dissolução de um sal é bastante influenciada pela chamada entalpia de dissolução, isto é, o calor envolvido na dissolução de uma substância em um dado solvente à pressão constante.

Dessa forma, na Figura 5.1, tem-se, em (A), um ciclo de Born-Haber para a dissolução de sais, em que a entalpia de dissolução pode ser determinada pelo balanço energético das etapas teóricas envolvidas na formação da solução. A entalpia de rede (ΔH_{rede}) é um processo energeticamente desfavorável, que

considera a separação “infinita” dos íons do retículo cristalino, ou seja, trata-se da entalpia de reação para a formação de um gás de íons a partir de um sólido cristalino. Já a entalpia de solvatação ($\Delta_{solv}H$) é um processo energeticamente favorável, mas nem sempre é suficiente para superar as forças atrativas entre os íons no cristal.

Assim, em um processo de dissolução exotérmica (Figura 5.1-B), a energia de rede é superada pela entalpia de solvatação e as interações soluto-soluto (íon-íon) e solvente-solvente (dipolo-dipolo) são menos intensas que o somatório das interações soluto-solvente (íon-dipolo). Portanto, a entalpia de dissolução será negativa ($\Delta_{sol}H<0$) e, macroscopicamente, registra-se um aumento de temperatura. Além disso, processos dessa natureza tendem a ser espontâneos ($\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$), a depender da entropia (ΔS) do sistema. Já em uma dissolução endotérmica (Figura 5.1-C), a dissolução do composto iônico em água será positiva ($\Delta_{sol}H>0$), pois somente a energia de solvatação não será suficiente para superar as forças atrativas entre os íons. Quando isso ocorre, torna-se necessário realizar trabalho (W) para separá-los, gastando a energia do próprio sistema e, por isso, pode ser verificada uma diminuição da temperatura. Se o valor de $\Delta_{sol}H$ for muito positivo e a entropia do sistema (ΔS) não o compensar ($\Delta G = \Delta H - T\Delta S > 0$), o composto iônico será insolúvel.

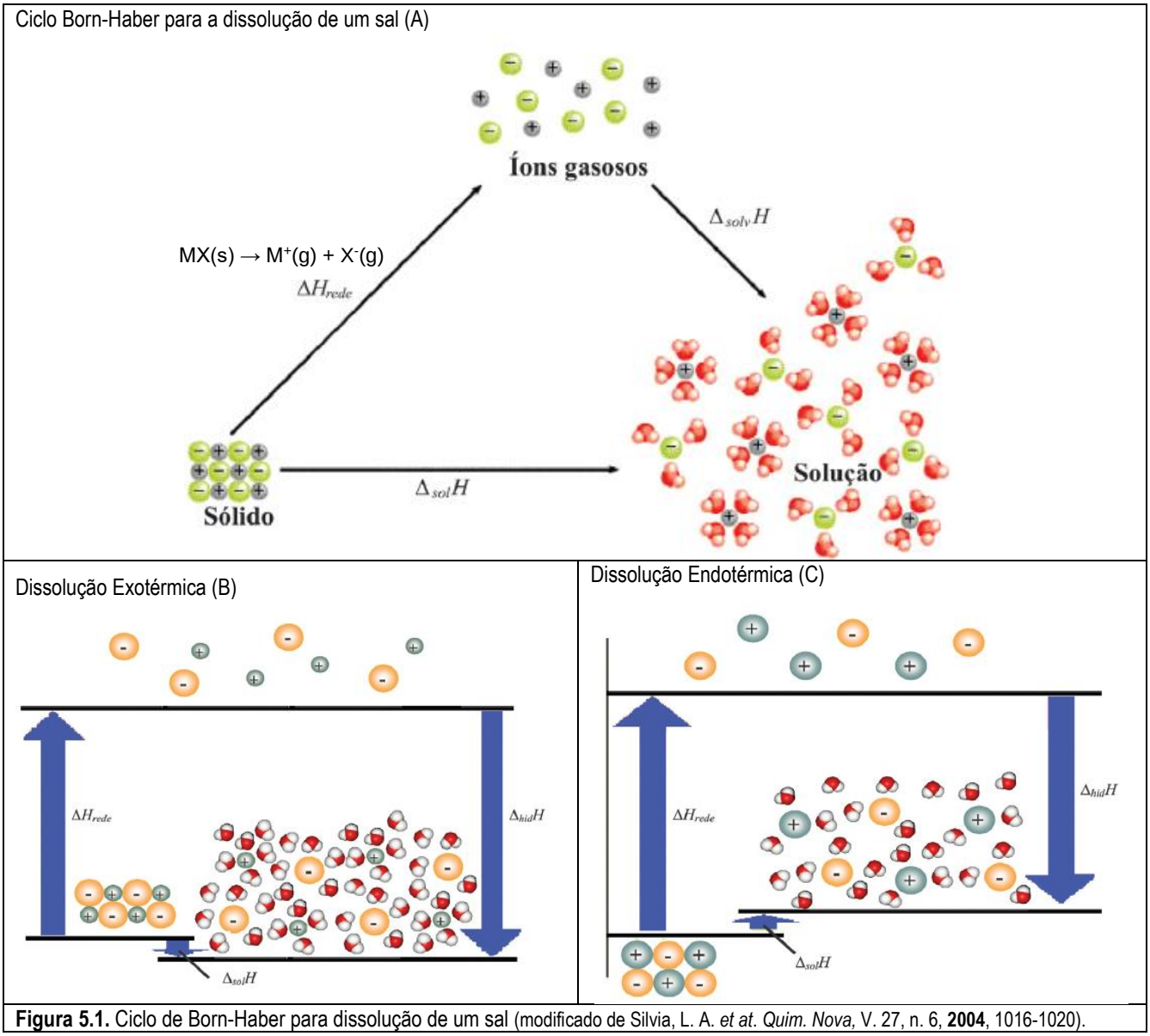


Figura 5.1. Ciclo de Born-Haber para dissolução de um sal (modificado de Silvia, L. A. *et at. Quim. Nova,* V. 27, n. 6, **2004**, 1016-1020).

LEITURA RECOMENDADA

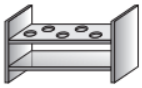
Textos de química geral: termoquímica, processos exotérmicos e endotérmicos.

Experimento retirado e modificado da referência: Bessler, K. E.; Neder, A. V. F. *Química Em Tubos de Ensaios – Uma Abordagem para Principiantes.* 1ª edição, Edgard Blucher; 2004.

PARTE EXPERIMENTAL

Nos diversos experimentos deste roteiro observamos os efeitos térmicos de diversas reações em soluções aquosas através das variações de temperatura, utilizando o termômetro. Nas condições experimentais indicadas, variações de temperatura inferiores a 1 °C são insignificantes e devem ser desprezadas.

Materiais comuns para todas as partes da prática:

- Tubos de ensaio
- Estante para tubos de ensaio 

- Termômetro
- Proveta de 5 mL e 10 mL

Atenção! Termômetros devem ser tratados com o devido cuidado, para evitar sua quebra. Para isso, não os utilize para agitar e dissolver as misturas. Em caso da eventual quebra de um termômetro, devem ser tomadas providências para recolher o mercúrio (consulte o professor ou o técnico), a fim de evitar a contaminação do laboratório com vapores tóxicos de mercúrio.

Parte 1: Entalpia de Solubilização ou Hidratação de Substâncias Sólidas

Reagentes específicos (sólidos disponíveis ao lado das balanças)*

cloreto de sódio (NaCl)	nitrato de sódio ($NaNO_3$)	carbonato de sódio anidro (Na_2CO_3)
cloreto de potássio (KCl)	nitrato de potássio (KNO_3)	carbonato de sódio hidratado ($Na_2CO_3.10H_2O$)
cloreto de amônio (NH_4Cl)	nitrato de amônio (NH_4NO_3)	
cloreto de cálcio anidro ($CaCl_2$)		

***Verifique com o técnico as substâncias disponíveis no laboratório.**

PROCEDIMENTO

1. O professor deve indicar a série de sais com a qual cada grupo irá trabalhar.
2. Coloque 10 mL de água destilada em um tubo de ensaio. Cuidado para não aquecer a água do tubo com o calor emanado das mãos!
3. Insira um termômetro e anote a temperatura da água (T_i).
4. Calcule a quantidade de massa de sal a ser adicionada ao tubo, de forma que todos os tubos contenham 0,01 mol do sal. Lembre-se que a quantidade de matéria (***n***, em mol) é dada por: $n = \frac{m}{MM}$. Onde "*m*" é a massa do sal, em gramas (g), a ser pesada e "*MM*" é a massa molar do composto, em g/mol.
5. Pese, utilizando a balança, a quantidade de massa de sal calculada anteriormente em um béquer pequeno, por exemplo de 50 mL, ou em um papel manteiga, ou em uma barqueta para pesagem, que devem estar **limpos e secos**.
6. Transfira, **rapidamente**, todo sólido para o tubo contendo os 10 mL de água. Dissolva o sal agitando o tubo (cuidado para não fornecer calor ao sistema agitando o tubo de ensaio vigorosamente!) e, **imediatamente**, insira o termômetro para observar a mudança de temperatura (T_f). Esse procedimento precisa ser realizado **de maneira rápida!** Anote a temperatura final (T_f) quando a temperatura parar de subir ou de abaixar, ficando praticamente constante.
7. Em outros tubos de ensaio limpos, repita o mesmo procedimento com as outras substâncias indicadas pelo professor.
8. Junte, com outros colegas, os dados colhidos para os outros sais, analisando a variação de temperatura obtida de acordo com determinado tipo de ânion, cátion, ou de acordo com o grau de hidratação da substância estudada.

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *Os resíduos dos sais em solução aquosa devem ser descartados em recipiente indicado na área de RESÍDUOS do laboratório.*

Substância	Massa pesada (g)	ΔT (T_f - T_i)	Observações (processo endotérmico ou exotérmico; resfriamento ou aquecimento do tubo).
NaCl			
KCl			
NH_4Cl			
$CaCl_2$			
$NaNO_3$			
KNO_3			
NH_4NO_3			
Na_2CO_3 anidro			
Na_2CO_3 hidratado			

Parte 2: Entalpia de Reações Químicas: reações de neutralização

Reagentes específicos

- Ácido Clorídrico (HCl) 1,0 mol/L (preparado no Experimento 2)
- Ácido Sulfúrico (H_2SO_4) 1,0 mol/L
- Ácido Nítrico (HNO_3) 1,0 mol/L
- Hidróxido de Sódio (NaOH) 1,0 mol/L

PROCEDIMENTO

1. Com o auxílio da proveta, coloque 3,0 mL da solução HCl 1,0 mol/L em um tubo de ensaio.
2. Insira um termômetro e anote a temperatura do líquido.
3. Adicione 3,0 mL da solução de NaOH 1,0 mol/L, agite e anote a temperatura da mistura.
4. Repita o mesmo procedimento para os dois outros ácidos.

Reação	ΔT (T_f - T_i)	Observações (processo endotérmico ou exotérmico; resfriamento ou aquecimento do tubo).
HCl (aq) + NaOH (aq)		
HNO_3 (aq) + NaOH (aq)		
H_2SO_4 (aq) + NaOH(aq)		

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *Os resíduos podem ser descartados na pia, pois já estão neutralizados.*

Parte 3: Entalpia de Reações Heterogêneas: reação do Alumínio com NaOH

Reagentes específicos

- Lâmina de alumínio (“papel alumínio”)
- Hidróxido de Sódio (NaOH) 10% (m/v)

PROCEDIMENTO

1. Meça, na proveta, 5 mL da solução de hidróxido de sódio 10% e coloque-a em um tubo de ensaio.
2. Insira um termômetro e anote a temperatura do líquido.
3. Adicione um pedaço (cerca de 0,10 g) de “papel de alumínio”, amassado em forma de uma bolinha.
4. Registre a variação da temperatura a cada minuto durante 10 a 15 minutos.
5. Observe as mudanças químicas.

