

INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DO
MARANHÃO- CAMPUS CAXIAS

CENTRO DE CIÊNCIAS DA NATUREZA

DIRETORIA DE DESENVOLVIMENTO EDUCACIONAL

CURSO DE LICENCIATURA EM QUÍMICA

**APOSTILA DE ROTEIROS EXPERIMENTAIS DE QUÍMICA
GERAL I**

ORGANIZAÇÃO:

ANA JÚLIA REGO VIEIRA DA LUZ

HÉLSON RICARDO DA CRUZ FALCÃO

JOALDO DA SILVA LOPES

LEONARDO JOSÉ BRANDÃO LIMA DE MATOS

PEDRO ALBERTO PAVÃO PESSOA

WALLONILSON VERAS RODRIGUES

CAXIAS-MA

2018



SUMÁRIO

1	NORMAS BÁSICAS DE SEGURANÇA NO LABORATÓRIO E SEUS PRINCIPAIS INSTRUMENTOS E VIDRARIAS	3
1.1	APRESENTAÇÃO	3
1.2	INTRODUÇÃO	3
1.3	REGRAS BÁSICAS DE CONDUTA E SEGURANÇA NO LABORATÓRIO ..	4
2	ROTEIROS DE AULAS PRÁTICAS: QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL I.....	8
	EXPERIMENTO 01.....	9
	EXPERIMENTO 02.....	12
	EXPERIMENTO 03.....	18
	EXPERIMENTO 04.....	21
	EXPERIMENTO 05.....	25
	EXPERIMENTO 06.....	28
	EXPERIMENTO 07.....	32
	EXPERIMENTO 08.....	36
	EXPERIMENTO 09.....	40
	EXPERIMENTO 10.....	44
	EXPERIMENTO 11.....	51
3	A PRÁTICA EDUCATIVA.....	56



1 NORMAS BÁSICAS DE SEGURANÇA NO LABORATÓRIO E SEUS PRINCIPAIS INSTRUMENTOS E VIDRARIAS

1.1 APRESENTAÇÃO

Este manual é um exemplar integrante e de essencial conhecimento para todas as disciplinas experimentais, que envolvam experimentos como instrumento avaliativo ou complementar das aulas teóricas, para o desenvolvimento das atividades em laboratório. Estarão presentes neste manuscrito, as principais normas de segurança, principais vidrarias, instrumentos e equipamentos usados nos laboratórios de Química do IFMA – Campus Caxias.

1.2 INTRODUÇÃO

As atividades em laboratório requerem uma atenção especial, pois grande parte das substâncias apresentam grau de toxicidade consideráveis, requerendo sempre de alunos e professores atenção e precauções a serem tomadas. Acidentes ocorrem frequentemente, embora geralmente sejam ocasionados por pressa ou imperícia no manuseio dos instrumentos. Neste manual, será discutido e apresentado as principais medidas a serem tomadas pelo corpo docente e discente, durante o curso de atividades das disciplinas práticas do IFMA campus Caxias, bem como os principais instrumentos que serão utilizados durante todo o curso.

1.3 REGRAS BÁSICAS DE CONDUTA E SEGURANÇA NO LABORATÓRIO

1. Trabalhe sempre com atenção, calma e prudência. Atividades de laboratório exigem concentração;
2. Conheça o espaço físico do laboratório. Reconheça as portas principais, laterais e de emergência, janelas, chuveiros, aparelhos elétricos, fontes de radiação e execute somente a partir das ordens do professor;
3. Esteja sempre acompanhado, nunca trabalhe sozinho no laboratório e execute as atividades em horários convencionais;
4. Leia antecipadamente o roteiro da prática e entenda a finalidade de cada vidraria, instrumentos e equipamentos;
5. Leia as instruções, verifique o prazo de validade dos extintores de incêndio e aprenda a usá-lo. Use somente nos casos em que se verificar controle da situação;
6. É proibido fumar, beber e se alimentar dentro do laboratório;
7. Mantenha sua bancada de trabalho organizada e limpa;
8. Não despeje material insolúvel e de grande granulação nas pias (sílica, carvão ativo, algodão) para não provocar entupimentos. Utilize um recipiente para armazenamento desse tipo de material;
9. Verifique as normas para descarte de cada substância. Os produtos das reações devem ser tratados para diminuição de impactos ambientais. Na impossibilidade, guarde-os em frascos que sejam suficientes seguros para o seu armazenamento (fracos de vidro incolor, âmbar, plástico ou vidro);
10. Em caso de acidente, mantenha a calma, desligue ou ligue os aparelhos próximos, inicie o combate ao fogo, isole as substâncias inflamáveis, chame os Bombeiros **(193)**;

11. Todas as substâncias de certo modo, podem ser nocivas ou perigosas; portanto devem ser tratadas com cautela e respeito. Evite contato direto com as substâncias;
12. Lave as mãos após eventual contato com as substâncias e ao sair do laboratório;
13. Não entre em locais de acidentes sem uma máscara contra gases e óculos protetores;
14. Trabalhando com reações perigosas, explosivas, tóxicas, ou cuja periculosidade, use a capela, óculos de proteção, máscara, luvas, e tenha um extintor por perto;
15. Tenha cuidado com o manuseio de vidraria. O vidro é frágil e fragmentos de peças quebradas podem provocar ferimentos sérios;
16. O uso de jaleco, calçados fechados e óculos de segurança é obrigatório durante as práticas;
17. Prenda os cabelos de modo a não prejudicar a visão e/ou ocasione o aumento de área corporal;
18. *NUNCA* utilize a boca para fazer a sucção. Use a pera ou dispositivo adequado para manusear junto com a pipeta;
19. Nunca jogue no lixo restos de reações nem alimentos de origem orgânica;
20. Execute as atividades que envolve substâncias voláteis e reações com produção de gases dentro de capelas ou locais bem ventilados;
21. Em caso de acidente (por contato ou ingestão de produtos químicos) procure o médico indicando o produto utilizado;
22. Não utilize reagentes de identidade desconhecida ou duvidosa;

23. Nunca olhe diretamente para dentro de um tubo de ensaio ou outro recipiente onde esteja ocorrendo uma reação, pois o conteúdo pode espirrar nos olhos;

24. Ao aquecer um tubo de ensaio, não volte a boca deste para si ou para uma pessoa próxima;

25. Se atingir os olhos, abrir bem as pálpebras e lavar com bastante água. Atingindo outras partes do corpo, retirar a roupa impregnada e lavar a pele com bastante água, ou toalha levemente úmida (verificar a características das substâncias);

26. Nunca realize reações químicas nem aqueça substâncias em recipientes fechados sem autorização do professor;

27. Tenha cuidado com a utilização de bicos de gás. Não os deixe acesos desnecessariamente. O perigo de incêndio é real!

28. Evite vazamentos de gás; feche a torneira e o registro geral ao final do trabalho;

29. Tenha cuidado com o uso de equipamentos elétricos. Verifique sua voltagem antes de conectá-los. Observe os mecanismos de controle, especialmente para elementos de aquecimento (Chapas, mantas, banhos, fornos, estufas e diversos outros);

30. Em caso de acidente com fogo a pessoa deve se dirigir ao chuveiro. Na impossibilidade, cubra a área inflada com um cobertor;

31. Caso o fogo ocorrer no laboratório, prefira o uso do extintor. O uso de água pode espalhar substâncias inflamáveis;

32. As substâncias ácidas requerem um tratamento diferenciado. **Ácido sulfúrico:** derramado sobre o chão ou bancada pode ser rapidamente neutralizado com carbonato ou bicarbonato de sódio em pó. **Ácido clorídrico** (manuseá-lo somente na capela): derramado será neutralizado com amônia,

que produz cloreto de amônio, em forma de névoa branca. **Ácido nítrico:** (manuseá-lo somente na capela): reage violentamente com álcool;

33. Ao sair do laboratório, desligue os aparelhos indicados pelo professor e a válvula de gás. Lave as vidrarias com água em excesso, seque e guarde-as em lugares adequados. Em caso de práticas que se estenderam em outro horário além do estipulado na aula, etiquetar os recipientes indicando a substância, data, professor responsável, e o procedimento a ser utilizado em caso de acidente;

34. Comunique imediatamente ao professor responsável qualquer acidente ocorrido durante a execução dos trabalhos de laboratório.



INSTITUTO FEDERAL
Maranhão
Campus Caxias

INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DO MARANHÃO
DIRETORIA DE DESENVOLVIMENTO EDUCACIONAL
DEPARTAMENTO DE ENSINO
LICENCIATURA EM QUÍMICA
QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL I

2 ROTEIROS DE AULAS PRÁTICAS: QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL I



EXPERIMENTO 01

OBSERVAÇÃO, INVESTIGAÇÃO E DESCRIÇÃO CIENTÍFICA: O EXPERIMENTO DA QUEIMA DA VELA

1 INTRODUÇÃO

Você se julga um bom observador? Certamente que sim. Entretanto há muito mais a observar, além daquilo que nos chama atenção à primeira vista. Observar exige:

- ✓ Concentração
- ✓ Atenção aos detalhes
- ✓ Engenhosidade
- ✓ Paciência
- ✓ Prática

Siga estes exemplos:

- 1- Observa-se que Carlos e Joana são vistos frequentemente juntos. Qual sua interpretação?
- 2- Todas as quintas-feiras pela manhã as sacolas com lixo colocada à minha porta desaparecem. Dê sua interpretação para o fato.

Estas duas situações permitem formular hipóteses que concordem com os fatos observados esclarecendo o PORQUE dessas regularidades. A atividade científica começa com a observação, que deve ser realizada com a OBSERVAÇÃO, que deve ser realizada sob condições controladas, ou seja, aquelas condições que são fixas e conhecidas e podem variar deliberadamente se desejarmos. O controle das condições é melhor obtido em um ambiente denominado LABORATÓRIO. A sequência de observações assim obtidas é chamada EXPERIÊNCIA. Pode-se afirmar que **TODA CIÊNCIA É CONSTRUÍDA SOBRE RESULTADOS DE OBSERVAÇÕES EXPERIMENTAIS.**

Um segundo requisito importante da atividade científica é a **DESCRIÇÃO**. Significa o registro sucinto das observações, cujo conjunto denomina-se **COLETA DE DADOS**. Estes dados serão analisados e confrontados, evocando-se informações da literatura como princípios, teorias e leis conhecidas (**DISCUSSÃO**) para se extrair os **RESULTADOS E CONCLUSÕES**. Estes procedimentos constituem **O MÉTODO CIENTÍFICO**. Caso não haja nada conhecido na literatura sobre seus dados, isso pode vir a ser uma **descoberta nova, uma geração de novo conhecimento**.

De posse de seus resultados e conclusões, o passo seguinte é a **DIVULGAÇÃO**. Isso implica em transmitir as informações computadas, de forma concreta, organizada, clara e objetiva, fundamentada em um domínio de conhecimento

formal, usando uma linguagem especializada: a linguagem científica. Não se deve usar gírias, parágrafos longos ou ideias alheias, e sempre citar as fontes de consulta (REFERÊNCIAS) usadas para a elaboração de seu relatório.

Com o propósito de exercitar a INVESTIGAÇÃO CIENTÍFICA, PRINCIPALMENTE A OBSERVAÇÃO E DESCRIÇÃO, sugerimos descrever um objeto familiar: UMA VELA ACESA.

2 OBJETIVO

- ✓ Observar, registrar e descrever um objeto de uso cotidiano.

3 PARTE EXPERIMENTAL

3.1 MATERIAIS E REAGENTES

- ✓ Vela;
- ✓ Fósforo;
- ✓ Béquer de 500 mL;
- ✓ Béquer de 250 mL;
- ✓ Erlenmeyer de 250 mL;
- ✓ Recipiente de vidro;
- ✓ Relógio (cronômetro);
- ✓ Solução aquosa colorida;

3.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

3.2.1 1ª Etapa: Observando a vela

- Examine atentamente a vela que se encontra em sua bancada. Anote o máximo de observações durante 5 minutos;
- Acenda a vela. Observe-a durante o mesmo período de tempo do item anterior. Anote o máximo de observações possíveis nesta condição;
- Emborque sobre a vela acesa um béquer vazio de 500 mL. Com um relógio cronometrado inicie a contagem do tempo. O que aconteceu? Anote as modificações ocorridas com este procedimento;
- Repita o procedimento anterior com o béquer e o erlenmeyer de 250 mL;
- Acenda a vela novamente, passe o seu dedo uns cinco centímetros acima da chama. Tente passar o dedo pelo meio da chama. Sobre levemente a chama. Anote as observações nesta operação.

QUESTIONÁRIO (colocar como apêndice no relatório)

- Quais as condições que você utilizou para controle nesta experiência?
- Como pode variar estas condições?
- Por que as anotações durante a experiência são fundamentais. Por que não as fazer depois?

4. As suas observações são suficientes para indicar: a composição da vela, seu estado físico ou mudança de estado, o produto da queima, características organolépticas. Faça um relato.
5. Que tempo leva a vela para apagar-se quando se emborca sobre ela o béquer de 500 e 250 mL e o erlenmeyer de 250 mL? Como você descreve o interior das vidrarias após este procedimento?
6. Há presença de líquidos, fumaça, vapor enquanto a vela está sendo examinada? Onde e quando? Qual a forma, cor e calor da chama? Seu dedo sobre e através da chama permitiu deduzir o quê?
7. Qual a função do pavio da vela?
8. Baseado apenas em suas observações e anotações faça uma descrição da vela (apagada e acesa).

3.2.2 *2ª Etapa: Enchendo um frasco de cabeça para baixo*

- a) Grude a vela no fundo da bacia usando a própria parafina derretida;
- b) Encha a bacia com uma (solução colorida) de modo que a vela fique dois dedos de sua altura mergulhada;
- c) Ascenda a vela;
- d) Tampe-a com o frasco de vidro.

QUESTIONÁRIO (colocar como apêndice no relatório)

9. O que aconteceu quando tampamos a vela com o frasco?
10. Por que a água da bacia só entra no frasco de vidro virado para baixo quando a vela apaga?

REFERÊNCIA BIBLIOGRÁFICA

SOUZA, A.A.; MOURA, C. V. R.; SOUZA, C. M. L.; MOURA, E. M.; DA SILVA, F. C. M.; SANTOS, J. A. V. **Apostila de práticas de laboratório de Química Geral**. UFPI, Teresina, 2004.

EXPERIMENTO 02

AQUISIÇÃO DE DADOS EXPERIMENTAIS

1 INTRODUÇÃO

As propriedades da matéria são o objeto de toda a química, particularmente a conversão de uma forma da matéria em outra. Mas, o que é matéria? A matéria é, na verdade, muito difícil de ser definida com precisão sem o apoio das ideias avançadas da física das partículas elementares, porém uma definição operacional simples é que matéria é qualquer coisa que tem massa e ocupa lugar no espaço. Uma das características da ciência é que ela dá significado preciso às palavras comuns de nossa linguagem cotidiana. Na linguagem diária, “uma substância” é apenas outro nome da matéria. Em química, porém, uma substância é uma forma simples e pura da matéria. O ar é matéria, mas, sendo uma mistura de vários gases, não é uma substância simples (ATKINS, 2006).

As substâncias são identificadas pelas suas propriedades, bem como pela sua composição. A cor, o ponto de fusão e o ponto de ebulição são propriedades físicas. Uma propriedade física pode ser medida e observada sem alterar a composição ou a identidade de uma substância (CHANG; GOLDSBY, 2013).

Uma propriedade facilmente observada da matéria é seu estado, isto é, se uma substância é um sólido, líquido ou gasosa (vapor ou gás). Reconhece-se um sólido por ele ter uma forma rígida e um volume fixo que muda pouco com variações de temperatura e de pressão. Assim como os sólidos, os líquidos têm volume fixo, mas um líquido é fluido – ele assume a forma de seu recipiente e não apresenta forma própria definida. A matéria no estado gasoso é fluida, mas seu volume é determinado pelo recipiente que o contém. O volume de um gás varia mais que o volume de um líquido com alterações da temperatura e pressão (KOTZ, 2013).

Em temperaturas muito baixas, virtualmente toda a matéria se encontra no estado sólido. À medida que a temperatura se eleva, porém, ocorre a fusão dos sólidos para formar líquidos. Algumas vezes, se a temperatura for suficientemente

elevada, os líquidos se evaporam para formar gases. Mudanças de estado são tipicamente acompanhadas mudanças de volume. Para determinada massa de material, geralmente há um pequeno aumento de volume quando ocorre a fusão – a água é uma exceção significativa – e então um grande aumento de volume ocorre na vaporização (KOTZ, 2013).

2 OBJETIVOS

- ✓ Manusear corretamente o bico de Bunsen;
- ✓ Estudar o comportamento de substâncias líquidas e sólidas quando submetidas a aquecimento;
- ✓ Construir gráficos.

3 PARTE EXPERIMENTAL

3.1 MATERIAIS E REAGENTES

- | | | |
|-----------------------------|-----------------------------|--------------------|
| ✓ Bico de Bunsen | ✓ Fósforo | ✓ Chapa aquecedora |
| ✓ Béquer de 250 mL | ✓ Cronômetro | ✓ Água destilada |
| ✓ Béquer de 100 mL | ✓ Tubo de Vidro | ✓ Ácido Benzóico |
| ✓ Proveta de 100 mL | ✓ Espátula | ✓ Alfa-naftol |
| ✓ Termômetro (-10 a 110 °C) | ✓ Tubos capilares | |
| ✓ Tripé | ✓ Rolha de cortiça | |
| ✓ Tela de amianto | ✓ Vidro de relógio | |
| ✓ Anel de ferro | ✓ Medidor de ponto de fusão | |
| ✓ Suporte Universal | ✓ Agitador Magnético | |

3.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

3.2.1 1ª Etapa: Uso do bico de Bunsen

3.2.1.1 Acendendo o Bico de Bunsen

- a) Feche a válvula de controle do gás do bico de Bunsen;
- b) Conecte o tubo de gás no orifício do queimador;
- c) Conecte o tubo no distribuidor de gás;
- d) Abra o distribuidor de gás (neste momento nenhum gás inflamável deve estar na sala). Como a válvula de controle no bico de Bunsen é lentamente aberta, acenda um palito de fósforo ou isqueiro próximo ao tubo de saída do queimador. Ocasionalmente o gás apagará o fósforo. Se o palito for apagado, feche a válvula de controle enquanto um novo palito é aceso.

3.2.1.2 Ajustando o Bico de Bunsen

- a) Ajuste a altura da chama abrindo ou fechando a válvula de controle de gás. A chama apropriada será a menor chama necessária para executar a tarefa. Uma chama que tem em torno de 5 a 8 cm de altura é suficiente para a maioria das tarefas no laboratório;
- b) Ajuste o controle de ar até que a chama do bico esteja azul e contenha dois ou mais cones distintos. Chamas amarelas são resultados de pouco oxigênio na mistura gasosa. O fluxo de oxigênio pode ser incrementado (ou reduzido) na mistura do gás ajustando o controlador da entrada de ar. NOTA: quando ajustar a entrada de ar, tome cuidado para não extinguir a chama ou desrosquear completamente o tubo do bico;
- c) Gire o anel inferior para um lado e para o outro. Observe a chama com o anel. Com o anel fechado a chama se assemelha com uma lamparina, já com o anel aberto se parece com a chama de um fogão a gás;

QUESTIONÁRIO (colocar como apêndice no relatório)

1. Qual a função do anel? Em que situação o combustível é queimado totalmente?

3.2.1.3 Apagando a Chama

- a) Apague a chama na ordem inversa na qual ela foi acesa;
- b) Feche a válvula de controle do bico de Bunsen;
- c) Feche a válvula do distribuidor. Desligue o gás no distribuidor;
- d) Certifique-se de fechar completamente o fornecedor de gás para prevenir o cúmulo de gás no laboratório – uma faísca e há uma explosão perigosa;

3.2.2 2ª Etapa: Aquecimento da água

- a) Monte o sistema conforme as instruções;
- b) Fixe o anel de ferro no suporte universal de forma que a altura seja adequada para que o bico de Bunsen fique embaixo;
- c) Coloque a tela de amianto sobre o anel. Sobre a tela de amianto coloque o béquer de 250 mL contendo 150 mL de água;
- d) Você vai agora aquecer a água contida no béquer e fazer observações acerca de como variará a temperatura da água com o tempo;
- e) Adaptar uma garra à base de ferro e fixar o termômetro. Mergulhe o termômetro na água mantendo uma distância entre o bulbo do termômetro e o fundo do béquer de aproximadamente 1 cm;
- f) Acenda o bico de Bunsen e ajuste de forma a obter a chama azul;
- g) Use um cronômetro para medir o tempo. A primeira leitura da temperatura será registrada como tempo zero;
- h) De 2 em 2 minutos, leia as temperaturas indicadas no termômetro;
- i) Determine a temperatura na qual a água entrará em ebulição;

j) Construa uma tabela, como a descrita abaixo.

OBSERVAÇÃO: Caso não haja disponibilidade suficiente de gás para atender a demanda da aula, substituir o fogo por agitador magnético com aquecimento ou chapa aquecedora. **CUIDADO! A IMPERÍCIA PODE PROVOCAR QUEIMADURAS.**

Tempo / min	Temperatura / °C
00	
02	
04	
06	
08	
10	
12	
14	
16	
18	
20	
22	
24	

QUESTÕES (colocar como apêndice no relatório)

2. Com os dados da tabela obtida, construa um gráfico colocando a temperatura na ordenada e o tempo na abscissa. Utilize um programa gráfico (ORIGIN ou EXCEL, por exemplo) para realizar esta tarefa.
3. Discuta qual seria o efeito que um aumento da quantidade de água teria sobre a forma da curva obtida?
4. Por que, ao atingir a ebulição, não é mais observada a variação da temperatura da água com o recebimento de calor?

