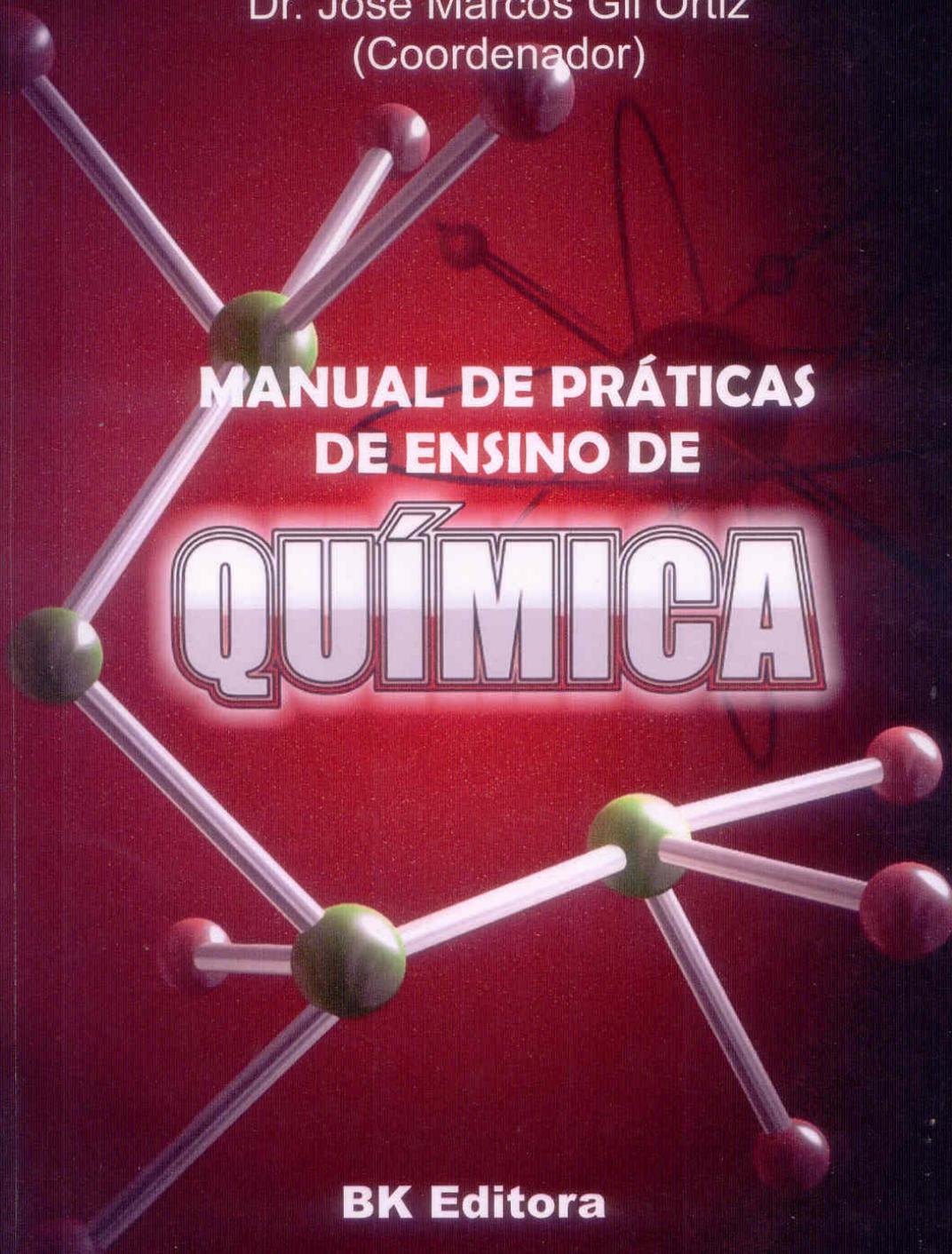


Dr. José Marcos Gil Ortiz
(Coordenador)

**MANUAL DE PRÁTICAS
DE ENSINO DE**

QUÍMICA

BK Editora





ESCOLA NORMAL SUPERIOR

Programa de Pós-Graduação em Educação e Ensino de Ciências na Amazônia

PROJETO:

“APOIO À MELHORIA DO ENSINO DE CIÊNCIAS E DE MATEMÁTICA PROJETO ARQUIMEDES-
MANAUS”
Convênio n°. 3621/06

MANUAL DE PRÁTICAS DE ENSINO DE QUÍMICA

Professores

Dr. José Marcos Gil Ortiz (Coordenador)

MSc. Célia Maria Serrão Eleutério

Prof. Ana Andréia de Oliveira Souza

Dr. Augusto Fachín Terán (Coordenador Geral do Projeto Arquimedes)

Estudantes

Elzalina Ribeiro Soares

José Otavio Serrão Eleutério

Maria Elissandra dos Santos Ribeiro

Rainey Paiva Souza

Suze Mary da Silva Glória

Thaisa Moreira de Matos

Produção e Editoração BK Editora

Ficha catalográfica **no livro impresso**

| |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>Ortiz, José Marcos Gil 2009</p> <p>Manual de Práticas de Ensino de Química / Ortiz, José Marcos Gil et al. – Manaus: UEA edições/BK editora, 2009.</p> <p>86 p. 29 cm</p> <p>ISBN: 978-85-61912-08-6</p> <p>1. Ensino de Química. 2. Ciências. 3. Manual de Química. I. Título</p> <p>CDD 378.0 CDU 378.0</p> |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|

UNIVERSIDADE DO ESTADO DO AMAZONAS**Reitora****MARILENE CORRÊA DA SILVA****Vice-Reitor****CARLOS EDUARDO DE SOUZA GONÇALVES****Pró-Reitoria de Pós-Graduação e Pesquisa – PROPESP****JOSÉ LUIZ DE SOUZA PIO****ESCOLA NORMAL SUPERIOR****Direção****MARIA AMÉLIA ALCÂNTARA FREIRE****Coordenador Geral do Projeto ARQUIMEDES-UEA****AUGUSTO FACHÍN TERÁN****SECRETARIA DE ESTADO DE EDUCAÇÃO E QUALIDADE DE ENSINO –
SEDUC****Secretario de Estado****GEDEÃO TIMÓTEO AMORIM****Coordenador SEDUC****EDSON SANTOS MELO****FINANCIADORA DE ESTUDOS E PROJETOS – FINEP****FUNDAÇÃO DE APOIO INSTITUCIONAL MURAKI****Presidente****PAULO ADROALDO RAMOS ALCÂNTARA**

ESCOLA NORMAL SUPERIOR

Programa de Pós-Graduação em Educação e Ensino de Ciências na Amazônia

PROJETO:

**“APOIO À MELHORIA DO ENSINO DE CIÊNCIAS E DE MATEMÁTICA
PROJETO ARQUIMEDES-MANAUS”**

Convênio n°. 3621/06

MANUAL DE PRÁTICAS DE ENSINO DE QUÍMICA

Financiadora

Financiadora de Estudos e Projetos – FINEP

Conveniente

Fundação de Apoio Institucional MURAKI

Executor:

Universidade do Estado do Amazonas-UEA

Interveniente (s)

Secretaria de Estado de Educação e Qualidade de Ensino-SEDUC

APRESENTAÇÃO

O Projeto Arquimedes, teve sua concepção iniciada em 2001 e incentivada pelo CNPq. Esta iniciativa para despertar o gosto pela ciência foi apresentada em julho de 2003, em Recife, no segundo dia de reuniões da 55ª Reunião Anual da SBPC no Simpósio Educação Científica no Brasil, pelo professor Ennio Candotti, recentemente empossado no cargo de presidente da SBPC.

Esta proposta educacional que tentar levar um pouco de ciência aos alunos da escola pública foi iniciada em Manaus, em agosto de 2006, através de um trabalho interinstitucional com a participação da Universidade do Estado do Amazonas, Secretaria de Estado de Educação e Qualidade de Ensino, e Secretaria de Ciência e Tecnologia; começando sua implementação em 2007. Neste Projeto a tarefa fundamental dos professores universitários é a elaboração de materiais didáticos, com uma redação clara e uma linguagem adequada para os alunos e professores do Ensino Médio.

Como Coordenador Geral do Projeto Arquimedes, apresento esta primeira produção, realizada por um grupo de professores e estudantes da equipe do Projeto na área de Química. Este material didático além de orientar os conteúdos, inclui uma primeira parte com sugestões de experimentos para serem realizados no Laboratório de Ciências; e na segunda parte são apresentados experimentos de química-motivação/exposição. O conteúdo apresentado faz parte de uma proposta direcionada a elaborar práticas usando os materiais adquiridos pelo projeto para o Laboratório de Ensino de Ciências: Química. Um dos objetivos que se pretende alcançar com este trabalho é treinar Monitores e Professores do Ensino Médio com a finalidade de fazer mais prazeroso o Ensino da Química nas escolas da rede pública.

Para concluir esta apresentação, é importante lembrar que a edição deste trabalho foi possível com o suporte financeiro da FINEP e SEDUC.

Dr. Augusto Fachín Terán
Coordenador Geral do Projeto Arquimedes

PREFACIO

O ensino público é alvo de críticas nos meios de comunicação do Brasil e do mundo, Sua baixa qualidade tem sido comprovadas pelas avaliações realizadas pelo Ministério da Educação, isso nos preocupa. No ensino médio, por exemplo, a disciplina de Química está entre as que apresentam índices baixos de aprendizagem. Em função disso é importante investigar se é possível associar o insucesso dessa disciplina a um ensino puramente conteudista e mecânico? Será que essa disciplina continua sendo ensinada pelos docentes de forma verbal? Os discentes continuam apenas memorizando os conteúdos dos livros didáticos sem mudança e ampliação dos mesmos? As práticas pedagógicas dos docentes ainda estão atreladas ao modelo tradicionalista? Essas e outras questões nos levaram a refletir a respeito do ensino que atualmente se desenvolve nas escolas públicas brasileiras.

Para que um novo panorama se apresente em nossas escolas é necessário que a Química, aos poucos, deixem de ser vista como uma simples "disciplina" e passe ser entendida como "ensino". No contexto atual é fundamental ressignificar o ensino público por isso, o Projeto Arquimedes - Grupo de Química desenvolveu este manual com experimentos para professores de escolas públicas do Estado do Amazonas.

Esperamos que este Manual sirva como instrumento útil para trabalhar a experimentação na escola e fazer com que o aluno do Ensino Médio tenha mais afinidade com a disciplina de Química; e o Ensino de Química se efetive com qualidade no contexto das escolas públicas do País.

Os organizadores

SUMÁRIO

| | P |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------|
| 1ª PARTE - SUGESTÕES DE EXPERIMENTOS PARA SEREM REALIZADAS NO LABORATÓRIO DE CIÊNCIAS..... | 10 |
| UNIDADE 1 - FENÔMENO / MISTURA / SUBSTÂNCIA..... | 10 |
| Experimento 1.1 Importância do experimento em química – vidrarias..... | 10 |
| Experimento 1.2 Tipos de misturas..... | 20 |
| Experimento 1.3 Identificando uma mistura e um fenômeno químico..... | 21 |
| Experimento 1.4 Processos de separação de misturas..... | 22 |
| Experimento 1.4.1 Filtração I..... | 22 |
| Experimento 1.4.2 Filtração II..... | 23 |
| Experimento 1.4.3 Imantação..... | 23 |
| Experimento 1.4.4 Peneiração ou tamisação..... | 24 |
| Experimento 1.4.5 Sublimação..... | 24 |
| Experimento 1.5 Separação de substâncias de uma solução..... | 26 |
| Experimento 1.6 Cromatografia em giz..... | 28 |
| Experimento 1.7 Testando a solubilidade das soluções..... | 29 |
| Experimento 1.8 Testando solubilidade e temperatura das soluções..... | 31 |
| UNIDADE 2 – ESTRUTURA ATÔMICA..... | 33 |
| Experimento 2.1 Modelo Atômico de Bohr e Transições Eletrônicas..... | 33 |
| UNIDADE 3 – LEI PERIÓDICA..... | 37 |
| Experimento 3.1 Ponto de fusão..... | 37 |
| Experimento 3.2 Ponto de ebulição..... | 38 |
| UNIDADE 4 – LIGAÇÕES QUÍMICAS..... | 39 |
| Experimento 4.1 Identificando compostos iônicos e moleculares..... | 39 |
| UNIDADE 5 – REAÇÕES E FUNÇÕES QUÍMICAS..... | 40 |
| Experimento 5.1 Reações químicas..... | 40 |
| Experimento 5.1.1 Reação de neutralização..... | 40 |
| Experimento 5.1.2 Reação de precipitação..... | 40 |
| Experimento 5.1.3 Velocidade das reações e temperatura..... | 40 |
| Experimento 5.1.4 Reações de síntese..... | 44 |
| Experimento 5.1.5 Reações de decomposição..... | 49 |
| Experimento 5.1.6 Reações de deslocamento..... | 53 |
| Experimento 5.1.7 Reações de dupla troca..... | 56 |
| Experimento 5.1.8 Reação redox – com transferência de elétrons..... | 58 |
| Experimento 5.2 Funções Inorgânicas..... | 61 |
| Experimento 5.2.1 Conhecendo e identificando as funções inorgânicas..... | 61 |
| Experimento 5.2.2 Identificando ácidos e bases – indicadores..... | 62 |
| Experimento 5.2.3 Testando a força dos ácidos e das bases..... | 64 |
| Experimento 5.2.4 Periodicidade das propriedades de óxidos..... | 67 |
| Experimento 5.2.5 Reações de sais e óxidos..... | 69 |
| Experimento 5.2.5.1 Reações de sal com não-metal..... | 69 |
| Experimento 5.2.5.2 Reação de sal com metal..... | 69 |

| | | |
|----------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------|-----------|
| Experimento 5.2.5.3 | Reação de sal com ácido..... | 69 |
| Experimento 5.2.5.4 | Reação de sal com base..... | 70 |
| Experimento 5.2.5.5 | Reação entre sais..... | 70 |
| Experimento 5.2.5.6 | Óxidos básicos..... | 70 |
| Experimento 5.2.5.7 | Óxidos ácidos..... | 71 |
| UNIDADE 6 – ESTUDO FÍSICO DOS GASES. | | 72 |
| Experimento 6.1 | Enchendo um balão sem soprar..... | 72 |
| 2ª PARTE: EXPERIMENTOS DE QUÍMICA – MOTIVAÇÃO/ EXPOSIÇÃO..... | | 74 |
| Experimento 2.1 | Descobrimo a pólvora..... | 74 |
| Experimento 2.2 | Fabricando oxigênio na escola..... | 75 |
| Experimento 2.3 | Fabricando gás carbônico na escola..... | 75 |
| Experimento 2.4 | Enche um balão..... | 76 |
| Experimento 2.5 | Fazer espuma..... | 76 |
| Experimento 2.6 | Fogo de artifício..... | 77 |
| Experimento 2.7 | Mensagem secreta..... | 78 |
| Experimento 2.8 | O ovo nu..... | 78 |
| Experimento 2.9 | Produção de um plástico..... | 79 |
| Experimento 2.10 | A reação do vulcão..... | 79 |
| Experimento 2.11 | Sopro mágico..... | 80 |
| Experimento 2.12 | Fabricando nitrogênio..... | 80 |
| Experimento 2.13 | O começo – ação da saliva..... | 82 |
| Experimento 2.14 | Soluções – solvente e soluto..... | 82 |
| Experimento 2.15 | Faixa com tinta invisível..... | 83 |
| Experimento 2.16 | Balões com gelo seco..... | 83 |
| Experimento 2.17 | Mudança de cor (Bandeira do Brasil)..... | 84 |
| Experimento 2.18 | Reação reversível..... | 85 |
| Experimento 2.19 | Reação ativada pela voz..... | 86 |
| Experimento 2.20 | Chama fria..... | 87 |
| Experimento 2.21 | Polaridade..... | 88 |
| Experimento 2.22 | Ponto de fusão..... | 89 |
| Experimento 2.23 | Condução de corrente elétrica..... | 90 |
| Experimento 2.24 | Reação de simples troca e de dupla troca..... | 91 |
| REFERÊNCIAS | | 93 |

1ª PARTE - SUGESTÕES DE EXPERIMENTOS PARA SEREM REALIZADAS NO LABORATÓRIO DE CIÊNCIAS

UNIDADE 1 - FENÔMENO / MISTURA / SUBSTÂNCIA.

EXPERIÊNCIA 1.1: IMPORTÂNCIA DO EXPERIMENTO EM QUÍMICA¹ - VIDRARIAS

O PORQUÊ DA EXPERIÊNCIA

Apesar do grande desenvolvimento teórico da Química, ela continua a ser uma ciência eminentemente experimental; daí a importância das aulas práticas de Química. A experiência treina o aluno no uso de métodos, técnicas e instrumentos de laboratório e permite a aplicação dos conceitos teóricos aprendidos.

Nas ciências, os fatos experimentais negam ou incentivam as teorias e estas propõem novos experimentos. De tal modo se entrelaçam teorias e fatos experimentais, de forma que o cientista deve fazer o esforço para romper com a teoria quando esta não se aplica aos experimentos, ou refazer os experimentos até conseguir resultados mais convincentes cientificamente.

LABORATÓRIO QUÍMICO

O laboratório Químico é o lugar privilegiado para a realização de experimentos, possuindo instalações de água, luz e gás de fácil acesso em todas as bancadas. Possui ainda local especial para manipulação das substâncias tóxicas (a capela), que dispõe de sistema próprio de exaustão de gases. O destilador, a balança analítica, vidrarias de todo tipo e tamanho e reagentes com grau de pureza analítica são recursos mínimos de qualquer laboratório.

O laboratório é um local de trabalho onde há risco de acidentes devido à existência de substâncias tóxicas, inflamáveis e explosivas. Por isso é equipado com extintores de incêndio, lava-olhos, chuveiro e saídas de emergência e uma farmácia de primeiros socorros. É imprescindível que alunos, técnicos e professores conheçam e sigam as normas de segurança de um laboratório químico.

¹ Jose Machado Moita Neto e Graziela Ciaramella Moita – Universidade Federal do Piauí – Departamento de Química.

REGRAS BÁSICAS DE SEGURANÇA DE LABORATÓRIO

O laboratório é um local onde há um grande número de equipamentos e reagentes que possuem os mais variados níveis de toxidez. Este é um local bastante vulnerável a acidentes, desde que não se trabalhe com as devidas precauções. Abaixo, apresentamos alguns cuidados que devem ser observados, para a realização das práticas, de modo a minimizar os riscos de acidentes. Você pode complementar esse texto, bem como inteirar-se das operações de emergência em caso de acidente, junto a Comissão Interna de Prevenção de Acidentes (CIPA).

ANTES DA AULA PRÁTICA

1. Consulte a lista de segurança geral no item SEGURANÇA.
2. Estude os conceitos teóricos envolvidos, leia com atenção o roteiro da prática e tire todas as dúvidas.
3. Obtenha as propriedades químicas, físicas e toxicológicas dos reagentes a serem utilizados, e a forma de prevenir e contornar os possíveis acidentes causados por eles. Em muitos casos essas instruções são encontradas no próprio rótulo do reagente ou no catálogo do fabricante (p. ex.: Merck Index).
4. Localize as saídas do laboratório, extintores de incêndio, chuveiro, lava-olhos, armário de pronto-socorro, o telefone mais próximo, e tenha anotados os telefones do bombeiro e do pronto socorro.

DURANTE A AULA PRÁTICA

1. O laboratório é um local de trabalho sério; portanto, evite brincadeiras que dispersem sua atenção e de seus colegas. Trabalhe com calma, atenção e responsabilidade, e seja metódico. Esteja sempre ciente e respeite as principais regras de segurança.
2. O cuidado e aplicação de medidas de segurança é responsabilidade de cada indivíduo; cada um deve precaver-se contra perigos devido a seu próprio trabalho e ao dos outros.
3. Consulte o professor sempre que tiver dúvidas ou ocorrer algo inesperado ou anormal.
4. Para sua segurança, use avental de algodão, de comprimento na altura dos joelhos e, de preferência de mangas longas.
5. Use calças e sapatos fechados.
6. Não use relógio, anéis ou pulseiras.
7. Não fume, coma ou beba no laboratório.