Se a reação se tornar muito violenta, retire o termômetro e dilua o conteúdo do tubo com bastante água.

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *Devem ser colocados em recipiente designado pelo técnico.*

RELATÓRIO – EXPERIMENTO 5

ESTUDO DE TERMOQUÍMICA

EQUIPE

Nome_____ Matrícula_____

Nome_____ Matrícula_____

Entalpia de solubilização de substâncias sólidas:

Substância	ΔT (T_f - T_i)	Processo Endotérmico ou Exotérmico?
NaCl		
KCl		
NH_4Cl		
$CaCl_2$		
$NaNO_3$		
KNO_3		
NH_4NO_3		
Na_2CO_3 anidro		
Na_2CO_3 hidratado		

1. De acordo com a tabela que você preencheu ao longo do experimento, discuta a variação de temperatura observada nas séries: cloretos (NaCl, KCl e NH_4Cl) e nitratos ($NaNO_3$, KNO_3 e NH_4NO_3).

_____

_____

_____

_____

_____

_____

2. Coloque os cátions K^+, Na^+ e NH_4^+ em ordem crescente de sua entalpia de solubilização:

_____

_____

_____

_____

_____

3. Compare a diferença entre o calor de solubilização de um sal anidro e o correspondente sal hidratado (por exemplo, carbonato de sódio anidro e hidratado) e procure uma justificativa.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Entalpia de reações químicas: reações de neutralização

Reação	ΔT (T_f - T_i)	Observações (processo endotérmico ou exotérmico; resfriamento ou aquecimento do tubo).
HCl + NaOH		
HNO_3 + NaOH		
H_2SO_4 + NaOH		

4. A reação de neutralização é um processo endotérmico ou exotérmico? Por quê? Apresente, também, as equações completas de neutralização (nas formas iônicas) para cada uma das reações realizadas.

_____

_____

_____

_____

_____

Entalpia de reações heterogêneas: reação do Alumínio com NaOH

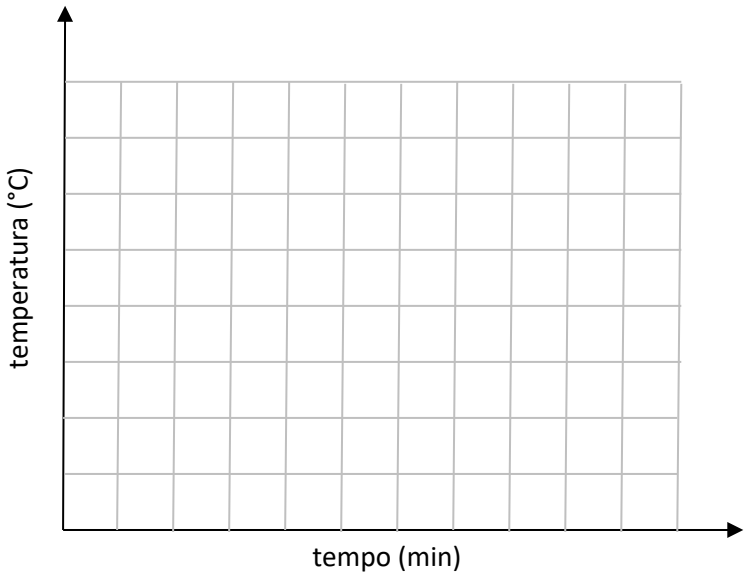
5. Apresente a equação química balanceada da reação do alumínio com a base hidróxido de sódio.

_____

_____

_____

6. Apresente a variação de temperatura em função do tempo na forma de um gráfico:



Experimento 6

ESTUDO QUALITATIVO DO EQUILÍBRIO QUÍMICO

OBJETIVOS

Demonstrar, experimentalmente, princípios fundamentais do equilíbrio químico e do princípio de Le Chatelier em um exemplo simples de uma reação homogênea em solução aquosa.

INTRODUÇÃO

O conhecimento dos aspectos que definem o equilíbrio químico de reações é de fundamental importância para previsão do sucesso das reações químicas, tanto em laboratório como em processos industriais e naturais. Sistemas em equilíbrio químico são responsáveis pelo funcionamento de processos essenciais, como, por exemplo, a respiração de organismos vivos e a fotossíntese.

Reações químicas espontâneas buscam um estado de equilíbrio na qual a proporção entre as quantidades de produtos e reagentes mantém-se constante. O equilíbrio químico é **dinâmico**. Isso significa que a os processos responsáveis pela geração de produtos — e consequente consumo de reagentes — ocorrem concomitantemente àqueles responsáveis pela formação de reagentes a partir dos produtos da reação. Assim, diz-se que as reações químicas em equilíbrio são **reversíveis** e, mesmo quando a proporção entre a quantidade de produtos e reagentes se mantém constante, os processos diretos e inversos continuam a ocorrer, porém, sob condições cinéticas semelhantes. Pode-se dizer, também, que o estado de equilíbrio é a etapa da reação química em que não existe mais tendência em ocorrer mudanças na composição química dos componentes da reação.

Para uma **reação homogênea** em solução, representada pela equação química geral:

$$\underset{\text{reagentes}}{aA + bB} \rightleftharpoons \underset{\text{produtos}}{cC + dD}$$

E o estado de equilíbrio é descrito pela seguinte expressão:

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

Em que, a, b, c e d correspondem aos coeficientes estequiométricos, $[A]$, $[B]$, $[C]$ e $[D]$, às concentrações molares (mol/L) de equilíbrio das espécies envolvidas (reagentes e produtos) e K é a **constante de equilíbrio**. Para uma determinada reação química, K tem um valor característico, sempre positivo, que varia apenas com a temperatura.

Além da temperatura, capaz de alterar as condições de equilíbrio por meio da mudança do valor de K, outros fatores também podem causar perturbações nas condições de equilíbrio. O princípio de Le Chatelier, enunciado em 1888, afirma que, *se um sistema de equilíbrio for perturbado por algum fator, o sistema reagirá de modo a contrabalançar parcialmente o efeito da perturbação, buscando, assim, um novo estado de equilíbrio*. Por exemplo, na reação química em equilíbrio apresentada acima, se a concentração de um dos reagentes (A ou B) aumenta, a resposta do sistema é de consumir parcialmente esse excesso de reagente, deslocando o equilíbrio no sentido dos produtos (C ou D), e vice-versa. Nesse caso, o novo estado de equilíbrio apresenta concentrações molares de produtos e reagentes diferentes do estado anterior, porém sob o mesmo valor da constante de equilíbrio. Na prática, muitas vezes um dos reagentes é utilizado em excesso, para melhorar o rendimento do produto de uma reação química. Por outro lado, se fornecemos energia (aumento de temperatura) para uma reação endotérmica, um novo estado de equilíbrio será formado a partir do deslocamento da reação no sentido da formação de produtos, consumindo assim a energia fornecida. Dessa vez, o valor da constante de equilíbrio da reação aumentará com a temperatura.

LEITURA RECOMENDADA

Equilíbrios químicos homogêneos em soluções aquosas, princípio de Le Chatelier, constantes de equilíbrios.

Atkins, P. *Princípios de Química*, 3ª Ed., Porto Alegre: Bookman, 2006. (Cap. 8 e 9).

Experimento retirado e modificado da referência: Bessler, K. E.; Neder, A. V. F. *Química Em Tubos de Ensaios – Uma Abordagem para Principiantes.* 1ª edição, Edgard Blucher; 2004.

PARTE EXPERIMENTAL

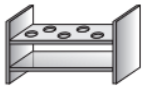
Considere o seguinte equilíbrio homogêneo: $\underset{\text{Azul celeste}}{[Cu(H_2O)_4]^{2+}} + 4Cl^- \rightleftharpoons \underset{\text{Amarelo}}{CuCl_4^{2-}} + 4H_2O$

Soluções aquosas de sais de cobre(II) apresentam coloração azul celeste, característica do íon complexo tetraaquocobre(II) $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$. Acrescentando íons cloretos à solução, a tonalidade da solução muda gradualmente para verde e, finalmente, amarelo, devido à formação do íon complexo tetraclorocuprato(II) $CuCl_4^{2-}$. Esse é um exemplo de uma reação de substituição, em que as moléculas de água, coordenadas ao cátion de cobre(II), são deslocadas pelos íons cloreto.

A interpretação dos experimentos a serem realizados será feita com base na variação da tonalidade das soluções com a hipótese que existam apenas duas espécies coloridas: $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$ (azul celeste) e $CuCl_4^{2-}$ (amarela). Soluções contendo as duas espécies apresentam diversas tonalidades de cor verde (mais azulado ou mais amarelado) dependendo das concentrações relativas dos componentes azul e amarelo. Lembre-se que a cor verde corresponde apenas à superposição da cor azul com a cor amarela e não à existência de uma terceira espécie em nossos experimentos.

Materiais

- 5 tubos de ensaio
- Estante para tubos de ensaio



- Proveta de 5 mL

- Banho-maria (90 ºC)
- Espátula

Reagentes

- Solução $CuSO_4$ 0,2 mol/L (preparada no **Experimento 2**)
- NaCl sólido
- HCl concentrado **(na capela)**

Parte 1

PROCEDIMENTO

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

Parte 2

PROCEDIMENTO

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

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *Todos os resíduos de cobre deverão ser descartados em recipiente indicado na área de RESÍDUOS do laboratório.*

RELATÓRIO – EXPERIMENTO 6

ESTUDO QUALITATIVO DO EQUILÍBRIO QUÍMICO

EQUIPE

Nome_____ Matrícula_____

Nome_____ Matrícula_____

1. De acordo com as cores observadas, quais são as espécies que fornecem a coloração predominante nas soluções dos tubos 3, 4 e 5 da Parte 1?

2. Coloque os tubos 3, 4 e 5 em ordem crescente da concentração da espécie $CuCl_4^{2-}$.

3. Utilizando expressões como “o equilíbrio está deslocado mais para direita” ou “o equilíbrio está deslocado mais para o lado dos reagentes”, caracterize a situação do equilíbrio verificada em cada um dos tubos da Parte 1.

4. Qual é a diferença na composição (espécies iônicas) das soluções contidas nos tubos 1 e 2 da Parte 1?

5. As mudanças observadas são reversíveis? Justifique sua resposta, exemplificando-a com uma situação observada neste experimento.

6. Qual é a função do cloreto de sódio (NaCl) e do acido clorídrico (HCl) nos experimentos realizados?

7. A reação em estudo é exotérmica ou endotérmica? Qual é o efeito do aumento de temperatura sobre o equilíbrio dessa prática? Justifique sua reposta aplicando o princípio de Le Chatelier.

8. Qual o efeito da diluição sobre equilíbrio da reação em questão? Justifique sua resposta.

_____
_____
_____
_____
_____

9. Apresente a expressão para a constante de equilíbrio (K) da reação estudada.

_____
_____
_____
_____
_____

Experimento 7

ESTUDO DE ÁCIDOS E BASES EM MEIO AQUOSO

OBJETIVOS

Reforçar a aprendizagem do conceito de ácidos e bases por meio de experimentos simples em meio aquoso. Identificar substâncias ácidas e básicas em meio aquoso mediante o uso de indicadores ácido-base. Relacionar as reações ácidas e básicas com a constituição das espécies responsáveis.

INTRODUÇÃO

Em 1923, Johannes Brönsted e Thomas Lowry, trabalhando de maneira independente, definiram ácidos como substâncias ou partículas capazes de **doar cátions H^+** (prótons) e bases como substâncias ou partículas capazes de **receber cátions H^+** (prótons). Assim, segundo a teoria de Brönsted-Lowry, **reações químicas** que envolvem a **transferência de prótons** podem ser chamadas **reações ácido-base**. Essas reações são reversíveis e, geralmente, atingem rapidamente o estado de equilíbrio.