3.2.3 3ª Etapa: Determinação do ponto de fusão

Determinar o ponto de fusão do ácido benzoico, do α -naftol e da mistura de ácido benzoico e α -naftol na proporção 1:1.

3.2.3.1 Preparo do tubo capilar

- a) Acenda o bico de Bunsen;
- b) Aqueça na chama do bico de Bunsen, uma das extremidades do tubo capilar fazendo um movimento de rotação nesse tubo, até que apareça um pequeno nódulo. NESSE MOMENTO O CAPILAR DEVERÁ ESTAR FECHADO.

3.2.3.2 Colocação da amostra dentro do tubo capilar

- c) Coloque a amostra que se quer determinar o ponto de fusão em um vidro de relógio, inicie com o ácido benzoico. Pulverize com a espátula;
- d) Mantenha o tubo capilar o mais horizontal possível, empurrar sua extremidade aberta de encontro à amostra utilizando-se da espátula para ajudar a acomodar a amostra no tubo.
- e) Tomar um tubo de vidro grande ou um bastão oco, colocando-o em posição vertical e encostando-o no chão do laboratório;
- f) Solte o capilar do extremo superior do tubo de vidro até o chão, com a ponta fechada voltada para baixo. REPETIR ESTA OPERAÇÃO ATÉ QUE SE FORME UMA CAMADA COMPACTA DA AMOSTRA NO FUNDO DO TUBO CAPILAR (aproximadamente 1 cm).

3.2.3.3 Determinação do Ponto de Fusão

OBSERVAÇÃO: PROCEDIMENTO DEMONSTRATIVO (TÉCNICO E PROFESSOR)

- a) Introduza um termômetro em rolha furada até a metade do mesmo;
- b) Prenda no termômetro o tubo capilar que já deverá estar com a amostra a ser determinada o ponto de fusão, utilizando uma liga, tomando cuidado de deixar a amostra o mais perto possível do bulbo do termômetro;
- c) Adapte uma garra à base de ferro e fixar o termômetro;
- d) Encha o béquer de 100 mL até a marca de 70 mL com óleo, vaselina ou glicerina;
- e) Coloque o agitador do banho de óleo (ou glicerina) dentro do béquer, e a seguir o termômetro com o capilar. A DISTÂNCIA ENTRE O BULBO DO TERMÔMETRO E O FUNDO DO BÉQUER DEVE SER DE APROXIMADAMENTE 1 cm;
- f) Aqueça lentamente o banho de óleo (ou glicerina) com bico de Bunsen agitando constantemente o óleo. Próximo ao ponto de fusão a temperatura do banho deve aumentar de 2 a 3 graus por minuto;
- g) Registre a temperatura na qual aparece a primeira gota de líquido e a temperatura na qual desaparece o restante da porção sólida. Essa faixa de temperatura representa o ponto de fusão para a substância pura usada;
- h) Repita a operação com o α -naftol e com a mistura de ácido benzoico e α -naftol na proporção de 1:1;
- i) Compare o resultado acima com o medidor de ponto de fusão.

QUESTIONÁRIO (colocar como apêndice no relatório)

5. Que se entende por ponto de fusão? Com que finalidade é usado?

6. Procurar na bibliografia indicada o ponto de fusão do α -naftol e do ácido benzoico. Comparar com os resultados obtidos.
7. Por que se recomenda que a determinação do ponto de fusão seja realizada inicialmente com o α -naftol e não com o ácido benzoico?
8. Tendo em vista a estrutura molecular do α -naftol, do ácido benzoico, apresentar uma explicação para as diferenças de seus pontos de fusão.
9. De acordo com o ponto de fusão pesquisado, qual deveria ser a temperatura em que o ácido benzoico passaria do estado líquido para o sólido, ou seja, qual seria o ponto de solidificação do ácido benzoico?

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. Tradução de Ricardo Bicca de Alencastro. 3ª ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.

CHANG, R.; GOLDSBY, K. A. **Química**. Tradução de M. Pinho produtos digitais unipessoal LTDA. 11 ed. Porto Alegre: AMGH, 2013.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; WEAVER, G. C. **Química geral e reações químicas**. vol. 1. Tradução de Noveritis do Brasil. São Paulo: Cengage Learning, 2013.

SOUZA, A.A.; MOURA, C. V. R.; SOUZA, C. M. L.; MOURA, E. M.; DA SILVA, F. C. M.; SANTOS, J. A. V. **Apostila de práticas de laboratório de Química Geral**. UFPI, Teresina, 2004.

VOGUEL, A.I. **Química orgânica: análise orgânica qualitativa**. 3 ed, v.1, Livro Técnico e Científico, Editora AS: Rio de Janeiro, 1981.

EXPERIMENTO 03

MEDIDAS DE MASSA, VOLUME E DENSIDADE

1 INTRODUÇÃO

Todas as generalizações e leis científicas são baseadas na regularidade derivada de observações experimentais. Portanto é necessário, para qualquer cientista levar em consideração as limitações e confiabilidade dos dados a partir dos quais são tiradas as conclusões. Um erro de medida ocorre quando há uma diferença entre o valor real e o valor experimental. Vários fatores introduzem erro sistemático ou determinado (erros no sistema que podem ser detectados e eliminados). Por exemplo: equipamentos não calibrados, reagentes impuros e erros no equipamento. A medida é também afetada por erros indeterminados ou aleatórios (erros que estão além do controle do operador). Estes incluem o efeito de fatores como: pequenas variações de temperatura durante uma experiência, absorção de água enquanto estão sendo pesadas, diferenças em julgamento sobre a mudança de cor do indicador ou perda de pequenas quantidades de material ao transferir, filtrar ou em outras manipulações. Erros aleatórios podem afetar uma medida tanto numa direção positiva quanto negativa. Assim um resultado poderá ser ligeiramente maior ou menor do que o valor real. Duas ou mais determinações de cada medição efetuadas na esperança de que erros positivos e negativos se cancelem. A precisão de uma medida se refere a concordância entre diferentes determinações de uma mesma medida. Você pode encontrar que um objeto tenha 1,0 m, 1,2 m ou 0,9 m para cada uma das operações de medida que realizar. Como erros aleatórios não podem ser completamente eliminados, a perfeita precisão ou reprodutibilidade nunca é esperada. Exatidão é uma concordância entre o valor medido e o real. Para calcular o erro em uma medida, deve-se saber o valor real. Isto raramente é possível, pois normalmente não se sabe o valor real. O melhor a fazer é projetar instrumentos de medida e realizar medidas de forma a tornar o desvio tão pequeno quanto ao instrumento utilizado que pode não estar calibrado corretamente. A precisão depende mais do operador e a exatidão depende tanto do operador quanto do instrumento da medida.

2 OBJETIVOS

- ✓ Manipular corretamente vidrarias disponíveis para a determinação de volume;
- ✓ Analisar a exatidão dos recipientes volumétricos;
- ✓ Relacionar as medidas de massa e volume com uma propriedade específica de substâncias;
- ✓ Sequenciar um dado experimento e verificar precisão de medidas.

3 PARTE EXPERIMENTAL

3.1 MATERIAIS

- ✓ Proveta de 50 mL;
- ✓ Proveta de 100 mL;
- ✓ Balão volumétrico de 50 mL;
- ✓ Béquer de 100 mL;
- ✓ Pipeta graduada de 5 mL ou 10 mL;
- ✓ Bureta de 50 mL ou 100 mL;
- ✓ Erlenmeyer de 125 mL;
- ✓ Água destilada.

3.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

3.2.1 Precisão e Exatidão

- a) Meça 5 mL de água utilizando uma bureta (ou pipeta graduada), existente na sua bancada. Transfira a água para uma proveta e anote o volume. Repita o procedimento, transferindo a água para um béquer. Repita todo o procedimento, utilizando 40 mL de água. Discuta as diferenças de volume observadas com as diferentes vidrarias.

3.2.2 Medidas de Massa e Volume

- a) Peça ao seu professor (ou monitor) instruções sobre o uso da balança, antes de pesar os seguintes recipientes secos: Proveta de 50 mL; balão volumétrico de 50 mL; béquer de 100 mL;
- b) Coloque cuidadosamente 50 mL de água destilada em cada recipiente referido no item anterior e pese-os novamente. Anote os resultados na tabela abaixo. Calcule a densidade da água em cada caso. Anote a temperatura do laboratório;
- c) Compare os resultados, obtidos por seu grupo com seus colegas;
- d) Adicione 40 mL de água a uma proveta de 50 mL e outros 40 mL de água a uma proveta de 100 mL. Em ambos os casos, adicione mais 1 mL de água com uma pipeta. Verifique a leitura da situação final em cada caso;
- e) Encha uma bureta com água destilada. Depois de tê-la zerado abra a torneira e deixe escoar, numa proveta e/ou num béquer, uma porção qualquer (sugestão 10 mL) do líquido. Feche a torneira e verifique o volume escoado. Confira com o instrumento se sua leitura é correta;
- f) Prepare novamente a bureta de 50 mL completando seu volume até a indicação zero. Despeje sobre um erlenmeyer graduado de 125 mL um volume de 50 mL de água. Verifique se os volumes coincidem. Jogue fora esta amostra do erlenmeyer e meça novamente 50 mL de água no mesmo. Transfira para a bureta este volume e compare novamente os resultados.

QUESTIONÁRIO (colocar como apêndice no relatório)

1. Baseado numa inspeção visual da vidraria de laboratório, situe-as em um dos grupos seguinte: “mais exatas” e “menos exatas”.
2. Por que é aconselhável fazer mais de uma determinação de cada medida?
3. A fim de comparar a exatidão das várias vidrarias utilizadas na medição de volumes, preencha a Tabela 1 abaixo.

Tabela 1: Dados do experimento.

Vidrarias	Massa vidraria seca (g)	Massa vidraria + 50 mL de H ₂ O	Massa de H ₂ O (g)	Volume de H ₂ O (mL)	Densidade da água (g/mL)*	Erro percentual
Proveta de 50 mL						
Balão de 50 mL						
Béquer de 100 mL						

*Considere a densidade da água e a massa obtida no experimento.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

GESBRETCHT, E. et al. **Experimento de Química, técnicas e conceitos básicos**. Editora moderna Ltda: São Paulo, 1979.

MITCHELL, R. S. **Journal of Chemical Educacion**, 1991, 68 (11), 941.

SOUZA, A.A.; MOURA, C. V. R.; SOUZA, C. M. L.; MOURA, E. M.; DA SILVA, F. C. M.; SANTOS, J. A. V. **Apostila de práticas de laboratório de Química Geral**. UFPI, Teresina, 2004.

EXPERIMENTO 04

SEPARAÇÃO DE MISTURAS: FILTRAÇÃO E EVAPORAÇÃO

1 INTRODUÇÃO

Todas as amostras de matéria podem ser constituídas de uma espécie química apenas (substância pura), ou da reunião (mistura) de duas ou mais, formando uma mistura. No universo material (natureza) praticamente não existem substâncias puras, quase tudo são misturas.

A substância pura é a matéria constituída de uma espécie química apenas. Esta possui propriedades químicas e físicas próprias e características.

A substância pura de acordo com o número de elementos, ou tipos de átomos, que a constitui pode ser classificada em substância elemento (constituída por um elemento, Ex: H₂, O₂) e substância composto (constituída por mais de um elemento, Ex: H₂O).

A mistura é uma reunião de duas ou mais substâncias puras, onde cada uma guarda suas propriedades químicas e físicas.

As misturas de acordo com seu estado físico, podem ser classificadas em :

Misturas sólidas; misturas líquidas; e misturas gasosas

As misturas de acordo com o tamanho das partículas nelas presentes podem ser classificadas em:

Soluções (diâmetro < 10 angströms)

Colóides (diâmetro = 10 – 1000 angströms)

Misturas heterogêneas (diâmetro > 1000 angströms)

Nas misturas heterogêneas observam-se pontos de composição homogênea, porém, distintos de outros na mesma mistura, um do outro. Estes pontos ou partes, ou fração da mistura, têm propriedades químicas e físicas diferentes entre si e são denominados de fase(s) da mistura.

A separação das fases de uma mistura é feita por processos físicos mecânicos, tais como:

Filtração; decantação; levigação; flotação

A separação dos componentes de uma mistura homogênea (solução) necessita de métodos físicos mais energéticos, tais como: a destilação simples e fracionada.

2 OBJETIVOS

- ✓ Revisar e fixar conceitos de matéria, substância, estados físicos e propriedades da matéria; substância elemento composto, mistura, tipos de misturas;
- ✓ Separar componentes de uma mistura por filtração e evaporação da água;
- ✓ Calcular a composição centesimal da mistura.

3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

3.1 MATERIAIS

- ✓ Frasco com água pura;
- ✓ Frasco com sal de cozinha puro;
- ✓ Frasco com areia pura;
- ✓ Balança analítica;
- ✓ Bastão de vidro;
- ✓ Um copo béquer de 100 mL;
- ✓ Dois copos béquer de 50 mL.;
- ✓ Papel filtro analítico;
- ✓ Suporte universal com anel suporte para o funil;
- ✓ Proveta com capacidade para 100 mL;
- ✓ Pisseta com água destilada;
- ✓ Balança analítica;
- ✓ Vidro de relógio;
- ✓ Estufa;
- ✓ Dessecador;
- ✓ Cápsula de porcelana de 100 mL coberta em um vidro de relógio num dessecador apropriado;
- ✓ Pipeta volumétrica de 25 mL, ou 20 mL;
- ✓ Chapa aquecedora (ou sistema de aquecimento: tripé, tela de amianto, bico de Bunsen, gás).

3.2 PROCEDIMENTOS EXPERIMENTAIS

3.2.1 Preparo de uma mistura

- a) Fazer os cálculos para preparar 40,00 g de uma mistura que contenha 70,00 % de água pura; 8,00 % de cloreto de sódio puro (sal de cozinha); 22,00 % de areia pura,

X g de água =

Y g de sal =

Z g de areia =

- b) **Pesagens:** Pesar no béquer de 100 mL (registrando o peso do béquer sozinho $M_b =$ g) os X g de água pura, registrando a massa total $M_T = M_b + X_g$. Num béquer de 50 mL pesar os Y g de sal puro. E, no outro béquer de 50 mL pesar os Z g de areia. Não esquecendo que no final ter-se-á:

$$\begin{array}{r} X \text{ g de água} \\ + Y \text{ g de sal} \\ \hline + Z \text{ g de areia} \\ \hline 40,00 \text{ g de mistura} \end{array}$$

- c) **Preparação da mistura homogênea:** No copo béquer de 100 mL, que contém os X g de água, adicionar os Y g de sal (cuidar para não perder o sal). Com o auxílio do bastão de vidro dissolver o mesmo. Deixar em repouso. Cuidar para não retirar o bastão de vidro da mistura e coloca-lo sobre a mesa, ou mesmo secá-lo, etc., pois se estaria tirando massa do sistema;
- d) **Preparação da mistura heterogênea:** Ao copo béquer contendo a solução (sal + água) adicionar os Z g de areia. Agitar o sistema com o bastão de vidro. Deixar em repouso. Observar.

QUESTIONÁRIO (colocar como apêndice no relatório)

1. Há areia no fundo do béquer?
2. Como conferir que o sal se dissolveu e não desapareceu?
3. Por que a areia está no fundo?
4. Quantas fases o sistema possui?
5. Supondo ser a areia uma substância pura, quantas espécies químicas o sistema apresenta?

3.2.2 Filtração Simples

- a) Preparar o funil com papel filtro. Ao terminar, pesar o papel filtro e registrar sua massa ($M_p =$ g). Depois, colocá-lo no funil e para fixá-lo ali umedecê-lo com um pouco de água pura;
- b) Armar o funil do anel suporte universal. Introduzir a haste do funil na proveta (4 cm) encostando-a na parede da mesma para que o filtrado escorra por ela sem “pingar” provocando respingos e perdas do material;
- c) Com o auxílio do bastão de vidro transferir a mistura heterogênea para o papel filtro do funil, com muito cuidado para não perder nada na operação. Jogar, com o auxílio da pisseta, um jato de água suficiente para retirar o precipitado do fundo do béquer;
- d) Ao final lavar o resíduo do papel filtro com 3 a 4 porções de água destilada para retirar todo o sal que ainda estiver ali;
- e) O papel-filtro com o resíduo areia, é retirado, colocado num vidro de relógio com cuidado para não perder areia e levado à estufa a 110 °C para secar;
- f) Após é colocado num dessecador e esfriado a temperatura ambiente. A seguir é pesado, registrando a massa de areia com o papel filtro ($M_T =$ g). Tomar cuidado com a proveta contendo o filtrado (água + sal). Após retirar o funil,

escorridas possíveis gotas do funil e das paredes da proveta ler corretamente o volume ocupado pelo filtrado na proveta e registrar $V_{(\text{filtrado})} = \quad \text{mL}$.

- g) Calcular a massa da areia pela diferença

$$\text{Massa da areia} = M_T - M_P$$

Valor verdadeiro (μ) = Z g (pesados inicialmente na preparação)

Com estes dados calcular o erro absoluto (d) e o erro relativo (ϵ).

A determinação da massa de mais um componente permite determinar a do terceiro por diferença, pois se conhece a massa da mistura heterogênea. Isto será feito pela evaporação da água sobrando o soluto, o sal.

3.2.3 Evaporação

- a) Pesar a cápsula de porcelana com o vidro de relógio e registra a massa $m_{cv} = \quad \text{g}$. Com o bastão de vidro limpo homogeneizar o filtrado, pois as últimas porções de água de lavagem da areia têm concentrações diferentes de sal das primeiras que estão no fundo da proveta;
- b) Com a pipeta volumétrica transferir para a cápsula 25 mL do filtrado. O sistema cápsula + filtrado coberto pelo vidro de relógio é levado sobre a tela de amianto para com o auxílio do sistema de aquecimento evaporar a água. O aquecimento deve ser cuidadoso para se perder sal por excesso de calor. Ao se verificar que, na cápsula de porcelana, não há mais água para evaporar, com uma pinça retira-se a cápsula que é colocada no dessecador para esfriar. Ao alcançar-se o equilíbrio térmico, pesar a cápsula com o sal e o vidro relógio registrando a massa total ($m_T = \quad \text{g}$);
- c) Calcular a massa total do sal contida nos 25 mL do filtrado:

$$m(25 \text{ mL}) = m_T - m_{cv}$$

- d) Calcular a massa do sal no volume total do filtrado lido na proveta (ou num balão volumétrico se foi usado o balão) $V(\text{filtrado}) = \quad \text{mL}$.
- e) Tomando-se o valor da massa pesada no início (y g de sal) como o verdadeiro valor (μ) calcular o erro absoluto (d) e o erro relativo (ϵ) do experimento. Calcular também a composição centesimal do sal na mistura.
- f) Limpar o material, as bancadas, etc. Colocar cada objeto no seu lugar. Não esquecer que **um bom trabalho de laboratório começa com a ordem do material e a limpeza.**

REFERÊNCIA BIBLIOGRÁFICA

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; VIANNA FILHO, E. A.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. **Química Geral Experimental**. 2 ed. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2015. 275-292 p.

EXPERIMENTO 05

SEPARAÇÃO DE MISTURAS: DESTILAÇÃO SIMPLES

1 INTRODUÇÃO

Na natureza, geralmente as substâncias se encontram misturadas a outros componentes. Para isolar substâncias de interesse, diversos métodos físico-químicos podem ser empregados para isolá-las ou obter frações mais simples. Nessa prática, será empregada a destilação simples, um método físico que se baseia na diferença do ponto de ebulição entre dois componentes. A solução problema será o sistema homogêneo composto por água e álcool.

2 OBJETIVOS

- ✓ Separar os componentes de uma mistura homogênea de composição água/álcool na proporção 1:1;
- ✓ Montar o sistema de vidrarias e equipamentos de um destilador;
- ✓ Verificar o ponto de ebulição prático do álcool etílico e comparar com os valores da literatura;
- ✓ Descrever as interações existentes entre as moléculas de álcool e água;

3 PARTE EXPERIMENTAL

3.1 MATERIAIS E REAGENTES

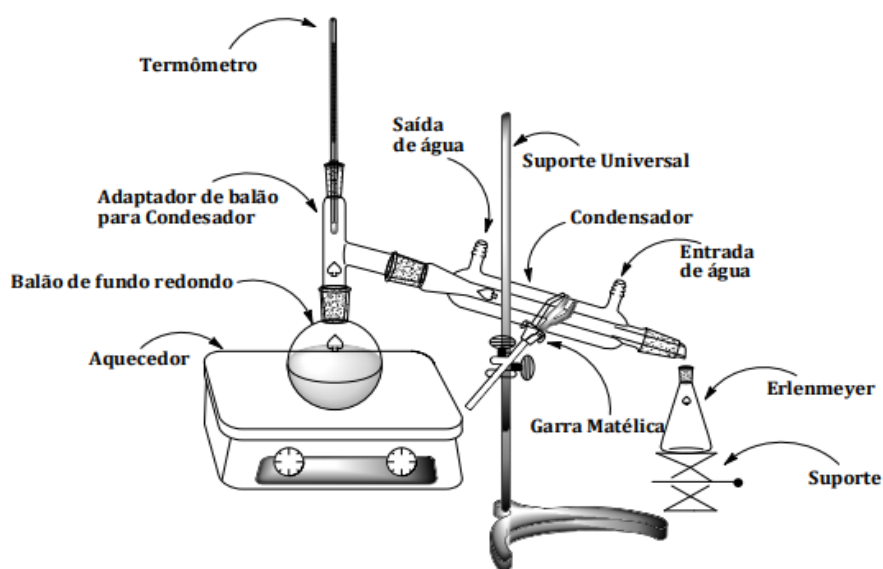
- ✓ Termômetro;
- ✓ Fonte de aquecimento (manta aquecedora);
- ✓ Balão de fundo redondo;
- ✓ Funil;
- ✓ Adaptador de balão para condensador;
- ✓ Condensador;
- ✓ Suporte Universal;
- ✓ Pipeta graduada de 25 mL;
- ✓ Proveta de 50 mL;
- ✓ Mangueiras;
- ✓ Garras metálicas;
- ✓ Água destilada;
- ✓ Etanol anidro;

- ✓ Balança analítica.