8. Faça apenas a experiência prevista; qualquer atividade extra não deve ser realizada sem a prévia consulta ao professor.
9. Não cheire, toque ou prove qualquer reagente. Lembre-se que a contaminação ocorre por inalação e/ou ingestão e/ou absorção pela pele.
10. Nunca deixe o bico de Bunsen aceso quando não estiver usando.
11. Não use substâncias inflamáveis próximo a chama.
12. Trabalhe com cuidado com substâncias tóxicas e corrosivas, como ácidos, álcalis e solventes.
13. Todo material tóxico e/ou que exale vapor deve ser usado na capela.
14. Leia com atenção o rótulo do frasco de reagente antes de usá-lo para certificar-se que é o frasco certo.
15. Todo frasco contendo reagentes, amostras e soluções devem ser devidamente etiquetadas (identificação do material e do responsável e data).
16. Não contamine os reagentes, voltando o reagente não utilizado ao frasco original ou usando espátulas e pipetas sujas ou molhadas.
17. Reagentes incompatíveis devem ser armazenados afastados para que não ocorra, em caso de um acidente, reações perigosas.
18. Experimentos em andamento devem apresentar anotações indicando o procedimento em caso de acidente.
19. Em caso de acidente, mantenha a calma e chame o professor ou técnico.
20. Use a capela sempre que trabalhar com solventes voláteis, reações perigosas, explosivas ou tóxicas.
21. NUNCA jogue reagentes ou resíduos de reações na pia, localize os frascos apropriados para descarte.
22. Para trabalhar com produtos corrosivos, utilizar as luvas de proteção adequadas.
23. Nas pissetas usar somente água destilada.
24. Sempre identificar soluções preparadas com: Nome do reagente, data de preparo, concentração, nome do preparador e fornecedor.
25. Não utilize material de vidro quebrado, rachado ou com defeito, principalmente para aquecimento ou em sistemas com vácuo.
26. Não deixe vidraria ou qualquer equipamento quente sobre a bancada sem o devido aviso.
27. Enxugue e lave qualquer local onde cair reagente.
28. O laboratório deve estar sempre limpo e arrumado, corredores e saídas desobstruídos, chão e bancadas devem permanecer secas.

29. Nunca jogue papéis, fósforo ou qualquer sólido na pia.

30. Reagentes não tratados ou insolúveis não devem ser jogados na pia. Solventes clorados e não clorados devem ser armazenados em frascos separados.

31. As mangueiras e conexões em geral são causas freqüentes de acidentes. Verifique-as constantemente para prevenir vazamentos.

APÓS A AULA PRÁTICA

1. Lave todo o material logo após o término da experiência, pois conhecendo a natureza do resíduo pode-se usar o processo adequado de limpeza.

2. Guarde todo o equipamento e vidraria.

3. Guarde todos os frascos de reagentes, não os deixe nas bancadas ou capelas.

4. Deixe a bancada limpa e desobstruída.

5. Desligue todos os aparelhos e lâmpadas e feche as torneiras de gás.

ANTES, DURANTE E APÓS O EXPERIMENTO.

Não se entra num laboratório sem um objetivo específico, portanto é necessário uma preparação prévia ao laboratório: O que vou fazer? Com que objetivo? Quais os princípios químicos envolvidos nesta atividade?

Durante a realização dos experimentos é necessária anotações dos fenômenos observados, das massas e volumes utilizados, tempo decorrido, condições iniciais e finais do sistema, portanto um caderno deve ser usado especialmente para o laboratório. Este caderno de laboratório possibilitará uma descrição precisa das atividades de laboratório. Não confie em sua memória, tudo deve ser anotado.

Após o experimento vem o trabalho de compilação das etapas anteriores através de um relatório. O relatório é um modo de comunicação escrita de cunho científico sobre o trabalho laboratorial realizado.

RELATÓRIO

O relatório deve conter as seguintes partes: título, sumário, introdução teórica, parte experimental, resultados e cálculos, discussão, conclusão e bibliografia.

TÍTULO: Frase sucinta que indica o principal objetivo da experiência.

SUMÁRIO: Resumo de no máximo cinco linhas de tudo o que foi feito, inclusive dos resultados alcançados.

INTRODUÇÃO TEÓRICA: Descrição de toda teoria necessária ao entendimento da prática e da discussão dos resultados. Deve ser uma síntese própria dos vários livros consultados. Nesta introdução deve conter o objetivo do trabalho. O professor percebe facilmente quando o aluno começa a "encher lingüiça". Evite rodeios.

PARTE EXPERIMENTAL: Descrever o procedimento experimental, ressaltando os principais materiais e equipamentos utilizados.

RESULTADOS E CÁLCULOS: Consiste na apresentação de todos os dados colhidos em laboratório ou calculados a partir deste. Devem ser apresentados na forma de tabelas, gráficos, etc., de modo a comunicar melhor a mensagem.

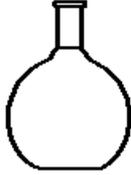
DISCUSSÃO: Discutir os dados obtidos à luz da teoria exposta e comparar com os dados da literatura. A discussão é a parte do relatório que exige maior maturidade do aluno.

CONCLUSÃO: Síntese pessoal sobre as conclusões alcançadas com o seu trabalho. Enumere os resultados mais significativos do trabalho.

MATERIAIS DE LABORATÓRIO



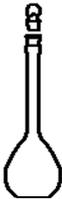
ALMOFARIZ COM PISTILO: usado na trituração e pulverização de sólidos.



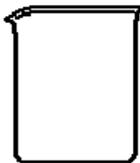
BALÃO DE FUNDO CHATO: utilizado como recipiente para conter líquidos ou soluções, ou mesmo, fazer reações com desprendimento de gases. Pode ser aquecido sobre o TRIPÉ com TELA DE AMIANTO.



BALÃO DE FUNDO REDONDO: utilizado principalmente em sistemas de refluxo e evaporação a vácuo, acoplado a ROTAEVAPORADOR



BALÃO VOLUMÉTRICO: possui volume definido e é utilizado para o preparo de soluções em laboratório



BECKER: é de uso geral em laboratório. Serve para fazer reações entre soluções, dissolver substâncias sólidas, efetuar reações de precipitação e aquecer líquidos. Pode ser aquecido sobre a TELA DE AMIANTO.



BURETA: aparelho utilizado em análises volumétricas.



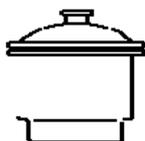
CADINHO: Peça geralmente de porcelana cuja utilidade é aquecer substâncias a seco e com grande intensidade, por isto pode ser levado diretamente ao BICO DE BUNSEN



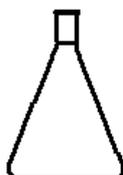
CÁPSULA DE PORCELANA: Peça de porcelana usada para evaporar líquidos das soluções.



CONDENSADOR: Utilizado na destilação, tem como finalidade condensar vapores gerados pelo aquecimento de líquidos.



DESSECADOR: Usado para guardar substâncias em atmosfera com baixo índice de umidade.



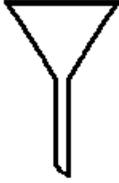
ERLENMEYER: Utilizado em titulações, aquecimento de líquidos e para dissolver substâncias e proceder reações entre soluções.



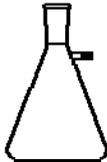
FUNIL DE BUCHNER: Utilizado em filtrações a vácuo. Pode ser usado com a função de FILTRO em conjunto com o KITASSATO.



FUNIL DE SEPARAÇÃO: Utilizado na separação de líquidos não miscíveis e na extração líquido/líquido.



FUNIL DE HASTE LONGA: Usado na filtração e para retenção de partículas sólidas. Não deve ser aquecido.



KITASSATO: Utilizado em conjunto com o FUNIL DE BUCHNER em FILTRAÇÕES a vácuo.



PIPETA GRADUADA: Utilizada para medir pequenos volumes. Mede volumes variáveis. Não pode ser aquecida.



PIPETA VOLUMÉTRICA: Usada para medir e transferir volume de líquidos. Não pode ser aquecida, pois possui grande precisão de medida.



PROVETA OU CILINDRO GRADUADO: Serve para medir e transferir volumes de líquidos. Não pode ser aquecida.



TUBO DE ENSAIO: Empregado para fazer reações em pequena escala, principalmente em testes de reação em geral. Pode ser aquecido com movimentos circulares e com cuidado diretamente sob a chama do BICO DE BÜNSEN.

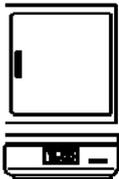


VIDRO DE RELÓGIO: Peça de Vidro de forma côncava, é usada em análises e evaporações. Não pode ser aquecida diretamente.

OUTROS EQUIPAMENTOS



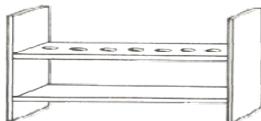
ANEL OU ARGOLA: Usado como suporte do funil na filtração.



BALANÇA DIGITAL: Para a medida de massa de sólidos e líquidos não voláteis com grande precisão.



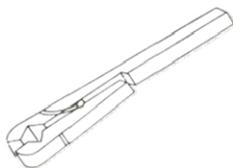
BICO DE BÜNSEN: a fonte de aquecimento mais utilizada em laboratório. Mas contemporaneamente tem sido substituído pelas MANTAS E CHAPAS DE AQUECIMENTO.



ESTANTE PARA TUBO DE ENSAIO: É usada para suporte de os TUBOS DE ENSAIO.



GARRA DE CONDENSADOR: Usada para prender o condensador à haste do suporte ou outras peças como balões, erlenmeyers etc.



PINÇA DE MADEIRA: Usada para prender o TUBO DE ENSAIO durante o aquecimento.



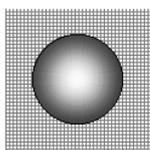
PINÇA METÁLICA: Usada para manipular objetos aquecidos.



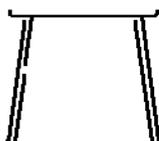
PISSETA OU FRASCO LAVADOR: Usada para lavagens de materiais ou recipientes através de jatos de água, álcool ou outros solventes.



SUPORTE UNIVERSAL: Utilizado em operações como: Filtração, Suporte para Condensador, Bureta, Sistemas de Destilação etc. Serve também para sustentar peças em geral.



TELA DE AMIANTO: Suporte para as peças a serem aquecidas. A função do amianto é distribuir uniformemente o calor recebido pelo BICO DE BUNSEN.



TRIPÉ: Sustentáculo para efetuar aquecimentos de soluções em vidrarias diversas de laboratório. É utilizado em conjunto com a TELA DE AMIANTO.

EXPERIÊNCIA 1.2: TIPOS DE MISTURAS

OBJETIVO: Diferenciar as misturas homogêneas, heterogêneas e coloidais.

MATERIAIS:

- 3 potes de vidros; 2 varetas de vidro; 3 etiquetas;
- Amostra de azeite, de água, de álcool e de mostarda.

PROCEDIMENTOS:

1ª Etapa:

- Colocar uma etiqueta num pote com o número 1.
- No pote 1 juntar água e azeite e mexer com a vareta de vidro. Relatar o que foi observado.

2ª Etapa:

- Colocar uma etiqueta num dos potes vazios com o número 2.
- No pote 2 juntar água e álcool e mexer com a vareta de vidro. Relatar o que foi observado.

3ª Etapa:

- Colocar uma etiqueta no pote vazio com o número 3.
- Colocar no pote 3 mostarda e acrescentar álcool. Relatar o que foi observado.

Obs: Comparar os três potes e classificar cada uma das misturas e explicar a razão dessa classificação.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

Mistura é um material que agrupa duas ou mais substâncias, sem que ocorram alterações nelas, mantendo-se, portanto, as características e propriedades das substâncias envolvidas. As misturas podem ser homogêneas (apresenta as mesmas propriedades em to qualquer parte da sua extensão, apresenta apenas uma fase, é, portanto, monofásica. Ex: água + álcool) e heterogêneas (não apresenta as mesmas propriedades em todas as partes de sua extensão. Apresentam duas ou mais fases: bifásica, trifásica ou polifásica. Ex: água + óleo, bifásica). Não esquecer de comentar sobre os processos de separação de misturas exemplificando com situações do cotidiano do aluno.

EXPERIMENTO 1.3: IDENTIFICANDO UMA MISTURA E UM FENÔMENO QUÍMICO

OBJETIVO: Identificar uma mistura e um fenômeno químico.

QUESTÃO PARA DISCUSSÃO: Qual a diferença entre a formação de uma mistura sem reação química e com reação química?

MATERIAIS:

- 2 copos de Béquer de 250 mL;
- 2 bastões de vidro
- Porções de açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
- Água
- Acido sulfúrico (concentrado) H_2SO_4

PROCEDIMENTOS:

Rotular os Béqueres (Béquer 1 e Béquer 2). No béquer 1 adicionar uma porção de açúcar e acrescentar alguns mL de água. Com um bastão de vidro proceder a dissolução. Observar se ocorreu alguma mudança. (anotar). No béquer 2 adicionar uma porção de açúcar e aos poucos com ajuda de um bastão de vidro adicionar o ácido sulfúrico (cuidado esse ácido é perigoso e pode causar queimaduras). Misturar com o bastão de vidro e verificar se ocorreu alguma mudança.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

O açúcar dissolve na água, não há liberação de calor, não solta nenhuma fumaça, portanto, não há uma transformação química. Então o primeiro exemplo trata-se de uma mistura reuniu-se substâncias, interagem, mas não se modificam. No segundo experimento percebe-se que as duas substâncias se modificam (mudança de cor no açúcar – indícios de uma reação química). O ácido sulfúrico desidrata o açúcar e deixando ficar só o carvão. Ocorre liberação de calor, fumaça etc., portanto, é uma reação química.

Com esses dois experimentos pode-se perceber que açúcar + água é mistura ocorreu a interação das substâncias envolvidas no processo sem que ocorresse a transformação – reação química. Açúcar e ácido sulfúrico não é uma mistura, ocorreu uma transformação – fenômeno químico.

EXPERIMENTO 1.4: PROCESSOS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS

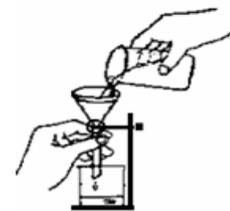
OBJETIVO: Identificar alguns processos de separação de misturas e diferenciar misturas homogêneas e heterogêneas.

MATERIAIS:

Água e sal, água e areia, arroz e sal, arroz e feijão, ferro e arroz, óleo e água, béquer, peneira, lamparina, tripé, funil, papel filtro, proveta, imã, papel toalha, espátula, tela de amianto.

1.4.1 FILTRAÇÃO I

Filtragem: quando uma suspensão passa através de um papel de filtro, as suas partículas ficam retidas se o diâmetro da malha que forma o papel for suficientemente pequeno. No caso das partículas sólidas serem muito pequenas pode recorrer-se a um filtro de porcelana porosa. O mais corrente é o filtro de papel, que se dobra em quatro partes, formando-se um cone que se adapta à forma do funil. Existem também filtro de areia, argila e carvão.



MATERIAIS:

- Proveta, papel filtro; funil; haste de fixação; garra e béquer;
- Tela de amianto, lamparina (ou bico de busen se tiver);
- Óleo, sal, areia, pó de café etc.



PROCEDIMENTOS:

- Montar o esquema para lamparina com tripé e tela de amianto. Medir na proveta 20mL da mistura água e sal e colocar no béquer, levando-o para aquecimento. Deixar aquecendo e observar durante o resto do trabalho.
- Fixar na haste, colocar o funil e o papel filtro;
- Colocar o béquer vazio sobre o funil; despejar a mistura areia e água, água e café, água e sal etc.
- Despeje aos poucos no papel filtro, Observar.
- Filtrar a mistura como indicado no sistema ao lado.
- No funil de decantação óleo e água;
- Anotar no caderno quais materiais ficaram retidos no papel de filtro e quais não?

1.4.2 FILTRAÇÃO II

OBJETIVOS: Identificar as misturas homogêneas e heterogêneas, classificar e caracterizar as misturas.

MATERIAIS:

- Água, areia, açúcar, sal, óleo, limalha de ferro, arroz;
- Béquer, proveta, bastão de vidro, papel de filtro.

PROCEDIMENTOS:

1. Colocar 100 mL de água no béquer, após adicionar uma colher de sal e misturar com o bastão de vidro.
2. Colocar 100 mL de água no béquer, após adicionar uma colher de açúcar e misturar com o bastão de vidro.
3. Colocar 100 mL de água no béquer, após adicionar 20 mL de óleo, misturar com o bastão de vidro e observar.
4. Colocar uma colher de limalha de ferro no papel filtro e uma colher de arroz, misturar.
5. Colocar 100 mL de água no béquer, após adicionar uma colher de areia e misturar com o bastão de vidro.
6. Colocar uma colher de arroz e uma colher de sal e observar.

QUESTÕES:

1. Observando as misturas, todas têm as mesmas características? Por quê?
2. Para os procedimentos acima, quais misturas seriam homogêneas? Por quê?
3. Como você caracterizaria as misturas heterogêneas obtidas acima?
4. Entre os procedimentos, quais números seriam de obtenção de misturas homogêneas e quais heterogêneas?
5. Defina misturas homogêneas e misturas heterogêneas?

1.4.3 IMANTAÇÃO

Trata-se de um método de separação específico das misturas com um componente ferromagnético como o cobalto, o níquel e, principalmente, o ferro. Estes materiais são extraídos pelos ímãs, fenômeno que se pode aplicar para reter as suas partículas ou para desviar a sua queda. Para demonstrar esse processo de separação podemos utilizar elementos do cotidiano do aluno como, por exemplo, arroz, feijão misturados à limalha de ferro.

MATERIAIS:

- Limalha de ferro, arroz, imã, papel toalha.

PROCEDIMENTOS:

- Passar o imã sobre a mistura;
- Verificar o que ocorre;
- Com a mão escorrer a limalha sobre o papel toalha para posteriormente guardá-la.

1.4.4 PENEIRAÇÃO OU TAMISAÇÃO

Este processo consiste em separar grãos menores de maiores com o auxílio de uma peneira. Os grãos maiores ficam retidos na peneira e os menores passam pela malha. Ex.: separar feijão de pedregulhos, arroz do sal, farinha de mandioca do trigo etc.

MATERIAIS:

- Arroz, sal, peneira, papel toalha.

PROCEDIMENTOS:

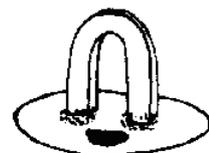
- Colocar a mistura arroz e sal na peneira
- Peneirar sobre o papel toalha e observar

**1.4.5 SUBLIMAÇÃO**

A sublimação é a passagem direta de uma substância em estado sólido para o gasoso em determinadas condições de pressão e temperatura (é o caso do iodo e da naftalina). A sublimação pode ser aplicada às soluções sólidas e às misturas, sempre uma das substâncias possa sofrer este fenômeno. Basta aquecer a mistura ou solução à temperatura adequada e recolher os vapores que, quando esfriam, se vêem submetidos a uma sublimação regressiva, ou seja, passam diretamente de gás a sólido. É possível separar de uma mistura heterogênea os sólidos que sublimam a temperatura ambiente ou com leve aquecimento.

QUESTÕES PARA DISCUSSÃO:

1. Quais misturas eram homogêneas e quais eram heterogêneas?
2. Qual o processo de separação utilizado na mistura de água e sal?
3. Qual o processo de separação utilizado na mistura de água e areia?
4. Qual o processo de separação utilizado na mistura de óleo e água?
5. Em qual mistura utilizamos o processo de imantação ou separação magnética?
6. Com o ímã, qual material pode ser separado dos demais?