Em uma reação ácido-base estão envolvidos dois pares **ácido-base conjugados** (AH e A^-) e (BH^+ e B), onde, em cada par, as espécies diferem entre si por um próton (H^+):

$$\underset{\text{ácido 1}}{AH} + \underset{\text{base 2}}{B} \quad \underset{\text{base 1}}{A^-} + \underset{\text{ácido 2}}{BH^+} \qquad \text{(Eq. 1)}$$

Em meio aquoso, as moléculas de H_2O podem interagir tanto com ácidos quanto com bases. Ácidos doam um próton para a molécula de H_2O, aumentando, assim, a concentração de **íon hidrônio (H_3O^+)**, enquanto bases recebem um próton da água e favorecem a formação do **íon hidróxido (OH^-)**.

Exemplo de um ácido: ácido fluorídrico (HF)

$$HF\,(l) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons F^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq) \qquad \text{(Eq. 2)}$$

Exemplo de uma base: amônia (NH_3)

$$NH_3\,(g) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons NH_4^+\,(aq) + OH^-\,(aq) \qquad \text{(Eq. 3)}$$

Podemos expressar a força de um ácido ou de uma base em termos da constante de equilíbrio das reações de dissociação ácida ou básica em meio aquoso. Por exemplo, para a equação 2, a constante de equilíbrio é:

$$K_a = \frac{a_{F^-} \cdot a_{H_3O^+}}{a_{HF}} \qquad \text{(Eq. 4)}$$

onde K_a representa a constante de dissociação ácida, enquanto a_{F^-}, $a_{H_3O^+}$ e a_{HF} indicam a atividade (a) das espécies F^-, H_3O^+ e HF em equilíbrio, respectivamente. É importante mencionar que a atividade da água em solução aquosa não deve ser incluída na equação da constante de equilíbrio. Além disso, para soluções diluídas, a atividade pode ser substituída pelas concentrações molares de equilíbrio:

$$K_a = \frac{[F^-][H_3O^+]}{[HF]} \qquad \text{(Eq. 5)}$$

De maneira análoga, para a equação 3, referente à dissociação da amônia em meio aquoso, pode-se representar a constante de dissociação básica (K_b) como segue:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \qquad \text{(Eq. 6)}$$

Reações de dissociação ácidas e básicas em meio aquoso promovem o aumento da concentração dos íons hidrônio (H_3O^+) e hidróxido (OH^-), respectivamente. Assim, quanto maior for o valor da constante de dissociação, maior também será a quantidade de produto formado. Pode-se então definir a força de um ácido ou de uma base por meio da magnitude de suas constantes de dissociação ácida ou básica,

respectivamente. Por exemplo, quanto maior o valor de K_a, mais forte o ácido. Valores de K_a>1 correspondem a ácidos fortes, K_a<1 a ácidos fracos.

Observando as reações representadas pelas equações 2 e 3, nota-se que a água ora se comporta como uma base, uma vez que recebe um próton do HF na equação 2, e ora se comporta como ácido, uma vez que doa um próton à molécula de amônia na equação 3. Espécies que apresentam esse comportamento são chamadas **anfóteras** ou **anfipróticas**.

Em água pura, a reação entre duas moléculas de água, uma comportando-se como ácido e outra como base resulta na formação de quantidades equimolares dos íons hidrônio (H_3O^+) e hidróxido (OH^-), conforme a reação abaixo, denominada reação de **autodissociação da água** ou **autoprotólise da água**:

$$2H_2O\ (l) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + OH^-\ (aq) \qquad \text{(Eq. 7)}$$

A constante de equilíbrio correspondente para a equação 6 é representada por:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] \qquad \text{(Eq. 8)}$$

em que K_w é a constante de autodissociação da água. A 25 °C, K_w apresenta um valor de $1{,}0 \times 10^{-14}$. Dessa maneira, as concentrações molares de H_3O^+ e OH^- em água pura, são iguais e possuem o valor experimental $1{,}0 \times 10^{-7}$ mol L^{-1}. Assim:

$$K_w = (1{,}0 \times 10^{-7})(1{,}0 \times 10^{-7}) = 1{,}0 \times 10^{-14} \qquad \text{(Eq. 9)}$$

A equação 9 exemplifica as condições de "neutralidade" de uma solução aquosa. Se a concentração de H_3O^+ for superior (ou se aquela de OH^- for inferior) a 10^{-7}, a solução é ácida; se a concentração de H_3O^+ for inferior (ou aquela de OH^- for superior) a 10^{-7}, a solução é básica.

A acidez de soluções aquosas é indicada em uma escala logarítmica. O chamado valor **de pH** corresponde ao logaritmo negativo da concentração, em quantidade de matéria ou em mol/L, de íons hidrônio: pH=-log[H^+]. A escala de pH varia entre os valores 0 e 14. Água pura e soluções neutras apresentam um valor de pH = 7, soluções ácidas apresentam valores de pH < 7 e soluções básicas têm valores de pH > 7.

Em solução aquosa, a força de um ácido relaciona-se com a força da sua base conjugada por meio da expressão:

$$K_w = K_a \times K_b \qquad \text{(Eq. 10)}$$

Isto é, quanto maior a constante ácida K_a, menor será a constante básica correspondente K_b, ou seja, um ácido forte gera uma base conjugada fraca e uma base forte gera um ácido conjugado fraco.

Muitos sais, ao serem dissolvidos em água, fornecem soluções que podem ter caráter ácido ou básico em decorrência da interação dos íons formados em solução aquosa com a própria água. Alguns íons não exercem efeito apreciável sobre o pH do meio, produzindo soluções neutras. Por outro lado, alguns sais podem gerar íons em solução que atuam como ácidos ou bases. Um exemplo é a solução aquosa de bissulfato de sódio ($NaHSO_4$), cuja acidez pode ser atribuída ao ânion HSO_4^-, o qual, atuando como um ácido de Brönsted-Lowry, transfere um próton para a água, conforme a equação:

$$HSO_4^-\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons SO_4^{2-}\ (aq) + H_3O^+\ (aq) \qquad \text{(Eq. 11)}$$

Já uma solução aquosa de um sal de ferro(III), cromo(III) ou alumínio(III) apresenta caráter ácido, pois os íons Fe^{3+}, Cr^{3+}, e Al^{3+} coordenam-se a moléculas de água formando os hexaquocomplexos $[M(H_2O)_6]^{3+}$, que doam um próton para uma molécula de água não coordenada:

$$[M(H_2O)_6]^{3+}\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons [M(H_2O)_5(OH)]^{2+}\ (aq) + H_3O^+\ (aq) \qquad \text{(Eq. 12)}$$

Outros íons podem atuar como bases de Brönsted-Lowry em meio aquoso, retirando um próton da água e produzindo soluções com caráter básico. Esse é o caso de soluções de sulfetos (S^{2-}), fluoretos (F^-) ou de acetatos (H_3CCOO^-) de sódio ou potássio, por exemplo:

sulfeto: $S^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HS^-(aq) + OH^-(aq)$ (Eq. 13)

fluoreto: $F^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HF(aq) + OH^-(aq)$ (Eq. 14)

acetato: $H_3CCOO^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3CCOOH(aq) + OH^-(aq)$ (Eq. 15)

Algumas substâncias que não possuem hidrogênio podem dar origem a soluções aquosas com caráter ácido. Nesses casos, a espécie ácida é criada por uma reação primária com a água. A solução aquosa de pentóxido de fósforo (P_2O_5), por exemplo, é ácida, porque o P_2O_5 reage com água formando ácido fosfórico (H_3PO_4), o qual atua como um ácido de Brönsted-Lowry, transferindo um próton para a água:

$$P_2O_5(s) + 3H_2O(l) \rightleftharpoons H_3PO_4(aq) \quad \text{(Eq. 16)}$$

$$H_3PO_4(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2PO_4^-(aq) + H_3O^+(aq) \quad \text{(Eq. 17)}$$

Em laboratório, indicadores ácido-base podem ser utilizados para visualização de soluções ácidas, neutras ou básicas. Indicadores ácido-base podem ser ácidos fracos orgânicos que apresentam colorações diferentes quando há prevalência, em solução aquosa, de sua forma ácida, representada por (IndH), ou de sua forma básica (representada por Ind^-).

$$IndH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons Ind^-(aq) + H_3O^+(aq) \quad \text{(Eq. 18)}$$

O valor de K_a para a equação de dissociação do indicador define sua "faixa de atuação", ou seja, a "faixa de viragem" da coloração da solução. Nesse caso, o valor do pK_a do ácido indicador definirá a faixa de pH em que a mudança entre a prevalência da forma ácida e a forma básica ocorrerá:

Constante de dissociação

$$K_a = \frac{[Ind^-][H_3O^+]}{[IndH]} \quad \text{(Eq. 19)}$$

Colocando $[H_3O^+]$ *em evidência:*

$$[H_3O^+] = K_a \frac{[IndH]}{[Ind^-]} \quad \text{(Eq. 20)}$$

Multiplicando por -log*:*

$$pH = pK_a - \log\frac{[IndH]}{[Ind^-]} \quad \text{(Eq. 21)}$$

Para verificar se uma solução aquosa é ácida ou básica, basta acrescentar algumas gotas de solução muito diluída de um indicador com ponto de viragem adequado e observar a mudança de sua coloração. Na Tabela 7.1, são dados alguns exemplos de indicadores ácido-base e suas cores conforme o valor do pH de viragem, ou seja, conforme o valor do pK_a do indicador.

Tabela 7.1: Faixa de viragem e cores de alguns indicadores.

Indicador	Cor [*IndH*]	Cor [Ind^-]	pK_a	*pH* de viragem
Alaranjado de metila	Vermelho (pH < 4,0)	Alaranjado (pH > 4,0)	4,0	4,0 ± 1,0
Vermelho de metila	Vermelho (pH < 5,8)	Amarelo (pH > 5,8)	5,8	5,8 ± 1,0
Verde de bromocresol	Amarelo (pH < 6,6)	Azul (pH > 6,6)	6,6	6,6 ± 1,0
Azul de bromotimol	Amarelo (pH < 7,1)	Azul (pH > 7,1)	7,1	7,1 ± 1,0
Fenolftaleína	Incolor (pH < 8,4)	Rosa (pH > 8,4)	8,4	8,4 ± 1,0
Timolftaleína	Incolor (pH < 10,0)	Azul (pH > 10,0)	10,0	10,0 ± 1,0

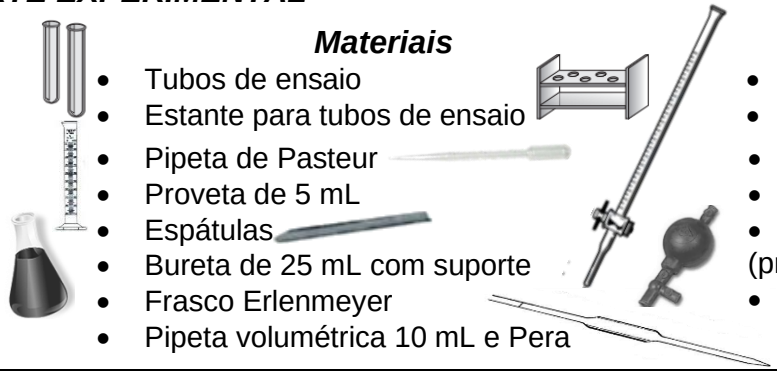
LEITURA RECOMENDADA

Equilíbrios químicos homogêneos em soluções aquosas, ácidos e bases, definição de ácidos e bases de Brönsted-Lowry.

Experimento retirado e modificado da referência: Bessler, K. E.; Neder, A. V. F. *Química Em Tubos de Ensaios – Uma Abordagem para Principiantes.* 1ª edição, Edgard Blucher; 2004.

Atkins, P. *Princípios de Química*, 3ª Ed., Porto Alegre: Bookman, 2006. (Cap. 10).

PARTE EXPERIMENTAL



Materiais

- Tubos de ensaio
- Estante para tubos de ensaio
- Pipeta de Pasteur
- Proveta de 5 mL
- Espátulas
- Bureta de 25 mL com suporte
- Frasco Erlenmeyer
- Pipeta volumétrica 10 mL e Pera

Reagentes

- Indicador Fenolftaleína
- Indicador Vermelho de Metila
- Indicador Azul de Bromotimol
- Soluções-tampão pH = 3, 7 e 10.
- Solução HCl 1,0 mol/L (preparada no Experimento 2).
- Solução NaOH 1,0 mol/L.