3.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Calcular a densidade da relação de 20 mL de água destilada e 20 mL de álcool etílico anidro para esse experimento (Considerar a densidade do etanol $0,789 \text{ g mL}^{-1}$ e da água $0,998 \text{ g mL}^{-1}$ à $20 \text{ }^\circ\text{C}$);
- Pesar uma proveta vazia de 10 mL em uma balança analítica;
- Adicionar ao balão de fundo redondo 20 mL de água destilada e 20 mL de álcool etílico anidro;
- Montar um sistema de destilação simples de maneira similar ao representado na Figura 1.

Figura 1- Sistema de destilação simples.



Fonte: Universidade Federal Rural do Semi-Árido - UFERSA

- Iniciar o processo de aquecimento até o início da ebulição do álcool etílico ($78,4 \text{ }^\circ\text{C}$);
- Com o controle da chama e do termômetro manter a temperatura da ebulição;
- Encerrar o procedimento até a obtenção de 20 mL de álcool etílico verificados na proveta;
- Aguardar o resfriamento do sistema;
- Pesar a proveta contendo o etanol e a água contida no balão;
- Calcular a densidade dos líquidos separadamente, após o processo de destilação;

QUESTIONÁRIO (colocar como apêndice no relatório)

- Qual o volume esperado para uma solução de 20 mL álcool etílico e 20 mL de água destilada?
- A destilação é um método indicado para a separação de azeótropos?

3. Quais os métodos físicos necessários para a separação de azeótropos?
4. Quais as interações intermoleculares existentes entre as moléculas de água e etanol?
5. Após o processo de destilação o etanol estará completamente puro?
6. O que é pressão de vapor? Como você fundamentaria a Questão 5 baseado neste conceito?

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS, P. W.; JONES, Loretta. **Princípios de Química: questionando a vida moderna o meio ambiente**. 3 ed. Guanabara Koogan, 2006.

VOGEL, A. I. **Química Analítica Qualitativa**. 5 ed. Mestre Jou, 1981.

LEE, J. D. **Química Inorgânica não tão concisa**. 1. ed. São Paulo: Edgard Blucher, 2003.

KOTZ, J. C.; TREICHEL JUNIOR, P. M. **Química Geral e Reações Químicas**. vol. 1, 5ª. ed., São Paulo: Pioneira Thomson, 2005.

BRADY, J. W.; RUSSELL, John W.; HOLUM, John R.. **Química: a Matéria e Suas Transformações**, vol.1, 3ª edição, Rio de Janeiro: LTC , 2006.

MELO, Z. Universidade Federal Rural do Semi-Árido. Aula Prática número 3. Destilação simples.

EXPERIMENTO 06

REAÇÕES QUÍMICAS 1: OXIGÊNIO E COMBUSTÃO

1 INTRODUÇÃO

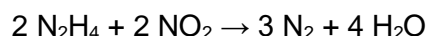
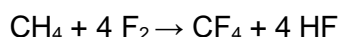
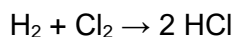
O fogo é um fenômeno que acompanha a queima de um material, produzindo-se energia na forma de calor e luz. O homem primitivo enfrentou o fenômeno natural do fogo com espanto, admiração e curiosidade. O domínio do fogo, ou seja, a habilidade de produzir e controlar o fogo, consistiu condição fundamental para a evolução humana, contribuindo significativamente para o nascimento das civilizações e o desenvolvimento tecnológico.

Durante o desenrolar da história, várias especulações e hipóteses foram apresentadas para interpretar o processo de queima. Ainda no início do século XVIII, surgiu a teoria errônea do flogístico, considerando que a combustão consistia na perda de um elemento chamado “flogístico”. Somente após o descobrimento do oxigênio, por Priestley e Scheele (1773/74), foi possível compreender exatamente o princípio das transformações químicas que ocorrem na combustão. Em 1777, Lavoisier constatou que a combustão correspondia à combinação ou reação de um material combustível com o oxigênio e, portanto, os produtos da combustão seriam sempre óxidos.

A definição de Lavoisier pode ser ampliada afirmando-se que a queima ou a combustão de um material corresponde a uma reação química exotérmica de oxidação. O combustível é qualquer substância que pode ser oxidada com produção de uma elevada quantidade de energia na forma de calor.

Alguns combustíveis convencionais são: lenha, carvão, petróleo e derivados, gás natural, álcool e hidrogênio. Cerca de 70 % da energia consumida mundialmente pelas indústrias, pelos veículos (automóveis, navios e aeronaves) e nos lares domésticos é gerada pela combustão de carvão, petróleo e gás natural.

Além do oxigênio, alguns outros gases podem ser comburentes, desde que apresentem propriedade oxidante (por exemplo, flúor, cloro, dióxido de nitrogênio):



Essas reações transcorrem com produção de fogo, tal como as combustões convencionais com oxigênio. Observa-se, entretanto, que nesses casos os produtos de combustão não são óxidos.

2 OBJETIVOS

- ✓ Compreender os princípios da combustão, por meio da realização de experimentos que contemplem suas diversas modalidades;

3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

3.1 MATERIAIS

- ✓ Béquer de 500 mL;
- ✓ Vidro de relógio;
- ✓ Colher pequena;
- ✓ Arame de ferro;
- ✓ Palha de aço;
- ✓ Lascas de madeira;
- ✓ Pinça de aço;
- ✓ Solução de peróxido de hidrogênio diluído na proporção de 1:2;
- ✓ Dióxido de manganês;
- ✓ Enxofre em pó;

3.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

OBSERVAÇÃO: PROCEDIMENTO DEMONSTRATIVO (TÉCNICO, MONITOR OU PROFESSOR)

3.2.1 Produção de oxigênio

- Cubra o fundo do béquer com uma camada de areia (± 1 cm de espessura) misturada com 1 g de dióxido de manganês;
- Adicione lentamente 10 mL da solução de peróxido de hidrogênio;
- Cubra o béquer com um vidro de relógio e espere até terminar a efervescência da mistura;
- Verifique se o béquer está preenchido com oxigênio, introduzindo uma lasca de madeira em brasa;
- Se o teste não for satisfatório, acrescente mais 5 mL, da solução de peróxido de hidrogênio, cubra o béquer, espere o desaparecimento da efervescência e introduza novamente a lasca de madeira em brasa.

ATENÇÃO: Todos os experimentos de combustão em oxigênio puro devem ser realizados em LUGAR BEM VENTILADO, preferencialmente dentro de uma CAPELA DE EXAUSTÃO. Mantenha o rosto afastado do recipiente de reação!

3.2.2 Queima de enxofre em oxigênio puro

- Prenda a extremidade superior de uma pequena colher de aço, dobrada perpendicularmente, a um arame grosso, de ferro, de 25 a 30 cm de comprimento;

- b) Coloque uma pequena quantidade de enxofre (do tamanho de um feijão) na colher, acenda o enxofre num bico de Bunsen e, segurando-a pelo arame, introduza a colher com o enxofre em combustão rapidamente no recipiente preenchido com oxigênio e observe. Pode-se descer e subir a colher com o enxofre em combustão repetidas vezes dentro do recipiente;
- c) Ao terminar a observação, apague o enxofre em combustão rapidamente, mergulhando a colher num recipiente com água.

3.2.3 Queima de ferro em oxigênio puro

- a) Utilize o mesmo recipiente do experimento anterior;
- b) Complete o oxigênio no recipiente, acrescentando mais 5 mL da solução de peróxido de hidrogênio;
- c) Mantenha o recipiente aberto com um vidro de relógio e espere até terminar a efervescência;
- d) Verifique com uma lasca de madeira em brasa se o recipiente está completamente preenchido com oxigênio;
- e) Faça um rolo compactado de aproximadamente 10 cm de comprimento com a palha de aço;
- f) Com uma pinça de aço, coloque a palha de aço na chama forte de um bico de Bunsen até incandescência;
- g) Passe a palha de aço incandescente rapidamente, sem soltar a pinça, para o recipiente preenchido com oxigênio;
- h) Observe a combustão do ferro.

DESCARTE DE RESÍDUOS

Adicione cerca de 500 mL de água no recipiente contendo areia e os resíduos das reações; espere decantar e descarte o sobrenadante na pia. Os resíduos sólidos (areia) devem ser despejados na lata de lixo.

QUESTIONÁRIO (colocar como apêndice no relatório)

1. Quais são os produtos da combustão do enxofre e do ferro?
2. Apresente equações químicas completas das reações observadas.
3. A atmosfera terrestre possui cerca de 21 % em volume de oxigênio. Sugira algumas das consequências mais graves que poderiam ocorrer, caso esse percentual fosse drasticamente aumentado ou diminuído.
4. Qual é a definição do ponto de ignição. Discuta sua importância na avaliação do potencial de periculosidade de substâncias.

3.2.4 Dióxido de carbono, um gás não comburente

- a) Coloque aproximadamente 10 g de carbonato de sódio num béquer de 500 mL;
- b) Adicione, em porções, cerca de 10 mL da solução de ácido clorídrico;
- c) Mantenha o recipiente coberto com um vidro de relógio até terminar a efervescência;

- d) Prenda uma vela a um arame grosso de ferro para possibilitar a condução desta até o fundo do béquer;
- e) Acenda a vela e introduza-a no recipiente contendo o dióxido de carbono.
- f) Observe o comportamento da vela;
- g) Compare o comportamento da vela em um recipiente coberto, de igual volume, preenchido com ar.

DESCARTE DE RESÍDUOS

Dilua o resíduo com 500 mL de água, espere decantar e descarte o líquido sobrenadante na pia. O resíduo (CaCO_3) deve ser despejado na lata de lixo.

QUESTIONÁRIO (colocar como apêndice no relatório)

- 5. Por que o gás carbônico não é comburente?
- 6. Considerando que a combustão de uma vela se dá pela reação de uma parafina de fórmula $\text{C}_{16}\text{H}_{34}$ com oxigênio, escreva a equação química completa dessa reação.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

NEDER, A. V. F.; BESSLER, K. E. **Química em tubos de ensaio: uma abordagem para principiantes**. 2 ed. São Paulo: Edgard Blucher, 2011. 56-61 p.

EXPERIMENTO 07
PREPARO DE SOLUÇÕES

1 INTRODUÇÃO

Soluções são misturas homogêneas de duas ou mais substâncias. São utilizadas diariamente como produtos essenciais. Exemplos: bebidas, cosméticos, remédios, detergentes, e diversos outros, que se apresentam sob forma de soluções ou de dispersões coloidais. Grande parte das reações químicas realizadas em laboratório ocorre com o uso de soluções.

As soluções podem ser preparadas por dois métodos:

Método direto – Utiliza-se como soluto uma substância primária padrão. Este tipo de soluto se caracteriza por ser de fácil obtenção, purificação, dessecação e conservação; por apresentar impurezas facilmente detectáveis; por não ser higroscópico ou eflorescente; por ser bastante solúvel. Tem-se como exemplo: Na_2CO_3 , $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Para preparar soluções por esse método, pesa-se em balança analítica. O volume é medido em balão volumétrico (volume exato). Como resultado, obtém-se uma solução de concentração perfeitamente conhecida. Dessa forma, precisão nas medidas, leituras, pesagens... é de grande importância, pois erros nestas operações acarretam uma solução cuja concentração não é exata.

Método indireto – O soluto não é uma substância primária padrão. Exemplo: NaOH é higroscópico. Neste caso o soluto é pesado em balança analítica e dissolvido num volume aproximado. Como resultado obtém-se uma solução de concentração aproximada. Para determinar exatamente a concentração desta solução, devemos padronizá-la. Por ambos os métodos, obtém-se as soluções padrão, as quais se caracterizam por serem estáveis e de concentração constante e perfeitamente conhecida.

Os cálculos efetuados, partindo de dados experimentais obtidos baseiam-se no princípio: **as substâncias reagem entre si segundo seus equivalentes**, que aplicado às soluções se traduz: **soluções de mesma concentração equivalem-se volume a volume**, expresso analiticamente pela expressão fundamental da volumetria:

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

Com isto podemos efetuar diluição de soluções.

O pH de uma solução é a medida de acidez (concentração hidrogeniônica, H^+) desta solução e é definido como sendo:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

que é uma forma matemática conveniente de expressar a acidez ou a alcalinidade de uma solução, quantitativamente.

2 OBJETIVOS

- ✓ Preparar soluções de concentrações diferentes;
- ✓ Efetuar operações e medidas com balança analítica, pipetas e balão volumétrico;
- ✓ Efetuar diluição de soluções;
- ✓ Medir pH de soluções com papel indicador e com o pHmetro.

3 PARTE EXPERIMENTAL

3.1 MATERIAIS E REAGENTES

- ✓ Balão volumétrico de 250 mL
- ✓ Vidro relógio
- ✓ Copo de béquer de 250 mL
- ✓ Bastão de vidro
- ✓ Pisseta com água destilada
- ✓ Funil de vidro
- ✓ Pipeta volumétrica de 50 mL
- ✓ Pipeta graduada de 10 mL
- ✓ Hidróxido de sódio P.A.
- ✓ Ácido clorídrico P.A.
- ✓ Papel indicador de pH

3.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

3.2.1 Preparo da solução de NaOH

- a) Cada grupo receberá do professor uma solução a preparar.
- b) Soluto: NaOH
- c) Volume de solução: 100 mL, 250 mL ou 500 mL
- d) Concentração da solução: 1,0 mol L⁻¹; 0,5 mol L⁻¹; 0,25 mol L⁻¹; 0,1 mol L⁻¹; 1 x 10⁻³ mol L⁻¹.
- e) Sabido o volume de solução a preparar e sua concentração, calcular a massa de soluto necessária. Ver as indicações contidas no rótulo do mesmo, como: densidade, pureza, massa molar..., a partir dos quais se efetuam os referidos cálculos;
- f) Pesar a massa calculada;
- g) Num copo de béquer dissolver inicialmente o soluto em alguns mililitros de água. Após transferir este conteúdo para o balão volumétrico;
- h) Enxaguar o copo de béquer com água destilada várias vezes e transferir novamente o conteúdo para o balão. Agitar para homogeneizar a solução;
- i) Completar o volume do balão, seguindo as técnicas de leitura;
- j) Acondicionar a solução obtida e etiquetar o frasco com as informações: Solução de NaOH X mol L⁻¹, integrantes do grupo, disciplina e data.

3.2.2 Preparo da solução de HCl

- a) Cada grupo receberá do professor uma solução a preparar.
- b) Soluto: HCl
- c) Volume de Solução: 100 mL, 250 mL ou 500 mL
- d) Concentração da solução: 1,0 mol L⁻¹; 0,5 mol L⁻¹; 0,25 mol L⁻¹; 0,1 mol L⁻¹; 1 x 10⁻³ mol L⁻¹.
- e) Sabido o volume de solução a preparar e sua concentração, calcular o volume de soluto necessário. Ver as indicações contidas no rótulo do mesmo, como: densidade, pureza, massa molar..., a partir dos quais se efetuam os referidos cálculos;
- f) Medir com pipeta o volume calculado;
- g) Adicionar o volume do soluto em um balão volumétrico contendo um pouco de água destilada. Completar o volume do balão, seguindo as técnicas de leitura;
- h) Acondicionar a solução obtida e etiquetar o frasco com as informações: Solução de HCl X mol L⁻¹, integrantes do grupo, disciplina e data.

3.2.3 Medida do pH

- a) Medir o pH de todas as soluções preparadas anteriormente utilizando o papel indicador universal e o pHmetro;
- b) Escolha um valor de pH e obtenha esta solução a partir das soluções previamente preparadas pelo seu grupo;
- c) Meça o pH novamente

DESCARTE DE RESÍDUO

Professor ou monitor, separar dois béqueres identificados: um para o descarte de solução de NaOH e outro para a solução de HCl. Após o término do experimento, reunir os alunos para demonstração da mistura das duas soluções. Verificar o pH, diluir e descartar na pia.

QUESTIONÁRIO (colocar como apêndice no relatório)

1. Por que o balão volumétrico de fundo chato é a vidraria padrão utilizada no preparo de solução? Por que não preparar soluções com uma proveta ou erlenmeyer?
2. Explique como você prepararia uma solução 0,010 mol L⁻¹ de KMnO₄ (aq) a partir de (a) KMnO₄ sólido; (b) 0,050 mol L⁻¹ KMnO₄ (aq).
3. (a) Um Químico preparou uma solução dissolvendo 2,345 g de NaNO₃ em água suficiente para preparar 200,0 mL de solução. Que concentração molar do nitrato de sódio deveria ser escrita no rótulo? (b) Se o químico cometeu um engano e usou um balão volumétrico de 250,0 mL ao invés do balão de 200,0 mL da parte (a), que concentração molar de nitrato de sódio ele efetivamente preparou?
4. Uma solução de 12,56 mL de 1,345 mol L⁻¹ K₂SO₄ (aq) é diluída a 250,0 mL. Qual é a concentração molar de K₂SO₄ na solução diluída? (b) Uma amostra de 25,0 mL

- de $0,366 \text{ mol L}^{-1} \text{ HCl (aq)}$ é retirada de uma garrafa de reagente com uma pipeta. A amostra é transferida para um balão volumétrico de 125,00 mL e diluída com água até a marca. Qual é a concentração de ácido clorídrico diluída?
- (a) Determine a massa de sulfato de cobre(II) anidro que deve ser usada na preparação de 250 mL de uma solução $0,20 \text{ mol L}^{-1} \text{ CuSO}_4 \text{ (aq)}$. (b) Determine a massa de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ que tem de ser usada para preparar 250 mL de uma solução $0,20 \text{ mol L}^{-1} \text{ CuSO}_4 \text{ (aq)}$.
 - Para preparar uma solução muito diluída, é aconselhável executar uma série de diluições de uma solução preparada de um reagente, ao invés de pesar uma massa muito pequena ou medir um volume muito pequeno da solução estoque. Uma solução foi preparada por transferência de 0,661 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ para um balão volumétrico de 250,0 mL e diluída com água até a marca. Depois, 10,0 mL dessa última solução foram transferidos para um balão de 250,0 mL e diluídos com água até a marca. (a) Qual é a concentração de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ nessa solução final? (b) Qual é a massa $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ nessa solução final? (A resposta a esta última questão dá a quantidade que deveria ter sido medida se a solução final tivesse sido preparada diretamente).
 - O ácido clorídrico concentrado contém 37,50 % HCl em massa e tem densidade $1,205 \text{ g cm}^{-3}$. Que volume (em mililitros) de ácido clorídrico concentrado deve ser usado para preparar 10,0 L de $0,7436 \text{ mol L}^{-1} \text{ HCl}$?

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. Tradução de Ricardo Bicca de Alencastro. 3ª ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.

OLIVEIRA, E.A. **Aulas práticas de química**. Ed. Moderna, 1993.

ROSITO, B.; FERRARO, C.; REMO, C.; COSTA, I.; ALBUQUERQUE, R. **Experimentos em Química**. Ed. Sulina, vol.2, 1981.

RUSSEL, J. B. **Química Geral**. Ed. McGraw-Hill, 1982.

SOUZA, A.A.; MOURA, C. V. R.; SOUZA, C. M. L.; MOURA, E. M.; DA SILVA, F. C. M.; SANTOS, J. A. V. **Apostila de práticas de laboratório de Química Geral**. UFPI, Teresina, 2004.

EXPERIMENTO 08

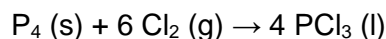
REAÇÕES QUÍMICAS 2: EVIDÊNCIAS DA OCORRÊNCIA DE REAÇÕES QUÍMICAS

1 INTRODUÇÃO

O termo reação química refere-se ao reagrupamento dos átomos entre a substância de um dado sistema. Ela é representada esquematicamente por uma equação química, que dá informações qualitativas e quantitativas. A equação escrita deve fornecer a descrição da reação que ocorre, quando os reagentes são misturados. Para escrever uma reação química, é necessário conhecer a fórmula dos reagentes e produtos. Para se chegar a tal informação é preciso observar o curso da reação tentando a identificação dos produtos, através de observação e/ou análise química.

Em primeiro lugar deve-se deduzir se houve uma reação química ao colocar em contato duas ou mais substâncias. Obtêm-se evidências de reação química no laboratório quando aparecem diferenças perceptíveis e significativas entre o estado inicial e final, estados estes que correspondem respectivamente, aos reagentes antes de serem colocados em contato e o que resulta após. É possível utilizar critérios qualitativos e quantitativos para detectar esta mudança. Critérios qualitativos são baseados em observações macroscópicas utilizando os órgãos dos sentidos (exceto) pelo paladar.