7. A imantação separaria o sal do arroz? Por quê?
8. Qual o processo de separação utilizado na mistura de sal e arroz?
9. Misturas homogêneas podem ser separadas por filtração? Por quê?
10. Que outros processos de separação você conhece? Cite e explique com suas palavras.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

As técnicas ao longo dos tempos foram sendo aperfeiçoadas de forma a tornar possível a separação de qualquer tipo de mistura, bastando conhecer o estado físico e as características da substância que desejamos separar. Algumas misturas só são visualizadas com o auxílio de um microscópio. Aço, como o de uma colher, por exemplo, não pode ser reconhecido como mistura mesmo com o auxílio de microscópio. Já o sangue, que é uma mistura de milhares de componentes pode ser reconhecido como mistura se observado ao microscópio.

Os métodos de separação consistem geralmente em processos físicos, porém estão quase sempre associados a aplicações químicas. A cromatografia é um bom exemplo: com base na diferença de solubilidade de duas ou mais substâncias, podemos efetuar a separação delas em um meio líquido (como na experiência) ou mesmo sólido. A separação dos pigmentos da tinta de caneta só foi possível porque os pigmentos mais solúveis em álcool "caminharam" pelo papel com a mesma velocidade do álcool, enquanto os menos solúveis foram ficando para trás. O acompanhamento de vários processos químicos é feito com base nesta técnica. Este princípio, utilizado em equipamentos modernos, permite a separação de substâncias contidas em uma mistura com volume até milhares de vezes menores que uma gota de água.

EXPERIMENTO 1.5: SEPARAÇÃO DE SUBSTÂNCIAS DE UMA SOLUÇÃO.

OBJETIVO: Observar a separação de substâncias de uma solução através de cromatografia, um método de análise.

MATERIAIS:

- 1 recipiente com tampa, como aqueles de embalagem;
- 1 recipiente com tampa, como aqueles de embalagem de café solúvel ou maionese;
- 1 folha de papel de filtro de dimensões de 10 cm de comprimento por 10 cm de largura;
- 80 mL de água; 20 mL de álcool etílico (etanol);
- 1 régua, canetas esferográficas de cores diversas (azul, vermelha, preta);
- Copo de volume maior que 100 mL.

PROCEDIMENTOS:

- a) Pegue o copo e nele acrescente a água e o álcool e reserve.
 - b) Pegue o papel de filtro e a uma altura de aproximadamente 2 cm da base, desenhe um círculo de 0,5 cm de diâmetro, preenchendo-o totalmente com a tinta da caneta. Repita este procedimento com as outras canetas, garantindo uma distância de um círculo para outro de 1,5 cm.
 - c) Agora, enrole o papel de maneira a formar um cilindro.
 - d) Coloque no recipiente a solução de água e álcool até atingir a altura de aproximadamente 1 cm.
 - e) Coloque, agora, o cilindro de papel com os círculos desenhados, tomando o cuidado de não encostar o papel nas paredes e não submergir os círculos na solução.
- Tampe o recipiente.
 - Observe que a solução irá "subir" pela folha.
 - Deixe em repouso até a solução atingir altura de 7 cm em relação a base.

QUESTÕES PARA DISCUSSÃO:

- a) O que você observou com relação aos círculos desenhados?
- b) E acima deles, o que ocorreu?
- c) O que representa cada "mancha" acima dos círculos desenhados inicialmente?

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

Com relação ao experimento percebe-se que a intensidade da cor diminui e observa-se o aparecimento de manchas em altura diferentes. São as diferentes substâncias que compõem a tinta.

Você professor pode estender essa discussão comentando com os alunos que em praticamente tudo o que existe no meio natural encontram-se combinadas isto é, em

forma de misturas. Muitas destas existem desde a formação dos astros, inclusive a Terra. Em tempos remotos (pré-história) o homem já sentia a necessidade de realizar separações, como por exemplo, separar pedra de terra para confecção de suas ferramentas. No atual contexto, a situação não é diferente, pois de acordo com as necessidades do ser humano, novas técnicas foram desenvolvidas. Separamos ferro da magnetita (Fe_3O_4) e da hematita (Fe_2O_3), sal da água do mar, essências e corantes das plantas, celulose da madeira e uma infinidade de substâncias das mais variadas misturas.

A cromatografia, objeto deste experimento, é um bom exemplo: com base na diferença de solubilidade de duas ou mais substâncias, podemos efetuar a separação delas em um meio líquido ou mesmo sólido. A separação dos pigmentos da tinta de caneta só foi possível porque os pigmentos mais solúveis em álcool "caminharam" pelo papel com a mesma velocidade do álcool, enquanto os menos solúveis foram ficando para trás. O acompanhamento de vários processos químicos é feito com base nesta técnica. Este princípio, utilizado em equipamentos modernos, permite a separação de substâncias contidas em uma mistura com volume até milhares de vezes menores que uma gota de água.

EXPERIMENTO 1.6: CROMATOGRAFIA EM GIZ

OBJETIVO: Demonstrar através da cromatografia de adsorção (método de análise) o processo de separação de misturas.

MATERIAIS:

- Giz, canetas hidrocor de várias cores, batom. Copo e álcool comum.

PROCEDIMENTOS:

Em uma barra de giz escolar branco (sulfato de cálcio - CaSO_4), são traçadas com caneta hidrocor listras, que circundem a barra, a cerca de 1,5 cm da base. Como diluente, em um copo, coloca-se álcool comercial, até 1 cm da base. Após alguns minutos, o giz é posto dentro do copo, com cuidado para que o diluente não toque a listra pintada, e coberto com uma tampa de vidro. O giz deve ficar na posição vertical.

À medida que o diluente é adsorvido, pode ser observada a separação da cor inicial em outras cores, dispostas em faixas circulares no decorrer da barra de giz. É interessante realizar o experimento com canetas de várias cores. Por exemplo, com um giz pintado com a cor verde, pode-se visualizar duas faixas, amarela e azul. A cor preta fornece um resultado excelente, com a separação em diversas cores. Você professor pode também motivar os alunos a testar outros materiais coloridos (batom etc.), sempre procurando utilizar um solvente adequado.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

A cromatografia de adsorção é um procedimento no qual uma solução de substâncias a separar se desloca numa direção predeterminada por uma disposição de aparatos, por meio de uma fase sólida, insolúvel, inorgânica ou orgânica, sendo os componentes retidos em medida individualmente distinta. Em geral, na cromatografia de adsorção empregam-se como adsorventes óxidos, óxidos hidratados ou sais. A cromatografia em giz pode ser classificada como cromatografia líquido-sólido ou de adsorção. O giz representa a fase estacionária, enquanto o álcool, a fase móvel.

Com experimentos desse tipo, é possível despertar o interesse e a motivação para a análise crítica dos resultados, compensando dificuldades tão freqüentemente citadas pelos alunos em relação ao aprendizado de química e reforçando conceitos importantes.

EXPERIMENTO 1.7: TESTANDO A SOLUBILIDADE DAS SOLUÇÕES

OBJETIVO: Verificar a solubilidade de diferentes substâncias em água.

QUESTÃO PARA DISCUSSÃO: Qual das substâncias, à temperatura ambiente, é mais solúvel em água: hidróxido de alumínio, cloreto de sódio (sal de cozinha) ou sacarose (açúcar)?

MATERIAIS:

- 3 potinhos graduados; 3 misturadores; 3 colherinhas; água (providenciar);
- $\text{Al}(\text{OH})_3$; NaCl ; $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

PROCEDIMENTOS:

Nos potinhos graduados identificados como A (hidróxido de alumínio), B (cloreto de sódio) e C (sacarose), colocar água até a marca de 5 mL. No potinho A, acrescentar 1 colherinha rasa de hidróxido de alumínio e agitar utilizando o misturador até completa dissolução. Repetir o procedimento até observar no fundo do potinho a presença de pequena quantidade de hidróxido de alumínio não dissolvido. Anotar na tabela 1 o número de colherinhas de hidróxido de alumínio dissolvido em 5 mL de água. Repetir o procedimento no potinho B com cloreto de sódio (sal de cozinha) e no potinho C com sacarose (açúcar). Anotar na tabela 1 a quantidade de substância dissolvida em água e determinar a solubilidade aproximada das substâncias na temperatura ambiente, considerando: 1 colherinha rasa de açúcar \approx 0,5 g; 1 colherinha rasa de sal \approx 0,8 g; 1 colherinha rasa de hidróxido de alumínio \approx 1,0 g.

Tabela 1 - Determinação da solubilidade aproximada, na temperatura ambiente, de: hidróxido de alumínio, cloreto de sódio e sacarose.

| SUBSTÂNCIA | $\text{Al}(\text{OH})_3$ | NaCl | $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ |
|--------------------------------------|--------------------------|---------------|-------------------------------------------|
| Número de colherinhas / 5 mL de água | | | |
| Massa (g) de soluto / 5 mL de água | | | |
| Massa (g) de soluto / 100 mL de água | | | |
| Massa (g) de soluto / 100g de água** | | | |

** considerar a densidade da água igual a 1 g/mL

QUESTÕES PARA DISCUSSÃO:

1. Qual dos compostos (hidróxido de alumínio, cloreto de sódio ou sacarose) é mais solúvel em água à temperatura ambiente? Justificar sua resposta.
2. O experimento realizado permitiu calcular a solubilidade, aproximada, de três diferentes substâncias na temperatura ambiente. Observando a tabela 1 ordene as substâncias analisadas de forma crescente de solubilidade. Considerando os conhecimentos adquiridos durante o experimento responda novamente a questão prévia.

EXPERIMENTO 1.8: TESTANDO SOLUBILIDADE E TEMPERATURA DAS SOLUCÕES

OBJETIVO: Verificar se a solubilidade de uma substância é influenciada pela mudança na temperatura.

MATERIAIS:

- Pinça de madeira; potinho dosador; 2 tubos de ensaio; 1 colher plástica; 1 frasco conta-gotas para água;
- Lamparina; fósforo; estante para tubo de ensaio; gelo (providenciar);
- Sulfato de cobre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$); solução saturada de acetato de cálcio - $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$; álcool etílico - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

Cuidado: Ao aquecer uma solução em tubo de ensaio, não posicioná-lo com a boca em sua direção ou na direção de qualquer companheiro de trabalho (ver figura abaixo).

PROCEDIMENTOS:

1. Identificar os tubos de ensaio como A e B; No tubo A colocar 2 colheres rasas de sulfato de cobre e adicionar água até 1/8 do volume do Tubo; No tubo B colocar solução de acetato de cálcio até aproximadamente 1/8 do volume do tubo. Observar a existência ou não de soluto não dissolvido. Anotar na tabela 3, na coluna correspondente a “temperatura ambiente”.
2. Levantar cada tubo ao aquecimento (figura ao lado) até o primeiro sinal de ebulição. Interromper o aquecimento e observar se ocorreu alguma modificação. Anotar o observado na tabela 2 na coluna correspondente a “quente”.
3. Resfriar os tubos em banho de água e gelo, por aproximadamente 10 minutos, observar as modificações ocorridas e anotar na tabela 2, na coluna correspondente a “frio”.

| TUBOS DE ENSAIO | AMBIENTE | QUENTE | FRIO |
|----------------------------|----------|--------|------|
| Tubo A (sulfato de cobre) | | | |
| Tubo B (acetato de cálcio) | | | |

QUESTÃO PARA DISCUSSÃO:

1. A solubilidade de um soluto em um determinado solvente pode ser alterada? Justificar por quê.
2. O que se pode concluir sobre a dissolução do sulfato de cobre em água quando se aumenta a temperatura? (aumenta, diminui ou não varia).
3. A solubilidade de um soluto em um determinado solvente pode ser alterada? Justificar por quê.
4. O que se pode concluir sobre a dissolução do acetato de cálcio em água quando se aumenta a temperatura? (aumenta, diminui ou não varia).

Considerando os conhecimentos adquiridos durante o experimento responda novamente a questão prévia.

CONTEXTUALIZACAO DA EXPERIÊNCIA:

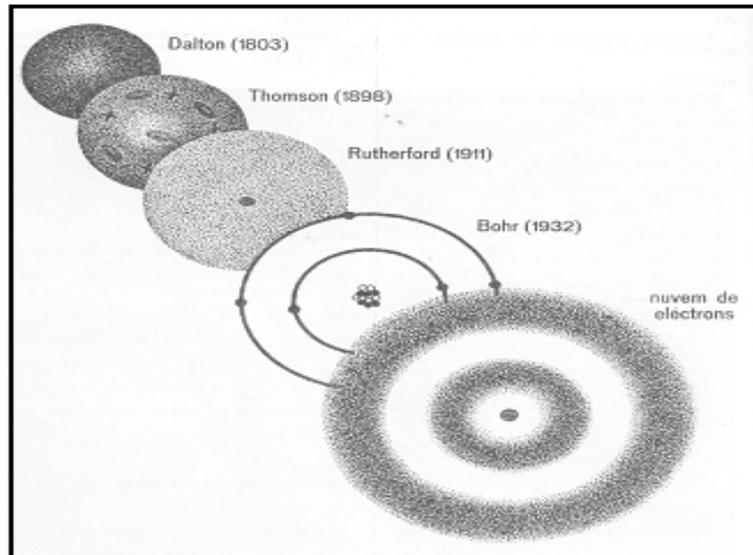
Os experimentos mostram que a temperatura influencia na solubilidade dos compostos. Embora na maioria dos casos a solubilidade aumente com o aumento da temperatura, um número menor de substâncias tem sua solubilidade diminuída com o aumento da temperatura. Os valores de solubilidade para a maioria das substâncias podem ser encontrados na literatura como mostra a tabela a seguir:

| SUBSTÂNCIA | Solubilidade (g / 100 g de água)* | |
|-------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------|--------|
| | 0°C | 100°C |
| Acetato de cálcio - $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ | 37,4 | 29,7 |
| Acetato de sódio - $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ | 119 | 170,15 |
| Cloreto de sódio - NaCl | 35,7 | 39,12 |
| Sulfato de cobre pentahidratado - $(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})$ | 31,6 | 203,3 |
| Sacarose - $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ | 179,2 | 487,2 |

*Handbook of Chemistry and Physics –1982-1983 .

UNIDADE 2 – ESTRUTURA ATÔMICA.

EXPERIMENTO 2.1: MODELO ATÔMICO DE BOHR E TRANSIÇÕES ELETRÔNICAS



CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

As transições eletrônicas, previstas na Teoria Atômica proposta por Bohr, forneceram uma explicação plausível e acessível para diversos fenômenos conhecidos há muito tempo. Assim é que, através das Transições Eletrônicas, fica fácil entender o que ocorre quando a água do cozimento de um alimento transborda e, ao encontrar a chama do fogão, produz coloração amarela característica; a razão da chama azul/verde que aparece quando usamos panelas com ligas de cobre; as cores dos fogos de artifícios produzidos já na China antiga; a cor característica da lâmpada monocromática de sódio muito usada para locais de elevada circulação de veículos (cruzamentos, trevos...); o que ocorre na pintura interna de uma lâmpada fluorescente, assim como muitos outros fenômenos de fluorescência e fosforescência.

Nesta atividade usaremos a “chama” de um bico de gás como fonte de excitação dos elétrons, o que nos permitirá identificar a presença de diversos elementos, os quais, na forma de compostos voláteis são arrastados pela ascensão gasosa da chama, conferindo-lhe uma coloração característica. Este procedimento é muito utilizado na Análise Química Qualitativa, como um Ensaio Preliminar da presença destes materiais.

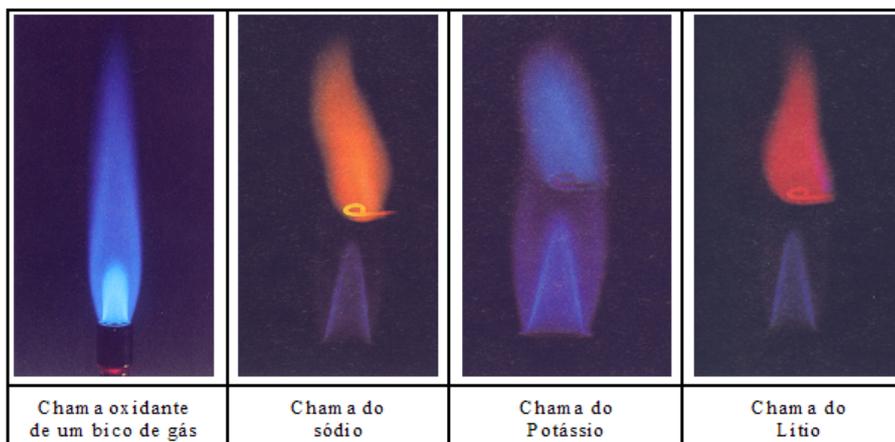
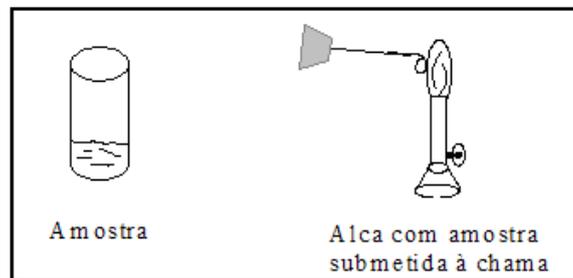
PROCEDIMENTOS:

1. Coloque em um béquer pequeno, solução concentrada de ácido clorídrico.
2. Prepare pequenos tubos de ensaio contendo soluções concentradas ou a substância sólida contendo os diversos elementos. Escolha na relação a seguir os mais disponíveis: Mg, B, Ba, Ca, Cu, Sr, K, Li, Sb, Na.



Bomba Atômica

3. Faça um furo na rolha de cada tubo de ensaio, passando por ele um fio de níquel-cromo, enrolando a extremidade interna do fio em forma de alça, deixando o fio com comprimento tal que, quando o tubo estiver fechado, a alça fique imersa na solução.
4. Mantenha cada alça de níquel-cromo para uso exclusivamente com a sua solução, preparando uma extra, para poder ensaiar substâncias variadas. Se for usar uma alça com vários materiais, limpe-a repetidamente, primeiro mergulhando-a no ácido clorídrico e depois na chama do gás deixando-o ficar rubro, até que não note nenhuma coloração característica na chama. Neste caso troque o ácido clorídrico repetidamente.
5. Mergulhe na primeira solução escolhida, a alça do fio de metal levando-o em seguida a chama. Observe e anote a coloração da chama no quadro.
6. Teste agora a segunda solução e, assim sucessivamente.
7. Escolha substâncias de uso comum na rotina diária, testando-a com a alça adicional, comparando com as cores obtidas para os elementos padrão e concluindo sobre sua composição química. Use, por exemplo; sal de cozinha e bicarbonato de sódio.



| ELEMENTO | COLORAÇÃO OBSERVADA NA CHAMA | SUAVE | INTENSA |
|----------|------------------------------|-------|---------|
| Mg | | | |
| Ba | | | |
| Ca | | | |
| Sr | | | |
| K | | | |
| Na | | | |
| Li | | | |
| Cu | | | |
| B | | | |
| Sb | | | |

QUESTÕES PARA DISCUSSÃO:

1. Explique a emissão da luz colorida, através da distribuição dos elétrons, em níveis de energia, na eletrosfera.
2. Que modalidade de energia foi usada para excitar os elétrons?
3. Que modalidade de energia é transmitida quando os elétrons excitados voltam ao estado fundamental?
4. Você está assistindo ao lançamento de fogos de artifício. Um determinado foguete apresentou as seguintes cores: verde, violeta e amarelo. Que elementos químicos, provavelmente estariam presentes naquele foguete?
5. Em que parte da química é usada a propriedade dos elementos químicos emitindo uma cor característica quando submetidos a uma chama e qual a sua utilidade prática?
6. Todos os elementos químicos emitem uma cor característica quando submetidos à chama?
7. Pesquise e explique a cor adquirida pelo (a):
 - a. Filamento de uma lâmpada ligada (tungstênio)
 - b. Ferro fundido
 - c. Lava dos vulcões
8. Submetendo uma vareta de vidro à chama, observou-se intensa coloração amarela. Que elemento químico provavelmente faz parte do vidro?
9. Um elétron ao pular do nível **M** para o nível **O** absorverá ou libertará energia? Justifique sua resposta.