Parte 1: Identificação de Substâncias Ácidas e Básicas

Objetos de estudo

GRUPO I (substâncias sólidas PA)

- fosfato monobásico de sódio NaH_2PO_4
- fosfato dibásico de sódio Na_2HPO_4
- fosfato tribásico de sódio Na_3PO_4
- cloreto de amônio NH_4Cl
- sulfato de sódio Na_2SO_4
- óxido de magnésio MgO
- carbonato de sódio Na_2CO_3
- bicarbonato de sódio $NaHCO_3$

GRUPO II (materiais comerciais)*

*verifique com o técnico do laboratório quais materiais estão disponíveis para o experimento.

PROCEDIMENTO

IMPORTANTE: Os tubos de ensaio devem ser lavados com sabão e enxaguados repetidas vezes com água destilada antes de iniciar cada um dos experimentos.

1. Separe 9 tubos de ensaio. Eles servirão como **escala de cores para futuras comparações**.
    a. No tubo 1, adicione 3 mL da solução tampão pH = 3; no tubo 2, adicione 3 mL do tampão pH = 7; e, no tubo 3, adicione 3 mL do tampão pH = 10. Adicione 2 gotas do indicador Fenolftaleína a cada um dos 3 tubos e os reserve para posterior análise.
    b. No tubo 4, adicione 3 mL da solução tampão pH = 3; no tubo 5, adicione 3 mL do tampão pH = 7; e, no tubo 6, adicione 3 mL do tampão pH = 10. Adicione 2 gotas do indicador Vermelho de Metila a cada um dos 3 tubos e os reserve para posterior análise.
    c. No tubo 7, adicione 3 mL da solução tampão pH = 3; no tubo 8, adicione 3 mL do tampão pH = 7; e, no tubo 9, adicione 3 mL do tampão pH = 10. Adicione 2 gotas do indicador Azul de Bromotimol a cada um dos 3 tubos e os reserve para posterior análise.

Tabela 7.2: Faixa de viragem e cores dos indicadores que serão utilizados nessa prática.

Indicador	**Cores**		pK_a	***pH* de viragem**
Azul de bromotimol	Amarelo (pH < 7,1)	Azul (pH > 7,1)	7,1	7,1 ± 1,0
Fenolftaleína	Incolor (pH < 8,4)	Rosa (pH > 8,4)	8,4	8,4 ± 1,0
Vermelho de metila	Vermelho (pH < 5,8)	Amarelo (pH > 5,8)	5,8	5,8 ± 1,0

2. Prepare soluções diluídas de pelo menos 3 das substâncias acima indicadas, selecionadas pelo instrutor: coloque uma pequena ponta de espátula da substância no tubo de ensaio e a dissolva com aproximadamente 5 mL de água destilada). Divida cada uma das soluções preparadas em duas partes.
3. Na primeira parte, adicione 2 gotas da solução de fenolftaleína. Observe a variação de cor comparando com a Tabela 7.2 e com as colorações obtidas no item 1.a para os 3 primeiros tubos com as soluções-tampão + fenolftaleína. **A solução é básica, ácida ou neutra? É possível fazer essa identificação?**
4. Com a segunda parte, adicione 2 gotas da solução de vermelho de metila. Observe a variação de cor comparando com a Tabela 7.2 e com as colorações obtidas no item 1.b para os tubos 4 a 6 com as soluções-tampão + vermelho de metila. **A solução é básica, ácida ou neutra? É possível fazer essa identificação?**
5. No caso de ainda persistirem dúvidas quanto à acidez ou à alcalinidade da substância, prepare mais um pouco de solução diluída da substância em questão e adicione algumas gotas da solução de azul de bromotimol. Observe a variação de cor comparando com a Tabela 7.2 e com as colorações obtidas no item 1.c para os tubos 7 a 9 com as soluções-tampão + azul de bromotimol.
6. Mostre os resultados ao professor antes de descartar as soluções.

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *Todos os resíduos das substâncias puras serão colocados em um único recipiente, indicado na área de RESÍDUOS do laboratório, para que sejam neutralizados. A mistura contendo os materiais comerciais com indicadores pode ser descartada na pia.*

Parte 2: Titulação Ácido-Base

No preparo de soluções, alguns erros não podem ser evitados devido a fatores relacionados com imprecisões na determinação da massa ou do volume dos reagentes, geralmente ocasionadas por suas características higroscópicas; volatilidade, ao baixo grau de pureza, dentre outros. Assim, para se saber a concentração real de uma solução, utiliza-se a técnica de titulação, também conhecida como volumetria, que consiste em um método de análise quantitativa para determinar a concentração de uma solução desconhecida (titulado) a partir de uma solução de concentração conhecida (titulante). Para proceder com uma titulação, utiliza-se uma bureta de acordo com Figura 7.1.

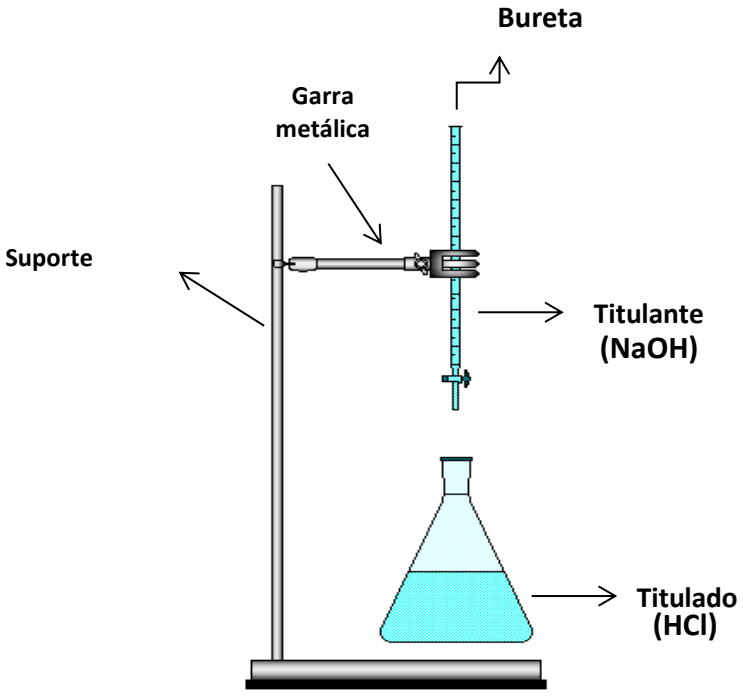


Figura 7.1 - Montagem da bureta no suporte universal.

Seu princípio está fundamentado na reação química das duas substâncias em questão, de forma que, ao final do procedimento, essa reação seja completa. Na reação que será testada neste experimento, que possui estequimiometria 1:1, tem-se que:

$$HCl\ (aq) + NaOH\ (aq) \rightarrow NaCl\ (aq) + H_2O\ (l)$$

Ou seja, um mol de titulante (NaOH) reage com um mol de titulado (HCl) e, então, diz-se que a solução foi neutralizada. Assim, ao final da titulação:

Quantidade de matéria do titulante = Quantidade de matéria do titulado (Equação 1)

Lembrando que concentração molar da solução (*m*) é igual à quantidade de matéria (n), em mol, dividida pelo volume (V), em litros, tem-se que:

$$m = \frac{n}{V} \ ou \ \ n = m.V \qquad \textbf{(Equação 2)}$$

Assim, a concentração molar (*m*) da solução que está sendo titulada pode ser calculada substituindo-se a Equação 2 na Equação 1:

$$m_{titulante} . V_{titulante} = m_{titulado} . V_{titulado} \qquad \textbf{(Equação 3)}$$

Para identificar o final da reação entre o titulante e o titulado, são utilizadas as substâncias indicadoras, que apresentam cores distintas antes e após o término da reação química.

PROCEDIMENTO

1. Lave a bureta com água e sabão, verificando se a mesma encontra-se sem gorduras. Em seguida, ambiente-a duas vezes com uma pequena quantidade da solução de NaOH (aproximadamente 5 mL) - escoe todo o líquido em um béquer e descarte-o na área de Resíduos do laboratório.
2. Preencha a bureta com a solução de NaOH padronizada pelo técnico (veja a concentração real!) até que o nível do líquido fique na marca zero da bureta. Se necessário, utilize uma pipeta de Pasteur para auxiliá-lo. Lembre-se das orientações para verificação da altura do menisco descritas nas Figuras 1 e 2 da página 9 da apostila.
3. Fixe a bureta no suporte universal, conforme a Figura 7.1.
4. Com o auxílio de uma pipeta volumétrica de 10 mL e um pipetador de três vias, adicione 10 mL da solução HCl que você preparou no Experimento 2 a ser padronizada a um frasco Erlenmeyer.
5. Adicione aproximadamente 20 mL de água destilada ao Erlenmeyer e acrescente 3 gotas de fenolftaleína.
6. Realize a titulação e anote o volume gasto de NaOH para atingir o ponto de viragem (ponto em que a fenolftaleína passa de incolor para **levemente** rosa).
7. Faça os cálculos da concentração do HCl (**Qual a concentração real da solução de HCl que você preparou?**).

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *As soluções nos Erlenmeyers após as titulações encontram-se neutralizadas. Como não há íons de elevada toxicidade, elas poderão ser descartadas na pia. As sobras de NaOH na bureta podem ser devolvidas aos seus frascos originais se não tiverem sido contaminadas ou diluídas. Outros resíduos de HCl e NaOH devem ser acondicionados em frascos para posterior tratamento.*

REFERÊNCIAS

1- Skoog, D.A.; West, D.M.; Holler, F.J.; Crouch, S.R. Fundamentos de Química Analítica. São Paulo: Cengage Learning, 2008.
2- Mendham, J.; Denney, R.C.; Barnes, J.D.; Thomas, M.J.K. Vogel Análise Química quantitativa. Rio de Janeiro: LTC, 2008.

RELATÓRIO – EXPERIMENTO 7

ESTUDO DE ÁCIDOS E BASES EM MEIO AQUOSO

EQUIPE

Nome_____ Matrícula_____

Nome_____ Matrícula_____

1. Para cada substância testada (sólidos puros ou materiais diversos) mostre como foi feita a identificação da acidez, neutralidade ou alcalinidade da solução aquosa em questão.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

GRUPO 1: substâncias sólidas puras

2. Para as soluções básicas, escreva a equação química da reação entre a espécie que atua como base e a água, indicando os pares de ácidos e bases conjugados.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

3. Para as soluções ácidas, escreva a equação química da reação entre a espécie que atua como ácido e a água, indicando os pares de ácidos e bases conjugados.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

GRUPO 2: materiais comerciais

4. Para cada um dos materiais investigados, indique o componente responsável pela reação acida ou básica observada e escreva a equação química da reação entre esse componente e a água:

_____

_____

_____

_____

Titulação Ácido-Base

5. Mostre os cálculos feitos para a titulação do HCl 1,0 mol/L com NaOH 1,0 mol/L. Explique o valor encontrado para a concentração do HCl. Ele se aproximou do valor teórico de 1,0 mol/L? Se não, forneça uma possível explicação para a divergência encontrada.

Experimento 8

ESTUDO DA VELOCIDADE DE REAÇÕES QUÍMICAS

OBJETIVOS

Demonstrar alguns aspectos fundamentais da cinética de reações químicas, especialmente o efeito da concentração dos reagentes e da temperatura sobre a velocidade de reações químicas.

INTRODUÇÃO

A velocidade de uma reação química homogênea (v) pode ser definida como a variação da concentração de um dos reagentes (dx) ou de um dos produtos (dy) por unidade de tempo (dt):

$$v = -\frac{dx}{dt} \; ou \; \frac{dy}{dt}$$

A escolha de uma ou outra equação depende da facilidade de se monitorar experimentalmente a concentração de um determinado reagente ou produto.