Por exemplo, quando um fluxo de gás cloro (Cl_2) é direcionado sobre o fósforo sólido (P_4), a mistura explode em uma chama, e a reação química produz tricloreto de fósforo líquido, PCl_3 . Podemos descrever essa reação usando uma equação química balanceada:



Em uma equação balanceada, as fórmulas dos reagentes (as substâncias combinadas na reação) são descritas à esquerda da seta, e as fórmulas dos produtos (as substâncias produzidas), à direita. Os estados físicos dos reagentes e dos produtos podem também ser indicados. O símbolo (s) indica um sólido, (g), um gás e (l), um líquido. Uma substância dissolvida na água, isto é, uma solução aquosa, seria indicada por (aq). As quantias relativas dos reagentes e dos produtos são indicadas por números, os coeficientes, que precedem as fórmulas.

2 OBJETIVOS

- ✓ Utilizar evidências experimentais para concluir sobre a ocorrência de uma reação química;
- ✓ Classificar reações químicas;
- ✓ Representar reações através de uma equação química.

3 PARTE EXPERIMENTAL

3.1 MATERIAIS E REAGENTES

- ✓ Tubos de ensaio
- ✓ Pregos de ferro
- ✓ Solução de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 0,2 mol L⁻¹
- ✓ Solução de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 0,2 mol L⁻¹
- ✓ Solução de NH_4OH 3 mol L⁻¹
- ✓ Solução de K_2CrO_4 0,2 mol L⁻¹
- ✓ Solução de AgNO_3 0,1 mol L⁻¹
- ✓ Solução de HCl 1 mol L⁻¹
- ✓ Solução de CuSO_4 1 mol L⁻¹
- ✓ Solução de H_2SO_4 0,2 mol L⁻¹
- ✓ Solução de NaOH 3 mol L⁻¹
- ✓ NaHCO_3 sólido

3.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

ATENÇÃO: Use somente 1 mL de cada solução reagente.

3.2.1 *Mudança de cor*

- Misture em um tubo de ensaio, solução 0,2 mol L⁻¹ de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ e 0,2 mol L⁻¹ de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. Observe bem os reagentes antes de serem colocados em contato e o que resulta após. Faça uma anotação de todas as observações.
- Em um terceiro tubo de ensaio, repita o procedimento com $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 0,2 mol L⁻¹ e NH_4OH 3,0 mol L⁻¹.

Quadro 1 – Resumo do procedimento 3.2.1.

Procedimento	Observações	Conclusão
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$		
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{OH}$		

3.2.2 *Formação de precipitado*

- Misture em um tubo de ensaio, solução 0,1 mol L⁻¹ de AgNO_3 e 1,0 mol L⁻¹ de HCl . Observe bem os reagentes antes de serem colocados em contato e o que resulta após.
- Misture em um tubo, solução 0,1 mol L⁻¹ de AgNO_3 e 0,2 mol L⁻¹ de K_2CrO_4 . Observe bem os reagentes antes de serem colocados em contato e o que resulta após.

Quadro 2 – Resumo do procedimento 3.2.2.

Procedimento	Observações	Conclusão
AgNO ₃ + HCl		
AgNO ₃ + K ₂ CrO ₄		

3.2.3 Tipos de reação

Repita os procedimentos anteriores para as seguintes reações:

- NaHCO₃ + HCl 1,0 mol L⁻¹
- Prego de ferro + CuSO₄ 1,0 mol L⁻¹
- H₂SO₄ 3,0 mol L⁻¹ + NaOH 3,0 mol L⁻¹

Observações as mudanças ocorridas e identifique as reações abaixo:

Quadro 3 – Resumo do procedimento 3.2.3.

Procedimento	Observações	Conclusão
NaHCO ₃ + HCl		
Fe + CuSO ₄		
H ₂ SO ₄ + NaOH		

DESCARTE DE RESÍDUO

Descartar os produtos do primeiro procedimento nos recipientes de resíduos inorgânicos apropriados. No procedimento 2, filtrar o precipitado, identificar, e armazenar em recipiente apropriado. O sobrenadante pode ser descartado na pia. No procedimento 3, armazenar o prego em local apropriado. As demais misturas podem ser diluídas e, em seguida, descartadas na pia.

QUESTIONÁRIO (colocar como apêndice no relatório)

- Defina: (a) Equação Química. (b) Equação Iônica. (c) Balanceamento de equação química.
- Faça o balanceamento das seguintes equações químicas:
 - BCl₃ (g) + H₂O (l) → B(OH)₃ (aq) + HCl(aq)
 - Ca₃(PO₄)₂ (s) + SiO₂ (s) + C (s) → CaSiO₃ (s) + CO (g) + P₄ (s)
 - Fe₂P (s) + S (s) → P₄S₁₀ (s) + FeS (s)
- Cada um dos três procedimentos abaixo resulta na formação de um precipitado. Escreva, para cada reação, as equações químicas que descrevem a formação do precipitado: a equação global balanceada, a equação iônica completa e a equação iônica simplificada. Identifique os íons espectadores. Utilize o Quadro 4 para fundamentar a resposta.

- a) Solução de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (aq) é misturada com solução de KI (aq)
 b) Solução de NH_4Cl (aq) é misturada com solução de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ (aq)
 c) Solução de $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ (aq) é misturada com solução de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ (aq)

Quadro 4 - Regras de Solubilidade de Compostos Inorgânicos

Compostos solúveis	Compostos insolúveis
Compostos dos elementos do Grupo 1 Compostos de amônio (NH_4^+) Cloretos (Cl^-), brometos (Br^-) e iodetos (I^-), exceto os de Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+} * Nitratos (NO_3^-), acetatos (CH_3CO_2^-), cloratos (ClO_3^-) e percloratos (ClO_4^-) Sulfatos (SO_4^{2-}), exceto os de Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} e Ag^+ **	Carbonatos (CO_3^{2-}), cromatos (CrO_4^{2-}), oxalatos ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$) e fosfatos (PO_4^{3-}), exceto os dos elementos do grupo 1 e NH_4^+ Sulfetos (S^{2-}), exceto os dos elementos do Grupo 1 e 2 e NH_4^+ Hidróxidos (OH^-) e Óxidos (O^{2-}), exceto os dos elementos do Grupo 1 e 2 ***.

* PbCl_2 é ligeiramente solúvel;

** Ag_2SO_4 é ligeiramente solúvel;

*** $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e $\text{Sr}(\text{OH})_2$ são ligeiramente solúveis, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ é muito ligeiramente solúvel

Fonte: Atkins, 2006. Pg. 85.

- Quais os tipos de reações químicas? Dê exemplos.
- No primeiro experimento, discuta as evidências observadas nos sistemas e conclua sobre ocorrência de reação química.
- Complete as reações do último procedimento experimental e enquadre-as de acordo com a classificação.
- O que é necessário para que uma reação química possa ocorrer? Quando um elemento deslocará outro elemento de um composto? Quando ocorre uma reação de dupla troca?
- O que é a agente oxidante e agente redutor?

REFERÊNCIAS

ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. Tradução de Ricardo Bicca de Alencastro. 3ª ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; WEAVER, G. C. **Química geral e reações químicas**. vol. 1. Tradução de Noveritis do Brasil. São Paulo: Cengage Learning, 2013.

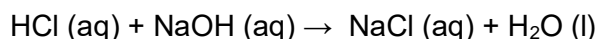
SOUZA, A. A.; MOURA, C. V. R.; SOUZA, C. M. L.; MOURA, E. M.; DA SILVA, F. C. M.; SANTOS, J. A. V. **Apostila de práticas de laboratório de Química Geral**. UFPI, Teresina, 2004.

EXPERIMENTO 09

ESTEQUIOMETRIA

1 INTRODUÇÃO

Uma equação química, tal como apresentada abaixo, representa uma reação química sob dois aspectos:



- ✓ Aspecto qualitativo – através das fórmulas químicas, indica quais são as substâncias (reagentes e produtos) envolvidas na reação.
- ✓ Aspecto quantitativo – Indica as quantidades relativas de reagentes consumidos e de produtos formados, através dos coeficientes estequiométricos.

A pergunta básica normalmente feita em química laboratorial é: “Qual é a quantidade de produto que se formará a partir de determinadas quantidades de materiais de partida (reagentes)?” Ou, em outros casos, teremos de colocar a questão ao contrário: “Qual é a quantidade de material de partida que será necessária para obter uma determinada quantidade de produto?” Para interpretar quantitativamente uma reação química, teremos de recorrer ao nosso conhecimento sobre massas molares e ao conceito de mol. **Estequiometria** é o estudo quantitativo de reagentes e produtos em uma reação química.

Independentemente de as unidades adotadas para reagentes (ou produtos) serem mols, gramas, litros (para gases) ou qualquer outra unidade, usamos mols para determinar a quantidade de produto formada em uma reação química. Este modo é designado por **método de mol**, que significa simplesmente que os coeficientes estequiométricos em uma reação química podem ser interpretados como o número de mols de cada substância de uma equação química balanceada.

A seguinte sequência facilita a resolução de problemas de cálculo estequiométrico:

- ✓ Escrever a equação que representa a reação química;
- ✓ Encontrar os coeficientes estequiométricos que balanceiam a reação;
- ✓ Identificar, no problema, quais são os dados e quais são as incógnitas;
- ✓ Relacionar os dados do problema com as incógnitas (relacionar o que se pede com o que for fornecido).

2 OBJETIVOS

- ✓ Observar diferentes reações químicas;
- ✓ Analisar aspectos qualitativos e quantitativos das reações químicas.

3 PARTE EXPERIMENTAL

3.1 MATERIAIS E REAGENTES

- | | |
|--------------------------------|---|
| ✓ Água destilada | ✓ Papel de filtro |
| ✓ Argola para funil | ✓ Pisseta |
| ✓ Béquer | ✓ Proveta (10 mL) |
| ✓ Bico de Bunsen | ✓ Solução de HCl 1 mol/L |
| ✓ Cadinho | ✓ Solução de NaOH 1 mol/L |
| ✓ Erlenmeyer (250 mL) | ✓ Solução de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1 mol/L |
| ✓ Estante para tubos de ensaio | ✓ Solução de CuSO_4 1 mol/L |
| ✓ Estufa | ✓ Suporte universal |
| ✓ Fita de magnésio | ✓ Tela de amianto |
| ✓ Funil de vidro | ✓ Tripé |
| ✓ Lâmina de zinco | ✓ Tubos de ensaio |

3.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

3.1.1 Rendimento da produção de precipitado a partir do magnésio

- Coloque 5 mL de solução de ácido clorídrico 1 mol/L em um tubo de ensaio. Pese uma tira de magnésio. Mergulhe a tira de magnésio na solução ácida. Observe e anote o que ocorre. O término da reação pode ser observado pelo desaparecimento do magnésio. Escreva a equação química correspondente. Através de cálculos estequiométricos, determine a massa dos produtos da reação considerando um rendimento de 100 %.
- Pese um cadinho seco. Transfira o conteúdo do tubo de ensaio para o cadinho. Aqueça o cadinho, usando tripé, tela de amianto e bico de Bunsen (ou chapa aquecedora), para evaporar o solvente. Deixe a cápsula esfriar e pese-a novamente. Determine a massa do produto sólido da reação. Compare a massa obtida com a previsão estequiométrica. Se for o caso, discuta por que a massa do produto obtido foi diferente da prevista pela estequiometria da reação.

3.1.2 Rendimento da produção de precipitado a partir do Zinco Metálico

- Coloque 10 mL de solução de sulfato de cobre 1 mol/L em um tubo de ensaio. Pese uma tira de Zinco. Mergulhe a tira de zinco na solução. Observe e anote o que ocorre. O término da reação é indicado por uma mudança de coloração da solução. Escreva a equação química correspondente. Através de cálculos estequiométricos, determine a massa dos produtos da reação, considerando um rendimento de 100 %;

- b) Filtre a mistura obtida e lave o precipitado com 10 mL de água destilada. Após secagem do sólido obtido, em estufa, pese o mesmo. Determine a massa do produto sólido da reação. Compare a massa obtida com a previsão estequiométrica. Se for o caso, discuta por que a massa do produto obtido foi diferente da prevista pela estequiometria da reação.

3.1.3 Rendimento da produção de precipitado a partir de reação de dupla troca

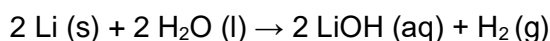
- a) Coloque 10 mL de solução de nitrato de chumbo 1 mol/L em um tubo de ensaio. Adicione 1 mL de solução de hidróxido de sódio 1 mol/L. Observe e anote o que ocorre. Escreva a equação química correspondente. Através de cálculos estequiométricos, determine a massa dos produtos da reação, considerando um rendimento de 100 %.
- b) Filtre a mistura obtida e lave o precipitado com 10 mL de água destilada. Após secagem do sólido obtido em estufa, pese o mesmo. Determine a massa do produto sólido da reação. Compare a massa obtida com a previsão estequiométrica. Se for o caso, discuta por que a massa do produto obtido foi diferente da prevista pela estequiometria da reação.

DESCARTE DE RESÍDUO

Descartar os sobrenadantes das reações no recipiente indicado para metais de transição. Os sólidos obtidos devem ser identificados no papel de filtração e descartados no recipiente indicado para resíduos sólidos.

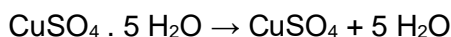
QUESTIONÁRIO (colocar como apêndice no relatório)

1. Todos os metais alcalinos reagem com a água para produzir hidrogênio gasoso e o correspondente hidróxido do metal alcalino. Uma reação típica é a do lítio com a água:



Quantos gramas de Li são necessários para produzir 9,89 g de H₂?

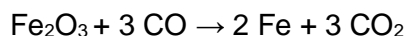
2. No sulfato de cobre(II) pentahidratado (CuSO₄ · 5 H₂O), cada unidade de sulfato de cobre(II) cristalino está associado a cinco moléculas de água. Quando este composto é aquecido no ar acima de 100 °C, ele perde moléculas de água, bem como a sua cor azul:



Se forem obtidos 9,60 g de CuSO₄ após o aquecimento de 15,01 g de composto azul, calcule o número de mols de H₂O originalmente presente no composto.

3. Definir reagente limitante e reagente em excesso. Qual é a importância do reagente limitante na previsão da quantidade de produto obtida em uma reação? Pode haver um reagente limitante se a reação possui apenas um reagente?

4. A cal apagada, Ca(OH)_2 , forma-se a partir da cal viva, CaO , pela adição de água:
 $\text{CaO (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \text{ (s)}$. Que massa de cal apagada pode ser produzida pela mistura de 30,0 g de CaO e 10,0 g de H_2O ?
5. Um vaso de reação contém 5,77 g de fósforo branco e 5,77 g de oxigênio. A primeira reação que ocorre é a formação de óxido de fósforo (III), P_4O_6 : $\text{P}_4 \text{ (s)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{P}_4\text{O}_6 \text{ (s)}$. Se o oxigênio presente é suficiente, a reação prossegue, com formação de óxido de fósforo (V), P_4O_{10} : $\text{P}_4\text{O}_6 \text{ (s)} + 2 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10} \text{ (s)}$. (a) Qual é o reagente limitante para a formação do P_4O_{10} ? (b) Qual é a massa de P_4O_{10} produzida? (c) Quantos gramas de reagente em excesso permanecem no vaso de reação?
6. Uma amostra de zinco (Zn) impura é tratada com excesso de ácido sulfúrico (H_2SO_4), formando-se sulfato de zinco (ZnSO_4) e hidrogênio molecular (H_2). (a) Escreva a equação equilibrada para a reação. (b) Se se obtém 0,0764 g de H_2 a partir de 3,86 g de amostra, calcule a porcentagem de pureza da amostra. (c) Que suposições você teve que fazer em (b)?
7. Uma das reações que ocorre em um alto-forno, onde o minério de ferro é convertido em ferro fundido, é



Suponha que foi obtido $1,64 \times 10^3$ Kg de Fe a partir de $2,62 \times 10^3$ Kg de amostra de Fe_2O_3 . Considerando que a reação é completa, qual é a porcentagem de pureza de Fe_2O_3 na amostra inicial?

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. Tradução de Ricardo Bicca de Alencastro. 3ª ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.

CHANG, R. GOLDSBY, K. A.; **Química**. 11ª ed. Editora McGraw-Hill, 2013.

SOUZA, A.A.; MOURA, C. V. R.; SOUZA, C. M. L.; MOURA, E. M.; DA SILVA, F. C. M.; SANTOS, J. A. V. **Apostila de práticas de laboratório de Química Geral**. UFPI, Teresina, 2004.

EXPERIMENTO 10
TERMODINÂMICA QUÍMICA

1 INTRODUÇÃO

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

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

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

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

2 OBJETIVOS

- ✓ Determinar experimentalmente o calor integral de solução e de neutralização de ácidos e bases fortes;
- ✓ Aprender a calcular e expressar o calor em joule e caloria.

3 PARTE EXPERIMENTAL

3.1 MATERIAIS E REAGENTES

- ✓ Béquer de 200 ou 250 mL;
- ✓ Isopor Cilíndrico pequeno (confeção do calorímetro);
- ✓ Termômetro;
- ✓ Água destilada;
- ✓ Cloreto de amônio sólido P.A;
- ✓ Hidróxido de sódio sólido P.A;
- ✓ Solução aquosa de ácido clorídrico 2,22 mol L⁻¹;
- ✓ Proveta de 100 mL;
- ✓ Pipeta graduada de 25 mL (ou proveta de 50 mL).

3.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

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

3.2.1 Determinação da entalpia de solução ou calor integral de solução (ΔH_1) do NH_4Cl

A partir da Tabela 1, pode-se encontrar para o NH_4Cl (s), que, se for dissolvido um mol (53,49 g) em 25 mols de água (450,0 mL), ter-se-á a absorção de + 3,78 kcal mol⁻¹, que é o calor, ou a entalpia integral de solução para essa proporção de soluto e solvente de água.

Tabela 1 – Entalpia (calor) integral de solução (kcal mol⁻¹, a 25 °C e a 1 atm).

Mols de H_2O (l)	1,000 mol de				
	H_2SO_4 (l)	HCl (g)	NaOH (s)	NH_4Cl (s)	NaCl (s)
1	-6,71	-6,31			
2	-10,71	-11,71			
3	-11,71	-13,63	-6,90		
4	-12,92	-14,67	-8,23		
6	-14,52	-15,79	-9,53		
8	-15,44	-16,35	-10,02		0,54
10	-16,02	-16,65	-10,16	3,81	0,46
25	-17,28	-17,32	-10,23	3,78	0,73
50	-17,53	-17,56	-10,16	3,76	0,89
100	-17,68	-17,70	-10,11	3,75	0,98

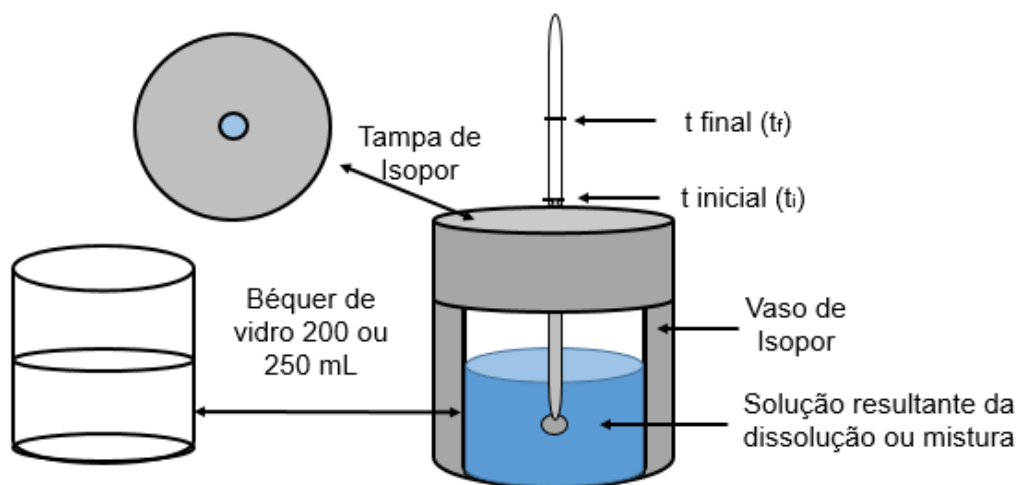
200	-17,91	-17,78	-10,11	3,73	1,02
1.000	-18,78	-17,89	-10,15	3,69	1,00
5.000	-20,18	-17,60	-10,20	3,65	0,97
8	-22,99	-18,00	-10,25	3,62	0,93

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

OBSERVAÇÃO: As quantidades de um mol de cloreto de amônio (53,49 g) e 25 mols de água (450,0 mL) são muito grandes (ou melhor, são dispendiosas) para se trabalhar com elas. Por isso, as mesmas serão divididas por 10, originando, respectivamente, 5,349 g de NH_4Cl (p.a) e 45,00 mL de água, que serão utilizadas no experimento.

- a) Preparar um calorímetro simplificado, conforme a Figura 1 (copo de bquer de 250 mL envolto por um isopor. Na tampa do isopor fazer um orifício central para colocar um termômetro);

Figura 1 – Esquema de um calorímetro improvisado.