10. Caso este mesmo elétron (item anterior) volte para o nível **M** absorverá ou libertará energia? Justifique sua resposta.

11. Em entroncamentos de estradas, trevos e outros locais de elevada circulação de veículos, vindos de várias direções, é comum utilizar-se a chamada lâmpada de sódio, pois ela produz iluminação monocromática, facilitando a visualização do contorno dos veículos, independentemente da sua cor própria. Qual a cor característica da luz das lâmpadas de sódio?

12. Nas lâmpadas fluorescentes, é produzida uma descarga de elétrons sobre átomos de mercúrio vaporizados, cujos elétrons são promovidos momentaneamente a níveis eletrônicos mais elevados, retornando posteriormente aos níveis de origem. Nessas transições, é produzida principalmente, radiação ultravioleta, as quais produzem processo semelhante na pintura branca de sais de bário contida na parede interna da lâmpada. Qual o processo envolvido no funcionamento dessas lâmpadas?

a. Qual o tipo de radiação devolvida pelas transições dos sais de bário contidos na pintura das lâmpadas fluorescentes?

b. Uma lâmpada fluorescente comum sem a pintura branca produzirá que tipo de radiação?

13. Qual a semelhança desse processo (item anterior) com o resultado da incidência da chamada “luz negra” usadas em casas noturnas, sobre as unhas, os dentes e a córnea dos nossos olhos?

14. O cinescópio ou tela da televisão convencional é, na verdade, um canhão de elétrons que excita diversos “fósforos” contidos na pintura da tela. Consulte o técnico de televisão da sua região ou pesquise. Explique o funcionamento do cinescópio em termos da Teoria das Transições Eletrônicas.

UNIDADE 3 – LEI PERIÓDICA

EXPERIMENTO 3.1: PONTO DE FUSÃO

OBJETIVOS: Verificar a temperatura de fusão do gelo.

MATERIAIS:

- Cubos de gelo; Becker de 100 mL;
- Termômetro com escala que inclua o 0° C.
- Bastão de vidro.

PROCEDIMENTOS:

Com gelo picado encher até a metade um Becker de 100 mL (previamente isolado com tela de algodão). Introduzir dentro do gelo um termômetro. Agitar constantemente com uma varinha de vidro. Ler a temperatura cada 2 minutos. Continuar até que aproximadamente a terceira parte do gelo se acha transformado em líquido. Preencher o quadro com os resultados.

| TEMPO | TEMPERATURA |
|-------|-------------|
| (min) | °C |
| 0 | |
| 2 | |
| 4 | |
| 6 | |
| 8 | |
| 10 | |

QUESTÕES:

1. Por que a temperatura do gelo inicialmente aumenta?
2. Por que quando inicia a mudança de fase a temperatura permanece constante até o final do processo e depois aumenta?

EXPERIMENTO 3.2: PONTO DE EBULIÇÃO

OBJETIVOS: Verificar o ponto de ebulição da água.

MATERIAIS:

- Água; Becker de 100 mL;
- Bico de Busen;
- Tela de amianto;
- Tripé;
- Termômetro com escala maior de 100 °C.

PROCEDIMENTOS:

Em um Becker de 100 mL adicionar 50 mL de água. Colocar o Becker em uma boca do fogão elétrico ou bico de Busen. Introduzir um termômetro com escala maior de 100 °C. O bulbo do termômetro não deve tocar o fundo do Becker. Ler a temperatura cada 2 min. Continuar durante 4 minutos depois de ter começado a ebulição da água.

| TEMPO | TEMPERATURA |
|-------|-------------|
| (min) | °C |
| 0 | |
| 2 | |
| 4 | |
| 6 | |
| 8 | |
| 10 | |

QUESTÕES:

3. Por que a temperatura da água inicialmente aumenta?
4. Por que quando inicia a mudança de fase a temperatura permanece constante até o final do processo e depois aumenta?

UNIDADE 4 – LIGAÇÕES QUÍMICAS

EXPERIMENTO 4.1: IDENTIFICANDO COMPOSTOS IÔNICOS E MOLECULARES

OBJETIVOS: Diferenciar compostos iônicos, covalentes polares e apolares através da condutividade elétrica.

MATERIAIS:

- Aparelho para medir condutividade, água, açúcar, sal e vinagre;
- Ácido sulfúrico diluído;
- Béquer

PROCEDIMENTOS:

- Numerar 5 béqueres e colocar as substâncias a serem testadas, conforme a tabela.
- Ligar o aparelho na fonte e mergulhar os eletrodos (sem encostar um fio no outro) em cada uma das substâncias lavando-os com água antes de cada teste.
- Anotar na tabela se a lâmpada não acende, acende fraco ou acende forte.

| | |
|---------------------------------------------------------|--|
| Água (H ₂ O) | |
| Açúcar (C ₆ H ₁₂ O ₆) | |
| Vinagre (C ₂ H ₄ O ₂) | |
| Ácido(H ₂ SO ₄) | |
| Sal comum (NaCl) | |

- Acrescentar água limpa aos béqueres que contém açúcar e sal.
- Colocar o teste novamente e observar.

| | |
|----------------------|--|
| Solução de açúcar | |
| Solução de sal comum | |

QUESTÕES:

1. No circuito montado a lâmpada se acenderá se houver cargas elétricas em movimento?
2. Analisando a primeira tabela o que se pode concluir das substancias testadas?
3. Analisando a segunda tabela o que se pode concluir das substancias testadas?
4. Por que no sal puro a lâmpada não acendeu e na solução sim?
5. Quais compostos químicos são de caráter iônico e quais são covalentes?

UNIDADE 5 – REAÇÕES E FUNÇÕES QUÍMICAS.

REAÇÕES QUÍMICAS

EXPERIMENTO 5.1.1: REAÇÃO DE NEUTRALIZAÇÃO:

PROCEDIMENTOS:

1. Usar fenolftaleína ou extrato de repolho-roxo como indicador.
2. Soprar em soluções básicas com indicador;
3. Utilizar um canudinho para soprar no interior de uma solução de bicarbonato de sódio ou água com sabão.

QUESTÕES:

1. Anotar no caderno de aplicação e comentar o fenômeno observado.
2. Descrever a importância do indicador no laboratório químico.

EXPERIMENTO 5.1.2: REAÇÃO DE PRECIPITAÇÃO:

1. Montar um modelo de um estágio de tratamento de água, adicionando: sulfato de alumínio e carbonato de sódio (barrilha) a um recipiente contendo água turva (levemente barrenta).
2. Agitar e deixar em repouso durante 24 horas. (discutir com os alunos a importância do tratamento de água).

EXPERIMENTO 5.1.3: VELOCIDADE DAS REAÇÕES E TEMPERATURA

OBJETIVOS:

1. Traçar gráficos demonstrativos de fatores que afetam a velocidade das reações químicas;
2. Verificar o tipo de influência exercido pela temperatura na velocidade das reações químicas.
3. Estabelecer representações químicas e a equação da velocidade da reação.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

Analisar o efeito da temperatura na velocidade das reações químicas. (Relembrar será usado oxalato-permanganato em meio ácido).



Dentre os reagentes empregados, apenas o KMnO_4 apresenta cor característica (violácea), todos os outros reagentes e produtos são incolores. Como o KMnO_4 é totalmente consumido na reação, é possível acompanhar o progresso da reação através do tempo necessário para ocorrer o descolorimento da solução, estabelecendo assim a sua velocidade média.

É sempre conveniente representar um experimento, organizando seus dados e resultados de forma resumida, seja na forma de quadros, tabelas, gráficos ou esquemas. Geralmente estas representações resumidas permitem diferenciar, com maior clareza, os fatores constantes daqueles que variam ao longo do processo, sendo possível perceber a tendência das variações ocorridas.

MATERIAIS:

1. HCl 0,5 M (4,27 mL do ácido concentrado até 100 mL com água destilada);
2. Ácido Oxálico 0,5 M (6,3 g até 100 mL com água destilada);
3. KMnO_4 0,04 M (0,6 g até 100 mL com água destilada)

PROCEDIMENTO 1:

1. Numerar três béqueres como 1, 2 e 3. Separar o béquer 1 para realizar a reação.
2. Usando a proveta, colocar: 5 mL de HCl, 5 mL de Ácido Oxálico, 100 mL de água destilada. Homogeneizar.
3. Zerar o cronômetro.
4. Colocar 4 mL de KMnO_4 , agitando e acionando o cronômetro: marcar o tempo decorrido até o descolorimento completo da solução, registrando-o no Quadro abaixo; determinar a temperatura da solução, registrando-a no Quadro abaixo.

PROCEDIMENTO 2:

1. Separar o béquer 2, para realizar a reação:
2. Usando a proveta, colocar; 5 mL de HCl, 5 mL de Ácido Oxálico, 100 mL de água destilada. Homogeneizar. Aquecer a solução, agitando-a constantemente, até que a sua temperatura aumente de aproximadamente 15°C ($\Delta T = 15$);
3. Determine esta temperatura anotando-a no Quadro;
4. Zerar o cronômetro;
5. Colocar 4 mL de KMnO_4 , agitando e acionando o cronômetro;
6. Marcar o tempo decorrido até o descolorimento completo da solução, registrando-o no Quadro;
7. Determinar a temperatura da solução, registrando-a no Quadro.

PROCEDIMENTO 3:

1. Separar o béquer 3 para realizar a seguinte reação:
2. Usando a proveta, colocar 5 mL de HCl, 5 mL de Ácido Oxálico; 100 mL de água destilada. Homogeneizar;
3. Aquecer a solução, agitando-a constantemente, até que a sua temperatura aumente de aproximadamente 30°C ($\Delta T = 30$);
4. Determine esta temperatura anotando-a no Quadro;
5. Zerar o cronômetro;
6. Colocar 4 mL de KMnO_4 , agitando e acionando o cronômetro;
7. Marcar o tempo decorrido até o descolorimento completo da solução, registrando-o no Quadro;

| Béquer | 1 | 2 | 3 |
|----------------------------------------|--------|--------|--------|
| HCl 0,5 M | 5 mL | 5 mL | 5 mL |
| $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,5 M | 5 mL | 5 mL | 5 mL |
| Água destilada | 100 mL | 100 mL | 100 mL |
| KMnO_4 0,04 M | 4 mL | 4 mL | 4 mL |
| Temperatura | | | |
| Tempo | | | |

Influência da Temperatura – Informações e dados experimentais



1



2



3

8. Determinar a temperatura da solução, registrando-a no Quadro.

1. Traçar um gráfico da temperatura **versus** o tempo de descolorimento. Representar a temperatura em $^{\circ}\text{C}$ nas abscissas e o tempo em segundos nas ordenadas. Que se pode deduzir do gráfico?
2. Examinar atentamente o Quadro e o gráfico. Qual o efeito da variação da temperatura na velocidade de uma reação química?
3. Uma elevação da temperatura:
 - a) Aumenta ou diminui o tempo da reação?
 - b) Aumenta ou diminui a velocidade da reação?

4. Sabendo que a energia cinética de uma partícula é diretamente proporcional à sua temperatura ($E_c \rightarrow T$) e, observando que os volumes e as concentrações dos reagentes são constantes, nessas três reações, formular uma explicação para a relação observada entre temperatura e velocidade de reação.
5. É possível:
 - a) Aumentar ()
 - b) Diminuir a velocidade de reação, apenas aumentando a temperatura ()? Justifique.
6. Como são denominadas na termodinâmica ou na termoquímica as reações que são facilitadas pelo aumento da temperatura?
7. Como são denominadas na termodinâmica ou na termoquímica as reações que são prejudicadas pelo aumento da temperatura?
8. Enunciar a Regra de Vant' Hoff para a velocidade de reações em solução.
9. Levando em consideração a equação molecular da reação, calcular a velocidade média da reação em cada béquer, relativamente à formação do $MnCl_2$, deste sal em mols / (litro x segundo).
10. Em que condições é possível relacionar variações da temperatura com variações de concentração? Justifique.

EXPERIMENTO 5.1.4: REAÇÕES DE SÍNTESE

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

As reações químicas representam transformações tão dramáticas nas propriedades dos materiais que podem conduzir a idéias equivocadas do que ocorre durante o processo. Assim é que, durante uma reação química, os átomos não se transformam em outros átomos e o núcleo atômico não é alterado.

O que de fato ocorre é uma reordenação dos átomos existentes, através de um processo de ruptura das ligações pré-existentes e formação de novas ligações entre eles. Dependendo da forma como esta reordenação atômica acontece, se ocorrem ou não transferências de elétrons, estas reações são enquadradas em determinadas categorias, que não são necessariamente excludentes entre si.

| Reação de | Característica principal |
|--------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------|
| Síntese | A partir de vários reagentes obtemos um único produto. |
| Fotossíntese | Síntese promovida pela ação da luz |
| Decomposição | Com um único reagente, obtemos diversos produtos |
| Fotólise | Decomposição promovida pela ação da luz |
| Pirólise/Termólise | Decomposição promovida pela ação do calor |
| Eletrolise | Reação promovida pela ação da eletricidade |
| Hidrólise | Reação promovida pela ação da água como reagente |
| Deslocamento | Um elemento desloca outro de mesma natureza mas menos ativo |
| Dupla troca | Dois elementos de mesma natureza trocam de posição relativa |
| Redox | Existe transferência de elétrons entre alguns dos seus átomos |
| Endotérmica | Ocorre com absorção de calor |
| Exotérmica | Ocorre com liberação de calor |
| Reversível | Apresenta relativa facilidade de realização no sentido inverso |
| Combustão | Redox com grande liberação de calor acompanhado de efeito visual (incandescência ou chama) |

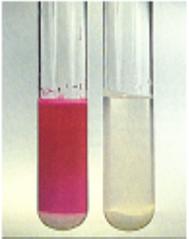
Podemos resumir algumas categorias e suas características como segue:

Fator importante de uma reação química é o seu equilíbrio de massas. As reações químicas cumprem a Lei de Lavoisier e, deste modo, apresentam o mesmo número de átomos de cada elemento, tanto nos reagentes como nos produtos e, portanto, a mesma massa total para reagentes e produtos. Este ajuste de massa entre os reagentes e os produtos é realizado através do que se costuma denominar acerto ou balanceamento de coeficientes das diversas substâncias participantes.

Serão realizadas reações químicas. Correlacione com as de outras categorias utilizadas em outros procedimentos e com o conteúdo teórico, procurando destacar as habilidades de reconhecer os diversos tipos de reações químicas; escrever as equações químicas correspondentes; determinar os números de oxidação dos elementos presentes; efetuar o balanceamento das equações apresentadas.

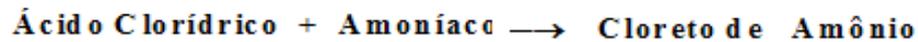
PROCEDIMENTOS:

| | |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>Sínteses 1 e 2</p> <p>a) Acender um bico de gás na chama azul(oxidante).</p> <p>b) Com auxílio de um pinça, submeter um pedaço de fita de magnésio metálico à chama, afastando imediatamente após iniciada a reação;</p> <p>c) Olhando indiretamente (não fixar o olhar diretamente sobre o pedaço de magnésio), observar o que ocorre;</p> <p>d) Recolher a cinza esbranquiçada resultante em um vidro de relógio;</p> <p>e) Adicionar 3 mL de água e duas gotas de fenolftaleína;</p> <p>f) Agitar e observar atentamente o que ocorre.</p> <p>Magnésio + oxigênio \longrightarrow Óxido de Magnésio + Luz</p> <p>Óxido de magnésio + água \longrightarrow Hidróxido de magnésio</p> |  <p>Mg em fita</p>  <p>Combustão do Mg</p> |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|

| | |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>Síntese 3:</p> <p>a) Colocar pequena quantidade de óxido de cálcio sólido em (aproximadamente 0,5 g) um tubo de ensaio seco;</p> <p>b) Sentir a temperatura externa do tubo de ensaio, colocando a mão em torno dele;</p> <p>c) Adicionar no tubo pequena quantidade de água, suficiente para cobrir o sólido, agitando;</p> <p>d) Sentir novamente a temperatura externa do tubo, colocando a mão em volta dele;</p> <p>e) Adicionar uma gota de fenolftaleína no tubo e observar.</p> <p>Óxido de cálcio + água \rightarrow hidróxido de cálcio + calor</p> |  |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------|

Síntese 4

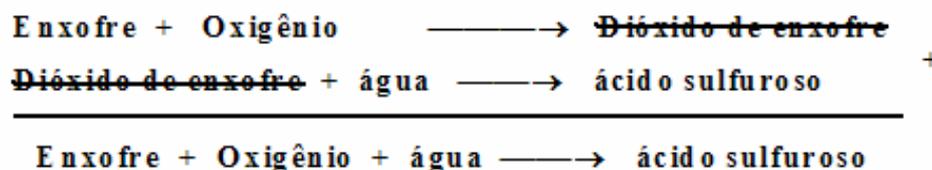
- Colocar 5 gotas de ácido clorídrico concentrado em uma placa Petri, cobrindo-a com sua tampa.
- Colocar algumas gotas de amoníaco em outra placa Petri.
- Aproximar as duas placas levantando suas tampas.
- Observar atentamente o que ocorre.

**Síntese 5**

- Colocar água comum (da torneira) até aproximadamente um terço da altura de um tubo de ensaio;
- Adicionar uma gota de indicador universal líquido ou agitar fortemente uma tira de papel indicador universal nesta água;
- Observar a cor da solução;
- Com uma pipeta fina, soprar ar expirado dos seus pulmões através da mistura;
- Observar atentamente as alterações na cor da solução.

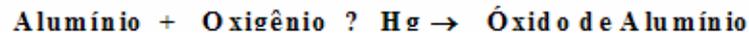
**Sínteses 6 e 7**

- Enrolar a ponta de um fio de cobre três a quatro voltas em espiral, dobrando-a de lado, de modo a obter uma pequena colher;
- Colocar sobre o base obtida, quantidade muito pequena de enxofre em pó;
- Submeter o enxofre à chama de um bico de gás de modo a inflamá-lo;
- Colocar o enxofre em ignição no interior de um erlenmeyer e assim o conservar, de modo a manter o gás obtido no interior do mesmo, até que a queima se complete;
- Adicionar ao erlenmeyer pequena quantidade de água, tampar e agitar;
- Colocar algumas gotas de indicador universal líquido, gotas de azul de bromotimol líquido ou uma tira de papel indicador universal.
- Observe a cor desenvolvida devido aos compostos de enxofre formados.

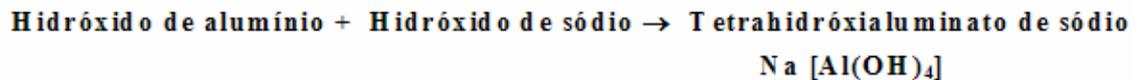


Síntese 8

- Utilizar um pequeno pedaço de alumínio metálico;
- Lixar a superfície do alumínio;
- Colocar sobre o alumínio uma gota de cloreto de mercúrio II em solução; (cuidado, sais de mercúrio são muito tóxicos, evite contato com a pele)
- “Regar” cuidadosamente a superfície do alumínio com a solução, de modo que “molhe” toda a região lixada;
- Secar com papel absorvente o excesso da solução (não deixe a solução tocar na pele) e deixar o metal exposto ao ar, observando atentamente o que ocorre.
- Lave bem as mãos ao final do experimento.

**Síntese 9**

- Adicionar a um tubo de ensaio pequena quantidade de solução aquosa de sulfato de alumínio – a 1,0 % massa/volume;
- A acrescentar 2 a 3 mL de hidróxido de sódio 0,1 mol/L.
- Observe a formação do hidróxido de alumínio insolúvel e esbranquiçado;
- Continue adicionando mais cerca de 4 mL de hidróxido de sódio e observe atentamente a redissolução do precipitado.

**QUESTÕES:**

1. Escrever as equações químicas de cada síntese realizada:

- Óxido de magnésio
- Hidróxido de magnésio
- Hidróxido de cálcio
- Cloreto de amônio
- Ácido carbônico
- Dióxido de enxofre
- Ácido sulfuroso
- Óxido de alumínio
- Tetrahidróxialuminato de sódio

2. Determinar os números de oxidação de todos os elementos participantes em cada uma das reações indicadas.

3. Efetuar o balanceamento de cada uma das reações fazendo a verificação dos coeficientes a serem atribuídos a cada reagente e produto.