Assim como a velocidade de um objeto em movimento está associada ao tempo que o objeto precisa para percorrer uma determinada distância, a velocidade de uma reação química pode ser avaliada pelo tempo transcorrido para que uma determinada quantidade de reagente seja consumida ou uma determinada quantidade de produto seja formada.

A reação de *Landolt*, também conhecida como a "reação do relógio de iodo", foi publicada em 1886 e continua sendo, até hoje, um dos exemplos mais adequados para demonstrar alguns aspectos fundamentais da cinética de reações químicas. Trata-se da relação entre os íons bissulfito e iodato em meio ácido, com formação de iodo. Na realidade, o mecanismo dessa reação não é trivial, envolvendo várias etapas com velocidades distintas, durante as quais espécies intermediárias são formadas e posteriormente consumidas. Todavia, é possível representar a reação de *Landolt* por um conjunto de três equações básicas:

Inicialmente o bissulfito (HSO_3^-) reage lentamente como iodato (IO_3^-), formando bissulfato (HSO_4^-) e iodeto (I^-):

$$HSO_3^-\,(aq) + IO_3^-\,(aq) \xrightarrow{lento} 3HSO_4^-\,(aq) + I^-\,(aq) \qquad (1)$$

À medida que o iodeto vai sendo lentamente formado, este reage rapidamente com o iodato, ainda presente em grande quantidade, gerando iodo elementar (I_2):

$$IO_3^-\,(aq) + 5I^-\,(aq) + 6H_3O^+\,(aq) \xrightarrow{rápido} 3I_2\,(aq) + 9H_2O\,(l) \qquad (2)$$

Enquanto houver bissulfito na solução, este consome imediatamente o iodo formado, produzindo novamente iodeto:

$$HSO_3^-\,(aq) + I_2\,(aq) + 3H_2O\,(l) \xrightarrow{muito\ rápido} HSO_4^-\,(aq) + 2I^-\,(aq) + 2H_3O^+\,(aq) \qquad (3)$$

De acordo com essa proposta mecanística, o iodo é somente observado quando todo o bissulfito tiver sido consumido.

O tempo transcorrido a partir do momento da mistura dos reagentes (bissulfito e iodato) até o aparecimento do iodo é um parâmetro de fácil medição, o qual permite avaliar como a velocidade da reação de *Landolt* pode variar sob diferentes condições experimentais. Uma mínima concentração de iodo pode ser sensivelmente detectada se houver **amido** presente no meio reacional, pois este forma um complexo de intensa coloração azul com o iodo.

Assim, neste experimento, será observado o tempo necessário para a formação de iodo na reação de *Landolt*, variando-se a concentração dos reagentes e da temperatura.

LEITURA RECOMENDADA

Velocidade de reações químicas, cinética química.

Experimento retirado e modificado da referência: Bessler, K. E.; Neder, A. V. F. *Química Em Tubos de Ensaios – Uma Abordagem para Principiantes.* 1ª edição, Edgard Blucher; 2004.

Atkins, P. *Princípios de Química*, 3ª Ed., Porto Alegre: Bookman, 2006. (Cap. 13, p. 394 e 395).

PARTE EXPERIMENTAL

Materiais

- Cronômetro
- Termômetro
- Frascos Erlenmeyer
- Provetas
- Banho-Maria (~ 40 ºC)
- Gelo triturado

Reagentes

- **Solução I**: Iodato de Potássio (KIO_3) 0,02 mol/L
- **Solução II**: Sulfito de Sódio (Na_2SO_3 – $9{,}2.10^{-3}$ mol/L) + Ácido Sulfúrico PA (H_2SO_4) + Etanol (C_2H_5OH)
- **Solução III:** Solução de Amido 0,2% (m/v)
- Água da torneira gelada
- Água da torneira morna (40 ºC)

Atenção! *Esta prática é pouco influenciada por eventuais contaminações, portanto,* ***pode-se*** *usar água de torneira.*

Parte 1

PROCEDIMENTO

1. Lave, repetidas vezes, a vidraria a ser utilizada com água antes de cada experimento.
2. Coloque, num frasco Erlenmeyer, 40 mL de água da torneira, 5 mL da SOLUÇÃO III e 10 mL da SOLUÇÃO II. Misture bem.
3. Anote a temperatura da solução.
4. Com auxílio de outra pessoa, adicione rapidamente e com agitação vigorosa 10 mL da SOLUÇÃO I e, ao mesmo tempo, dispare o cronômetro.
5. Mantenha a mistura sob agitação e aguarde atentamente o momento em que aparece a coloração azul na solução.
6. Pare o cronômetro no momento exato da mudança de cor e anote o tempo de reação.

Parte 2: Efeito da Concentração dos Reagentes

PROCEDIMENTO

1. Repita o procedimento da Parte 1, utilizando apenas 20 mL de água da torneira na mistura com as SOLUÇÕES I, II e III.
2. Repita o procedimento da Parte 1, utilizando 80 mL de água da torneira na mistura com as SOLUÇÕES I, II e III.

Parte 3: Efeito da Temperatura

PROCEDIMENTO

1. Repita o procedimento da Parte 1, utilizando 40 mL de água gelada na mistura com as SOLUÇÕES I, II e III, e mantenha a solução sobre um banho de gelo durante a reação.
2. Repita o procedimento da Parte 1, utilizando 40 mL de água morna (não superior a 40 ºC) na mistura com as SOLUÇÕES I, II e III.

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *Todos os resíduos poderão ser diluídos com bastante água da torneira e despejados na pia.*

REFERÊNCIAS

1. Briggs, T.S, Rauscher, W.C., J. Chem. Educ. 50 (1973) 496.
2. Shakashiri, B.C., Chemical Demonstrations, the University of Wisconsin Press, Madison, 1985.
3. Roesky, H.W., Möckel, K., Chemische Kabinettstücke, VCH, Weinheim, 1994.

RELATÓRIO – EXPERIMENTO 8

ESTUDO DA VELOCIDADE DE REAÇÕES QUÍMICAS

EQUIPE

Nome_____ Matrícula_____

Nome_____ Matrícula_____

1. Qual é a função do amido nas reações estudadas?

_____
_____
_____
_____
_____

2. Relate e justifique o efeito de temperatura sobre a velocidade da reação estudada.

_____
_____
_____
_____
_____
_____

3. Relate e justifique o efeito da concentração dos reagentes sobre a velocidade da reação estudada.

_____
_____
_____
_____
_____
_____

Experimento 9

REATIVIDADE DE METAIS

OBJETIVO

Obter conhecimentos sobre a reatividade de diversos metais comuns frente a diversos ácidos, bases e outros agentes oxidantes.

INTRODUÇÃO

Em princípio, todos os metais podem atuar como agentes **redutores,** sendo oxidados com maior ou menor facilidade na presença de agentes oxidantes como H_2O, HCl, HNO_3, H_2SO_4, O_2, O_3, etc, conforme a expressão geral:

$$M^0 \rightleftharpoons M^{n+} + e^-$$

O **potencial padrão de oxidação** atribuído a esse processo (E^o_{OX}) é um indicador da reatividade dos metais. Quanto mais positivo E^o_{OX}, maior a força redutora e, consequentemente, maior a reatividade de um determinado metal frente a um dado agente oxidante. Os valores E^o_{OX} para metais variam entre **+3,0 e -1,0** Volts. Os metais mais reativos, isto é, aqueles que apresentam valores de E^o_{OX} próximos a +3 V (por exemplo, sódio, potássio e cálcio) reagem espontaneamente com água, um agente oxidante relativamente fraco, com evolução de hidrogênio:

$$2Na^0\,(s) + 2H_2O\,(l) \rightleftharpoons 2Na^+\,(aq) + 2OH^-\,(aq) + \uparrow H_2\,(g)$$

A maioria dos metais, no entanto, apresenta reatividade moderada, com E^o_{OX} entre 0,0 e +2,5 V. Metais como, por exemplo, manganês, cádmio ou níquel são dissolvidos por **ácidos comuns diluídos,** como ácido acético, ácido clorídrico, ácido sulfúrico, considerados agentes oxidantes mais fortes que a água, com evolução de hidrogênio:

$$Mn^0\,(s) + H_2SO_4\,(aq) \rightleftharpoons Mn^{2+}\,(aq) + SO_4^{2-}\,(aq) + \uparrow H_2\,(g)$$

Alguns desses metais também são oxidados por bases fortes com desprendimento de hidrogênio e formação de hidroxocomplexos solúveis, por exemplo:

$$M^0\,(s) + 2NaOH\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons 2Na^+\,(aq) + M(OH)_4^{2-}\,(aq) + \uparrow H_2\,(g)$$

Os metais que reagem tanto com ácidos como com bases, são chamados **anfóteros**.

Metais com valores negativos de E^o_{OX}, como, por exemplo, prata e ouro, são mais resistentes à oxidação e são chamados **metais nobres**. Tais metais podem ser dissolvidos apenas em **ácidos fortemente oxidantes** como ácido nítrico, por exemplo:

$$Ag^0\,(s) + 2HNO_3\,(aq) \rightleftharpoons Ag^+\,(aq) + NO_3^-\,(aq) + H_2O\,(l) + \uparrow NO_2\,(g)$$

Ácidos comuns em presença de oxidantes fortes (por exemplo, mistura de ácido acético e água oxigenada) têm o mesmo efeito de ácidos oxidantes:

$$M^0\,(s) + H_3CCOOH\,(aq) + H_2O_2\,(aq) \rightleftharpoons M(H_3CCOO)_2\,(aq) + 2H_2O\,(l)$$

Observe, que, nesses últimos casos, não há formação de hidrogênio.

Todos os processos de **corrosão** de metais correspondem a reações de oxidação. Na corrosão em condições atmosféricas (por exemplo, a formação de **ferrugem**), o oxidante geralmente é o oxigênio do ar, e a reação ocorre muito lentamente:

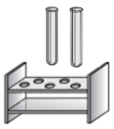
$$4Fe^0\,(s) + 3O_2\,(g) + 6H_2O\,(l) \rightleftharpoons 4Fe(OH)_3\,(s) + 2H_2O\,(l)$$

LEITURA RECOMENDADA

Química geral - Potenciais de oxidação e redução. Reatividade de metais.

Experimento retirado e modificado da referência: Bessler, K. E.; Neder, A. V. F. *Química Em Tubos de Ensaios – Uma Abordagem para Principiantes.* 1ª edição, Edgard Blucher; 2004.

PARTE EXPERIMENTAL



Materiais

- Tubos de Ensaio
- Estante para Tubos de Ensaio
- Proveta de 5 mL
- Espátula
- Banho-Maria (80 ºC)

Reagentes

- Pequenos pedaços ou pó de metais. Por exemplo: alumínio, ferro, magnésio e zinco.
- Ácido Acético 20% (v/v)
- Ácido Clorídrico (HCl) 10% (v/v)
- Ácido Clorídrico (HCl) 20% (v/v)
- Ácido Nítrico (HNO_3) 10% (v/v)
- Ácido Nítrico (HNO_3) 20% (v/v)
- Solução Hidróxido de Sódio (NaOH) 10%
- Água Oxigenada (H_2O_2) PA (30%, m/v) (na capela!)

ATENÇÃO: ácidos e bases, assim como água oxigenada, concentrados são substâncias agressivas e devem ser tratadas com o devido cuidado.

Reação de Diversos Metais com Ácidos e Bases

PROCEDIMENTO

1. Escolha **3 metais** acima relacionados.

Consulte a Tabela 9.1 na página seguinte para verificar os potenciais de redução dos metais utilizados nessa prática!

2. Separe 4 tubos de ensaio e acrescente, em cada um deles, um pequeno pedaço ou uma ponta de espátula do primeiro metal escolhido para iniciar a sequência de reações.