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

- b) Colocar no bquer de 250 mL do calorímetro de massa conhecida, $m_{\text{bquer}} = \underline{\hspace{2cm}}$ g, 45,00 mL de água destilada, utilizando uma pipeta graduada;
- c) Com o termômetro medir e registrar a temperatura inicial ($t_{\text{inicial}} = \underline{\hspace{2cm}}$ °C);
- d) Para calcular a massa de água, pesquisar a sua densidade na Tabela 2 do experimento 3 na temperatura informada no termômetro;
- e) Pesar 5,349 g de NH_4Cl (s) p.a. e coloca-los junto com os 45,00 mL de água no bquer do calorímetro, que deve estar dentro do vaso de isopor. Com próprio termômetro dissolver o sal no copo dentro do calorímetro;

- f) Ao terminar a dissolução do NH_4Cl (s), anotar a temperatura final na escala do termômetro (t_{final}) = _____ °C;
- g) Determinar o calor da dissolução a partir das equações (**Não colocar cálculos nos resultados e discussão do relatório, utilizar o apêndice para esse fim**):
 $Q = \text{calor da solução} + \text{calor do copo béquer}$
 $Q = m_{\text{solução}} \times C_{\text{solução}} \times (t_f - t_i) + m_{\text{béquer}} \times C_{\text{vidro}} \times (t_f - t_i)$
- h) Registrar os valores na Tabela 2.

Tabela 2- Dados experimentais para a dissolução do NH_4Cl (s) em água.

Grandezas	Valores
Massa do béquer (g)	
Temperatura da água (°C)	
Massa de água (g)	
Massa de NH_4Cl (s)	
Massa da solução	
Temperatura máxima medida (°C)	
Δt (°C)	
Calor de dissolução experimental (kcal mol ⁻¹)	

3.2.2 Determinação da entalpia de dissolução do NaOH (s) em água (ΔH_2)

- a) Lavar o béquer utilizado no procedimento anterior, secar e pesar novamente;
- b) Repetir itens de (b) ao (d) do procedimento 3.2.1 utilizando o mesmo calorímetro;
- c) Pesar cerca de 4 g de hidróxido de sódio (NaOH) sólido, com aproximação de 0,01 g;
- d) Adicionar o hidróxido de sódio à água do erlenmeyer e agitar com a bagueta de vidro, até dissolvê-lo.
- e) Ao terminar a dissolução do NaOH (s), anotar a temperatura final na escala do termômetro (t_{final}) = _____ °C;
- f) Guardar a solução obtida para utilização no item d em 3.2.4;
- g) Determinar o calor da dissolução a partir das equações (**Não colocar cálculos nos resultados e discussão do relatório, utilizar o apêndice para esse fim**):
 $Q = \text{calor da solução} + \text{calor do copo béquer}$
 $Q = m_{\text{solução}} \times C_{\text{solução}} \times (t_f - t_i) + m_{\text{béquer}} \times C_{\text{vidro}} \times (t_f - t_i)$
- h) Registrar os valores obtidos na Tabela 3.

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

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

3.2.3 Determinação da entalpia de dissolução do NaOH (s) em meio ácido (ΔH_3)

- Lavar o béquer de 250 mL utilizado na etapa anterior;
- Repetir itens de (b) ao (d) do procedimento 3.2.1 utilizando o mesmo calorímetro. Contudo, substituir a água por solução de ácido clorídrico 2,22 mol L⁻¹.
- Repetir os itens de (c) ao (f) da etapa 3.2.2;
- Registrar os valores na Tabela 4.

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

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

3.2.4 Determinação da entalpia de Neutralização de eletrólitos fortes (ΔH_4)

- Lavar o béquer de 250 mL utilizado na etapa anterior;
- Colocar 45,00 mL de uma solução de hidróxido de sódio 2,22 mol L⁻¹ em uma proveta e medir a temperatura. Calcular a massa da solução considerando a densidade da água na temperatura encontrada;
- Colocar 45,00 mL de uma solução de ácido clorídrico 2,22 mol L⁻¹ em outra proveta e medir a temperatura. Calcular a massa da solução de ácido clorídrico considerando a densidade da água na temperatura encontrada;
- Colocar a solução de ácido clorídrico no béquer contido no calorímetro;

- e) Adicionar a solução de hidróxido de sódio (preparada no item 3.2.2) à solução de ácido clorídrico, agitando cuidadosamente com o próprio termômetro;
- f) Anotar a temperatura final na escala do termômetro ($t_{\text{final}} = \text{_____} \text{ } ^\circ\text{C}$);
- g) Determinar o calor de neutralização (**Não colocar cálculos nos resultados e discussão do relatório, utilizar o apêndice para esse fim**);
- h) Registrar os valores na Tabela 5.

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

Grandezas	Valores
Massa do béquer (g)	
Temperatura da solução de HCl ($^\circ\text{C}$)	
Massa da solução de HCl (g)	
Massa da solução de NaOH (g)	
Massa da solução final (g)	
Temperatura máxima medida ($^\circ\text{C}$)	
Calor de neutralização experimental (kcal mol^{-1})	

DESCARTE DE RESÍDUO

Professor ou monitor, separar dois béqueres identificados: um para o descarte de solução de NaOH e outro para a solução de HCl. Após o término do experimento, reunir os alunos para demonstração da mistura das duas soluções. Verificar o pH, diluir e descartar na pia. A solução de NH_4Cl poderá ser diluída e descartada na pia.

QUESTIONÁRIO (colocar como apêndice no relatório)

1. Definir: calor, entalpia, processos endotérmicos e exotérmicos.
2. Defina sistema aberto, fechado e isolado.
3. Os processos investigados são endotérmicos ou exotérmicos?
4. Qual é a relação entre as unidades de energia: caloria e Joule?
5. Em cada reação, determinar a quantidade de calor liberada ou absorvida pela solução e pelo frasco de vidro.
6. Determinar a quantidade, em mol, de cloreto de amônio e hidróxido de sódio utilizada nas reações.
7. Calcular as entalpias molares de todas os processos (itens 3.2.1 ao 3.2.4) em cal mol^{-1} e J mol^{-1} .
8. Quantas calorias teriam sido liberadas no procedimento 3.2.2 se tivessem sido utilizados 8 g de hidróxido de sódio? Qual o efeito no valor da entalpia molar?

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; VIANNA FILHO, E. A.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. **Química Geral Experimental**. 2 ed. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2015. 327-338 p.

SOUZA, A.A.; MOURA, C. V. R.; SOUZA, C. M. L.; MOURA, E. M.; DA SILVA, F. C. M.; SANTOS, J. A. V. **Apostila de práticas de laboratório de Química Geral**. UFPI, Teresina, 2004.

EXPERIMENTO 11

CINÉTICA QUÍMICA

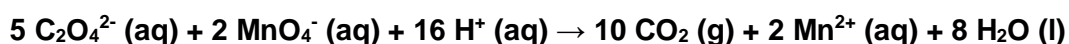
1 INTRODUÇÃO

A cinética química estuda as velocidades das reações, bem como os fatores que as alteram. O seu estudo permite a compreensão dos mecanismos por que passa a interação dos reagentes para chegar aos produtos.

A diversidade de fatores que influem na velocidade de uma reação e seu possível controle pode ser trabalhado em laboratório. Átomos e moléculas não vemos, no entanto, necessitamos de evidências da reação Química. Assim, desprendimento de gás, mudanças de coloração, aquecimento ou resfriamento do sistema, formação de substâncias insolúveis, são evidências de reações químicas. A reação-relógio é um desses meios que possibilitam estudar fatores como, concentração, temperatura e catalisador podem alterar a velocidade de uma reação química. Mudanças de coloração no meio reacional permitam medir o tempo da reação. Essas reações são conhecidas como reações-relógio.

Por velocidade de reação, entende-se a quantidade de reagente que se transforma em produto na unidade de tempo ou, a quantidade de produto que se forma na unidade de tempo. Quimicamente falando, a velocidade de uma reação é a variação das concentrações dos reagentes, ou dos produtos, por unidade de tempo. Dessa forma, quanto menor o tempo, maior a velocidade.

Por exemplo:



O íon permanganato (MnO_4^-) apresenta a cor violeta e ao reagir com o oxalato ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$) forma Mn^{2+} que é incolor, se esta reação se processar em meio ácido.

Dessa forma, pode-se medir a velocidade da reação pela medida de tempo necessário para decorar a solução após a adição do permanganato.

Observação: Se a reação for realizada em meio básico, forma-se o MnO_2 de cor turva escura (marrom). A formação do MnO_2 também é causada pela ação da luz.

2 OBJETIVOS

- ✓ Compreender os princípios fundamentais da Cinética Química;
- ✓ Analisar como os fatores concentração, temperatura e catalisador influem na velocidade das reações químicas.

3 PARTE EXPERIMENTAL

3.1 MATERIAIS E REAGENTES

- ✓ 7 copos erlenmeyer de 150 ou 250 mL;
- ✓ 1 pipeta graduada de 10 mL;
- ✓ 2 pipetas graduadas de 5 mL
- ✓ Uma Proveta de 10 e uma de 50 mL;
- ✓ Bastão de vidro;
- ✓ Bastão de vidro
- ✓ Cronômetro
- ✓ Água destilada
- ✓ Tripé
- ✓ Tela de amianto
- ✓ Termômetro
- ✓ Solução de ácido sulfúrico 2,5 mol L⁻¹
- ✓ Solução de ácido oxálico 0,5 mol L⁻¹
- ✓ Solução de permanganato de potássio 0,04 mol L⁻¹

3.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

3.2.1 Influência da concentração na velocidade da reação

- a) Colocar em cada um dos 6 copos erlenmeyer, os volumes de cada solução de H₂SO₄, de H₂C₂O₄ e água destilada, conforme descrito na Tabela 1;
- b) Em cada copo, um por vez, adicionar a solução de KMnO₄, acionando o cronômetro sempre no mesmo instante, isto é, ao iniciar a adição, ou ao terminar a adição do permanganato;
- c) Homogeneizar a solução reagente sempre da mesma forma e velocidade de agitação;
- d) Parar o cronômetro no momento do descolorimento total do permanganato;;
- e) Ler e registrar o tempo t (tempo), em segundos. Preencher a Tabela 1;
- f) Guardar a solução a mistura do erlenmeyer 6.

Tabela 1 – Estudo da influência da concentração na velocidade de uma reação.

Copo erlenmeyer	Solução H ₂ SO ₄ (mL)	Solução H ₂ C ₂ O ₄ (mL)	H ₂ O (mL)	Solução KMnO ₄ (mL)	Volume total (mL)	Concentração do KMnO ₄ (mol L ⁻¹)	Δt (s)	V _{média} (mol L ⁻¹ s ⁻¹)
1	10,0	5,0	0,0	4,0	19,0			
2	10,0	5,0	10,0	4,0	29,0			
3	10,0	5,0	20,0	4,0	39,0			
4	10,0	5,0	30,0	4,0	49,0			
5	10,0	5,0	40,0	4,0	59,0			
6*	10,0	5,0	50,0	4,0	69,0			

- g) Para calcular a concentração de KMnO₄, utilizar a fórmula:
$$M_1V_1 = M_2V_2$$
- h) Fazer os cálculos da concentração do KMnO₄ na solução final de cada copo erlenmeyer;
- i) Calcular a velocidade média (V_{média}) da reação pela equação

$$V_{\text{média}} = 1/2 \Delta[\text{KMnO}_4] / \Delta t \text{ (mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}\text{)}$$

- j) Construir o gráfico colocando nos eixos das ordenadas a concentração de Permanganato (ordenada) e no eixo das abcissas o tempo de descoloramento.

DESCARTE DE RESÍDUO

Descartar no frasco indicativo de metais de transição.

3.2.2 Influência da temperatura na velocidade da reação

- Lavar os cinco primeiros erlenmeyer e utilizar três;
- Colocar em cada um dos 3 copos erlenmeyer os volumes de cada solução de H_2SO_4 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ e água destilada, conforme descrito na Tabela 2;
- No copo 1, à temperatura ambiente (registrar a temperatura), adicionar a solução de KMnO_4 , acionando o cronômetro sempre no mesmo instante, isto é, ao iniciar a adição, ou ao terminar a adição do permanganato;
 - Homogeneizar a solução reagente sempre da mesma forma e velocidade de agitação;
 - Parar o cronômetro no momento do descoloramento do permanganato;
 - Ler e registrar o t (tempo), em segundos. Preencher a Tabela 2;
- Levar o copo 2 com os reagentes a um banho-maria e aquecer o mesmo a uma temperatura 20 °C mais elevada que a ambiente. Isto é, $t = t_{(\text{ambiente})} + 20 \text{ °C}$. Ao mesmo tempo aquecer à mesma temperatura a solução de KMnO_4 .
- Adicionar à solução do copo erlenmeyer a solução de permanganato, que deve estar na mesma temperatura
- Depois seguir as etapas I a III do procedimento anterior;
- Levar o copo erlenmeyer 3 com os reagentes a um banho-maria e aquecer o mesmo a uma temperatura 30 °C acima da temperatura ambiente. Isto é, $t = t_{(\text{ambiente})} + 30 \text{ °C}$. Ao mesmo tempo aquecer à mesma temperatura a solução de KMnO_4 .
- Adicionar à solução do copo erlenmeyer a solução de permanganato, que deve estar na mesma temperatura
- Depois seguir as etapas I a III do procedimento anterior;

Tabela 2 – Estudo da influência da temperatura na velocidade de uma reação

Copo erlenmeyer	Solução H_2SO_4 (mL)	Solução $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (mL)	H_2O (mL)	Solução KMnO_4 (mL)	Volume total (mL)	T (°C)	Concentração do KMnO_4 (mol L ⁻¹)	Δt (s)	V _{média} (mol L ⁻¹ s ⁻¹)
1	10,0	5,0	50,0	4,0	69,0				
2	10,0	5,0	50,0	4,0	69,0	+20			
3	10,0	5,0	50,0	4,0	69,0	+30			

- Fazer os cálculos da concentração do KMnO_4 na solução final de cada copo erlenmeyer;
- Calcular a velocidade média ($V_{\text{média}}$) da reação pela equação:

$$V_{\text{média}} = 1/2 \Delta[\text{KMnO}_4] / \Delta t \text{ (mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}\text{)}$$

- Fazer o gráfico da velocidade da reação $V_{\text{média}}$ (ordenadas) versus temperatura inicial dos reagentes de KMnO_4 (abcissas) em graus Kelvin.

3.2.2 Influência do catalisador

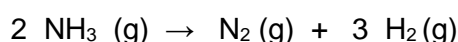
- Nos erlenmeyeres 1 e 2 depois de lavados e secos, adicionar 50 mL de água destilada, 10 mL de H₂SO₄ e 5 mL de ácido oxálico;
- Ao erlenmeyer 1 adicionar 4 mL de solução de KMnO₄ 0,04 mol L⁻¹. Agitar e anotar o tempo de descoloramento. Guardar a solução para o item d;
- Ao erlenmeyer 2 adicionar duas gotas de solução de KMnO₄ 0,04 mol L⁻¹. Agitar e anotar o tempo de descoloramento.
- Ao erlenmeyer 1 adicionar novamente 4 mL de solução e anotar o tempo de descoloramento 1 b.

Erlenmeyer	Tempo de descoloramento (s)
1	
2	
1b	

Observação: O catalisador desta reação é o Mn²⁺ produto da própria reação.

QUESTIONÁRIO (colocar como apêndice no relatório)

- Explicar a causa das diferentes velocidades nos erlenmeyeres 1, 2 e 1b.
- Transcrever a expressão geral da velocidade média da reação.
- Defina velocidade de uma reação química.
- Faça uma distinção entre velocidade média e velocidade instantânea de uma reação. Qual das duas velocidades dá uma medida inequívoca da velocidade da reação? Por quê?
- Indique duas reações que sejam muito lentas (que se completem em alguns dias) e duas reações que sejam muito rápidas (reações que se completam em minutos ou segundos).
- A reação de decomposição da amônia gasosa foi realizada em um recipiente fechado:



A tabela abaixo indica a variação na concentração de reagente em função do tempo.

Concentração de NH ₃ em mol/	8,0	6,0	4,0	1,0
Tempo em horas	0,0	1,0	2,0	3,0

Qual é a velocidade média de consumo do reagente nas duas primeiras horas de reação?

- Explique o que é lei de velocidade de uma reação. Dê exemplos.
- Dê as velocidades relativas de desaparecimento de reagentes e formação dos produtos para cada uma das seguintes reações:
 - 2 O₃ (g) → 3 O₂ (g)
 - 2 HOF (g) → 2 HF (g) + O₂ (g)
- Na reação 2 O₃ (g) → 3 O₂ (g), a velocidade de formação de O₂ é 1,5 x 10⁻³ mol/L .
 - Qual é a velocidade de decomposição do O₃?

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

KOTZ, J. C.; TREICHEL JUNIOR, P. M. **Química Geral e Reações Químicas**. vol. 1, 5ª. ed., São Paulo: Pioneira Thomson, 2005.

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; VIANNA FILHO, E. A.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. **Química Geral Experimental**. 2 ed. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2015. 275-292 p.

SOUZA, A.A.; MOURA, C. V. R.; SOUZA, C. M. L.; MOURA, E. M.; DA SILVA, F. C. M.; SANTOS, J. A. V. **Apostila de práticas de laboratório de Química Geral**. UFPI, Teresina, 2004.

3 A PRÁTICA EDUCATIVA

Professor(a), utilizar os roteiros para atividades experimentais a seguir para o cumprimento da prática educativa obrigatória para a disciplina de Química Geral Experimental I, como previsto do Projeto Pedagógico do Curso e que deverá ser requisito de nota. Os experimentos envolvem materiais de baixo custo. Justifica-se a elaboração dos roteiros pelos professores e não pelos alunos, uma vez que os alunos necessitam de instrução e material de referência para a elaboração dos seus próprios materiais pedagógicos nas disciplinas ao longo da matriz curricular.

Professor(a), organizar grupos em compatibilidade com a quantidade de alunos e sortear as atividades para o desenvolvimento das seguintes etapas:

- ✓ Os alunos elaborarão projetos de pesquisa em conformidade com o modelo institucional, enfatizando a importância da prática educativa em sua formação inicial, e entregarão no prazo estipulado pelo professor da disciplina;
- ✓ A execução do projeto deverá ocorrer em escolas públicas do ensino fundamental e/ou médio do município de Caxias, ou no próprio campus. Os roteiros deverão ser colocados como anexo no relatório;
- ✓ Os experimentos poderão ser realizados como forma de feira de ciências ou poderão ser gravados vídeos explicativos dos experimentos e, posteriormente, divulgados na página do curso na Internet;
- ✓ Após realização do projeto os alunos farão uma apresentação das atividades realizadas e deverá entregar relatório em conformidade com o modelo institucional;

Informações importantes relacionadas ao desenvolvimento do projeto:

- ✓ O projeto, a execução do projeto, a apresentação e o relatório corresponderá a uma das três notas;
- ✓ Os alunos, sob orientação do professor, poderão organizar resumos para submissão em eventos científicos na área de educação e química para estimular a produção acadêmica e despertar interesse nos alunos para a docência.

ATIVIDADE 1

DENSIDADE DOS SÓLIDOS

1 INTRODUÇÃO

A densidade de um material indica a concentração das partículas que o formam. Quanto mais concentradas forem as partículas, e quanto maiores suas massas, maior a densidade do material. É uma propriedade que caracteriza um determinado material, por isso ela pode ser utilizada para identifica-lo.

$$\text{Densidade de um corpo} = \text{massa do corpo} / \text{volume do corpo}$$

Nesta atividade, procura-se determinar a densidade de 3 cilindros diferentes de massa conhecida. O desafio será determinar o volume dos mesmos e entender o seu significado.

2 PARTE EXPERIMENTAL

2.1 MATERIAIS

- ✓ Três Proveta de 50 mL;
- ✓ Três cilindros de materiais diferentes de massa conhecida (preferencialmente a mesma massa em cada um dos cilindros);
- ✓ Uma pisseta com água destilada.

2.2 PROCEDIMENTOS

- a) Discutir com seus colegas e desenvolver pelo menos duas formas diferentes de determinar o volume dos cilindros: matematicamente e utilizando a proveta com água;
- b) Descreva cada procedimento separadamente;

- c) Sabendo a massa de cada cilindro e utilizando a fórmula, determinar a densidade de cada cilindro;
- d) Comparar esses valores e responder: são iguais ou diferentes?
- e) Qual apresenta maior densidade? O Que isso significa, microscopicamente?

REFERÊNCIA BIBLIOGRÁFICA

CRUZ, R.; GALHARDO FILHO, E. **Experimentos de Química em microescala, com materiais de baixo custo** . 2. ed., São Paulo: Editora livraria da Física, 2009. 17 p.

ATIVIDADE 2

PORCENTAGEM DE ÁLCOOL NA GASOLINA

1 INTRODUÇÃO

Os álcoois apresentam uma estrutura que lhes permite dissolver na água (composto polar) e na gasolina (composto apolar), porém a interação do álcool com a água é mais intensa do que a interação do álcool com a gasolina. Isto permite que o álcool dissolvido na gasolina migre para a fase água.

O objetivo desta atividade é determinar o percentual de álcool na gasolina.

2 PARTE EXPERIMENTAL

2.1 MATERIAIS

- ✓ Uma Proveta de 100 mL;
- ✓ Uma pisseta com água destilada.

2.2 PROCEDIMENTOS

- a) Adicione a sua amostra de gasolina na proveta até que ela atinja um volume de 50 mL;
- b) Adicione a mesma quantidade de água (o volume total da mistura deve atingir 100 mL). Use a pisseta;
- c) Agite a mistura e observe o que acontece. Descreva;
- d) Deixe a mistura em repouso por 3 minutos, observe o volume de cada fase.

QUESTIONÁRIO

- 1) Água e gasolina são miscíveis? Quem é mais denso? Justifique.
- 2) O volume de cada fase continua o mesmo? Em caso negativo, qual o novo volume?

- 3) Como explicar as possíveis diferenças dos volumes observados?
- 4) A partir dessas possíveis diferenças como podemos determinar a porcentagem do álcool na gasolina? Determine.