4. Das reações de decomposição(ou análise) realizadas nesta atividade, quais delas são também reações de óxido-redução? Uma reação de decomposição é sempre uma reação de óxido-redução?
5. Qual das reações que realizamos é bastante conhecida por ser utilizada em flashes descartáveis para máquinas fotográficas?
6. Uma destas reações produz uma das substâncias usadas na fabricação do “leite de magnésia”. Indique o nome e a fórmula desta substância.
7. Sem o oxigênio é impossível a combustão e, o hidrogênio é explosivo. Explique em termos de reação e ligação química como é possível a água (formada de hidrogênio e oxigênio) apagar o fogo.
8. O que se pode falar a respeito da expansão volumétrica, ou seja o aumento de volume quando se comparam os reagente.

EXPERIMENTO 5.1.5: REAÇÕES DE DECOMPOSIÇÃO

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

É importante esclarecer que algumas categorias de reações são excludentes entre si enquanto outras não o são necessariamente. Assim, uma síntese jamais será também uma decomposição ou vice-versa. Contudo, reações de síntese ou de análise podem ser ou não, também reações redox; podem ser ou não, também reações rápidas.

Fator importante de uma reação química é o seu equilíbrio de massas. As reações químicas cumprem a Lei de Lavoisier e, deste modo, apresentam o mesmo número de átomos de cada elemento, tanto nos reagentes como nos produtos e, portanto, a mesma massa total para reagentes e produtos. Esse ajuste de massa entre os reagentes e os produtos é realizado através do que se costuma denominar acerto ou balanceamento de coeficientes das diversas substâncias participantes.

Serão realizadas reações químicas de decomposição, correlacionando-as com o conteúdo teórico, procurando destacar as habilidades de: reconhecer os diversos tipos de reações químicas; escrever as equações químicas correspondentes; determinar os números de oxidação dos elementos presentes e efetuar o balanceamento das equações apresentadas.

É comum querer evitar diversas reações de decomposição. Não queremos que a nossa cortina desbote e, portanto, não queremos que ocorra a termólise dos corantes empregados na sua pintura; não queremos comer um alimento deteriorado e, portanto, procuramos retardar ou impedir a decomposição dos alimentos para armazená-los por mais tempo de modo a utilizá-los quando bem o desejarmos. Cabe ressaltar que as reações de decomposição, por realizarem de algum modo a desagregação ou destruição de um determinado material, podem remeter à idéia de que devem ser sempre evitadas, o que não é verdadeiro, pois determinadas decomposições podem ser altamente desejáveis e, sem elas, os materiais praticamente não teriam um processo natural de reciclagem.

PROCEDIMENTOS:

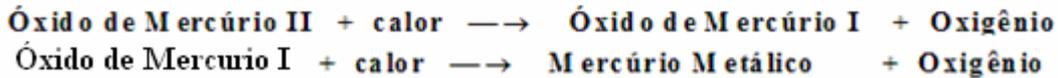
Decomposição 1:

- a) Acender um bico de gás; Colocar pequena quantidade de óxido de mercúrio II em um tubo de ensaio; Fixar o tubo de ensaio com uma pinça;
- b) Aquecer suavemente o tubo de ensaio, aproximando-o e retirando-o da chama, de modo que todos os lados do tubo sejam aquecidos; Observar atentamente o que ocorre.
- c) Deixar o tubo esfriar por um momento; Observar atentamente o que ocorre.



Decomposição 2

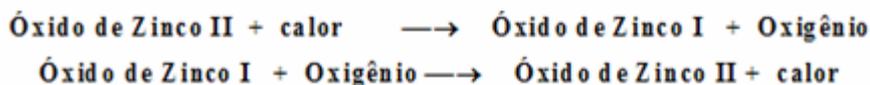
- Utilizar o mesmo tubo com óxido de mercúrio da decomposição 1 (frio).
- Aquecer novamente o tubo, desta vez de forma contínua e insistente (sem retirá-lo da chama), de modo que todos os lados do tubo sejam bem aquecidos;
- Observar atentamente o que ocorre.

**Decomposição 3**

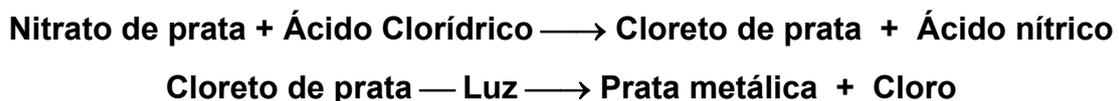
- A cender um bico de gás;
 - Colocar pequena quantidade de óxido de zinco em um tubo de ensaio;
 - Fixar o tubo de ensaio com uma pinça;
 - Aquecer suavemente o tubo de ensaio, aproximando-o e retirando-o da chama, de modo que todos os lados do tubo sejam aquecidos;
 - Observar atentamente o que ocorre;
 - Deixar o tubo esfriar por um momento;
- Observar atentamente o que ocorre.



Aspecto do Mercúrio Metálico

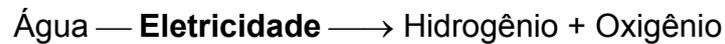
**Decomposição 4**

- Colocar pequena quantidade de nitrato de prata em solução em um tubo de ensaio;
- Adicionar algumas gotas de ácido clorídrico, precipitando o cloreto de prata;
- Submeter o tubo de ensaio contendo o precipitado de cloreto de prata à luz solar ou a uma lâmpada incandescente intensa;
- Observar atentamente a coloração do precipitado;
- Reações desse tipo são à base do processo fotográfico.

**Decomposição 5**

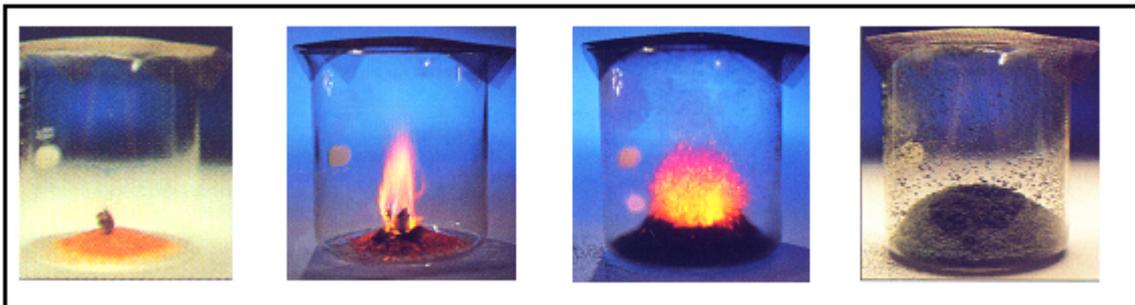
- Colocar pequena quantidade de água em um béquer.
- Adicionar algumas gotas de ácido sulfúrico concentrado, agitando.
- Colocar duas pilhas num suporte apropriado.

- d) Ligar uma conexão de fio preto com garra no pólo negativo e uma conexão de fio vermelho no pólo positivo.
- e) Prender em cada garra, na outra extremidade dos fios, um prego de ferro.
- f) Imergir os dois pregos na água acidulada, aproximando-os, mas sem tocá-los.
- g) Observar atentamente o que ocorre.



Decomposição 6

- a) Colocar pequena quantidade de dicromato de amônio no fundo de um béquer, fazendo um pequeno “monte”.
- b) Reservar um vidro de relógio para cobri-lo.
- c) Com uma pinça de madeira incendiar um pedaço de magnésio, insertando-o em combustão no “cume do monte”.
- d) Cobrir com o vidro de relógio e observar atentamente o “vulcão”.



QUESTÕES:

- 1) Escrever as equações químicas de cada reação.
- 2) Determinar os números de oxidação de todos os elementos.
- 3) Balancear cada uma das reações.
- 4) Das equações realizadas, quais são também reações de óxido-redução?
- 5) A temperatura e pressão ambiente, qual metal apresenta-se líquido?
- 6) Produtos químicos são guardados e frascos com diversas características. Alguns são colocados em frascos transparentes, outros em frascos opacos e outros ainda em frascos escuros. Qual a razão disso? Qual o tipo de reação que se está procurando evitar?
- 7) Uma cortina que cobria uma parede e uma janela, numa região tropical apresentava o tecido com cor menos intensa na parte que ficava em frente à janela. Ao realizar a sua lavagem, observamos também que o tecido se rompeu em diversos lugares também na

parte que ficava em frente à janela. Dois tipos de reação provavelmente ocorreram neste tecido, quais são eles? Quais os agentes causadores dessas reações?

8) Tendo em vista o agente externo causador da reação, que nome se pode dar às decomposições 1, 2 e 3?

9) A reação 4 representa uma decomposição causada pela luz, qual o nome genérico dado a essas reações?

10) Que nome genérico se dá às reações do tipo da decomposição 5?

11) Modernamente, chama-se de eletrólise qualquer reação provocada pela eletricidade.

12) Dentro desse conceito, toda eletrólise é uma decomposição?

EXPERIMENTO 5.1.6: REAÇÕES DE DESLOCAMENTO

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

Cabe sempre ressaltar que algumas categorias de reações são excludentes entre si enquanto outras, necessariamente não o são. Assim, para exemplificar, uma síntese jamais será também uma decomposição ou vice-versa. Contudo, reações de síntese ou de análise podem ser ou não, também, reações redox; podem ser ou não, também, reações rápidas.

Fator importante de uma reação química é o seu equilíbrio de massas. As reações químicas cumprem a Lei de Lavoisier e, desse modo, apresentam o mesmo número de átomos de cada elemento, tanto nos reagentes como nos produtos e, portanto, a mesma massa total para reagentes e produtos. Esse ajuste de massa entre os reagentes e os produtos é realizado através do que se costuma denominar acerto ou balanceamento de coeficientes das diversas substâncias participantes.

Serão realizadas reações químicas de deslocamento ou simples-troca, correlacionando-as com o conteúdo teórico, procurando destacar as habilidades de: reconhecer os diversos tipos de reações químicas; escrever as equações químicas correspondentes; determinar os números de oxidação dos elementos presentes e efetuar o balanceamento das equações apresentadas.

Deslocamento 1

- Preparar uma solução de ácido clorídrico, colocando-a em um tubo de ensaio;
- Colocar em contato com esta solução um pedaço de ferro metálico (prego ou lâmina);
- Observar atentamente o que ocorre.



Deslocamento 2

- Preparar uma solução de acetato de chumbo II, colocando-a em um tubo de ensaio;
- Colocar em contato com esta solução um pedaço de zinco metálico;
- Observar atentamente o que ocorre.



Deslocamento 3

- Preparar uma solução de nitrato de prata, colocando-a em um tubo de ensaio;
- Colocar em contato com esta solução um pedaço de zinco metálico;
- Observar atentamente o que ocorre.



Deslocamento 4

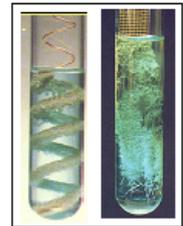
- Preparar uma solução de sulfato de cobre, colocando-a em um tubo de ensaio;
- Colocar em contato com esta solução um pedaço de ferro metálico (prego);
- Observar atentamente o que ocorre.

**Deslocamento 5**

- Utilizar duas pequenas lâminas de alumínio metálico lixadas;
- Colocar água destilada até meia altura em dois tubos de ensaio;
- Adicionar em um dos tubos de ensaio algumas gotas de cloreto de mercúrio II;
- Colocar as lâminas nos tubos de ensaio, deixando por alguns minutos;
- Observar atentamente o que ocorre. Procurar observar meticulosamente o aspecto da superfície do alumínio (para isso colocar a lamina bem próxima da parede)

**Deslocamento 6**

- Preparar uma solução de Nitrato de Prata, colocando-a em um tubo de ensaio;
- Colocar em contato com esta solução um pedaço de cobre metálico;
- Observar atentamente o que ocorre.

**QUESTÕES**

- Escrever as equações químicas de cada reação de deslocamento realizada:
 - Hidrogênio pelo ferro
 - Chumbo pelo zinco
 - Prata pelo zinco
 - Cobre pelo ferro
 - Hidrogênio pelo alumínio
 - Prata pelo cobre
- Determinar os números de oxidação de todos os elementos de todas as substâncias presentes em cada uma das reações.
- Balancear cada uma das reações, realizando o acerto dos coeficientes para cada reagente e produto.
- Das equações realizadas, quais são também reações de óxido-redução? Toda reação de deslocamento será obrigatoriamente uma reação redox?

- 5) Cite uma reação que pode ser usada para identificar o ferro quando seu número de oxidação é +3. O que dizer sobre as demais reações? Elas podem ser usadas para caracterizar ou comprovar a presença de determinadas substâncias? Quais?
- 6) Que podemos dizer do zinco em relação ao chumbo e à prata?
- 7) Qual o motivo do ferro reagir com o sulfato de cobre?
- 8) O alumínio colocado em água pura praticamente não reage com ela, mas a presença do sal de mercúrio na sua superfície tornou essa reação mais rápida. Qual a ação do mercúrio neste caso?

EXPERIMENTO 5.1.7: REAÇÕES DE DUPLA TROCA

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

Cabe sempre ressaltar que algumas categorias de reações são excludentes entre si enquanto outras não o são, necessariamente. Assim, um deslocamento jamais será também uma decomposição ou vice-versa. Contudo, reações de deslocamento ou de análise podem ser, também, reações redox; podem ser ou não, também, reações rápidas.

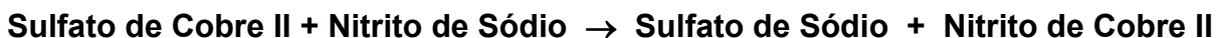
Fator importante de uma reação química é o seu equilíbrio de massas. As reações químicas cumprem a Lei de Lavoisier e, desse modo, apresentam o mesmo número de átomos de cada elemento, tanto nos reagentes como nos produtos e, portanto, a mesma massa total para reagentes e produtos. Esse ajuste de massa entre os reagentes e os produtos é realizado através do que se costuma denominar acerto ou balanceamento de coeficientes das diversas substâncias participantes.

Serão realizadas reações químicas de dupla troca, correlacionando-as com o conteúdo teórico, procurando destacar as habilidades de: reconhecer os diversos tipos de reações químicas; escrever as equações químicas correspondentes; determinar os números de oxidação dos elementos presentes e efetuar o balanceamento das equações apresentadas.

PROCEDIMENTOS:

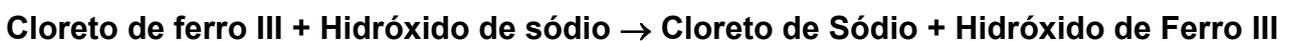
Dupla–Troca 1:

- Colocar em um tubo de ensaio pequena quantidade de solução diluída de sulfato de cobre;
- Adicionar ao mesmo tubo, algumas gotas de nitrito de sódio em solução;
- Observar atentamente o que ocorre.



Dupla–Troca 2

- Colocar em um tubo de ensaio pequena quantidade de solução diluída de cloreto de ferro III;
- Adicionar ao mesmo tubo, algumas gotas de hidróxido de sódio em solução;
- Observar atentamente o que ocorre.



Dupla–Troca 3

- Adicionar a um tubo de ensaio pequena quantidade de solução de sulfato de alumínio;

- b) Acrescentar algumas gotas de hidróxido de sódio e observar atentamente;
- c) Continuar a adição de hidróxido de sódio e observar o que está ocorrendo

Sulfato de alumínio + Hidróxido de sódio → Hidróxido de alumínio + sulfato de sódio

Dupla-Troca 4

- a) Adicionar a dois tubos de ensaio pequena quantidade de solução de cloreto férrico;
- b) Acrescentar gotas de ferrocianeto de potássio;
- c) Observar atentamente o que ocorre.

Cloreto de ferro III + Ferrocianeto de potássio → Ferrocianeto férrico + cloreto de potássio

QUESTÕES:

1. Escrever as equações químicas de cada reação.
2. Determinar os números de oxidação de todos os elementos.
3. Balancear cada uma das reações.
4. Das equações realizadas, quais são, também, reações de óxido-redução?
5. Discuta a utilização das reações realizadas para identificação de compostos de determinados elementos ou grupamentos químicos (cátions e ânions).

EXPERIMENTO 5.1.8: REAÇÃO REDOX – COM TRANSFERÊNCIA DE ELÉTRONS

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

Cabe sempre ressaltar que algumas categorias de reações são excludentes entre si enquanto outras não o são, necessariamente. Assim, um deslocamento jamais será também uma decomposição ou vice-versa. Contudo, reações de deslocamento ou de análise podem ser também, reações redox; podem ser ou não, também, reações rápidas.

Fator importante de uma reação química é o seu equilíbrio de massas. As reações químicas cumprem a Lei de Lavoisier e, desse modo, apresentam o mesmo número de átomos de cada elemento, tanto nos reagentes como nos produtos e, portanto, a mesma massa total para reagentes e produtos. Esse ajuste de massa entre os reagentes e os produtos é realizado através do que se costuma denominar acerto ou balanceamento de coeficientes das diversas substâncias participantes.

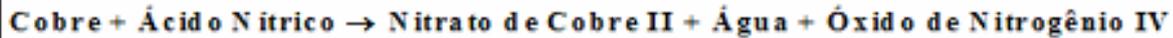
Serão realizadas reações que ocorrem com transferência de elétrons entre elementos dos seus reagentes, as quais são mais freqüentemente denominadas reações redox. Correlacionando-as com o conteúdo teórico. Procurando destacar as habilidades de reconhecer os diversos tipos de reações químicas; escrever as equações químicas correspondentes; determinar os números de oxidação dos elementos presentes e efetuar o balanceamento das equações apresentadas.

Talvez o exemplo mais evidente de reação redox seja a combustão com a sua grande liberação de energia, a qual vemos acontecendo tanto a nossa volta (nos fogões a gás, nos isqueiros, na queima do carvão, nos fósforos) que acabam por se tornar fato corriqueiro.

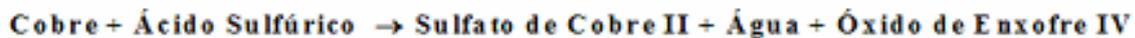


Redox 1

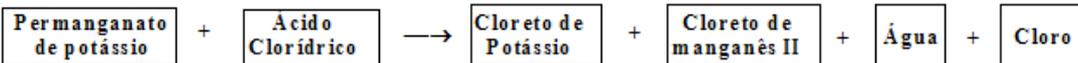
- Cortar um pequeno pedaço de fio de cobre (aproximadamente 1 cm).
- Colocar o fio em um tubo de ensaio.
- Adicionar sobre ele 2 mL de ácido nítrico concentrado.
- Observar atentamente a cor da solução e do gás desprendido.

**Redox 2**

- Cortar um pequeno pedaço de fio de cobre (aproximadamente 1 cm).
- Colocar o fio em um tubo de ensaio.
- Adicionar sobre ele 5 mL de ácido sulfúrico concentrado.
- Aquecer até observar o desprendimento do gás, afastando do calor.
- Observar atentamente a cor da solução e do gás desprendido.
- Adicionar lentamente o conteúdo deste tubo a outro contendo água até 1/3 da sua altura.
- Observar atentamente a cor da solução e o forte aquecimento.

**Redox 3**

- Preparar um tubo de ensaio com saída lateral com rolha, adaptando um pedaço de mangueira látex à sua saída lateral, com um pedaço de vareta de vidro na ponta.
- Colocar uma ponta de espátula de permanganato de potássio no tubo ($\pm 0,5$ g).
- Adicionar sobre ele 5 a 10 mL de ácido clorídrico concentrado, fechando o tubo rapidamente.
- Observar atentamente a cor do gás desprendido.
- Mergulhar a ponta da vareta em outro tubo de ensaio com água até 1/3 da sua altura, deixando o gás borbulhar por algum tempo (Atenção: você está fabricando água de cloro que será usada na reação Redox 4).
- Sem aproximar o rosto, passando a mão sobre o tubo com água, traga um pouco do excesso do gás desprendido no seu sentido, sentindo o seu odor picante característico.