ATENÇÃO: *grandes quantidades do metal em um único tubo de ensaio irão dificultar a visualização da reação. Por isso, uma ponta de espátula pequena de cada metal em um tubo de ensaio é suficiente para essa prática.*

3. Com o auxílio de uma proveta, adicione 3 mL dos seguintes reagentes (um reagente por tubo de ensaio) e observe os casos em que há uma reação. Nos casos em que a reação não for visível, aqueça a mistura em banho-maria sem ferver.

a) Tubo 1: ácido acético (HAc) a 20% + metal
b) Tubo 2: ácido clorídrico (HCl) a 10% + metal
c) Tubo 3: ácido clorídrico (HCl) a 20% + metal
d) Tubo 4: hidróxido de sódio (NaOH) a 10% + metal

4. Caso o metal escolhido não tenha reagido com nenhum dos reagentes de (a) a (d), separe 3 novos tubos de ensaio e adicione 3 mL, separadamente, em cada tubo, dos seguintes reagentes, observando a existência ou não de reação:

a) Tubo 5: ácido nítrico (HNO_3) a 10% + metal
b) Tubo 6: ácido nítrico (HNO_3) a 20% + metal
c) Tubo 7: ácido acético (HAc) a 20% + poucas gotas de água oxigenada (H_2O_2 - na capela!) + metal

5. Registre os casos onde ocorrer uma reação química com os metais e descreva as mudanças observadas: dissolução completa ou parcial do metal, desprendimento de calor, evolução de gás (tente identificar o gás desprendido), mudanças na superfície do metal, formação de precipitados, coloração das soluções resultantes, etc.

6. Identifique os produtos das reações observados.

7. Repita todo o procedimento com os outros 2 metais escolhidos.

Tabela 9.1: Potenciais de Redução a 25 °C em água (em ordem alfabética).

Semi-reação de Redução	E° (V)	Semi-reação de Redução	E° (V)
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	+ 0,80	$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0.00
$Ag^{2+} + e^- \rightarrow Ag^+$	+1,98	$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$	-0,83
$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$	-1,66	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2O$	+1,78
$Au^+ + e^- \rightarrow Au$	+1,69	$K^+ + e^- \rightarrow K$	-2,93
$Au^{3+} + 3e^- \rightarrow Au$	+1,40	$Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$	-2,36
$Cu^+ + e^- \rightarrow Cu$	+1,52	$Na^+ + e^- \rightarrow Na$	-2,71
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+0,34	$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$	+0,40
$Cu^{2+} + e^- \rightarrow Cu^+$	+0,16	$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$	+1,23
$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	-0,44	$Pt^{2+} + 2e^- \rightarrow Pt$	+1,20
$Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe$	-0,04	$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$	-0,14
$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$	+0,77	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	-0,76

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *Cada metal possui um frasco específico para descarte. Os metais que sofreram reações com ácidos e bases serão descartados, juntamente com a parte líquida, no frasco identificado na área de RESÍDUOS do laboratório. Os metais que não reagiram ou que reagiram pouco devem ser separados da parte líquida ácida ou básica. Em seguida, devem ser lavados, secos com papel-toalha e guardados para serem novamente utilizados.*

RELATÓRIO – EXPERIMENTO 9

REATIVIDADE DE METAIS

EQUIPE

Nome_____ Matrícula_____

Nome_____ Matrícula_____

1. Coloque os metais estudados em ordem de crescente reatividade frente aos agentes oxidantes usados. Justifique a resposta.

2. Algum dos metais pesquisados é anfótero? Por quê?

3. Apresente equações químicas completas correspondentes às reações observadas.

4. Indique alguns metais que reagem espontaneamente com água. Justifique sua resposta.

5. De um modo geral, metais podem ser obtidos por redução dos respectivos óxidos empregando gás hidrogênio sob temperaturas elevadas: MO (óxido metálico) + H_2 (g) $\xrightarrow{\Delta}$ Metal (s) + H_2O (l)

   Quais dos metais pesquisados serão mais facilmente obtidos por essa reação? Justifique.

6. Em sua opinião, podemos estocar uma solução de hidróxido de potássio a 10% em tanques de ferro ou de alumínio? Por quê?

Experimento 10

PILHAS ELETROQUÍMICAS E PROCESSOS ELETROLÍTICOS

OBJETIVO

Entender o funcionamento e a elaboração de uma pilha eletroquímica e conhecer diversos exemplos de processos eletrolíticos, empregando-se, para isso, substratos inorgânicos em meio aquoso.

INTRODUÇÃO

A **eletroquímica** é a parte da química que lida com os fenômenos associados à interação da eletricidade com a matéria. De uma forma mais específica, a eletroquímica é a área da química voltada para o estudo das propriedades de **eletrólitos** e dos processos que ocorrem em **eletrodos**. Dentre esses processos, encontram-se as reações de oxirredução, que produzem energia elétrica espontaneamente, e as reações de oxirredução não espontâneas, que são promovidas a partir de energia elétrica.

Os dispositivos que permitem a interconversão de energia química e elétrica são denominados de **células eletroquímicas**. Tais dispositivos são constituídos essencialmente por um par de eletrodos imersos em soluções eletrolíticas. O **catodo** é o eletrodo onde uma espécie recebe elétrons, reduzindo-se. Já no **anodo**, uma espécie transfere elétrons para o eletrodo, oxidando-se. Existem dois tipos de células eletroquímicas:

1. **Células voltaicas ou galvânicas** (**Pilhas**): **células em que a energia elétrica é produzida a partir de reações de oxirredução espontâneas.**

A primeira pilha descrita na literatura foi inventada por Alessandro Volta em 1800. Consistia em pares de discos de Zn e Ag "empilhados", separados por discos de papel umedecidos com água salgada. Com essa "pilha" de discos, era possível detectar um leve choque elétrico ao se tocar, simultaneamente, as duas extremidades da pilha.

Uma pilha que se tornou popular durante o século XIX foi a "Pilha de Daniell", constituída, em 1836, pelo químico inglês John Frederick Daniell. Utilizando o princípio da pilha de Volta, ele empregou tiras de zinco (Zn) e de cobre (Cu) (eletrodos), em que cada metal era imerso em uma solução do íon do próprio metal ($ZnSO_4$ e $CuSO_4$, por exemplo) e as soluções eram mantidas separadas por uma barreira porosa de cerâmica. Cada metal e a sua solução foram chamados de "meia-célula" e as meias-células eletricamente conectadas foram chamadas de "célula voltaica". Esse tipo de arranjo é empregado até hoje, com o objetivo de explorar reações químicas espontâneas para gerar energia elétrica.

Em uma célula voltaica, duas meias-células são conectadas de tal maneira que elétrons fluem de um eletrodo para o outro através de um circuito externo, enquanto íons fluem de uma meia-célula para a outra através de uma conexão interna da célula, como uma separação porosa ou uma ponte salina por exemplo. No cátodo, há ganho de elétrons e, portanto, pode-se, por convenção, considerá-lo como eletrodo positivo, onde ocorre a redução. De forma inversa, no ânodo, há fornecimento de elétrons e, portanto, pode-se, por convenção, considerá-lo como eletrodo negativo da pilha, onde ocorre a oxidação. A IUPAC convencionou a representação de uma pilha da seguinte forma:

Anodo/Solução do anodo // Solução do catodo/Catodo

Exemplo: Pilha de Daniell → **$Zn/Zn^{2+}//Cu^{2+}/Cu$**

A diferença máxima de potencial entre os eletrodos de uma célula voltaica é referida como potencial da pilha (E_{pilha}), medida em Volts (V), e é a responsável pela passagem de corrente elétrica no condutor externo que conecta os eletrodos. O E_{pilha}, em qualquer pilha, depende da natureza das reações químicas que estão ocorrendo, das concentrações (ou pressões parciais, no caso de gases), das espécies sofrendo oxidação e redução e da temperatura da pilha. Para concentrações iguais a 1 mol/L (ou pressões parciais iguais a 1 atm), a 25ºC, tem-se potencial padrão de pilha (E^o_{pilha}). Por convenção, o potencial padrão de redução do hidrogênio é igual a zero:

$$2H^+ (aq) + 2e^- \rightleftharpoons H_2 (g) \qquad E^o_{red} = 0 \text{ (convenção)}$$

A IUPAC eliminou o termo *potencial de oxidação*. Sempre deve ser usada a expressão *potencial de redução*. Dessa forma, a medida do potencial padrão de redução de um dado eletrodo padrão é feita medindo-se a ddp de uma pilha padrão na qual uma das semipilhas é um eletrodo padrão de hidrogênio e a outra é o eletrodo padrão cujo E^0_{red} se quer medir. Além disso, quanto **maior** for o E^0_{red}, **mais fácil** será a redução e **mais forte** será o oxidante ou mais difícil será a oxidação e mais fraco será o redutor. Inversamente, quanto **menor** for o E^0_{red}, **mais difícil** será a redução e **mais fraco** será o oxidante ou mais fácil será a oxidação e mais forte será o redutor.

2. **Células eletrolíticas**: **células em que reações não espontâneas são forçadas a se processar em função de um potencial elétrico externo aplicado aos eletrodos.**

Quando uma solução de um eletrólito é submetida a uma diferença de potencial elétrico, ocorrem transformações químicas correspondentes a reações de oxidação-redução (transferência de elétrons). Esse tipo de transformação é chamado **eletrólise.** Nesse processo, o cátodo da célula eletrolítica é o local em que ocorre a reação de redução e, por convenção, é o eletrodo negativo, isto é, está ligado ao pólo negativo do gerador. Já o ânodo da célula eletrolítica é o local em que ocorre a reação de oxidação e, por convenção, é o eletrodo positivo, isto é, está ligado ao pólo positivo do gerador.

Em soluções aquosas de eletrólitos, íons metálicos podem ser transformados no cátodo a um estado de oxidação inferior:

$$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}(aq)$$

ou ao estado elementar (eletrodeposição de metais):

$$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Cu^0(s)$$

As moléculas do solvente também podem ser reduzidas no cátodo:

$$H_2O(l) + e^- \rightleftharpoons OH^-(aq) + \tfrac{1}{2}H_2(g)\uparrow$$

Íons podem ser transformados no ânodo a um estado de oxidação superior:

$$ClO_3^-(aq) + 3H_2O(l) \rightleftharpoons ClO_4^-(aq) + 2H_3O^+ + 2e^-$$

ou ao estado elementar:

$$Cl^-(aq) \rightleftharpoons \tfrac{1}{2}Cl_2(g)\uparrow + e^-$$

As moléculas do solvente também podem ser oxidadas no ânodo:

$$2OH^-(aq) \rightleftharpoons H_2O(l) + \tfrac{1}{2}O_2(g)\uparrow + 2e^-$$

LEITURA RECOMENDADA

Química geral, química analítica ou físico-química: capítulos sobre eletroquímica (pilhas e eletrodos e eletrólise).

Experimento retirado e modificado da referência: Bessler, K. E.; Neder, A. V. F. *Química Em Tubos de Ensaios – Uma Abordagem para Principiantes.* 1ª edição, Edgard Blucher; 2004.

Atkins, P. *Princípios de Química*, 3ª Ed., Porto Alegre: Bookman, 2006. (Cap. 12).

PARTE EXPERIMENTAL

Parte 1: Pilhas Eletroquímicas

1A: Pilha de Daniell Simplicada

Materiais

- Voltímetro ou multímetro digital
- Fios elétricos e conexões do tipo "jacaré"
- 2 Béqueres de 50 mL
- 1 Tubo em U
- Algodão e Palha de Aço
- Termômetro ou termostato.