REFERÊNCIA BIBLIOGRÁFICA

CRUZ, R.; GALHARDO FILHO, E. **Experimentos de Química em microescala, com materiais de baixo custo**. 2. ed., São Paulo: Editora livraria da Física, 2009. 73 p.

ATIVIDADE 3

DETERMINAÇÃO DO PONTO DE FUSÃO

1 INTRODUÇÃO

As propriedades da matéria são o objeto de toda a química, particularmente a conversão de uma forma da matéria em outra. Mas, o que é matéria? A matéria é, na verdade, muito difícil de ser definida com precisão sem o apoio das ideias avançadas da física das partículas elementares, porém uma definição operacional simples é que matéria é qualquer coisa que tem massa e ocupa lugar no espaço. Uma das características da ciência é que ela dá significado preciso às palavras comuns de nossa linguagem cotidiana. Na linguagem diária, “uma substância” é apenas outro nome da matéria. Em química, porém, uma substância é uma forma simples e pura da matéria. O ar é matéria, mas, sendo uma mistura de vários gases, não é uma substância simples (ATKINS, 2006).

Em temperaturas muito baixas, virtualmente toda a matéria se encontra no estado sólido. À medida que a temperatura se eleva, porém, ocorre a fusão dos sólidos para formar líquidos. Algumas vezes, se a temperatura for suficientemente elevada, os líquidos se evaporam para formar gases. Mudanças de estado são tipicamente acompanhadas mudanças de volume. Para determinada massa de material, geralmente há um pequeno aumento de volume quando ocorre a fusão – a água é uma exceção significativa – e então um grande aumento de volume ocorre na vaporização (KOTZ, 2013).

2 OBJETIVO

Determinar o ponto de fusão do ácido benzoico.

3 PARTE EXPERIMENTAL

3.1 MATERIAIS

- ✓ Bico de Bunsen
- ✓ Medidor de ponto de fusão
- ✓ Béquer de 100 mL
- ✓ Termômetro (-10 a 110 °C)
- ✓ Tripé
- ✓ Tela de amianto
- ✓ Suporte Universal
- ✓ Ácido Benzoico
- ✓ Fósforo
- ✓ Cronômetro
- ✓ Tubo de Vidro
- ✓ Espátula
- ✓ Tubos capilares
- ✓ Rolha de cortiça
- ✓ Vidro de relógio

3.2 PROCEDIMENTOS EXPERIMENTAIS

3.2.1 Preparo do tubo capilar

- a) Acenda o bico de Bunsen;
- b) Aqueça na chama do bico de Bunsen, uma das extremidades do tubo capilar fazendo um movimento de rotação nesse tubo, até que apareça um pequeno nódulo. NESSE MOMENTO O CAPILAR DEVERÁ ESTAR FECHADO.

3.2.2 Colocação da amostra dentro do tubo capilar

- a) Coloque a amostra que se quer determinar o ponto de fusão em um vidro de relógio. Pulverize com a espátula;
- b) Mantenha o tubo capilar o mais horizontal possível, empurrar sua extremidade aberta de encontro à amostra utilizando-se da espátula para ajudar a acomodar a amostra no tubo.
- c) Tomar um tubo de vidro grande ou um bastão oco, colocando-o em posição vertical e encostando-o no chão do laboratório;
- d) Solte o capilar do extremo superior do tubo de vidro até o chão, com a ponta fechada voltada para baixo. REPETIR ESTA OPERAÇÃO ATÉ QUE SE FORME UMA CAMADA COMPACTA DA AMOSTRA NO FUNDO DO TUBO CAPILAR (aproximadamente 1 cm);

OBSERVAÇÃO: PROCEDIMENTO DEMONSTRATIVO (TÉCNICO E PROFESSOR)

- a) Introduza um termômetro em rolha furada até a metade do mesmo;
- b) Prenda no termômetro o tubo capilar que já deverá estar com a amostra a ser determinada o ponto de fusão, utilizando uma liga, tomando cuidado de deixar a amostra o mais perto possível do bulbo do termômetro;
- c) Adapte uma garra à base de ferro e fixar o termômetro;
- d) Encha o béquer de 100 mL até a marca de 70 mL com óleo, vaselina ou glicerina;
- e) Coloque o agitador do banho de óleo (ou glicerina) dentro do béquer, e a seguir o termômetro com o capilar. A DISTÂNCIA ENTRE O BULBO DO

TERMÔMETRO E O FUNDO DO BÉQUER DEVE SER DE APROXIMADAMENTE 1 cm;

- f) Aqueça lentamente o banho de óleo (ou glicerina) com bico de Bunsen agitando constantemente o óleo. Próximo ao ponto de fusão a temperatura do banho deve aumentar de 2 a 3 graus por minuto;
- g) Registre a temperatura na qual aparece a primeira gota de líquido e a temperatura na qual desaparece o restante da porção sólida. Essa faixa de temperatura representa o ponto de fusão para a substância pura usada;
- h) Compare o resultado acima com o medidor de ponto de fusão.

QUESTÕES

- 1) Que se entende por ponto de fusão? Com que finalidade é usado?
- 2) Procurar na bibliografia indicada o ponto de fusão do ácido benzoico. Comparar com os resultados obtidos.
- 3) De acordo com o ponto de fusão pesquisado, qual deveria ser a temperatura em que o ácido benzoico passaria do estado líquido para o sólido, ou seja, qual seria o ponto de solidificação do ácido benzoico?

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. Tradução de Ricardo Bicca de Alencastro. 3ª ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; WEAVER, G. C. **Química geral e reações químicas**. vol. 1. Tradução de Noveritis do Brasil. São Paulo: Cengage Learning, 2013.

SOUZA, A.A.; MOURA, C. V. R.; SOUZA, C. M. L.; MOURA, E. M.; DA SILVA, F. C. M.; SANTOS, J. A. V. **Apostila de práticas de laboratório de Química Geral**. UFPI, Teresina, 2004.

ATIVIDADE 4

AQUECIMENTO DA ÁGUA

1 OBJETIVO

O objetivo deste experimento é determinar o ponto de ebulição da água.

2 PARTE EXPERIMENTAL

2.1 MATERIAIS

- ✓ Anel de ferro;
- ✓ Bico de Bunsen;
- ✓ Tripé;
- ✓ Tela de amianto;
- ✓ Termômetro;
- ✓ Béquer de 250 mL;

2.2 PROCEDIMENTOS

Monte o sistema conforme as instruções:

1. Fixe o anel de ferro no suporte universal de forma que a altura seja adequada para que o bico de Bunsen fique embaixo;
2. Coloque a tela de amianto sobre o anel. Sobre a tela de amianto coloque o béquer de 250 mL contendo 150 mL de água;
3. Você vai agora aquecer a água contida no béquer e fazer observações acerca de como variará a temperatura da água com o tempo;
4. Adaptar uma garra à base de ferro e fixar o termômetro. Mergulhe o termômetro na água mantendo uma distância entre o bulbo do termômetro e o fundo do béquer de aproximadamente 1 cm;
5. Acenda o bico de Bunsen e ajuste de forma a obter a chama azul;
6. Use um cronômetro para medir o tempo. A primeira leitura da temperatura será registrada como tempo zero;
7. De 2 em 2 minutos, leia as temperaturas indicadas no termômetro;
8. Determine a temperatura na qual a água entrará em ebulição;

9. Construa uma tabela, como a descrita abaixo.

OBSERVAÇÃO: Caso não haja disponibilidade suficiente de gás para atender a demanda da aula, substituir o fogo por agitador magnético com aquecimento ou chapa aquecedora. **CUIDADO! A IMPERÍCIA PODE PROVOCAR QUEIMADURAS.**

Tempo / min	Temperatura / °C
00	
02	
04	
06	
08	
10	
12	
14	
16	
18	
20	
22	
24	

QUESTÕES

- 1) Com os dados da tabela obtida, construa um gráfico colocando a temperatura na ordenada e o tempo na abscissa. Utilize um programa gráfico (ORIGIN ou EXCEL, por exemplo) para realizar esta tarefa.
- 2) Discuta qual seria o efeito que um aumento da quantidade de água teria sobre a forma da curva obtida?
- 3) Por que, ao atingir a ebulição, não é mais observada a variação da temperatura da água com o recebimento de calor?
- 4) A temperatura de ebulição coincide com o indicado na literatura? Em caso de discordância argumentem explicando que fatores podem ter contribuído para o resultado obtido.
- 5) O que caracteriza uma chama de cor alaranjada e de cor azul?

ATIVIDADE 5

DISSOLUÇÃO FRACIONADA

1 INTRODUÇÃO

Todas as amostras de matéria podem ser constituídas de uma espécie química apenas (substância pura), ou da reunião (mistura) de duas ou mais, formando uma mistura. No universo material (natureza) praticamente não existem substâncias puras, quase tudo são misturas.

A substância pura é a matéria constituída de uma espécie química apenas. Esta possui propriedades químicas e físicas próprias e características.

A substância pura de acordo com o número de elementos, ou tipos de átomos, que a constitui pode ser classificada em substância elemento (constituída por um elemento, Ex: H_2 , O_2) e substância composto (constituída por mais de um elemento, Ex: H_2O).

A mistura é uma reunião de duas ou mais substâncias puras, onde cada uma guarda suas propriedades químicas e físicas.

Nas misturas heterogêneas observam-se pontos de composição homogênea, porém, distintos de outros na mesma mistura, um do outro. Estes pontos ou partes, ou fração da mistura, têm propriedades químicas e físicas diferentes entre si e são denominados de fase(s) da mistura.

A separação das fases de uma mistura é feita por processos físicos mecânicos, tais como:

Filtração; decantação; levigação; flotação

A separação dos componentes de uma mistura homogênea (solução) necessita de métodos físicos mais energéticos, tais como: a destilação simples e fracionada.

2 OBJETIVOS

- ✓ Revisar e fixar conceitos de matéria, substância, estados físicos e propriedades da matéria; substância elemento composto, mistura, tipos de misturas;
- ✓ Separar componentes de uma mistura por filtração e evaporação da água;
- ✓ Calcular a composição centesimal da mistura.

3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

3.1 MATERIAIS

- ✓ Frasco com água pura;
- ✓ Frasco com sal de cozinha puro;
- ✓ Frasco com areia pura;
- ✓ Balança analítica;
- ✓ Bastão de vidro;
- ✓ Um copo béquer de 100 mL;
- ✓ Dois copos béquer de 50 mL.;
- ✓ Papel filtro analítico;
- ✓ Suporte universal com anel suporte para o funil;
- ✓ Proveta com capacidade para 100 mL;
- ✓ Pisseta com água destilada;
- ✓ Balança analítica;
- ✓ Vidro de relógio;
- ✓ Cápsula de porcelana de 100 mL coberta em um vidro de relógio num dessecador apropriado;
- ✓ Chapa aquecedora (ou sistema de aquecimento: tripé, tela de amianto, bico de Bunsen, gás).

3.2 PROCEDIMENTOS EXPERIMENTAIS

3.2.1 *Preparo de uma mistura*

- e) Fazer os cálculos para preparar 40,00 g de uma mistura que contenha 70,00 % de água pura; 8,00 % de cloreto de sódio puro (sal de cozinha); 22,00 % de areia pura,

$$X \text{ g de água} = \quad \quad \quad Y \text{ g de sal} = \quad \quad \quad Z \text{ g de areia} =$$

- f) **Pesagens:** Pesar no béquer de 100 mL (registrando o peso do béquer sozinho $M_b =$ g) os X g de água pura, registrando a massa total $M_T = M_b + X_g$. Num béquer de 50 mL pesar os Y g de sal puro. E, no outro béquer de 50 mL pesar os Z g de areia. Não esquecendo que no final ter-se-á:

$$\begin{array}{r} X \text{ g de água} \\ + Y \text{ g de sal} \\ \hline + Z \text{ g de areia} \\ \hline 40,00 \text{ g de mistura} \end{array}$$

- g) **Preparação da mistura homogênea:** No copo béquer de 100 mL, que contém os X g de água, adicionar os Y g de sal (cuidar para não perder o sal). Com o auxílio do bastão de vidro dissolver o mesmo. Deixar em repouso. Cuidar para não retirar o bastão de vidro da mistura e colocá-lo sobre a mesa, ou mesmo secá-lo, etc., pois se estaria tirando massa do sistema;

- h) **Preparação da mistura heterogênea:** Ao copo béquer contendo a solução (sal + água) adicionar os Z g de areia. Agitar o sistema com o bastão de vidro. Deixar em repouso. Observar.

QUESTÕES

6. Há areia no fundo do béquer?
7. Como conferir que o sal se dissolveu e não desapareceu?
8. Por que a areia está no fundo?
9. Quantas fases o sistema possui?
10. Supondo ser a areia uma substância pura, quantas espécies químicas o sistema apresenta?

3.2.2 *Filtração Simples*

- h) Preparar o funil com papel filtro.
- i) Armar o funil do anel suporte universal. Introduzir a haste do funil na proveta (4 cm) encostando-a na parede da mesma para que o filtrado escorra por ela sem “pingar” provocando respingos e perdas do material;
- j) Com o auxílio do bastão de vidro transferir a mistura heterogênea para o papel filtro do funil, com muito cuidado para não perder nada na operação. Jogar, com o auxílio da pisseta, um jato de água suficiente para retirar o precipitado do fundo do béquer;
- k) Ao final lavar o resíduo do papel filtro com 3 a 4 porções de água destilada para retirar todo o sal que ainda estiver ali;

3.2.3 *Evaporação*

- g) Pesar a cápsula de porcelana com o vidro de relógio e registra a massa $m_{cv} = g$. Com o bastão de vidro limpo homogeneizar o filtrado, pois as últimas porções de água de lavagem da areia têm concentrações diferentes de sal das primeiras que estão no fundo da proveta;
- h) Com a pipeta graduada transferir para a cápsula 25 mL do filtrado. O sistema cápsula + filtrado coberto pelo vidro de relógio é levado sobre a tela de amianto para com o auxílio do sistema de aquecimento evaporar a água. O aquecimento deve ser cuidadoso para se perder sal por excesso de calor. Ao se verificar que, na cápsula de porcelana, não há mais água para evaporar, com uma pinça retira-se a cápsula que é coloca no dessecador para esfriar. Ao alcançar-se o equilíbrio térmico, pesar a cápsula com o sal registrando a massa total ($m_T = g$);
- i) Calcular a massa total do sal contida nos 25 mL do filtrado:

$$m(25 \text{ mL}) = m_T - m_{cv}$$

- j) Calcular a massa do sal no volume total do filtrado lido na $V_{(\text{filtrado})} = \text{ mL}$ (fazer uma regra de três).
- k) Limpar o material, as bancadas, etc. Colocar cada objeto no seu lugar. Não esquecer que **um bom trabalho de laboratório começa com a ordem do material e a limpeza.**

QUESTÕES

11. Demonstre os cálculos envolvidos na etapa de evaporação.
12. A quantidade de sal contida no filtrado é a mesma que a massa pesada inicialmente? Em caso de discordância aponte os fatores que contribuíram para a diferença.

REFERÊNCIA BIBLIOGRÁFICA

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; VIANNA FILHO, E. A.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. **Química Geral Experimental**. 2 ed. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2015. 275-292 p.

ATIVIDADE 6

SEPARAÇÃO DE LÍQUIDOS IMISCÍVEIS

1 INTRODUÇÃO

A decantação é um processo de separação de misturas heterogêneas entre dois líquidos imiscíveis entre si ou sólido num líquido. O objetivo deste experimento é facilitar a compreensão da separação de líquidos imiscíveis.

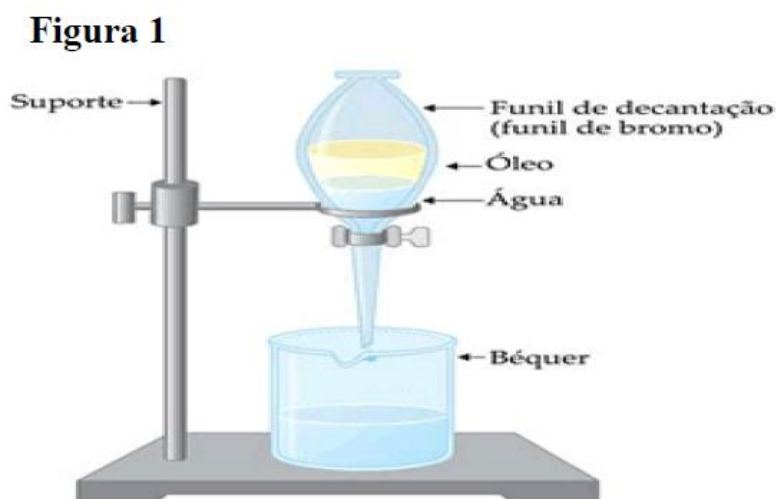
2 PARTE EXPERIMENTAL

2.1 MATERIAIS

- ✓ Funil de Decantação;
- ✓ Béquero;
- ✓ Suporte universal;
- ✓ Água;
- ✓ Óleo.

2.2 PROCEDIMENTOS EXPERIMENTAIS

Montar o suporte universal, em seguida colocar água e o óleo no funil de decantação e colocá-lo no suporte universal, depois colocar o béquero em baixo do funil, como na Figura 1.



QUESTÕES

1. Qual a função do funil de bromo?
2. A partir da composição molecular do óleo e da água explique por que os dois componentes não se misturam.
3. O que explica o óleo ter menor densidade que água?
4. Se fosse adicionado álcool à mistura de água/óleo quantas fases o sistema teria? Explique.
5. Pesquise pelo menos duas aplicações na indústria para esse tipo de mistura.

ATIVIDADE 7

DESTILAÇÃO DO VINHO

1 INTRODUÇÃO

A destilação é a separação de uma mistura líquida nos seus componentes por meio de fervura seguida da condensação do vapor. Os vários componentes condensam a diferentes temperaturas, o que permite que sejam separados uns dos outros. Existem vários tipos de destilação, como a fracionada e a simples. Para realizar uma destilação fracionada os pontos de ebulição das substâncias normalmente são próximos. O álcool pode ser extraído do vinho por destilação (álcool vínico ou espírito do vinho) ou de qualquer substância fermentada. Há outros álcoois que se extraem da aguardente do bagaço (álcool propílico) ou da beterraba (álcool butílico).

2 OBJETIVO

- ✓ Separar o álcool do vinho, utilizando uma destilação simples, e a aprendizagem da montagem de uma destilação simples;
- ✓ Determinar a eficácia da destilação simples para substâncias cujo ponto de ebulição é muito próximo;

3 PARTE EXPERIMENTAL

3.1 MATERIAIS

- ✓ Bico de Bunsen;
- ✓ Suporte universal com garras;
- ✓ Tripé e tela de amianto;
- ✓ Suporte elevatório;

- ✓ Balão de fundo redondo;
- ✓ Termômetro;
- ✓ Condensador de tubo reto;
- ✓ Balança analítica;
- ✓ Proveta de 25 mL;
- ✓ Água;
- ✓ Vinho.

OBSERVAÇÃO: O sistema de aquecimento pode ser substituído por uma manta aquecedora.

3.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- a) Montar o aparato experimental de acordo com a Figura 1.
- b) Pesar uma proveta de 25 mL limpa e seca;
- c) Transferir 100 mL de vinho para o balão de fundo redondo;
- d) Abrir a torneira de água fria de forma a renovar a água no condensador;
- e) Aquecer a mistura que se encontra no balão de fundo redondo iniciando com 76 °C e aumentando lentamente até 90 °C;
- f) Registrar os tempos da queda das primeiras gotas, assim com o dos mililitros;
- g) Parar a destilação quando completar 10 mL na proveta. Pesar a proveta com o destilado e determinar a sua densidade.

Legenda:

- 1 – Bico de Bunsen
- 2 – Suporte universal com garras e nozes
- 3 – Suporte elevatório com placa ceram
- 4 – Balão de fundo redondo
- 5 – Termómetro
- 6 – Condensador de tubo recto
- 7 – Alonga
- 8 – Proveta

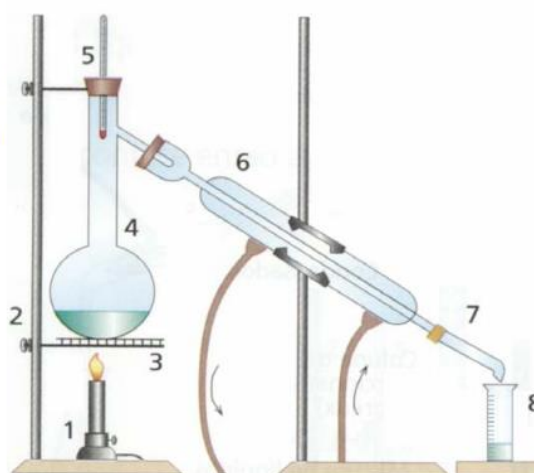


Figura 1 – Montagem de uma destilação simples.

Questões

1. O cheiro do destilado é característico de álcool etílico?
2. A densidade calculada do destilado coincide com a densidade do etanol puro contida no rótulo do frasco ou da literatura?
3. Caso a afirmação anterior seja de não coincidir descreva os possíveis fatores que levaram à discordância.
4. É necessário que o termômetro esteja em contato com líquido para determinar a temperatura? Explique.

ATIVIDADE 8

DESTILAÇÃO DE UM REFRIGERANTE TIPO “COLA”

1 INTRODUÇÃO

Destilação é uma das técnicas mais conhecidas de separação de misturas homogêneas. Ela consiste em aquecer a mistura de forma que as substâncias mais voláteis (com conseqüente menor ponto de ebulição) sejam separadas em primeiro lugar. O objetivo desta atividade é estudar a destilação parcial de um refrigerante do tipo cola. O termo destilação parcial de um refrigerante foi utilizado porque será feita a separação parcial de apenas alguns componentes dessa bebida.