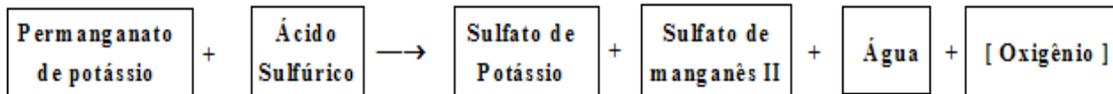
**Redox 4**

- Colocar 3 mL de iodeto de potássio em solução 0,5% em um tubo de ensaio.
- A acrescentar 1 mL de cloroformio, observando.
- Observar atentamente qual é o componente inferior e o superior.
- Adicionar 0,5 a 1,0 mL de água de cloro (veja fabricação na reação Redox 3).
- Agitar vigorosamente com o tubo fechado e observar as cores das duas fases.



Redox 5 e 6

- Colocar pequena porção (alguns cristais) de permanganato de potássio em um vidro de relógio
- Colocar ao lado do permanganato uma ou duas gotas de ácido sulfúrico concentrado
- Preparar em outro vidro de relógio um pedaço de algodão, umedecido com álcool
- Usando a ponta de um bastão de vidro, misturar o ácido sulfúrico ao permanganato
- Encostar a ponta do bastão (mistura permanganato+ácido) no algodão com álcool
- Observar atentamente o que ocorre.

**QUESTÕES:**

- Escrever as equações químicas de cada reação.
- Determinar os números de oxidação de todos os elementos.
- Balancear cada uma das reações.
- Identificar os elementos que se oxidam e os que se reduzem em cada reação.
- Indicar o oxidante e o redutor em cada uma das reações.
- Das equações realizadas, quais também se enquadram em outras classificações? Quais são elas?
- Pesquisar o significado do termo “combustão” e a sua relação com os processos de oxidação e redução.
- Verificar que outras modalidades de reação normalmente são também redox e quais as que não podem ser redox.
- É possível haver oxidação sem a presença de oxigênio? Justifique sua resposta.
- Qual a relação dos processos de corrosão com as reações redox?
- Analisar reações eletroquímicas que ocorrem em pilhas e eletrólises e, estabeleça a relação delas com as reações redox.
- Discutir a validade da afirmativa: para ocorrer uma oxidação é imprescindível a presença do elemento oxigênio.

5.2 FUNÇÕES INORGÂNICAS

EXPERIMENTO 5.2.1: CONHECENDO E IDENTIFICANDO AS FUNÇÕES INORGÂNICAS

OBJETIVO: Identificar funções ácidas e base, observar a alteração de cor da substância indicadora, identificar a coloração do elemento indicador para substâncias ácidas e básicas.

MATERIAL:

- 11 tubos de ensaio; suco de uva e de limão; vinagre; acetona; sabonete; detergente, creme hidratante, sabão em pó, condicionador de cabelo; shampoo; sal e açúcar.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA: As substâncias que alteram sua coloração na presença de ácidos ou bases são ditas indicadores. O suco de uva esta nesta qualidade em nosso experimento.

Apresentará uma coloração diferenciada para cada elemento acrescentado de acordo com suas características.

PROCEDIMENTOS:

- Numerar os tubos, adicionar 5mL de suco de uva a cada tubo de ensaio
- Adicionar aos tubos elementos diferentes, conforme a tabela abaixo, complementando com a cor e a função correspondente ou se é neutro.

| Nº | Substância | Cor | Função |
|----|------------------------------|-----|--------|
| 1 | 5 gotas de vinagre | | |
| 2 | 5 gotas de suco de limão | | |
| 3 | 1 colher de sabão em pó | | |
| 4 | 5 gotas de detergente | | |
| 5 | 1 colher de sal | | |
| 6 | 1 colher de açúcar | | |
| 7 | 1 colher de hidratante | | |
| 8 | 1 colher de shampoo | | |
| 9 | 1 colher de condicionador | | |
| 10 | 1 colher de sabonete diluído | | |
| 11 | 5 gotas de acetona | | |

QUESTÕES:

1. Qual a coloração do indicador para substâncias ácidas e básicas?
2. Qual a coloração do indicador para substâncias neutras?
3. Quais substâncias são funções inorgânica base?
4. Quais substâncias são funções inorgânicas ácida?
5. Escreva sobre os indicadores citados: papel tornassol e fenolftaleína.

EXPERIÊNCIA 5.2.2: IDENTIFICANDO ÁCIDOS E BASES – INDICADORES

PROCEDIMENTOS:

Corte aproximadamente 500 mililitros de repolho roxo em cubos de cerca de 2 cm e coloque num liquidificador ou processador. Acrescente aproximadamente 250 mililitros de água e deixe bater até que o repolho fique cortado uniformemente em pedaços minúsculos. Passe a mistura por uma peneira fina. Esse será nosso extrato de repolho roxo para explorar ácidos e bases.

1º TESTE:

- Examine o rótulo de uma garrafa de vinagre branco. O rótulo provavelmente dirá que "contém ácido acético". Isso indica que aquele vinagre é um ácido e tem propriedades de um ácido. Vejamos como este ácido se comporta ao receber nosso extrato de repolho roxo.
- Coloque 125 mililitros de vinagre em um vidro incolor (copo transparente). Acrescente 5 mililitros (1 colher de chá) de extrato de repolho roxo; mexa bem a mistura e note sua cor.
- A cor do extrato de repolho com vinagre é a cor que o extrato sempre terá quando misturado com um ácido. Guarde a mistura deste vidro para servir de referência para as próximas experiências.

2º TESTE:

Agora vamos examinar o efeito sobre a cor do nosso extrato, sobre a amônia da água de lavadeira.

- Coloque 125 mililitros da água amoniacal de lavar roupa em um vidro incolor. Acrescente 5 mililitros do extrato de repolho roxo e mexa bem a mistura. Anote a cor da nova mistura.
- A amônia contida na água de lavar roupa é uma base (substância alcalina). A cor desta mistura é a cor que nosso extrato sempre terá quando misturado com uma base. Guarde este novo frasco para usar sua cor como referência nas próximas experiências.
- O extrato de repolho roxo, por indicar se uma substância tem as propriedades de um ácido ou de uma base, pode ser chamado de indicador de ácido/base.

3º TESTE:

Para testar as propriedades de um sólido escolhemos o bicarbonato de sódio.

- Coloque 5 cm³ de bicarbonato de sódio (pó branco usado para acidez estomacal) em um vidro incolor e acrescente 125 mililitros de água. Agite a mistura até que o bicarbonato dissolva totalmente.
- Acrescente 5 mililitros de extrato de repolho roxo nesta solução. Anote a cor da mistura.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

Algumas plantas e flores podem ser utilizadas como indicadores de pH. Um dos mais interessantes é o extrato de repolho roxo, apresenta cores diversas conforme a acidez e a basicidade do meio que se encontra, substituindo (para um menor número de faixas de pH) os papéis de indicadores universais, que só podem ser adquiridos em lojas especializadas e não são disponíveis em todas as regiões do país.

EXPERIMENTO 5.2.3: TESTANDO A FORÇA DOS ÁCIDOS E DAS BASES

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

Geralmente o ácido caracteriza-se pelo sabor azedo, enquanto que a base por ser algo escorregadio ao tacto.

Nas experiências, a seguir, serão investigadas algumas destas propriedades, utilizando material do cotidiano. Além disso, o aluno aprenderá como os químicos usam escalas de **pH** para descrever essas substâncias.

A propriedade mais notável dos ácidos e bases é a habilidade deles para mudar a cor de certos vegetais. Um bem comum cuja cor responde à aplicação de ácidos e bases é o repolho roxo. O primeiro passo nesta experiência é preparar um extrato de repolho roxo, com o qual você poderá investigar estas mudanças de cores.

PROCEDIMENTOS:

Corte aproximadamente 200g de repolho roxo em cubos de cerca de 2cm e coloque num liquidificador ou processador. Acrescente aproximadamente 250 mililitros de água e deixe bater até que o repolho fique cortado uniformemente em pedaços minúsculos. Passe a mistura por uma peneira fina. Esse será nosso extrato de repolho roxo para explorar ácidos e bases.

Primeiro teste: Examine o rótulo de uma garrafa de vinagre branco. O rótulo provavelmente dirá que "contém ácido acético". Isso indica que aquele vinagre é um ácido e tem propriedades de um ácido. Vejamos como este ácido se comporta ao receber nosso extrato de repolho roxo.

Coloque 125 mL de vinagre em um vidro incolor (copo transparente). Acrescente 5 mL (1 colher de chá) de extrato de repolho roxo; mexa bem a mistura e note sua cor. Anote no caderno de atividades a cor da mistura.

A cor do extrato de repolho com vinagre é a cor que o extrato sempre terá quando misturado com um ácido. Guarde a mistura deste vidro para servir de referência para as próximas experiências.

Segundo teste: Agora vamos examinar o efeito sobre a cor do nosso extrato, sobre a amônia da água de lavadeira.

Coloque 125 mL da água amoniacal de lavar roupa em um vidro incolor. Acrescente 5 mL do extrato de repolho roxo e mexa bem a mistura. Anote no caderno de atividades a cor da mistura.

A amônia contida na água de lavar roupa é uma base (substância alcalina). A cor desta mistura é a cor que nosso extrato sempre terá quando misturado com uma base. Guarde este novo frasco para usar sua cor como referência nas próximas experiências.

O extrato de repolho roxo, por indicar se uma substância tem as propriedades de um ácido ou de uma base, pode ser chamado de indicador de ácido/base.

Terceiro teste: Para testar as propriedades de um sólido escolhemos o bicarbonato de sódio.

Coloque 5 cm³ de bicarbonato de sódio (pó branco usado para acidez estomacal) em um vidro incolor e acrescente 125 mililitros de água. Agite a mistura até que o bicarbonato dissolva totalmente. A seguir, acrescente 5 mililitros de extrato de repolho roxo nesta solução. Anote no caderno de atividades a cor da mistura.

A cor obtida com o bicarbonato de sódio é diferente daquela obtida com o vinagre e também daquela obtida com a amônia. O extrato de repolho pode indicar se uma substância é alcalina (como o caso da água de lavadeira), se é ácida (como é o caso do vinagre). Pode também, pelo tom da cor, mostrar se um ácido ou base é mais forte do que outros.

Os Químicos usam uma escala de pH para expressar quão forte é uma substância ácida ou básica. Um valor de pH abaixo de 7 (sete) indica que a substância é ácida e, quanto menor for o número (6, 5, 4, 3, 2...) mais forte será o ácido. Um valor de pH acima de 7 (sete) indica que a substância é alcalina (básica) e, quanto maior for o número (8, 9, 10...) mais forte será a substância alcalina.

O extrato de repolho roxo mostrará cores diferentes para valores de pH diferentes. Essas cores e os correspondentes valores (aproximados) de pH são:

| pH(aproximado) | 2 | 4 | 6 | 8 | 10 | 12 |
|----------------|----------|---------|---------|------|------------|-------|
| cor do extrato | vermelho | púrpura | violeta | azul | azul/verde | verde |

- Com base nesta tabela, qual o pH (aproximado) do nosso vinagre?
- Qual o pH (aproximado) de nossa água de lavadeira?
- Qual o pH (aproximado) de nossa solução de bicarbonato de sódio?

Use das instruções utilizadas para o caso do vinagre e da amônia para testar o pH de vários outros líquidos incolores como dos refrigerantes (bebida suave de lima-limão) e suco de limão. Anote suas observações.

Outros testes: Podem-se testar líquidos que são brancos (como é o caso do leite) da mesma maneira. Podem ser testados sólidos que se dissolvam na água, seguindo as instruções para o caso do bicarbonato de sódio. Isto também funciona para líquidos viscosos como é o caso de detergentes líquidos.

Teste outras substâncias de fácil obtenção como: açúcar, sal de cozinha, xampus, leite de magnésia, tabletes antiácidos e aspirina. Em cada caso, anote numa tabela como a sugerida abaixo:

| | | | | |
|-----------------------|--|--|--|--|
| MATERIAL | | | | |
| COR DO EXTRATO | | | | |
| pH | | | | |

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

Alguns produtos domésticos podem causar irritação da pele. Não permita que eles entrem em contato com sua pele; caso isso aconteça lave abundantemente com água corrente.

Observação: Todo experimento deve ser feito na presença de um adulto.

EXPERIMENTO 5.2.4: PERIODICIDADE DAS PROPRIEDADES DE ÓXIDOS

OBJETIVOS

- Fazer experiências com óxidos para determinar se eles são ácidos, básicos ou anfóteros.
- Inferir sobre as características ácidas ou básicas de óxidos pela sua posição na tabela periódica.
- Adquirir alguma experiência com a tabela periódica e descobrir como pode ser usada para prognosticar as propriedades de óxidos.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA

Alguns óxidos quando dissolvidos em água produzem soluções ácidas. Esses óxidos são chamados de óxidos ácidos e são alguns dos responsáveis pela chuva ácida. Outros óxidos em água produzem soluções básicas. Em geral óxidos de metais alcalinos quando dissolvidos em água produzem soluções básicas e óxidos de não metais produzem soluções ácidas. Óxidos que produzem soluções ácidas ou básicas são anfóteros. Nesta prática, investigaremos as características ácidas ou básicas de alguns óxidos. De suas observações e da posição que ocupam na tabela periódica você observará as tendências quanto organização em grupos ou períodos.

MATERIAIS

- balança analítica; vidro de relógio; bastão de vidro; proveta graduada; copo de béquer.
- tubos de ensaio; espátula de porcelana; bico de bunsen; indicador universal.
- colher dobrada; óxido de magnésio (MgO); óxido de cálcio (CaO); enxofre.
- fenolftaleína.

PROCEDIMENTOS

Atenção: cuidado ao manusear produtos que produzem vapores. As misturas devem ser feitas na capela com exaustão.

- a) Em um suporte para tubos de ensaio dispor dos tubos enumerados 1 e 2. Em ambos os tubos coloque 10mL de água da torneira. No tubo 1, adicione 1g de 9 MgO e agite, posteriormente adicione 2 gotas de fenolftaleína em ambos os tubos e observe.
- b) Em um suporte para tubos de ensaio dispor dos tubos enumerados 3 e 4. Em ambos os tubos coloque 10 mL de água da torneira. No tubo 3, adicione 1g de CaO e agite, posteriormente adicione 2 gotas de fenolftaleína em ambos os tubos e observe.
- c) Em um copo de béquer de 250mL adicionar 2 gotas de indicador metil orange. Em uma colher dobrada depositar 1 g de enxofre, posteriormente aquecer em bico de bunsen e quando comece a formar-se vapores levar a colher com o enxofre para o béquer, tampar

EXPERIMENTO 5.2.5: REAÇÕES DE SAIS E ÓXIDOS

OBJETIVOS: Observar a ocorrência das funções sais e óxidos

MATERIAIS:

- suporte para tubos, 8 tubos de ensaio, 2 pipetas de 5ml, 1 espátula;
- 1 escova para tubos, frasco lavador, 1 funil de vidro, 1 suporte universal;
- 1 argola para funil, 1 papel de filtro, 1 béquer de 50mL, 1 pinça de madeira;
- fósforos, 1 bastão de vidro, 1 lâmina de Zn, 1 lâmina de Cu, fita de Magnésio;
- fenolftaleína, papel de tornassol azul;
- Solução de amido, água de cloro, solução de KI 0,025mol/L, solução de NaOH 1mol/L;
- Solução de CuSO₄ 0,05mol/L, solução de HCl 2mol/L;
- Solução de Pb(NO₃)₂ 0,05mol/L, Ba(OH)₂ 0,05mol/L, Na₂CO₃ sólido.

EXPERIMENTO 5.2.5.1: REAÇÕES DE SAL COM NÃO-METAL

PROCEDIMENTOS:

Com auxílio da pipeta, adicione 2 mL de KI, num tubo de ensaio. Junte a este, 2 mL de água de cloro. Observe. A seguir, adicione uma gota de amido. Observe.

QUESTÕES:

1. Escreva as equações molecular e iônica da reação ocorrida.
2. Qual o motivo da adição da solução de amido ao sistema?

EXPERIMENTO 5.2.5.2: REAÇÃO DE SAL COM METAL

PROCEDIMENTOS:

Tome dois tubos de ensaio e coloque em cada um, 2mL de solução de nitrato de chumbo II. Em um dos tubos, coloque uma lâmina de zinco e no outro, uma lâmina de cobre. Observe .

QUESTÃO:

1. Escreva as equações molecular e iônica das reações ocorridas.

EXPERIMENTO 5.2.5.3: REAÇÃO DE SAL COM ÁCIDO.

Com auxílio da pipeta, coloque num tubo de ensaio 2mL de solução de Pb(NO₃)₂ e sobre este 2mL de solução de HCl. Observe. Em um tubo de ensaio coloque pequena porção de Na₂CO₃ sólido (mesa do prof). A seguir, adicionar 2mL de solução de HCl. Observe.

QUESTÕES:

1. Quais as evidências experimentais de ocorrência de reações que foram observadas?
2. Escreva as equações molecular e iônica das reações ocorridas.

EXPERIMENTO 5.2.5.4: REAÇÃO DE SAL COM BASE.

Coloque num tubo de ensaio 2mL de solução de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e, em seguida, adicione, gota a gota, solução de NaOH até a formação de precipitado. Observe. Coloque num tubo de ensaio 2mL de solução de CuSO_4 e, em seguida, adicione, gota a gota, solução de NaOH até a formação de precipitado. Observe.

Obs: Reserve este tubo de ensaio para o experimento 6.

QUESTÃO:

1. Escreva as equações molecular e iônica das reações ocorridas.

EXPERIMENTO 5.2.5.5: REAÇÃO ENTRE SAIS

Tome dois tubos de ensaio e, em cada um, coloque 2mL de solução de nitrato de chumbo II. Ao primeiro tubo, junte 1mL de solução de KI e ao segundo, 2mL de solução de CuSO_4 . Observe.

QUESTÃO:

1. Escreva as equações molecular e iônica das reações ocorridas.

EXPERIMENTO 5.2.5.6: ÓXIDOS BÁSICOS**A - Óxidos de metais alcalino-terrosos**

Coloque sobre a espátula metálica, um pedaço de magnésio e aproxime da chama do bico de Bunsen. Assim que iniciar a combustão do magnésio, retire a espátula da chama. Recolha o composto formado num béquer de 50mL e adicione, aproximadamente, 20mL de água destilada. Agite com o bastão de vidro. Filtre a solução obtida, recolhendo o filtrado em tubo de ensaio. Adicione no tubo de ensaio, duas a três gotas de fenolftaleína e observe. A seguir adicione, gota a gota, solução de HCl, até a mudança de cor do indicador.

B - Óxidos de metais de transição

Tome o tubo de ensaio do experimento 04, item b. Aqueça este tubo de ensaio até obter um precipitado preto. Deixe esfriar. A seguir, adicione, gota a gota, solução de HCl. Observe.

QUESTÃO:

1. Escreva a equação molecular das reações ocorridas.

EXPERIMENTO 5.2.5.7: ÓXIDOS ÁCIDOS**PROCEDIMENTO:**

Montar uma bateria de dois tubos de ensaio, contendo: tubo 1 - 3mL de água destilada e um pedaço de tornassol azul; tubo 2 - 3mL de Ba(OH)_2 0,05mol/L. Com o auxílio de uma pipeta, borbulhe o ar que você expira dentro de cada um dos tubos até que se evidencie a ocorrência de reação.

QUESTÕES:

1. Qual é a substância que, ao ser expirada, reagiu com H_2O e Ba(OH)_2 ?
2. Escreva as equações moleculares das reações ocorridas em cada um dos tubos de ensaio.

UNIDADE 6 – ESTUDO FÍSICO DOS GASES.