Reagentes

- Tira de Zinco
- Tira de Cobre
- Solução de NaCl 10% (m/v)
- Solução de sulfato de cobre ($CuSO_4$) 0,1 mol/L (preparada no experimento 2)
- Solução $ZnSO_4$ 0,1 mol/L

PROCEDIMENTO

1. Limpe bem os eletrodos de zinco e cobre com palha de aço e lave-os com água destilada.
2. Coloque 40 mL da solução 0,1 mol/L de sulfato de cobre em um béquer de 50 mL e 40 mL da solução 0,1 mol/L de sulfato de zinco em outro béquer de 50 mL.
3. Com um termômetro ou o termostato do multímetro, verifique a temperatura das soluções (*reflita: qual a importância em se verificar a temperatura?*).
4. Preencha o tubo em U com a solução de cloreto de sódio 10% e, em seguida, umedeça dois chumaços de algodão com a solução de NaCl. Tape as entradas do tubo em U com o chumaço de algodão umedecido. Certifique-se que os chumaços de algodão estejam bem firmes e que não tenha entrado ar para dentro do tubo em U (*reflita: qual a função da solução de NaCl na pilha?*).
5. Mergulhe o tubo em U nas soluções assim como ilustrado na **Figura 10.1**.

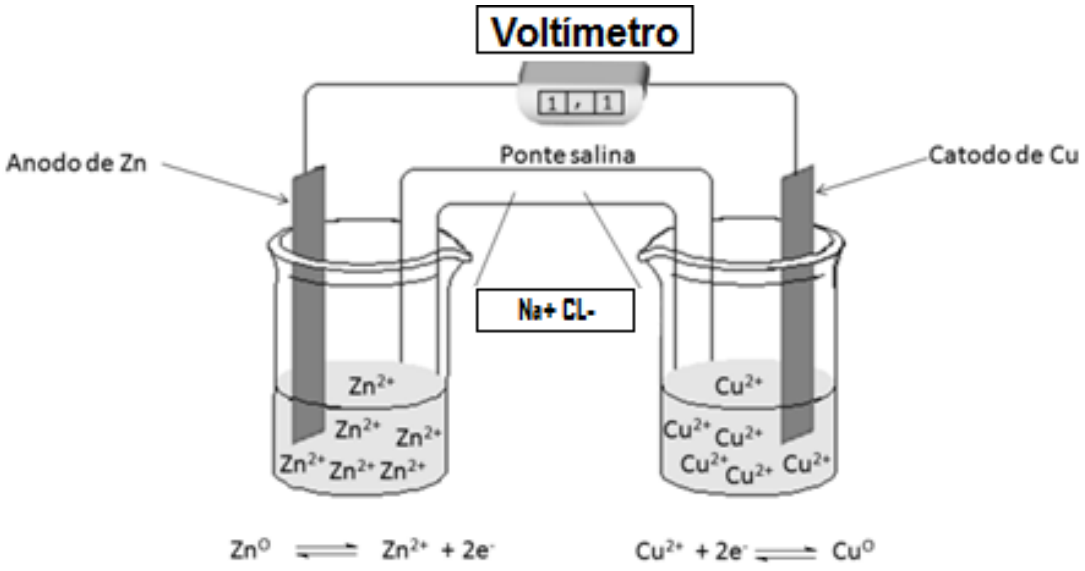


Figura 10.1: Representação da pilha $Zn^0|Zn^{2+}||Cu^{2+}|Cu^0$

6. Prenda cada um dos eletrodos com uma conexão do tipo “jacaré”.
7. Introduza o eletrodo de zinco no béquer contendo a solução de sulfato de zinco ($ZnSO_4$) 0,1 mol/L.
8. Introduza o eletrodo de cobre no béquer contendo a solução de sulfato de cobre ($CuSO_4$) 0,1 mol/L.
9. Tenha cuidado para que o “jacaré” não entre em contato direto com as soluções, pois, caso isso aconteça, ele poderá se oxidar, danificando o material e interferindo em seu experimento.
10. Conecte o eletrodo de zinco ao pólo negativo (fio preto) do voltímetro e o eletrodo de cobre ao pólo positivo (fio vermelho).
11. Anote a voltagem lida no voltímetro.
12. Compare o valor obtido com o valor teórico esperado.

Observe que, no início da pilha, pode-se considerar que a concentração inicial dos íons é igual a sua concentração final. Dessa forma, tem-se que:

$$E = E^0_{tot}$$
$$E^0_{tot} = E^0_{reduz} - E^0_{oxida}$$

A Tabela 10.1 mostra o potencial de redução para diferentes semirreações:

Tabela 10.1: Potenciais de Redução a 25 °C em água (em ordem alfabética).

Semirreação	E° (V)	Semirreação	E° (V)
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	+ 0,80	$I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$	+0,54
$Ag^{2+} + e^- \rightarrow Ag^+$	+1,98	$K^+ + e^- \rightarrow K$	-2,93
$AgCl + e^- \rightarrow Ag + Cl^-$	+0,22	$Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$	-2,36
$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$	-1,66	$Mn^{2+} + 2e^- \rightarrow Mn$	-1,18
$Cu^+ + e^- \rightarrow Cu$	+0,52	$Na^+ + e^- \rightarrow Na$	-2,71
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+0,34	$Ni^{2+} 2e^- \rightarrow Ni$	-0,23
$Cu^{2+} + e^- \rightarrow Cu^+$	+0,16	$NO^{3-} + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O$	+0,96
$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	-0,44	$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$	+0,40
$Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe$	-0,04	$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$	+1,23
$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$	+0,77	$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$	-0,13
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0.00	$Pt^{2+} + 2e^- \rightarrow Pt$	+1,20
$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$	-0,83	$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$	-0,14
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2O$	+1,78	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \rightarrow H_2SO_3 + H_2O$	+0,17
$2Hg^{2+} + 2e^- \rightarrow Hg_2^{2+}$	+0,92	$Ti^{2+} + 2e^- \rightarrow Ti$	-1,63
$Hg_2^{2+} + 2e^- \rightarrow 2Hg$	+0,79	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	-0,76

1B: Montagem de uma Pilha Econômica – Pilha de Eletrólito Sólido-Úmido

Este experimento representa a forma mais econômica para demonstrar o princípio do funcionamento de uma pilha eletroquímica.

Materiais

- Voltímetro ou multímetro digital
- Fios elétricos e conexões do tipo "jacaré"
- Termômetro (ou termostato do multímetro)
- 1 Placa de Vidro
- 1 tira de papel de filtro de tamanho pouco inferior ao da placa

Reagentes

- Tira de Zinco
- Tira de Cobre
- Tira de Magnésio
- Prego de Ferro
- Eletrodo de Grafite ou de Aço
- Solução de NaCl 10% (m/v)
- Sulfato de Cobre ($CuSO_4$) sólido

PROCEDIMENTO

1. Mergulhe a tira de papel de filtro no frasco contendo a solução de cloreto de sódio.
2. Estenda o papel sobre a placa de vidro.
3. Coloque, em uma das extremidades do papel, uma porção pequena de sulfato de cobre sólido (somente alguns grãos do sal).
4. Prenda os eletrodos de zinco e de cobre (ou grafite) com conectores tipo jacaré.
5. Conecte o eletrodo de zinco ao polo positivo do voltímetro e o eletrodo de cobre ao polo negativo do voltímetro.
6. Encoste os eletrodos sobre as extremidades do papel (o eletrodo de cobre ou grafite sobre o lado onde foi colocado o sulfato de cobre).
7. Verifique se sua montagem está de acordo com a Figura 10.2 da página seguinte.
8. Anote a voltagem observada no voltímetro e calcule o potencial da pilha, comparando o valor obtido com os valores teóricos tabelados (Tabela 10.1).

9. Repita o procedimento de 1 a 8 substituindo o eletrodo de zinco pelo eletrodo de magnésio (lixar a superfície do magnésio). O eletrodo de cobre deve ser mantido.
10. Repita o procedimento de 1 a 8 substituindo o eletrodo de zinco pelo eletrodo de ferro. O eletrodo de cobre deve ser mantido.

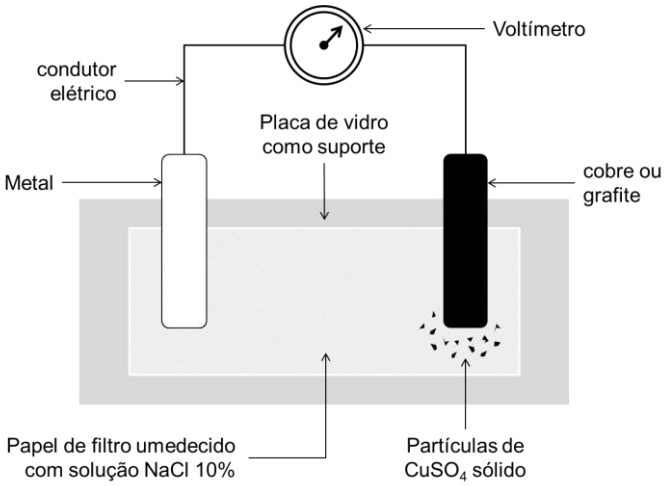


Figura 10.2: Representação da pilha econômica.

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *Todos os metais e o grafite devem ser limpos e guardados para serem reutilizados. A solução de NaCl pode ser colocada de volta ao frasco e as tiras de papel podem ser descartada no lixo. A solução de $CuSO_4$ pode ser recuperada e, por isso, deve ser colocada em recipiente indicado na área de RESÍDUOS do laboratório.*

Parte 2: Processos Eletrolíticos

Materiais

- Fonte de corrente contínua (6-10 V)
- Voltímetro digital
- Fios elétricos e conexões do tipo "jacaré"
- 1 Tubo em "U"
- 2 pinças de madeira para prender o tubo em "U" ou um suporte de ferro com garra.
- 2 Eletrodos de Grafite ou Aço
- Eletrodos de Cobre
- Palha de Aço

Reagentes

- Solução mista (1:1) de sulfato de zinco ($ZnSO_4$) 0,05 mol/L + iodeto de potássio (KI) 0,05 mol/L.
- Solução de Amido 0,2% (m/v).

Observações gerais

- *Os eletrodos devem ser limpos (se for necessário, lixe a superfície dos eletrodos com palha de aço).*
- *Evite que os conectores de jacaré entrem em contato com a solução no tubo.*

Eletrólise de uma Mistura de Iodeto de Potássio e Sulfato de Zinco

PROCEDIMENTO

2A: Carregando a bateria

1. Prenda o tubo “U” com as pinças de madeira.
2. Preencha o tubo com a solução mista (1:1) a ser eletrolisada até 1 ou 2 cm da abertura do tubo e seque as bordas com papel toalha.
3. Prenda cada um dos eletrodos de grafite com um conector tipo jacaré.
4. Mergulhe os dois eletrodos de grafite nas extremidades do tubo.
5. Mostre a montagem ao professor.
6. Conecte os dois eletrodos à fonte de tensão (voltagem de, no máximo, 10 V) e observe os fenômenos que ocorrem nos dois lados.

Observação: Se o efeito esperado não aparecer em até cinco minutos, consulte o professor para revisão do sistema.

Qual espécie oxida? Qual reduz? Para identificar e comprovar a espécie formada no anodo, adicione uma ou duas gotas de solução de amido (a mesma utilizada no Experimento 8, de Cinética) e verifique a reação ocorrida. Explique o que aconteceu com base na função desempenhada pelo amido, em acordo com o que foi estudado no Experimento 8.

2B: Descarregando a bateria

1. Após realizar o procedimento anterior, desconecte os fios da fonte de alimentação e ligue-os no voltímetro.
2. Observe a diferença de potencial gerado.
3. Desligue o voltímetro, retire os eletrodos do tubo e desconecte os cabos.
4. Lave os eletrodos com água destilada, seque-os e os guarde, pois eles podem ser reaproveitados.

DISPOSIÇÃO DE RESÍDUOS: *A solução de sulfato de zinco eletrolisada deve ser colocada em recipiente indicado na área de RESÍDUOS do laboratório, pois a mesma pode ser guardada sobre zinco metálico para ser recuperada. O zinco reage lentamente com o iodo:* $Zn^0 + I_2 \leftrightarrow Zn^{2+} + 2I^-$*, deixando a solução incolor e pronta para ser reutilizada. O iodo e seus compostos têm um custo elevado. Portanto, o reaproveitamento da solução usada torna o experimento mais econômico.*

REFERÊNCIAS

1. D.Ebbing, M.S.Wrighton: General Chemistry, 3ª Ed., Houghton Mifflin Company, Boston (1990).
2. A.R.Denaro: Fundamentos de Eletroquímica, Ed. Edgard Blücher, São Paulo (1994).
3. L.A. Carvalho de Sales: Eletroquímica – Experiências, Leis e Conceitos Fundamentais, Fund. Salim Farah Maluf, São Paulo (1986).
4. Roesky, H. W., Möckel, K.: Chemische Kabinettstücke, VCH, Weinheim (1994).