2 PARTE EXPERIMENTAL

2.1 MATERIAIS E REAGENTES

- ✓ Bastão plástico;
- ✓ Espátula ou colher pequena;
- ✓ Funil de filtração;
- ✓ Lamparina ou Bico de Bunsen;
- ✓ 1 Béquer plástico;
- ✓ Estante para tubos de ensaio;
- ✓ Tubos de ensaio (médios e grande);
- ✓ Suporte Universal;
- ✓ Garra com mufa;
- ✓ Tubo de látex com tubo de vidro na extremidade;
- ✓ Pisseta com água destilada;
- ✓ Solução de azul de bromotimol;
- ✓ Óxido de cálcio (cal virgem);
- ✓ Água;
- ✓ Caixa de fósforo;

- ✓ Álcool etílico;
- ✓ Papel de filtro.

2.2 PROCEDIMENTOS

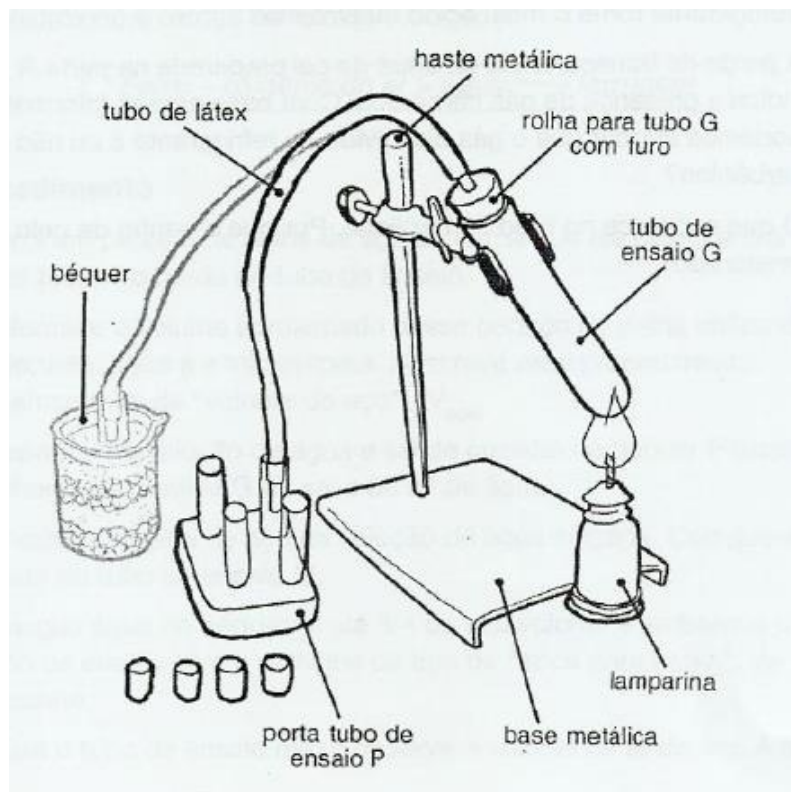
2.2.1 *Preparação da água de cal*

- a) Colocar 20 mL de água no béquer plástico e adicionar uma colher de medida de CaO;
- b) Agitar a solução com o bastão plástico até que o máximo de CaO seja dissolvido;
- c) Filtrar a solução. A solução transparente filtrada é chamada de água de cal, ela é usada para indicar a presença de gás carbônico;
- d) Guardar a água de cal em um frasco vazio com uma etiqueta indicando seu volume.

2.2.2 *Destilação de um refrigerante tipo “cola”*

- a) Colocar 3 tubos de ensaio apoiados no suporte para tubo de ensaio e enumerá-los com a caneta marcadora;
- b) Adicionar algumas gotas de azul de bromotimol no tubo 1 e em seguida água da torneira até a metade do seu volume. Observar a cor da mesma e anotar;
- c) No tubo 2 colocar a água de cal preparada até que a mesma atinja metade do volume do tubo. Usar uma pipeta de Pasteur para a transferência da solução;
- d) Em um béquer de plástico preparar um banho frio para o tubo 3. Para isso colocar o tubo 3 a ao seu redor pedaços de gelo misturados a sal grosso formando camadas alternadas;
- e) Preparar a montagem da Figura 1 para a destilação, adicionando refrigerante até 1/3 do volume do tubo de ensaio. Observar que inicialmente a extremidade da mangueira de látex está imersa no tubo 1;

Figura 1: Montagem de um sistema de destilação simplificado.



- f) Acender a lamparina e observar o que acontece no tubo 1. Descrever;
- g) Mudar a posição da extremidade da mangueira colocando-a imersa no tubo 2, assim que observar qualquer alteração na coloração da solução no tubo 1;
- h) Observar a transparência da solução no tubo 2. Há alguma mudança? Descrever;
- i) Mude a posição da extremidade da mangueira, colocando-a imersa no tubo 3, assim que observar alguma alteração na transparência da solução no tubo 2;
- j) Após 2 minutos observar o que acontece no tubo 3 e descrever;

QUESTIONÁRIO

- 1) O que foi observado na extremidade da mangueira quando colocada na nos tubos 1 e 2?
- 2) No tubo 1 foi adicionada uma substância (azul de bromotimol) que indica se o meio é ácido ou não. A cor azul indica que o meio é básico (ou alcalino) e a cor amarela que o meio é ácido. Baseado nessas informações podemos afirmar que o gás dissolvido no refrigerante torna o meio ácido ou alcalino?

- 3) A perda da transparência da água de cal preparada na parte A indica a presença de gás carbônico. Com base nessas informações podemos afirmar que o gás dissolvido no refrigerante é ou não gás carbônico?
- 4) O que acontece no tubo 3? Explique. Por que o banho de gelo foi preparado?

REFERÊNCIA BIBLIOGRÁFICA

CRUZ, R.; GALHARDO FILHO, E. **Experimentos de Química em microescala, com materiais de baixo custo** . 2. ed., São Paulo: Editora livraria da Física, 2009. 24 p.

ATIVIDADE 9

EXTRAINDO IODO DO SAL DE COZINHA

1 INTRODUÇÃO

Iodo é adicionado ao sal de cozinha para evitar doenças como bócio. Como iodo elementar (I_2) é venenoso, no sal de cozinha o iodo é adicionado na forma de KI (iodeto de potássio) em uma concentração reduzida. A possível presença de iodo na forma elementar em um determinado meio é detectada pela adição de uma solução de amido. O iodo torna o azul escura uma solução contendo amido.

O objetivo desta atividade é determinar o iodeto contido no sal de cozinha com a adição de cloro (gás dissolvido na água) na forma de Cl_2 .

2 PARTE EXPERIMENTAL

2.1 MATERIAIS E REAGENTES

- ✓ Suporte para tubo de ensaio;
- ✓ Tubos de ensaio;
- ✓ Colher de medida P;
- ✓ Iodeto de potássio;
- ✓ Solução de amido;
- ✓ Sal comum;
- ✓ Água sanitária;
- ✓ Caneta marcadora.

3.2 PROCEDIMENTOS

3.2.1 Verificando a reação com KI puro

- a) Enumerar 4 tubos com caneta marcadora;
- b) Adicionar água em todos os tubos, até 1/3 do seu volume. Em seguida, colocar apenas uma pequena porção de cristais de KI nos tubos 1 e 2 (umedecer a

- colher de medida P, encostar nos cristais de KI e mergulhar na água). Observar a coloração da solução obtida e anotar;
- c) Nos tubos 1 e 2 adicionar apenas 5 gotas de água sanitária. Observar, descrever e anotar;
- d) Sabendo que a água sanitária é uma fonte de gás cloro (Cl_2) procurar explicar o observado.
- e) Adicionar 10 gotas de solução de amido no tubo 2 e observar o que acontece com cada gota adicionada. Descrever e anotar;
- f) Reunir as observações na tabela abaixo e procurar explicar o que foi observado.

Tubos	Ação	Coloração resultante
1 e 2	Adição de cristais de KI	
1 e 2	Adição de água sanitária	
3	Adição de gotas de amido em solução	

3.2.2 Determinando o iodo em sal de cozinha

- a) Repetir o procedimento 2.2.1 de a) a e) anterior nos tubos 3 e 4, porém, adicionando 1 colher de medida G cheia de NaCl (no lugar do HI na parte 2.2.1) no tubo de ensaio;
- b) Comparar as colorações obtidas na parte 2.2.1 com as obtidas na parte 2.2.2 (tubo 1 e 3 / tubos 2 e 4). Qual apresenta a coloração mais intensa? Justifique.

REFERÊNCIA BIBLIOGRÁFICA

CRUZ, R.; GALHARDO FILHO, E. **Experimentos de Química em microescala, com materiais de baixo custo**. 2. ed., São Paulo: Editora livraria da Física, 2009. 54-55 p.

ATIVIDADE 10

REAÇÕES QUÍMICAS

1 INTRODUÇÃO

Uma reação química nada mais é do que uma recombinação de partículas, formando novas substâncias. Algumas reações químicas podem ser classificadas de acordo com as partículas envolvidas em: reação de decomposição, síntese, deslocamento simples e dupla troca.

O objetivo desta atividade é estudar algumas reações químicas e suas respectivas classificações.

2 PARTE EXPERIMENTAL

2.1 MATERIAIS E REAGENTES

- ✓ Canudo;
- ✓ Erlenmeyer;
- ✓ Tubos de ensaio G;
- ✓ Béquer plástico;
- ✓ Tubo de látex;
- ✓ Rolha com furo;
- ✓ Tubos de vidro;
- ✓ Tubo plástico transparente;
- ✓ Colher de medida P;
- ✓ Suporte para tubo de ensaio;
- ✓ Pisseta;
- ✓ Tubo em V (opcional);
- ✓ Funil;
- ✓ Bastão plástico;
- ✓ Tubo de ensaio P;

- ✓ Suporte para tubos de ensaio P;
- ✓ Água de cal;
- ✓ Água oxigenada;
- ✓ Vela pequena;
- ✓ Fios de piaçaba;
- ✓ Água destilada;
- ✓ Solução de tiocianato de potássio; solução de nitrato de ferro III;
- ✓ Ácido clorídrico;
- ✓ Óxido de manganês;
- ✓ Magnésio em asparas.
- ✓

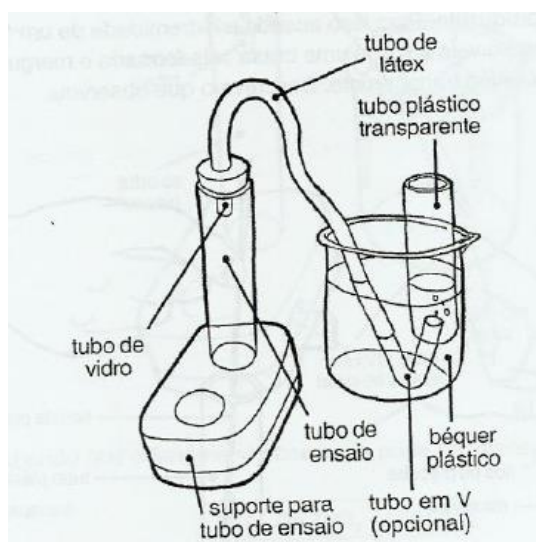
2.2 PROCEDIMENTOS

2.2.1 Identificando o gás carbônico em água de cal

- a) Preparar a solução de água de cal como indicado em 2.2.2 da atividade 4.
- b) Retire cerca de 25 mL de solução em um erlenmeyer, assoprar a solução com um canudo de refresco e observar;
- c) Houve reação? Por quê?

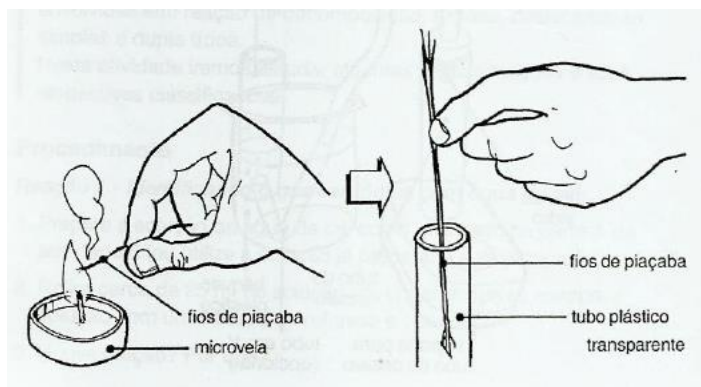
2.2.2 Produzindo gás oxigênio

- a) Preparar o sistema como mostra o desenho abaixo;



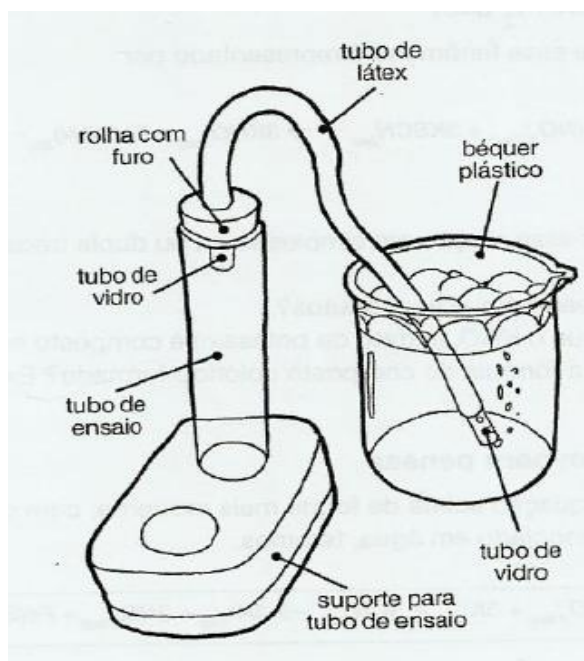
- b) Adicionar H_2O_2 até aproximadamente 1/3 do volume do tubo de ensaio G;

- c) Adicionar o tubo plástico, o tubo de látex com o tubo em V e coloque água até $\frac{1}{2}$ do volume no béquer. É nele que o gás será coletado (ver o detalhe da coleta no desenho);
- d) Colocar apenas uma colher da medida P do MnO_2 , fechar o tubo e observar o que acontece na outra extremidade do tubo de látex que repousa dentro do tubo de plástico transparente;
- e) Baseado nas observações, é possível afirmar que houve reação? Por que?
- f) Testar o gás produzido. Para isso, acender a extremidade de um fio de piaçaba na vela até que uma brasa seja formada e mergulhar no tubo de plástico transparente. Descrever o que aconteceu.



2.2.3 Produzindo gás hidrogênio

- a) Montar o sistema abaixo;



- b) Colocar 50 mL de água e detergente (aproximadamente uma colher de medida G) no béquer plástico P. Agitar a mistura com o bastão de plástico;
- c) No tubo G colocar $\frac{1}{2}$ do seu volume de ácido clorídrico;
- d) Imergir o magnésio no ácido. Tampar a rolha contendo o tubo látex;
- e) Observar o que acontece no tubo de ensaio G e no béquer contendo a água com detergente. Descrever;
- f) Queimar as bolhas de gás formadas com uma pequena tocha feita com o bastão plástico e algodão umedecido no etanol.

2.2.4 *Formando precipitado*

- a) Transferir 1 mL de solução AgNO_3 para um tubo de ensaio 1 mol L^{-1} ;
- b) Adicionar ao tubo de ensaio gotas de solução de ácido clorídrico;
- c) Observar.

2.2.5 *Formação de complexo*

- a) Colocar a solução de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ (nitrato de ferro III) no tubo de ensaio P até $\frac{1}{3}$ do seu volume;
- b) Adicionar água até a metade do seu volume, tampar e agitar para uma completa diluição da solução;
- c) Observar a cor da solução de KSCN (tiocianato de potássio) e adicione 2 gotas dessa solução no tubo;
- d) Observar.

QUESTIONÁRIO

- 1) Demonstrar todas as equações químicas das reações abordadas em cada etapa do procedimento.

REFERÊNCIA BIBLIOGRÁFICA

CRUZ, R.; GALHARDO FILHO, E. **Experimentos de Química em microescala, com materiais de baixo custo**. 2. ed., São Paulo: Editora livraria da Física, 2009. 30-35 p.

ATIVIDADE 11

PRODUZINDO HIDROGÊNIO

1 INTRODUÇÃO

O hidrogênio é o elemento químico mais simples que há. Ele é formado por apenas um próton e um elétron. Seu número atômico é 1, sua massa molar é igual a 1,008 g/mol e seu símbolo é "H". É um gás incolor, inodoro, insípido e altamente inflamável.

O objetivo desta atividade é produzir hidrogênio pela ação do ácido clorídrico com metais.

2 PARTE EXPERIMENTAL

2.1 MATERIAIS E REAGENTES

- ✓ Tubo de ensaio;
- ✓ Palha de aço;
- ✓ Aparas de magnésio;
- ✓ Ácido clorídrico (ácido muriático) $\text{HCl } 5 \text{ mol L}^{-1}$;
- ✓ Pegador de roupa;
- ✓ Rolha;
- ✓ Palito de fósforo.

2.2 PROCEDIMENTOS

- a) Separar dois tubos de ensaio;
- b) No primeiro tubo colocar uma amostra de palha de aço. No segundo Aparas de magnésio;
- c) Segurar o tubo com o auxílio de uma pinça de madeira;
- d) Cobrir com a solução de ácido clorídrico;

- e) Fechar o tubo com a ajuda da rolha;
- f) Observar e esperar por aproximadamente 1 minuto;
- g) Acender um palito de fósforo e o aproximar da entrada do tubo no mesmo momento em que tirar a rolha.

QUESTIONÁRIO

- 1) Demonstre as reações envolvidas neste experimento.
- 2) Qual dos dois metais é mais reativo? Por quê?

REFERÊNCIA BIBLIOGRÁFICA

Portal de Estudos em Química. **Experimentos: Preparando hidrogênio**. Disponível < em:

<http://www.profpc.com.br/Experimentos%20de%20Qu%C3%ADmica/experimentos.htm> >. Acesso em Nov. 2017.

ATIVIDADE 12

A QUÍMICA DO REFRIGERANTE

1 INTRODUÇÃO

Refrigerante é uma bebida não alcoólica, carbonatada, com alto poder refrescante encontrada em diversos sabores. Os ingredientes que compõem a formulação do refrigerante têm finalidades específicas e devem se enquadrar nos padrões estabelecidos. Os ingredientes que compõem a bebida são: água, açúcar, concentrados, acidulante, antioxidante, conservante, edulcorante e dióxido de carbono. Os refrigerantes têm caráter ácido. O valor do pH, medido com instrumento ou papel indicador, pode ser comparável ao do pH do suco gástrico (pH ~ 2,0) e de outros sucos naturais.

O objetivo desta atividade é verificar as reações de um refrigerante comercial com bicarbonato de sódio e palha de aço.

2 PARTE EXPERIMENTAL

2.1 MATERIAL E REAGENTES

- ✓ Béquer de 250 mL;
- ✓ Refrigerante de sabor limão ou outro que não contenha corante;
- ✓ Bicarbonato de sódio sólido;
- ✓ Solução de H₂O₂ a 3% m/m (10 volumes);
- ✓ Espátula;
- ✓ Palha de aço;
- ✓ Pipeta;
- ✓ Tiras de papel indicador universal de pH.

2.2 PROCEDIMENTOS

2.2.1 Dissolução de bicarbonato de sódio no refrigerante

- a) Medir o pH inicial do refrigerante por meio do papel indicador de pH;

b) Adicionar, aos poucos, com a espátula, o bicarbonato de sódio. Esperar cessar o desprendimento de gás antes da nova adição;

c) Quando a adição do bicarbonato não produzir mais gás, medir o pH do líquido.

2.2.2 Reação do ferro metálico com o ácido do refrigerante

a) Medir o pH inicial do refrigerante por meio do papel indicador de pH;

b) Adicionar a palha de aço no refrigerante; a partir daí, acompanhar a evolução visual do experimento;

c) Após 20 minutos, adicionar o peróxido de hidrogênio, por meio da pipeta, no fundo do béquer.

QUESTIONÁRIO

Responda as questões de 1 a 4 relacionados ao procedimento 3.2.1

- 1) Que gás é produzido? Determine as equações químicas balanceadas que expressam a formação do gás.
- 2) Qual a massa e o volume do gás produzido?
- 3) Qual a massa de bicarbonato de sódio foi necessária para neutralizar a acidez do refrigerante?
- 4) Determine a concentração de íons H^+ neutralizados na reação com o bicarbonato de sódio.

Responda as questões de 5 a 8 relacionados ao procedimento 3.2.2

- 5) Que gás é produzido? Determine a equação química balanceada que expressa a formação do gás antes da adição do peróxido de hidrogênio.
- 6) Qual o volume e a massa do gás produzido?
- 7) Explique por que ocorre o aumento do pH da solução à medida que a reação avança.
- 8) Qual o efeito que a adição de peróxido de hidrogênio provoca na solução. Explique demonstrando a equação química balanceada.

REFERÊNCIA BIBLIOGRÁFICA

LIMA, A. C. S.; AFONSO, J. C. A química do refrigerante. **Química Nova na Escola**. Vol.1, p. 210-215, 2009.