EXPERIEMTO 6.1: ENCHENDO UM BALÃO SEM SOPRAR

OBJETIVOS: Perceber, por meio de experimento, os principais fatores que influenciam o comportamento das moléculas no estado gasoso (pressão, temperatura, volume e quantidade de matéria). Entender como as moléculas gasosas se comportam na atmosfera.

MATERIAIS:

- Bexiga de borracha;
- 1 garrafa de plástico (500ml);
- 2 vasilhas de alumínio;
- Água fria;
- Água quente (+/- 80 °C) Gelo;
- 1 saco plástico (que possam ser enchido e amarrados). (opcional);
- 1 frasco de plástico (opcional);
- 2 panelas (500 mL) (opcional);
- 1 fogão ou aquecedor elétrico (opcional).

PROCEDIMENTOS:

Acople a bexiga de borracha à boca da garrafa de plástico, verifique se a boca da garrafa está completamente lacrada pelas paredes da bexiga.

Encha uma das vasilhas de alumínio até metade com água fria, adicione 10 cubos de gelo. Reserve este sistema.

Encha a outra vasilha de alumínio com água até a metade, acenda o bico de Bunsen e aqueça a água até aparecer bolhas no fundo da vasilha. Apague a chama do bico de Bunsen. Em seguida coloque a garrafa com a bexiga acoplada na vasilha contendo água quente e aguarde 5 minutos. Observe o que acontece com a bexiga, anote todas suas observações.

Transfira a garrafa com a bexiga acoplada para a vasilha contendo água fria + gelo e aguarde 10 minutos. Observe o que acontece com a bexiga depois dos 10 minutos, anote suas observações.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

Demonstrar, por meio de experimento, os principais fatores que influenciam o comportamento das moléculas no estado gasoso (pressão, temperatura, volume e quantidade de matéria). Elucida como as moléculas gasosas se comportam na atmosfera

QUESTÕES

1. Por que ao colocarmos a garrafa em contato com a água quente a bexiga encheu?
2. O volume da garrafa influencia no volume da bexiga cheia? Por quê?
3. O que aconteceria com a bexiga se aumentássemos a temperatura da água para 100°C ?
4. Ao transferirmos a garrafa para o recipiente contendo água fria o que aconteceu com as moléculas no interior da bexiga?
5. Aperte a garrafa, depois de fria, com as mãos. Explique o ocorrido.
6. Desenhe um esquema representando as moléculas dos gases da bexiga a temperatura de 25°C e um esquema com as moléculas a 80°C .
7. Qual a diferença entre o movimento das moléculas do estado líquido e gasoso que explique a maior expansão e contração do estado gasoso?
8. Dê exemplos de processos naturais e artificiais que produzem moléculas gasosas.

2ª PARTE - EXPERIMENTOS DE QUÍMICA – MOTIVAÇÃO/ EXPOSIÇÃO

EXPERIÊNCIA 2.1: DESCOBRINDO A PÓLVORA

MATERIAIS:

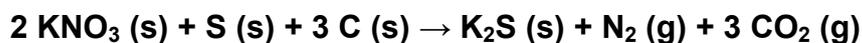
- Almofariz com mão;
- Vidros de relógio;
- Nitrato de potássio;
- Enxofre em pó;
- Carvão em madeira;
- Balança;
- Luvas de proteção;
- Óculos de segurança.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

A origem da pólvora é cercada de mistério. A pista mais aproximada é uma carta de 1.247 d.C. onde o sábio inglês Roger Bacon fala de uma substância capaz de produzir explosões barulhentas e brilhantes.

Uma lenda explica sua origem: um monge alemão, Bertold Schwarz, alquimista, tentava conseguir uma tintura de ouro. Acabou levando ao fogo, num grande caldeirão, salitre, carvão e enxofre. Como esses três elementos juntos dão pólvora, o resultado da sopa do alquimista foi uma bela explosão. O que se sabe de mais certo é que na primeira metade do século XIV a pólvora chegou à Europa, trazida da China por Marco Polo.

A Pólvora consiste em nitrato de potássio, carvão de madeira e enxofre na proporção mássica de 6:1:1. Quando se aquece a pólvora, a reação é:



A formação repentina de gases quentes em expansão dá origem a uma explosão.

EXPERIÊNCIA 2.2: FABRICANDO OXIGÊNIO NA ESCOLA

Diversas são as técnicas que permitem a obtenção do oxigênio, entre elas, a já citada eletrólise da água. Outra, bem simples, requer água oxigenada a 20 volumes (facilmente obtida em farmácias) e bióxido de manganês (obtido em lojas de produtos químicos).

PROCEDIMENTOS:

1. Coloque água oxigenada num tubo de ensaio, até $\frac{1}{4}$ de sua capacidade;
2. Acrescente uma pitadinha de bióxido de manganês; (Você verá a água oxigenada começar a borbulhar, soltando bolhas de um gás: o *oxigênio*).

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

A identificação do oxigênio é fácil, desde que já sabemos que ele alimenta vivamente uma chama (combustão). Para tanto, repita o procedimento acima para produzir um pouco mais de oxigênio desta vez, tendo o cuidado de tapar o tubo de ensaio com um cartão após colocar a pitada de bióxido de manganês. Prepare um palito de fósforo em brasa (deixe um palito queimar e a seguir assopre-o para eliminar a chama); retire o cartão e introduza o palito em brasa no tubo de ensaio.

Você observará que a brasa se reaviva, podendo mesmo reaparecer a chama. Isto mostra que realmente ali temos oxigênio.

Nota: A água oxigenada armazenada lentamente se transforma em água e liberta oxigênio, perdendo sua atividade. O bióxido de manganês que acrescentamos teve como mérito, exclusivo, acelerar essa decomposição.

EXPERIÊNCIA 2.3: FABRICANDO GÁS CARBÔNICO NA ESCOLA

Esta é uma tarefa simples, basta-nos providenciar: bicarbonato de sódio e vinagre (ambos podem ser comprados em farmácias e supermercados).

PROCEDIMENTOS:

1. Coloque uma colher de sopa de bicarbonato de sódio em um copo;
2. Prepare uma solução de vinagre em água (uma xícara de água e uma xícara de vinagre);
3. Derrame esta solução dentro do copo. (Você observará a formação de bolhas; bolhas de gás carbônico).

Para detectar a presença do gás carbônico poderá ser utilizada a técnica do palito em brasa (que apaga, pois este gás não alimenta a combustão) ou usar da conhecida água de cal (que fica turva em presença do gás carbônico).

EXPERIÊNCIA 2.4: ENCHE UM BALÃO

MATERIAIS:

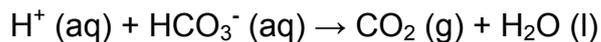
- Vinagre; Bicarbonato de sódio;
- Balão; funil; garrafa de gargalo estreito ou erlenmeyer.

PROCEDIMENTOS:

1. Deitar vinagre para dentro de uma garrafa de gargalo estreito até encher cerca de um quarto da mesma.
2. Com o funil, deitar no balão um pouco de bicarbonato de sódio.
3. Enfiar o gargalo do balão no gargalo da garrafa. Levantar o balão de modo a que o bicarbonato de sódio caia para dentro da garrafa.
4. O vinagre começa a fazer bolhas e o balão começa a encher devagarinho.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

O ácido acético do vinagre reage com o bicarbonato de sódio libertando dióxido de carbono. À medida que se forma mais gás, a pressão dentro da garrafa aumenta e o balão enche.



EXPERIÊNCIA 2.5: FAZER ESPUMA

Ao misturar duas soluções produz-se uma grande quantidade de espuma.

MATERIAIS:

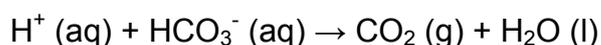
- Provetas de 25 e 100 mL;
- Vinagre;
- Detergente;
- Bicarbonato de sódio;
- Água.

PROCEDIMENTOS:

1. Coloque cerca de 25 ml de uma solução de vinagre com detergente numa proveta.
2. Coloque cerca de 25 ml de uma solução de água com bicarbonato de sódio numa outra proveta.
3. Misture as soluções numa proveta de 100 ml. (Observe)

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

A espuma é produzida pela libertação de dióxido de carbono da solução de detergente, quando o ácido acético do vinagre reage com o bicarbonato.



EXPERIÊNCIA 2.6: FOGO DE ARTIFÍCIO

MATERIAIS:

- Cloreto de sódio; cloreto de cálcio; cloreto de potássio; sulfato de sódio;
- Ácido bórico; água destilada;
- 6 Copos pequenos;
- Lamparina;
- Copo de 100 ml;
- 6x25 cm de arame;
- Óculos de segurança.

PROCEDIMENTOS:

1. Coloca os óculos de segurança;
2. Coloca cada um dos 6 sais em cada um dos recipientes de vidro (copo ou vidro de relógio);
3. Enche com água o copo de 100 ml;
4. Faz um anel com cerca de 1 cm de diâmetro nas extremidades dos seis arames;
5. Acende a lamparina;
6. Mergulha o anel de um dos arames na água. Queima o anel na lamparina para o limpares;
7. Mergulha de novo o anel na água e depois num dos sais;
8. Coloca o anel sobre a chama da lamparina e observa a cor da chama.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

Se uma solução contendo um sal de um metal (ou outro composto metálico) for aspirada numa chama, pode formar-se um vapor que contém átomos de metal.

Alguns destes átomos de metais no estado gasoso podem atingir um nível de energia suficientemente elevado para permitir a emissão de radiação característica desse metal (exemplo: amarela para o sódio, vermelha para o cálcio, violeta para o potássio, verde para o boro, azul esverdeada para o cobre).

Esta é a base de uma técnica chamada ESPECTROSCOPIA DE EMISSÃO DE CHAMA.

EXPERIÊNCIA 2.7: MENSAGEM SECRETA

Escreve-se uma mensagem incolor numa folha de papel que depois é revelada

MATERIAIS:

- Folha de papel; cotonete ou pincel; difusor;
- Solução de fenolftaleína; de hidróxido de sódio ($0,1 \text{ mol/dm}^3$ é suficiente) ou solução saturada de hidróxido de cálcio.

PROCEDIMENTOS:

1. Escreve-se com um cotonete ou um pincel uma mensagem numa folha de papel, utilizando uma solução incolor de fenolftaleína.
2. Revela-se essa mensagem borrifando com uma solução de hidróxido de sódio o papel.
3. A mensagem fica com a cor carmim.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA

A fenolftaleína é um indicador que fica carmim na presença de soluções básicas neste caso uma solução de hidróxido de sódio. Assim, quando se adiciona uma solução dessa base à mensagem escrita com fenolftaleína, esta fica carmim.

EXPERIÊNCIA 2.8: O OVO NU

MATERIAIS:

- Frasco de vidro com tampa; 1 ovo cru;
- Vinagre límpido

PROCEDIMENTOS:

1. Coloca o ovo cru dentro do frasco de vidro. Não raches o ovo.
2. Cobre o ovo com o vinagre límpido.
3. Põe a tampa no frasco.
4. Observa imediatamente e depois periodicamente durante as 24 horas seguintes.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

Começam a formarem-se imediatamente bolhas na superfície da casca do ovo e aumentam de número com o tempo. Após 24 horas, a casca terá desaparecido, e pedaços dela podem estar a flutuar na superfície do vinagre. O ovo permanece intacto devido à fina membrana transparente exterior. A gema vê-se através da membrana.

O nome químico do vinagre é ácido acético. A casca de ovo é constituída por carbonato de cálcio. A reação entre o ácido acético e o carbonato de cálcio faz com que a casca do ovo desapareça e se formem bolhas de dióxido de carbono.

EXPERIÊNCIA 2.9: PRODUÇÃO DE UM PLÁSTICO

MATERIAIS:

- Placa de aquecimento; filtro; funil;
- Proveta; vidro de relógio;
- Leite;
- Vinagre (ácido acético).

PROCEDIMENTOS:

1. Aquece meio litro de leite numa panela, sem o levar à fervura. (a quantidade de leite pode ser medida com uma proveta, ou com um copo graduado de cozinha);
2. Entornar, para o leite, 50 ml de vinagre e mexe bem a solução. Verificarás a formação de flocos de uma substância branca no leite. (esta substância branca trata-se de uma proteína chamada caseína);
3. Filtra a mistura heterogênea para outro recipiente, de maneira a obteres a caseína o mais puro possível. (a filtração deverá ser feita com a ajuda de um funil e um filtro de papel);
4. Deixa filtrar bem a solução. Depois recuperares o sólido depositado no papel de filtro, raspa o papel com a ajuda de uma espátula ou de uma simples colher de cozinha;
5. Comprime a caseína num molde à tua escolha e deixa-a endurecer.

EXPERIÊNCIA 2.10: A REAÇÃO DO VULCÃO

MATERIAIS:

- Vidro de relógio; fósforos;
- Dicromato de amônio; aparas de magnésio.

PROCEDIMENTOS:

1. Coloca um vidro de relógio dicromato de amônio, adiciona aparas de magnésio.
2. De seguida, fornece-lhe energia, chegando um fósforo ao centro. Espera que a reação ocorra.

(Nota: a reação é mais rápida se juntares umas gotas de álcool etílico).

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

Pretende-se simular um vulcão em erupção. Utiliza-se, para isso, dicromato de amônio, aparas de magnésio e fornece-se energia para que a reação ocorra. A reação é traduzida pela seguinte equação química:



O óxido de crómio é responsável pela cor verde do resíduo sólido.

EXPERIÊNCIA 2.11: SOPRO MÁGICO

MATERIAIS:

- Copo de precipitação; erlenmeyer;
- Palhinha;
- Solução saturada de hidróxido de cálcio; fenolftaleína;
- Água destilada.

PROCEDIMENTOS:

1. Coloca num copo de precipitação cerca de 20 ml de solução aquosa de hidróxido de cálcio;
2. Adiciona a esta solução 2 ou 3 gotas de fenolftaleína;
3. Com a ajuda da palhinha sopra para a solução e observa.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

Nesta experiência podemos estudar algumas das propriedades do dióxido de carbono quando sopramos, por uma palhinha, para uma solução de hidróxido de cálcio também chamada água de cal.

O que acontece é que um dos gases que exalamos é o dióxido de carbono (CO_2), que é produzido no nosso organismo por reação entre o oxigênio inspirado e a glucose. Além do dióxido de carbono forma-se ainda vapor de água e liberta-se energia.

O dióxido de carbono é um gás incolor ligeiramente solúvel em água que, na solução referida reage, tornando incolor a solução inicialmente cor-de-rosa. Quando sopramos para o copo de precipitação, a água de cal fica leitosa, ou seja, provocamos uma reação química por ação do sopro.

EXPERIÊNCIA 2.12: FABRICANDO NITROGÊNIO

PROCEDIMENTOS:

1. Coloque um pedaço de palhinha de aço ("bombril") umedecida no fundo de um tubo de ensaio;
2. Coloque este tubo invertido dentro de uma vasilha não muito funda;
3. A seguir coloque água de cal dentro da vasilha, de modo que cubra cerca de 1/3 da boca do tubo. Durante três ou quatro dias, deixe o experimento quieto. Observe-o então.
4. O "bombril" apresenta-se enferrujado, ficando com aquele avermelhado típico; o nível de água subiu dentro do tubo de ensaio e, a água de cal apresenta-se um pouco turva.

Eis o que aconteceu: o oxigênio que se encontrava no interior do tubo foi totalmente consumido, formando a ferrugem (óxido de ferro); com o consumo deste gás, a pressão interna diminuiu o que permitiu a entrada de uma parte de água de cal dentro do

tubo. O ligeiro turvamento da água de cal (se ocorrer) mostra a eliminação de todo gás carbônico. Desse modo, o que resta dentro do tubo é nitrogênio.

Para testar que ali realmente temos nitrogênio, basta lembrar que ele é impróprio para a combustão: prepare um palito de fósforo, acenda-o e a seguir sobre-o para conseguir um “palito em brasa”. Tire o tubo de dentro da água de cal, tapando sua extremidade com o dedo; vire o tubo, tire o dedo e coloque o palito em brasa em seu interior. O palito não queima!

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA

Ele constitui a maior parcela dos constituintes do ar. Ele não se combina facilmente com outras substâncias; quando respiramos, ele passa por nossos pulmões e é devolvido ao meio ambiente na mesma quantidade, sem sofrer qualquer modificação. Seu nome – nitrogênio – significa “sem vida”, designação muito própria dada pelos gregos, para indicar que não é utilizado na respiração nem na combustão.

Sua existência é importante para todos os seres vivos que, entretanto, não conseguem aproveitá-lo diretamente do ar. O 'truque' é saber como retirá-lo e, algumas bactérias existentes no solo e nas raízes de plantas leguminosas sabem muito bem como fazer isso! Elas utilizam do nitrogênio do ar para a produção de nitratos, que são minerais indispensáveis à vida das plantas.

As plantas absorvem esses nitratos e, com eles, produzem proteínas. Como os animais comem as plantas, eles conseguem as proteínas. O nitrogênio acaba sendo importante também para a vida animal, ainda que absorvido indiretamente.

O nitrogênio no estado líquido (o que se consegue mediante temperatura muito baixa) é utilizado pelas indústrias tanto para refrigeração como na conservação de alimentos. As indústrias químicas utilizam do nitrogênio para a fabricação do amônia. O amônia é matéria prima para diversos produtos, dentre os quais os fertilizantes.

EXPERIÊNCIA 2.13: O COMEÇO – AÇÃO DA SALIVA

MATERIAIS:

- Vidro conta-gotas com tintura de iodo; 2 copos plásticos de café;
- 2 tubos de ensaio numerados água;
- Amido.

PROCEDIMENTOS:

Coloque água em um dos copos, acrescente amido, mexa e despeje dois dedos da mistura em cada tubo de ensaio. No outro copo, recolha um pouco de saliva, passe-a para um dos tubos e agite. Espere 30 minutos e pingue uma gota de iodo em cada tubo.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA

O amido, ao reagir com o iodo, apresenta uma coloração roxa, mas a mistura com saliva não fica roxa por causa da atuação da enzima ptialina. Ela transforma o amido em maltose, que não reage com o iodo.

EXPERIÊNCIA 2.14: SOLUÇÕES – SOLVENTE E SOLUTO

OBJETIVOS:

- Compreender os conceitos de “ser solúvel em” e “não ser solúvel em”;
- Reconhecer visualmente a formação de uma solução;
- Identificar o soluto e o solvente.

MATERIAIS:

- 4 tubos de ensaio; água; sulfato de cobre, álcool, iodo.

PROCEDIMENTOS:

1ª Etapa:

- Num tubo de ensaio juntar água e sulfato de cobre. Formou-se uma solução? Explicar por que. Indicar qual é o soluto e o solvente. Explicar por que.

2ª Etapa:

- Num tubo de ensaio juntar álcool e sulfato de cobre. Formou-se uma solução? Explicar por que. Indicar qual é o soluto e o solvente. Explicar por que.

3ª Etapa:

- Num tubo de ensaio juntar água e iodo. Formou-se uma solução? Explicar por que.
- Indicar qual é o soluto e o solvente. Explicar por que.

4ª Etapa:

- Num tubo de ensaio juntar álcool e iodo. Formou-se uma solução? Explicar por que.
- Indica qual é o soluto e o solvente. Explicar por que.

EXPERIMENTO 2.15: FAIXA COM TINTA INVISÍVEL

Uma faixa de pano colocada na parede, ao ser borrifada com uma solução, deixa aparecer uma mensagem.

MATERIAIS:

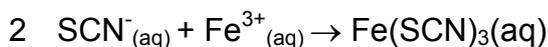
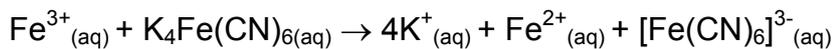
- Faixa de pano (50. 80 cm), pincel, borrifador.
- Sol. tiocianato de potássio 1,2 g/L
- Sol. cloreto de ferro III 1,2 g/L
- Sol. ferrocianeto de potássio 1,2 g/L

PROCEDIMENTOS:

Escreve-se a mensagem na faixa com as soluções de tiocianato e ferrocianeto. Deixa-se secar. Pendura-se a faixa no local adequado e, no momento da apresentação, borrifa-se a solução de ferro III, até toda a mensagem aparecer.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

Quando se utiliza o ferrocianeto não se deve expor a faixa à luz, pois as partes escritas tornam-se amareladas. Para não sujar a parede de fundo, coloca-se uma folha de papel ou cartolina entre esta e a faixa. As reações que ocorrem são:



EXPERIMENTO 2.16: BALÕES COM GELO SECO

Pedaços de gelo seco são colocados em balões contendo soluções coloridas. A medida que o gás se dissolve, as cores mudam.