RELATÓRIO – EXPERIMENTO 10

PILHAS ELETROQUÍMICAS E PROCESSOS ELETROLÍTICOS

EQUIPE

Nome_____ Matrícula_____

Nome_____ Matrícula_____

Parte 1: Pilhas Eletroquímicas

1. Quais são os fatores que determinam a voltagem de uma pilha eletroquímica?

_____
_____
_____
_____
_____

2. Quais são os fatores que determinam a vida útil de uma pilha eletroquímica?

_____
_____
_____
_____

3. Qual é a função da solução de cloreto de sódio nas pilhas estudadas?

_____
_____
_____
_____

4. Qual é a função do papel de filtro e do algodão nas pilhas estudadas?

_____
_____
_____
_____

5. Escreva as semirreações dos processos que ocorrem nos eletrodos de cada pilha estudada, assim como a reação química global.

_____
_____
_____
_____

6. No procedimento experimental da pilha de Daniel simplificada, você comparou o resultado obtido no experimento com o valor teórico. Demonstre aqui seus cálculos e, caso tenha encontrado alguma divergência entre os resultados, explique os eventuais motivos que levaram às variações encontradas.

_____
_____
_____
_____
_____

Parte 2: Processos Eletrolíticos

7. Interprete os fenômenos observados nos eletrodos, especificando, também, os eletrodos onde foi observada a deposição de zinco e a formação de iodo (catodo ou anodo).

8. Escreva as semirreações dos processos que ocorrem em cada eletrodo, assim como a reação química global.

9. Explique os fenômenos observados durante o descarregamento da bateria, a qual foi "carregada" anteriormente por meio da eletrólise da reação química estudada. Descarregar a bateria é um processo de eletrólise? Justifique sua resposta.

10. Por que a voltagem na fonte deve ser de até 10 Volts? O que pode acontecer no sistema reacional caso uma voltagem muito alta for aplicada?

Este roteiro de experimentos foi revisado e atualizado pela seguinte Comissão Elaboradora:

Prof. Dr. Gesley A. Veloso Martins
Prof. Dr. Gerson de Souza Mól
Prof. Dr. Edgardo Garcia
Prof. Dr. Fernando Fabriz Sodré
Prof. Dr. Fernando de M. C. Vieira
Química Dra. Luciana Diniz Borges

Discentes Colaboradores:
Iraci Pereira dos Santos
Marcelo Rodrigues dos Santos
Daniel Augusto Barra de Oliveira
Marcos Maciel de Almeida
Lincoln Lucílio Romualdo
Marcelo Parise
Carlos Alberto M. Abella
Odemir de Araújo

Quaisquer sugestões e/ou correções, favor entrar em contato: ludiniz@unb.br

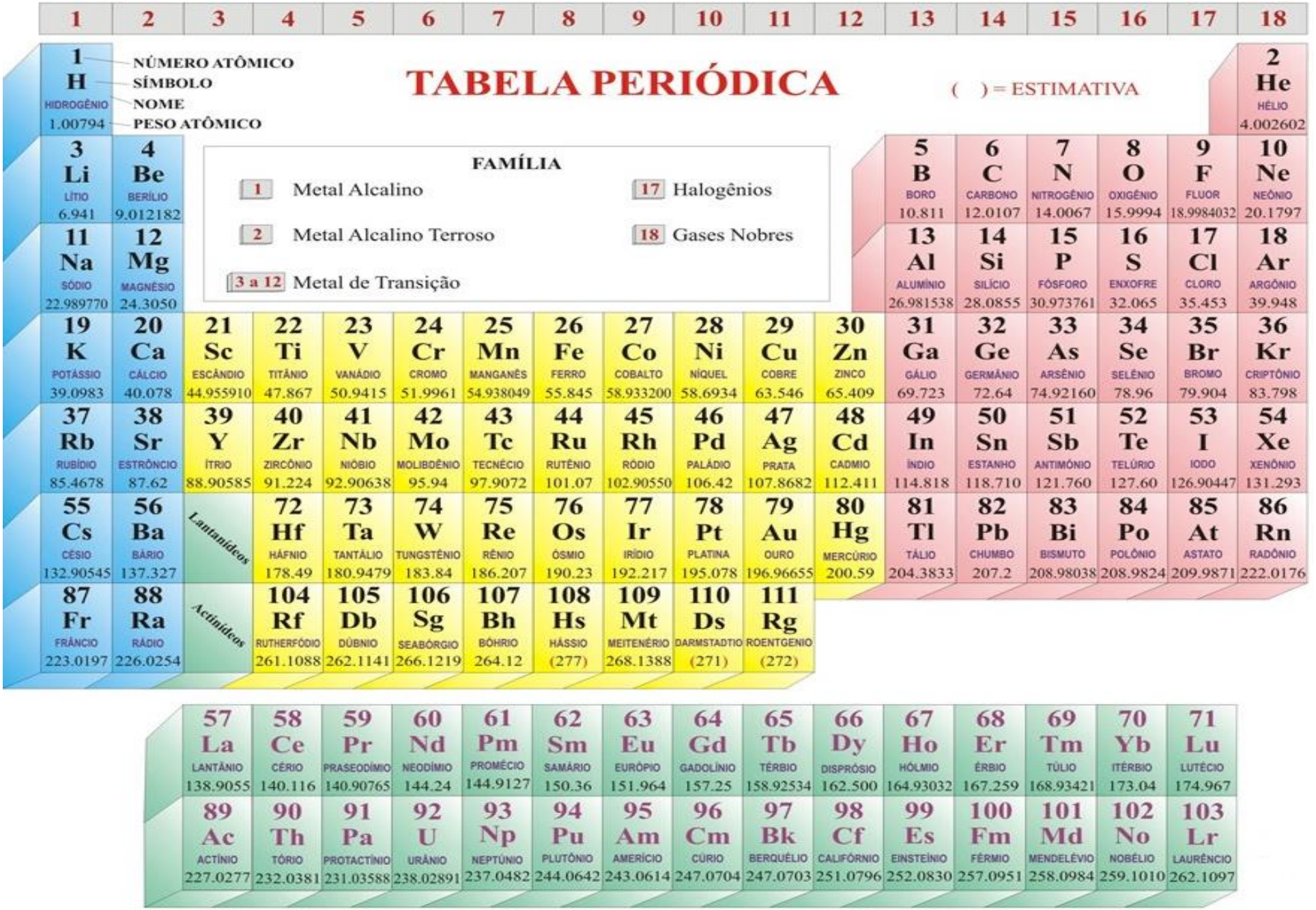


TABELA PERIÓDICA
( ) = ESTIMATIVA
1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18
1 H HIDROGÊNIO 1.00794
NÚMERO ATÔMICO
SÍMBOLO
NOME
PESO ATÔMICO
2 He HÉLIO 4.002602
FAMÍLIA
1 Metal Alcalino
2 Metal Alcalino Terroso
3 a 12 Metal de Transição
17 Halogênios
18 Gases Nobres
3 Li LÍTIO 6.941
4 Be BERÍLIO 9.012182
5 B BORO 10.811
6 C CARBONO 12.0107
7 N NITROGÊNIO 14.0067
8 O OXIGÊNIO 15.9994
9 F FLUOR 18.9984032
10 Ne NEÔNIO 20.1797
11 Na SÓDIO 22.989770
12 Mg MAGNÉSIO 24.3050
13 Al ALUMÍNIO 26.981538
14 Si SILÍCIO 28.0855
15 P FÓSFORO 30.973761
16 S ENXOFRE 32.065
17 Cl CLORO 35.453
18 Ar ARGÔNIO 39.948
19 K POTÁSSIO 39.0983
20 Ca CÁLCIO 40.078
21 Sc ESCÂNDIO 44.955910
22 Ti TITÂNIO 47.867
23 V VANÁDIO 50.9415
24 Cr CROMO 51.9961
25 Mn MANGANÊS 54.938049
26 Fe FERRO 55.845
27 Co COBALTO 58.933200
28 Ni NÍQUEL 58.6934
29 Cu COBRE 63.546
30 Zn ZINCO 65.409
31 Ga GÁLIO 69.723
32 Ge GERMÂNIO 72.64
33 As ARSÊNIO 74.92160
34 Se SELÊNIO 78.96
35 Br BROMO 79.904
36 Kr CRIPTÔNIO 83.798
37 Rb RUBÍDIO 85.4678
38 Sr ESTRÔNCIO 87.62
39 Y ÍTRIO 88.90585
40 Zr ZIRCÔNIO 91.224
41 Nb NIÓBIO 92.90638
42 Mo MOLIBDÊNIO 95.94
43 Tc TECNÉCIO 97.9072
44 Ru RUTÊNIO 101.07
45 Rh RÓDIO 102.90550
46 Pd PALÁDIO 106.42
47 Ag PRATA 107.8682
48 Cd CADMIO 112.411
49 In ÍNDIO 114.818
50 Sn ESTANHO 118.710
51 Sb ANTIMÓNIO 121.760
52 Te TELÚRIO 127.60
53 I IODO 126.90447
54 Xe XENÔNIO 131.293
55 Cs CÉSIO 132.90545
56 Ba BÁRIO 137.327
Lantanídeos
72 Hf HÁFNIO 178.49
73 Ta TANTÁLIO 180.9479
74 W TUNGSTÊNIO 183.84
75 Re RÊNIO 186.207
76 Os ÓSMIO 190.23
77 Ir IRÍDIO 192.217
78 Pt PLATINA 195.078
79 Au OURO 196.96655
80 Hg MERCÚRIO 200.59
81 Tl TÁLIO 204.3833
82 Pb CHUMBO 207.2
83 Bi BISMUTO 208.98038
84 Po POLÔNIO 208.9824
85 At ASTATO 209.9871
86 Rn RADÔNIO 222.0176
87 Fr FRÂNCIO 223.0197
88 Ra RÁDIO 226.0254
Actinídeos
104 Rf RUTHERFÓDIO 261.1088
105 Db DÚBNIO 262.1141
106 Sg SEABÓRGIO 266.1219
107 Bh BÓHRIO 264.12
108 Hs HÁSSIO (277)
109 Mt MEITENÉRIO 268.1388
110 Ds DARMSTADTIO (271)
111 Rg ROENTGENIO (272)
57 La LANTÂNIO 138.9055
58 Ce CÉRIO 140.116
59 Pr PRASEODÍMIO 140.90765
60 Nd NEODÍMIO 144.24
61 Pm PROMÉCIO 144.9127
62 Sm SAMÁRIO 150.36
63 Eu EURÓPIO 151.964
64 Gd GADOLÍNIO 157.25
65 Tb TÉRBIO 158.92534
66 Dy DISPRÓSIO 162.500
67 Ho HÓLMIO 164.93032
68 Er ÉRBIO 167.259
69 Tm TÚLIO 168.93421
70 Yb ITÉRBIO 173.04
71 Lu LUTÉCIO 174.967
89 Ac ACTÍNIO 227.0277
90 Th TÓRIO 232.0381
91 Pa PROTACTÍNIO 231.03588
92 U URÂNIO 238.02891
93 Np NEPTÚNIO 237.0482
94 Pu PLUTÔNIO 244.0642
95 Am AMERÍCIO 243.0614
96 Cm CÚRIO 247.0704
97 Bk BERQUÉLIO 247.0703
98 Cf CALIFÓRNIO 251.0796
99 Es EINSTEÍNIO 252.0830
100 Fm FÉRMIO 257.0951
101 Md MENDELÉVIO 258.0984
102 No NOBÉLIO 259.1010
103 Lr LAURÊNCIO 262.1097