ATIVIDADE 13

PREPARANDO UM INDICADOR ÁCIDO-BASE NATURAL DE AÇAÍ (*Euterpe oleracea*)

1 INTRODUÇÃO

Este experimento tem como finalidade utilizar o açaí como indicador natural para classificar substâncias ácidas e básicas. Trata-se de uma atividade que atende ao conteúdo de funções inorgânicas (ácidos e bases), trabalhados atualmente na nona série do ensino fundamental.

2 PARTE EXPERIMENTAL

2.1 MATERIAL E REAGENTES

- ✓ unidades de filtros de papel para café n°102;
- ✓ 5 copos (de vidro ou plástico) de 200 mL;
- ✓ 3 seringas descartáveis (2 de 5 mL e 1 de 10 mL);
- ✓ 1 vidro de cor marrom (âmbar) de 100 mL;
- ✓ 1 funil ou coador de café;
- ✓ colher de sopa;
- ✓ 50 g de “vinho” de açaí ou polpa de açaí;
- ✓ 100 mL de álcool etílico a 70%;
- ✓ 5 mL de suco de limão;
- ✓ 5 mL de hidróxido de magnésio (leite de magnésia);
- ✓ 5 mL de detergente;
- ✓ 5 mL de vinagre;
- ✓ 30 mL de água.

2.2 PROCEDIMENTOS

2.2.1 Preparo do extrato do açaí

- a) Dissolver 50 g do vinho ou polpa do açaí em 100 mL de álcool etílico a 70 %;
- b) Agitar várias vezes usando uma colher. Com auxílio de um funil, filtrar a mistura para um dos copos de 200 mL;
- c) Armazenar o filtrado no vidro âmbar. ESTA ETAPA DEVE SER PREPARADA FORA DA SALA DE AULA POR MANUSEAR MATERIAL INFLAMÁVEL.

2.2.2 Realizando o experimento com o indicador natural de açaí

- a) Numerar quatro copos de 200 mL de 1 a 4;
- b) Utilizando seringas descartáveis, medir e adicionar no copo N° 1 o volume de 5 mL de suco de limão, 10 mL de água e 5 mL de extrato de açaí;
- c) No copo N° 2, adicionar 5 mL de hidróxido de magnésio (leite de magnésia), 10 mL de água e 5 mL de extrato de açaí;
- d) No copo N° 3, adicione 5 mL de detergente, 10 mL de água e 5 mL de extrato de açaí; e, no copo N° 4, adicione 5 mL de vinagre, 10 mL de água e 5 mL de extrato de açaí, respectivamente. Observar o que acontece em cada recipiente e promover com os alunos uma discussão sobre o comportamento de cada material adicionado ao extrato de açaí.

REFERÊNCIA BIBLIOGRÁFICA

Sociedade Brasileira de Química. **A química perto de você: experimentos de baixo custo para a sala de aula do ensino fundamental e médio.** São Paulo: Sociedade Brasileira de Química, 2010.

ATIVIDADE 14

INDICADOR ALTERNATIVO ÁCIDO-BASE

1 INTRODUÇÃO

Indicador ácido-base é um composto químico que é adicionado em pequenas quantidades a uma solução e que permite saber se essa solução é ácida ou alcalina. Os sucos de alguns vegetais e outras plantas podem funcionar como indicadores de ácido - base, ou seja, de quão ácido ou básico é uma substância. Por exemplo, ao cozinhar uma couve vermelha até ficar macia, se adicionado o suco liberado a um ácido, tal como o vinagre, o mesmo tornar-se-á vermelho. Já em uma base, como a amônia, o suco tende a tornar-se azul ou verde. Outros vegetais como a beterraba, o repolho roxo, podem realizar o mesmo processo.

O objetivo desta atividade é demonstrar que o extrato de beterraba pode ser usado como indicador ácido-base.

2 PARTE EXPERIMENTAL

2.1 MATERIAIS E REAGENTES

- ✓ Ácido clorídrico diluído (HCl) ou o equivalente ácido muriático diluído;
- ✓ A base hidróxido de sódio diluído (NaOH) ou o equivalente soda caustica diluída;
- ✓ Água destilada ou filtrada;
- ✓ Quatro recipientes transparentes;
- ✓ Uma beterraba;
- ✓ Uma seringa sem a parte de metal ou um canudinho de refresco.

2.2 PROCEDIMENTO

- a) Adicionar um pedaço de beterraba a um dos recipientes e colocar água até que todo pedaço de beterraba tenha sido totalmente coberto;
- b) Esperar até o dia seguinte e colocar a solução em um novo;
- c) Recipiente com cuidado para não passar o resíduo sólido;
- d) No primeiro recipiente adicionar o ácido, no segundo somente água e no terceiro a base, os três devem ter a mesma quantidade;
- e) Usar a seringa ou canudinho de refresco para adicionar algumas gotas nos três recipientes;
- f) Homogeneizar. Observar.

Importante: Numa diluição a água deve ser colocada antes e depois a outra substância aos poucos e com cuidado. Quanto mais da substância for adicionada à água, maior será sua concentração.

REFERÊNCIA BIBLIOGRÁFICA

Portal de Estudos em Química. **Experimentos: Indicador ácido-base alternativo.** Disponível em: <http://www.profpc.com.br/Experimentos%20de%20Qu%C3%ADmica/experimentos.htm>. Acesso em Nov. 2017.

ATIVIDADE 15

ÁGUA NOS CRISTAIS

1 INTRODUÇÃO

Sais hidratados são sais que possuem moléculas de água integradas ao seu arranjo cristalino. As moléculas de água encontram-se em uma proporção determinada em relação à fórmula do sal. A essa proporção damos o nome de grau de hidratação. Na fórmula de um sal hidratado, deve vir indicado o grau de hidratação. Um bom exemplo é o sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). O sulfato de cobre apresenta-se sob a forma de cristais azuis em paralelepípedos oblíquos. Perde sua água de cristalização a cerca de 200°C , transformando-se no sulfato de cobre anidro (CuSO_4), pó branco, muito higroscópico (tem facilidade de absorver umidade), que se torna instantaneamente azul ao contato da menor quantidade de água.

O objetivo desta atividade é identificar um sal hidratado através do aquecimento do mesmo em uma chama.

2 PARTE EXPERIMENTAL

2.1 MATERIAIS E REAGENTES

- ✓ Sulfato de cobre (CuSO_4);
- ✓ Água destilada;
- ✓ Colher;
- ✓ Pedaco de pano;
- ✓ Fogão ou outra fonte de aquecimento.

2.3 PROCEDIMENTO

- a) Colocar alguns cristais de sulfato de cobre numa colher de chá. O sulfato de cobre é empregado como inseticida, portanto não manipular os cristais com as mãos e lavá-las bem após terminar a experiência;
- b) Segurando a colher com um pedaco de pano, para não se queimar, aquecer os cristais na chama com cuidado. Observar o que ocorre. Continuar aquecendo

até que todos os cristais tenham se modificado. Deixe os cristais retornarem a temperatura ambiente. Adicione algumas gotas de água à forma. Observar.

REFERÊNCIA BIBLIOGRÁFICA

Portal de Estudos em Química. **Experimentos: Água nos cristais.** Disponível em: <
<http://www.profpc.com.br/Experimentos%20de%20Qu%C3%ADmica/%C3%81gua%20nos%20cristais.pdf>>. Acesso em Nov. 2017.

ATIVIDADE 16

CONDUTIBILIDADE DE COMPOSTOS MOLECULARES E IÔNICOS

1 INTRODUÇÃO

Soluções que contêm compostos iônicos conduzem eletricidade, ou seja, os compostos iônicos são condutores elétricos, tanto os dissolvidos em água, como também os puros no estado líquido. A existência de íons em meio ao processo possibilita que os mesmos tenham liberdade para se movimentar e serem atraídos pelo eletrodo, fechando assim o circuito elétrico.

O objetivo desta atividade é diferenciar solução iônica de uma solução molecular.

2 PARTE EXPERIMENTAL

2.1 MATERIAIS E REAGENTES

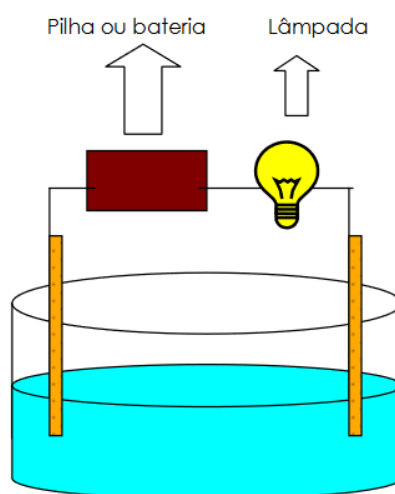
- ✓ bequeres de 50 mL;
- ✓ 1 proveta de 50 mL;
- ✓ 1 colher de medida (chá);
- ✓ 1 lâmpada de 2,5 Volts;
- ✓ bateria de 9 Volts;
- ✓ 2 fios com as pontas descascadas;
- ✓ Sal;
- ✓ Açúcar;
- ✓ água destilada;
- ✓ Procedimento experimental:

2.2 PROCEDIMENTOS

2.2.1 Dissolução de sal em água

a) Fazer a montagem experimental da Figura 1:

Figura1: Montagem de um sistema condutor.



- b) Em um béquer contendo 30 mL de água, dissolver 1 colher de chá de sal;
- c) Acoplado os fios na bateria, colocar as pontas dentro da solução contendo sal. Observar o ocorrido.

2.2.2 Dissolução de açúcar em água

- a) Adicionar ao béquer 30 mL de água destilada;
- b) Dissolver 1 colher de chá de açúcar;
- c) Da mesma forma da parte A , colocar as pontas dos fios na solução. Observe o ocorrido.

REFERÊNCIA BIBLIOGRÁFICA

FELTRE, R. **Química Geral**. vol. 1. 3 ed. São Paulo: Editora Moderna, 1994.

ATIVIDADE 17
SANGUE DO DIABO

1 INTRODUÇÃO

A amônia (NH_3) é uma base fraca, volátil e solúvel em água. O lactopurga apresenta fenolftaleína em sua constituição, que é um indicador ácido-base.

O objetivo desta atividade é através do uso de indicador, mostrar uma viragem, utilizando uma substância volátil.

2 PARTE EXPERIMENTAL

2.1 MATERIAIS E REAGENTES

- ✓ Água destilada;
- ✓ Lactopurga;
- ✓ Amoníaco (NH_4OH);
- ✓ Bastão de vidro.
- ✓ 1 copo de béquer de plástico;

2.2 PROCEDIMENTO

- a) Com a ajuda de um bastão de vidro ou pilão, triturar o comprimido de lactopurga num béquer ou copo;
- b) Acrescentar 20mL de água e agite o sistema;
- c) Filtrar o sistema com a ajuda de um funil pequeno e papel de filtro, recolhendo a solução resultante em outro copo;
- d) Adicionar 10 gotas de amoníaco e observar.
- e) Jogar um pouco da solução preparada em um pedaço de pano branco ou papel;
- f) Deixar o sistema em repouso e observar.

REFERÊNCIA BIBLIOGRÁFICA

Portal de Estudos em Química. **Experimentos: Sangue do Diabo**. Disponível < em: <http://www.profpc.com.br/Experimentos%20de%20Qu%C3%ADmica/experimentos.htm> >. Acesso em Nov. 2017.

ATIVIDADE 18
A QUÍMICA DO ENXOFRE

1 INTRODUÇÃO

Sabe-se que o ácido sulfúrico, H_2SO_4 , é um ácido mineral forte. Tem uma aparência de um líquido oleoso límpido e incolor. É solúvel na água em qualquer concentração.

O objetivo desta atividade é observar a ação desidratante do ácido sulfúrico concentrado sobre compostos orgânicos como o açúcar.

2 PARTE EXPERIMENTAL

a. MATERIAIS E REAGENTES

- ✓ 1 béquer de 50 mL ou 100 mL;
- ✓ 1 pipeta de transferência;
- ✓ 1 espátula;
- ✓ Ácido sulfúrico concentrado suficiente para que o açúcar fique submerso no mesmo;
- ✓ Pequena quantidade de açúcar.

2.2 PROCEDIMENTO

- a) Colocar uma pequena quantidade de açúcar comum (sacarose) num béquer e lentamente fazer o H_2SO_4 escorrer pelas paredes laterais internas do béquer com a ajuda de uma pipeta;
- b) Usar uma espátula para transferir o açúcar para o béquer. Logo que o ácido sulfúrico entra em contato com o açúcar, o mesmo começa a escurecer. Neste momento, o ácido começa a "roubar" os átomos de hidrogênio e oxigênio do açúcar. A reação produz uma cor amarelada que passa pelo marrom até ficar com uma coloração bem escura.

REFERÊNCIA BIBLIOGRÁFICA

Portal de Estudos em Química. **Experimentos: A Química do Enxofre**. Disponível < em: <http://www.profpc.com.br/Experimentos%20de%20Qu%C3%ADmica/experimentos.htm> >. Acesso em Nov. 2017.

ATIVIDADE 19
TERMOQUÍMICA

1 INTRODUÇÃO

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

O objetivo desta atividade é determinar experimentalmente o calor integral de solução e de neutralização de ácidos e bases fortes;

2 PARTE EXPERIMENTAL

2.1 MATERIAIS E REAGENTES

- ✓ Béquer de 200 ou 250 mL;
- ✓ Isopor Cilíndrico (confeção do calorímetro);
- ✓ Termômetro;
- ✓ Água destilada;
- ✓ Cloreto de amônio sólido P.A;
- ✓ Hidróxido de sódio sólido P.A;
- ✓ Proveta de 100 mL;
- ✓ Pipeta graduada de 25 mL (ou proveta de 50 mL).

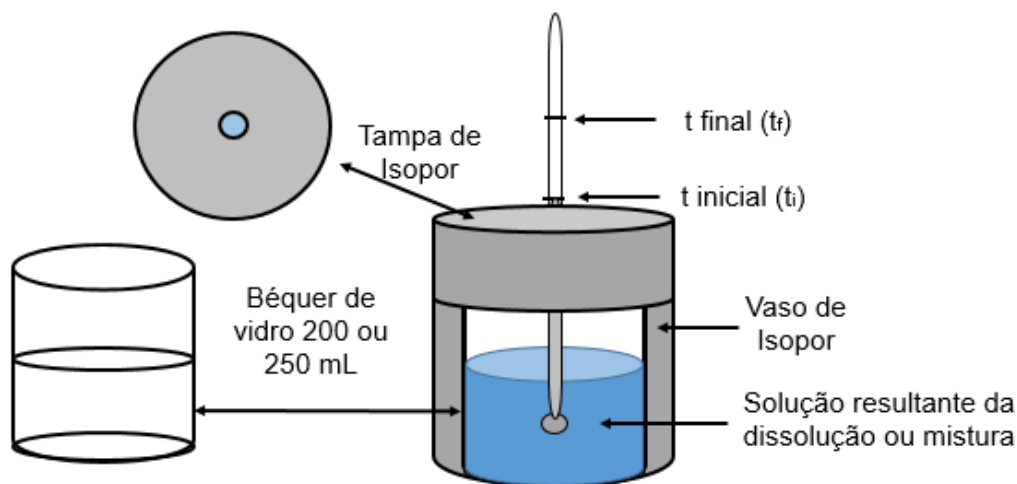
2.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

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

2.2.1 Determinação da entalpia de solução ou calor integral de solução (ΔH_1) do NH_4Cl

- i) Preparar um calorímetro simplificado, conforme a Figura 1 (copo de béquer de 250 mL envolto por um isopor. Na tampa do isopor fazer um orifício central para colocar um termômetro);

Figura 1 – Esquema de um calorímetro improvisado.



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

- j) Colocar no béquer de 250 mL do calorímetro de massa conhecida, $m_{\text{béquer}} = \text{_____}$ g, 45,00 mL de água destilada, utilizando uma pipeta graduada;
- k) Com o termômetro medir e registrar a temperatura inicial ($t_{\text{inicial}} = \text{_____}$  C);
- l) Para calcular a massa de água, pesquisar a sua densidade na Tabela 2 do experimento 3 na temperatura informada no termômetro;
- m) Pesar 5,349 g de NH_4Cl (s) p.a. e coloca-los junto com os 45,00 mL de água no béquer do calorímetro, que deve estar dentro do vaso de isopor. Com próprio termômetro dissolver o sal no copo dentro do calorímetro;
- n) Ao terminar a dissolu o do NH_4Cl (s), anotar a temperatura final na escala do termômetro ($t_{\text{final}} = \text{_____}$  C);
- o) Determinar o calor da dissolu o a partir das equa es (**Não colocar cálculos nos resultados e discussão do relatório, utilizar o apêndice para esse fim**):

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

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

- p) Registrar os valores na Tabela 1.

Tabela 1- Dados experimentais para a dissolução do NH_4Cl (s) em água

Grandezas	Valores
Massa do béquer (g)	
Temperatura da água ($^{\circ}\text{C}$)	
Massa de água (g)	
Massa de NH_4Cl (s)	
Massa da solução	
Temperatura máxima medida ($^{\circ}\text{C}$)	
Δt ($^{\circ}\text{C}$)	
Calor de dissolução experimental (kcal mol^{-1})	

2.2.2 Determinação da entalpia de dissolução do NaOH (s) em água (ΔH_2)

- i) Lavar o béquer utilizado no procedimento anterior, secar e pesar novamente;
- j) Repetir itens de (b) ao (d) do procedimento 3.2.1 utilizando o mesmo calorímetro;
- k) Pesar cerca de 4 g de hidróxido de sódio (NaOH) sólido, com aproximação de 0,01 g;
- l) Adicionar o hidróxido de sódio à água do erlenmeyer e agitar com a bagueta de vidro, até dissolvê-lo.
- m) Ao terminar a dissolução do NaOH (s), anotar a temperatura final na escala do termômetro (t_{final}) = _____ $^{\circ}\text{C}$;
- n) Determinar o calor da dissolução a partir das equações:

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

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

- o) Registrar os valores obtidos na Tabela 2.

Tabela 2 – Dados experimentais para a dissolução do NaOH (s) em água.

Grandezas	Valores
Massa do béquer (g)	
Temperatura da água ($^{\circ}\text{C}$)	
Massa de água (g)	
Massa de NaOH (g)	
Massa da solução (g)	
Temperatura máxima medida ($^{\circ}\text{C}$)	
Calor de dissolução experimental (kcal mol^{-1})	

QUESTIONÁRIO (colocar como apêndice no relatório)

9. Definir: calor, entalpia, processos endotérmicos e exotérmicos.
10. Defina sistema aberto, fechado e isolado.
11. Os processos investigados são endotérmicos ou exotérmicos?
12. Qual é a relação entre as unidades de energia: caloria e Joule?

13. Em cada reação, determinar a quantidade de calor liberada ou absorvida pela solução e pelo frasco de vidro.
14. Determinar a quantidade, em mol, de cloreto de amônio e hidróxido de sódio utilizada nas reações.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; VIANNA FILHO, E. A.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. **Química Geral Experimental**. 2 ed. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2015. 327-338 p.

SOUZA, A.A.; MOURA, C. V. R.; SOUZA, C. M. L.; MOURA, E. M.; DA SILVA, F. C. M.; SANTOS, J. A. V. **Apostila de práticas de laboratório de Química Geral**. UFPI, Teresina, 2004.

ATIVIDADE 20

CINÉTICA QUÍMICA: CATALISADORES

1 INTRODUÇÃO

Diversos fatores podem alterar as velocidades das reações químicas, tais como pressão, concentração dos reagentes, área superficial, temperatura, luz e catalisadores. De forma geral, perturbações no meio provocam um maior número de colisões entre as moléculas acelerando a velocidade das reações. De outro modo, catalisadores modificam o mecanismo da reação, diminuindo o valor da energia de ativação, de forma que os reagentes se convertam em produtos com maior facilidade. Nessa prática, será abordado as variações da velocidade das reações por meio do uso de catalisadores.

2 OBJETIVOS

2.1 OBJETIVO GERAL

Descrever a reação catalisada da decomposição do peróxido de hidrogênio com batata e iodeto de potássio.

2.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- ✓ Analisar quais dos catalisadores tem a maior capacidade de acelerar a reação de decomposição do peróxido;
- ✓ Comparar a superfície de contato da batata e do iodeto de potássio;
- ✓ Indicar as reações paralelas que ocorrem com o iodeto de potássio e os cubos de batata com a água oxigenada.

3 PARTE EXPERIMENTAL

3.1 MATERIAIS E REAGENTES

- ✓ Cubos de batata
- ✓ Água oxigenada 20 ou 30 volumes

- ✓ Iodeto de potássio
- ✓ Sabão líquido
- ✓ Corante
- ✓ Faca
- ✓ Corante
- ✓ Proveta

3.2 PROCEDIMENTOS

- ✓ Adicionar a uma proveta de 100 mL, 20 mL de água oxigenada mais 1 mL de detergente e mais algumas pitadas de corante. Fazer o procedimento em 3 provetas.
- ✓ Pesar 2 gramas de iodeto de potássio
- ✓ Corte pequenos cubos de batata
- ✓ Coloque as três provetas lado a lado e adicione a uma das provetas a massa de iodeto pesada e a outra proveta os cubos de batata.

QUESTIONÁRIO

- 1) Qual os fatores que alteram as velocidades das reações?
- 2) A reação seria mais rápida utilizando o amido puro? E se ele fosse aquecido previamente de modo a formar uma solução?
- 3) Pesquise a energia de ativação para a reação e construa um gráfico qualitativo e demonstre a reação na presença e ausência dos catalisadores.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípios de Química: questionando a vida moderna o meio ambiente**. 3 ed. Guanabara Koogan, 2006.

VOGEL, A. I. **Química Analítica Qualitativa**. 5 ed. Mestre Jou, 1981.