MATERIAIS:

- 2 Balões de fundo chato 1000 mL
- 2 Geladeiras de isopor pequenas
- Azul de bromotimol, fenolftaleína, hidróxido de sódio (6 M) e gelo seco

PROCEDIMENTOS:

As soluções de indicador são tornadas básicas com o hidróxido de sódio. Colocam-se pequenos pedaços de gelo seco nos dois balões (simultaneamente).

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

Gelo seco é dióxido de carbono sólido e está a uma temperatura em torno de -78°C . Deve-se tomar cuidado ao manuseá-lo para evitar queimaduras devido ao frio (*frostbite*). Caso se coloque muito gelo seco há a possibilidade de quebra do balão, devido à queda brusca na temperatura.

O gelo seco sublima, ou seja, passa diretamente ao estado gasoso. A mudança de cor nos balões é gradual, pois o pH cai à medida que o gás carbônico se dissolve.



A faixa de viragem do azul de bromotimol é 7,8 - 6,0 (azul para amarelo) e a da fenolftaleína, 10,0 - 8,2 (rosa para incolor).

EXPERIMENTO 2.17: MUDANÇA DE COR (BANDEIRA DO BRASIL)

A figura da bandeira brasileira é projetada, porém esta está com as cores trocadas. Coloca-se tudo no seu devido lugar usando soluções incolores.

MATERIAIS:

- Bandeira de vidro ou acrílico (dividida em compartimentos na forma da bandeira do Brasil).
- Placa de petri, 2 conta-gotas, 1 béquer de 50 ml, baquetas.
- Solução azul de bromotimol 0,30 g/L.
- Solução ácido clorídrico 1 M.
- Solução hidróxido de sódio 1 M.
- Solução tampão pH = 7,0 (ver receita).

PROCEDIMENTOS:

Antes de iniciar a demonstração coloca-se a bandeira sobre o retroprojetor e ajustam-se as cores em cada compartimento, da seguinte forma:

- Retângulo - amarelo (ligeiramente ácido)
- Lozango - azul (ligeiramente básico)
- Círculo - verde (meio tamponado)

Para *acertar* as cores, liga-se o retroprojetor e adiciona-se com o béquer de 50 mL o tampão ao retângulo, o ácido ao losango e a base ao círculo, homogeneizando com as baquetas após cada adição.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

Uma vez que a inclusão de base ataca o vidro do retroprojetor deve-se limpar o mesmo assim que terminada a demonstração.

Preparo de tampão de pH = 7,0

Hidrogenofosfato de sódio - 8,95 g/L

Diidrogenofosfato de potássio - 3,40 g/L

EXPERIMENTO 2.18: REAÇÃO REVERSÍVEL:

Duas soluções, uma amarela e outra laranja, são colocadas lado a lado. Com a adição de líquidos incolores consegue-se inverter as cores. Para mostrar a reversibilidade da reação, retorna-se às cores originais das soluções.

MATERIAIS:

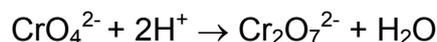
- 2 Béqueres 400 mL (forma alta), 2 Baquetas, 2 Conta-gotas
- Dicromato de potássio 0,1 M (29 g/L)
- Cromato de potássio 0,1 M (19 g/L)
- Ácido clorídrico 6 M
- Hidróxido de sódio 6 M

PROCEDIMENTOS:

Coloca-se em um béquer cerca de 300 mL de dicromato de potássio e no outro 300 mL de cromato de potássio. Pinga-se algumas gotas de HCl no CrO_4^{2-} agita-se com a baqueta até a mudança de cor. Faz-se o mesmo com o NaOH no $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Para fazer as cores retornarem coloca-se o ácido no cromato (amarelo) e a base no dicromato (laranja).

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

O ácido e a base são relativamente concentrados e, portanto deve se tomar cuidado com respingos e evitar contato com a pele. O cromato é, além disso, corrosivo, causando queimaduras. O equilíbrio entre íons cromato e dicromato pode ser representado como abaixo:



Desloca-se este equilíbrio, favorecendo a formação de íons dicromato, ao se adicionar uma base, que retira os íons H^+ para formar água, favorecendo a formação dos íons cromato. Como esta reação é reversível, pode-se utilizar as soluções para várias apresentações.

EXPERIMENTO 2.19: REAÇÃO ATIVADA PELA VOZ

Um erlenmeyer contendo uma solução azul é passado pelo público e os espectadores são convidados a retirar a rolha, falar a palavra “mágica”(sugestão: “farofa”), recolocar a tampa e agitar o frasco. Após algumas pessoas falarem com o frasco, a cor da solução mudará de azul para verde.

MATERIAIS:

- 2 erlenmeyers 250 mL;
- 2 rolhas de borracha;
- Álcool etílico 95 %, azul de bromotimol e hidróxido de sódio 1 M

PROCEDIMENTOS:

Prepare a solução de indicador em álcool etílico. Se esta não se apresentar azul adicione cuidadosamente, base suficiente para torná-la desta cor. Coloque esta solução nos dois erlenmeyers, um deles servindo de controle. Uma sugestão para a apresentação desta demonstração é anunciar à audiência que apenas a pessoa com a voz correta fará a solução mudar de cor. Assopre no segundo erlenmeyer, mostrando que não é a voz, mas sim o gás exalado que causa a mudança de cor.

Mantenha o frasco tampado até a hora da apresentação. A solução pode ser reutilizada muitas vezes. Deve-se tomar cuidado para não se colocar muito hidróxido de sódio, caso contrário a viragem será muito dificultada.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

O gás carbônico expirado pelas pessoas da audiência se dissolve na solução, tornando o meio ácido o suficiente para que a cor do indicador mude. O azul de bromotimol apresenta coloração azul em meio básico, amarela em meio ácido e verde em meio neutro à faixa de viragem (6,0 - 7,6). Dificilmente se consegue chegar na coloração amarela.

EXPERIMENTO 2.20: CHAMA FRIA

A “chama fria” é produzida pela combustão da mistura de tetracloreto de carbono com éter etílico em proporções iguais. Esta, ao se encontrar em contato com uma centelha produz chama, porém, não reproduz calor para o meio externo.

MATERIAIS:

- 2 provetas de 25 mL; 1 placa de Petri com tampa; 1 tela de amianto
- Caixa de fósforos
- Éter de petróleo fração leve (30 - 60° C)
- Tetracloreto de carbono

PROCEDIMENTOS:

Meça com cuidado 13 mL de cada reagente e misture-os na placa de Petri. Mantenha a placa fechada até a apresentação. Acenda a mistura e molhe as pontas dos dedos com ela.

CONTEXTUALIZANDO A EXPERIÊNCIA:

O tetracloreto de carbono é uma substância organoclorada, tóxica, suspeita carcinogênica e que penetra pela pele. Deve-se tomar cuidado para se molhar apenas as pontas dos dedos.

Enquanto estiver trabalhando com éter apague todas as chamas ao redor e mantenha o frasco fechado. O calor da queima do éter é suficiente para queimar a mão. Porém o tetracloreto de carbono absorve parte da energia de combustão do éter a medida que é vaporizado.

Esta demonstração, utilizando estes reagentes não é recomendada pela referência abaixo, que sugere uso de álcool isopropílico, metanol ou etanol. Porém neste caso apenas panos ou papéis podem ser usados para “queimar”.

EXPERIEMTO 2.21: POLARIDADE

OBJETIVO: Analisar a polaridade de álcool, água e parafina.

QUESTÃO PRÉVIA: Como é possível avaliar a polaridade de um composto, utilizando uma régua eletrizada?

MATERIAIS:

- Seringas de 20 mL sem êmbolo; potinhos dosadores rotulados de água, parafina e álcool
- Régua; papel toalha; canudos para refrigerante;
- bastão de vidro; base para suporte; suporte para seringa; suporte em L
- linha; tesoura; papel picado
- parafina líquida*
- água (providenciar)
- álcool etílico* ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)

*A parafina líquida e o álcool etílico não deverão ser descartados.

A – Eletrização

PROCEDIMENTOS:

Espalhar papel picado sobre uma mesa. Atritar uma régua no papel toalha e aproximar dos papéis picados. Anotar suas observações. Explicar o que ocorreu. Amarrar um canudo no suporte conforme a figura ao lado e atritá-lo no papel toalha. Atritar outro canudo e aproximá-los. Anotar suas observações e explicar o que ocorreu.

Atritar um bastão de vidro com papel toalha e aproximá-lo do canudo suspenso. Anotar suas observações e explicar o que ocorreu.

B – Analisando a polaridade de alguns compostos

PROCEDIMENTOS:

ÁGUA:

- Montar o sistema como mostra o esquema ao lado. Transferir a água do potinho dosador para a seringa **tampada**.
- Atritar a régua no papel toalha seco. Retirar a tampa da seringa e aproximar a régua eletrizada do filete de água, *imediatamente*, sem tocá-lo.
- Anotar suas observações e explicar o que ocorreu.

PARAFINA:

- Substituir a seringa e o potinho dosador e repetir o procedimento com parafina líquida*. Observar, anotar e explicar o que ocorreu.

ÁLCOOL ETÍLICO:

- Substituir a seringa e o potinho dosador e repetir o procedimento com álcool*.

| COMPOSTO | CLORETO DE SÓDIO (NaCl) | SACAROSE (C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁) | PARAFINA SÓLIDA (C _n H _{2n+2}) |
|----------------|----------------------------|----------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------|
| ORDEM DE FUSÃO | | | |

Observar, anotar e explicar o que ocorreu.

Considerando os conhecimentos adquiridos durante o experimento responder novamente a questão prévia.

EXPERIMENTO 2.22: PONTO DE FUSÃO

OBJETIVO: Relacionar o ponto de fusão de diferentes sólidos com a natureza das interações químicas.

QUESTÃO PRÉVIA: Como relacionar as interações químicas de compostos iônicos e de compostos moleculares analisando o ponto de fusão?

MATERIAIS:

- suporte para aquecimento; potinho dosador para álcool;
- lamparina; fósforo
- 3 colherinhas; papel alumínio;
- recipiente de fusão;
- sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁ - açúcar)
- cloreto de sódio (NaCl - sal de cozinha)
- parafina sólida granulada (C_nH_{2n+2}), n = 20
- álcool etílico (CH₃CH₂OH)

PROCEDIMENTOS:

Forrar o recipiente de fusão com papel alumínio, colocar ½ colherinha de cada composto (cloreto de sódio, parafina e sacarose) nas diferentes cavidades do recipiente de fusão e acoplá-lo no suporte para aquecimento. Aquecer por aproximadamente 3 minutos, tomando o *cuidado para não se queimar*. Observar a ordem que os compostos se fundem, completando a tabela a seguir:

QUESTÕES

1. De acordo com o observado qual dos materiais possui as mais fortes interações entre as partículas?
2. Quais dos materiais possuem as mais fracas interações entre as partículas?

Considerando os conhecimentos adquiridos durante o experimento, responda novamente a questão prévia.

EXPERIMENTO 2.23 CONDUÇÃO DE CORRENTE ELÉTRICA

OBJETIVO: Verificar se determinados compostos e soluções conduzem ou não corrente elétrica.

QUESTÃO PRÉVIA: Quais as partículas responsáveis pela condução da corrente elétrica?

MATERIAIS E REAGENTES:

- 8 potinhos; 3 colherinhas; bateria 9V; esponja de aço; água (providenciar);
- equipamento de condução de corrente elétrica
- sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$ - açúcar); cloreto de sódio (NaCl - sal de cozinha)
- parafina líquida*; parafina sólida em barra
- álcool etílico* (CH_3CH_2OH)

*A parafina líquida e o álcool etílico não deverão ser descartados.

PROCEDIMENTOS:

Em cada um dos potinhos ordenados de 1 à 8, colocar até a marca:

- 1 sal de cozinha, açúcar, água;
- 2- água e 2 colherinhas de sal de cozinha;
- 3- água e 2 colherinhas de açúcar;
- 4- parafina sólida (uma amostra), parafina líquida*
- 5- álcool etílico*

Conectar a bateria ao equipamento de condução de corrente elétrica e inserir os eletrodos (figura) em cada potinho contendo o composto a ser testado, tomando o cuidado de fazer a limpeza das extremidades dos fios de cobre (eletrodos), com esponja de aço, cada vez que trocar o composto teste. Anotar as observações na tabela a seguir:

| COMPOSTO | LÂMPADA | | MATERIAL | | EXISTEM IONS LIVRES | |
|---------------------|---------|-----|----------|-----|---------------------|-----|
| | Acende | Não | Conduz | Não | Sim | Não |
| Sal de cozinha | | | | | | |
| Açúcar | | | | | | |
| Água | | | | | | |
| Sal de cozinha/água | | | | | | |
| Açúcar/água | | | | | | |
| Parafina sólida | | | | | | |
| Parafina líquida | | | | | | |
| Álcool etílico | | | | | | |

QUESTÃO:

1. Você observou que o cloreto de sódio sólido e a água, quando estão separados, não conduzem eletricidade. Por quê quando são misturados conduzem corrente elétrica?

Considerando os conhecimentos adquiridos durante o experimento responda novamente a questão prévia.

EXPERIMENTO 2.24 REAÇÃO DE SIMPLES TROCA E DE DUPLA TROCA

OBJETIVO: Estudar reação de simples troca e reação de dupla troca, identificando-as.

QUESTÃO PRÉVIA: Como podemos classificar uma reação de simples troca ou reação de dupla troca?

MATERIAIS E REAGENTES

- Colher com cabo de madeira; misturador de plástico*
- Esponja de aço; estante para tubos de ensaio;
- Fio de cobre (Cu); placa plástica branca; fósforo
- Potinho dosador para álcool; ímã; lamparina; 8 tubos de ensaio
- 3 pregos**
- Álcool etílico (CH₃CH₂OH); bicarbonato de sódio (NaHCO₃);
- Ácido acético diluído (vinagre) (CH₃COOH); solução de ácido clorídrico (HCl) 0,1 mol/L
- Solução de ácido sulfúrico(H₂SO₄) 0,2 mol/L; solução de cloreto de bário (BaCl₂) 0,1 mol/L
- Solução de cloreto de sódio (NaCl) 0,1 mol/L; solução de hidróxido de sódio (NaOH) 0,1 mol/L
- Solução de sulfato de cobre (CuSO₄ . 5H₂O) 0,1 mol/L; solução de sulfato de potássio (K₂SO₄) 0,1 mol/

* Apesar de ser descartável, não jogar o misturador de plástico.

** Antes e após o experimento, limpar os pregos com auxílio de uma esponja de aço.

PROCEDIMENTOS:

1. Em um tubo de ensaio, colocar solução de cloreto de sódio até aproximadamente $\frac{1}{4}$ do seu volume e em outro tubo a mesma quantidade de solução de sulfato de cobre. Inserir um prego em cada um dos tubos de ensaio e deixar em repouso por 1 minuto. A seguir, retirar os pregos com o auxílio de um ímã, colocá-los sobre uma placa plástica branca e anotar suas observações.

a) Escrever a equação química que representa a reação. Dar os nomes dos compostos envolvidos.

b) Classificar a reação. Justificar porquê.

2. Em dois tubos de ensaio, colocar aproximadamente $\frac{1}{4}$ do volume do tubo de solução de ácido sulfúrico. Em seguida adicionar um pedaço de fio de cobre em um dos tubos e um prego no outro, deixando em repouso por aproximadamente 2 minutos. Anotar suas observações.

a) Escrever a equação química que representa a reação. Dar os nomes dos compostos envolvidos.

b) Classificar a reação. Justificar porquê.

3. Em um tubo de ensaio colocar solução de cloreto de bário até $\frac{1}{4}$ do seu volume. Em seguida acrescentar 5 gotas de solução de sulfato de potássio e agitar. Anotar as observações.

a) Escrever a equação química que representa a reação. Dar nomes aos compostos envolvidos.

b) Classificar a reação. Justificar por que.

4. Colocar solução de ácido acético (vinagre) até $\frac{1}{8}$ do volume do tubo de ensaio. A seguir, com o auxílio do misturador*, adicionar uma pequena quantidade de bicarbonato de sódio. Anotar as observações.

a) Escrever a equação química que representa a reação. Dar os nomes aos compostos envolvidos.

b) Classificar a reação. Justificar porquê.

5. Em um tubo de ensaio colocar solução de ácido clorídrico até $\frac{1}{8}$ de seu volume e em outro tubo a mesma quantidade de solução de hidróxido de sódio. Transferir o conteúdo de um tubo ao outro, agitar e observar. Em uma colher de cabo de madeira, recolher uma alíquota da solução obtida (*não encher a colher*). Com o auxílio de uma lamparina, aquecer a colher até todo líquido evaporar, tomando cuidado para o material não espirrar.

a) Escrever a equação química que representa a reação. Dar nomes aos compostos envolvidos.

b) Classificar a reação. Justificar por que.

Considerando os conhecimentos adquiridos durante o experimento responder novamente a questão prévia.

REFERÊNCIAS

- BAPTIST A, A. **Processos de Separação de Misturas**: Escola Secundária de Povoá de Lanhoso. Publicado em 28/01/07. Disponível em: <http://www.notapositiva.com>
- CARVALHO,G.C. de; SOUZA, C. L de. **Química de olho no mundo do trabalho**. v. único. São Paulo: Scipione, 2003.
- DVD **Química Vestibulando Digital**. Cultura Fundação Padre Anchieta.
- FELTRE, R **Química Geral**. v.1 ed. 6, São Paulo: Moderna, 2004.
- GOLDANI, Eduardo e DE BONI, L A. B. **Materiais e Equipamentos de Laboratório**. Disponível em: <http://www.debo-ni.he.com.br/materiais.pdf>.
- <http://www.mundodoquimico.Qpg.com.br>
- <http://www.notapositiva.com>
- LEMBO, A. **Química realidade e contexto**. Manual do Professor. v.único.São Paulo:Ática, 2000.
- MANUAL DE QUÍMICA. MOBILAB. Laboratório Interdisciplinar.
- MATEUS, A. L **Química na Cabeça**. Belo Horizonte: UFMG, 2001.
- MORA, N. D., SIHVENGER, J. C.; LUCAS, J. F. R. **Caderno de Práticas de Laboratório de Química Geral**. Universidade Estadual do Oeste do Paraná, Campus de Foz do Iguaçu,Centro de Engenharias e Ciências Exatas, Lamat - Laboratório de Materiais. Foz do Iguaçu, 2006.
- MORENO, E. **Estudo dos gases: enchendo um balão sem soprar**. Disponível em: <http://objetoseducacionais2.mec.gov.br/handle/mec/2082>. Acesso: 20/07/2008.
- NOGUEIRA, A. C.; DIAS, J. R. G. **Química para o ensino médio**. Acessória pedagógica. Manual do Professor. v. único, 2. ed. São Paulo:IBEP, 2005.
- PALOSCHI, R; MÁRA, Z.; RIVERÚS, R.. **Experimentos Cromatográficos**: cromatografia em giz no ensino de química: didática e economia. Experimentação no ensino de química.
- QUÍMICA NOVA NA ESCOLA. n. 7, Maio, 1998.
- SUMMERLIN, L R, EALY Jr., J.L. **Chemical demonstrations** - A sourcebook for teachers. 2. ed., v. 1-2, Washington: American Chemical Society, 1988. .
- XAVIER, A.. S. O.; FERREIRA, L H.; HARTWIG, D. R. **Experimentoteca do Ensino Médio**. Disponível em <http://educar.sc.usp.br/experimentoteca/quimica>.

