

Introdução

A química é a ciência que estuda a constituição da matéria bem como suas transformações.

Os conhecimentos básicos dessa ciência nos permitem entender por que a mistura de diferentes produtos de limpeza doméstica pode produzir gases tóxicos, por que muitos alimentos devem ser guardados na geladeira. A compreensão desse universo nos permitirá entender melhor a vida, ou seja, o mundo num tubo de ensaio.

Métodos Científicos

Ciência é toda atividade realizada pela aplicação do método científico, que consiste em observar fenômenos, tanto os que ocorrem na natureza como os provocados experimentalmente, relacionar e interpretar as observações e, por fim, elaborar generalizações chamadas teorias ou modelos.

O método científico inclui uma série de acontecimentos numa determinada seqüência:

I – **Fase de Observação** Aquela em que surgem os fatos ou dados.

II – **Fase de Reflexão ou do Raciocínio** Aquela em que o cientista procura descobrir o porquê do fato, observar e para o qual formular uma hipótese.

III – **Fase de Experimentação** Aquelas que são realizados experimentos, na busca da confirmação do fato observado e na verificação da consistência da hipótese.

IV – **Fase da Generalização** Aquela em que o cientista verifica se o fato observado pode ser generalizado, o que permitirá a enunciação de leis relativas, a ele.

V – **Fase de Teorização** Aquela em que o cientista elabora uma teoria ou um modelo que explique não só o fato observado inicialmente, como também outros relacionados a ele. Esta teoria ou modelo será válida até que surja um novo fato que a contrarie.

I – Observação (fato ou dado)

II – Reflexão ou Raciocínio (hipótese)

III – Experimentação

IV – Generalização (lei)

V – Teorização (Teoria ou Modelo)

Unidades de Medida

Sete unidades básicas do Sistema Internacional de Unidades (SI)

Massa	Quilograma	kg
Comprimento	Metro	m
Tempo	Segundo	s
Corrente Elétrica	Ampère	A
Temperatura	Kelvin	K
Intensidade Luminosa	Candela	cd
Quantidade de Substância		mol

Dezesseis Prefixos do SI

10^{18}	Exa	E	10^{-1}	Deci	d
10^{15}	Peta	P	10^{-2}	Centi	c
10^{12}	Tera	T	10^{-3}	Mili	m
10^9	Giga	G	10^{-6}	Micro	μ
10^6	Mega	M	10^{-9}	Nano	n
10^3	Quilo	k	10^{-12}	Pico	p
10^2	Hecto	h	10^{-15}	Fento	f
10^1	Deca	da	10^{-18}	Atto	a

Exemplos:

Quilometro = km = 10^3 m = 1000 metros

Milímetro = mm = 10^{-3} m = 0,001 metro

Princípios Gerais de Técnicas para Trabalho em Laboratório

Ao se trabalhar num laboratório, o aluno deverá possuir os seus equipamentos de segurança e uma conduta adequada, estes são os segredos para se obter êxito nos trabalhos sem conseqüências drásticas. O aluno que não obedecer a conduta e/ ou não possuir um de seus equipamentos estará impedido de elaborar suas práticas, seja ela qual for, e por conseqüência levará nota zero em seu relatório.

Os seguintes "princípios gerais" devem ser rigorosamente observados:

1 - No laboratório não falar alto para não prejudicar o raciocínio dos colegas. Locomover-se o mínimo necessário para não tumultuar o ambiente de trabalho.

2 - Ao pegar uma solução, agitar o frasco que a contém, para homogeneizar a mistura.

3 – Ler cuidadosamente o rótulo dos frascos antes de usá-los.

4- Não soprar pipetas volumétricas (pipetas de bulbo) sem a marca final inferior.

5 – As pipetas graduadas (pipetas cilíndricas) que possuem uma faixa fosca perto da extremidade de aspiração, e que não tenham marca final inferior, devem ser sopradas ao final do escoamento.

6 – Não usar uma única pipeta para medir ao mesmo tempo soluções diferentes.

7 – Não voltar para os frascos restos das soluções que deles foram retiradas, evitando assim possíveis contaminações.

8 – Utiliza a capela quando houve desprendimento de gases tóxicos, irritantes ou de cheiro desagradável.

9 – Trabalhar longe da chama quando estiver manuseando inflamáveis.

10 – Se um líquido contido num frasco se inflamar acidentalmente, cobrir calmamente a boca do frasco, com uma toalha molhada.

11 – Em caso de acidente, avisar imediatamente o professor.

12 – Em todo trabalho prático seguir rigorosamente as instruções escritas. Em caso de dúvidas, dirigir-se ao professor.

13 – Limpa todo o material no final da aula e colocá-lo no lugar indicado.

14 – Jogar todos os sólidos, pedaços de pape e palitos de fósforo no lixo. Não colocar os mesmos nas pias.

15 – Usar sempre material limpo, para não alterar os resultados.

Os trabalhos práticos devem sempre ser executados com todo o rigor da técnica, a fim de que os resultados obtidos sejam dignos de confiança. Para isso, torna-se necessário atender, além dos princípios gerais da técnica, a algumas observações:

1 – Estudar, antes da aula, toda a experiência a ser realizada.

2 – Preparar-se teoricamente sobre o assunto da mesma.

3 – Anotar os dados obtidos e as observações durante a experiência, para posterior execução do relatório.

4 – Ser prudente, metódico, honesto e produtivo, durante todo o trabalho experimental, pois a avaliação é feita em todos os sentidos, e as observações das aulas entram nas verificações do semestre.

Conduta e Procedimento no Laboratório.

I – Introdução

Toda atividade desenvolvida em laboratório representa potencialmente algum tipo de risco que pode acarretar ferimento, doença ou dano material.

A maioria das pessoas toma algum cuidado no início de sua atividade mas logo se observa um relaxamento das precauções necessárias. Pretendemos apresentar algumas situações inseguras que normalmente são observadas nos laboratórios, com vistas a desenvolver uma consciência do isco, estágio essencial para o estabelecimento de efetiva proteção do trabalho em laboratórios.

II – Iniciação ao Trabalho Experimental

O objetivo principal do laboratório no Curso de Química é ensinar através da execução de experiências.

Você será beneficiado muito mais nas experiências, se tiver estudado e assimilado o material contido, no manual de experiências. É particularmente proveitoso para você, mentalizar a seqüência de operações a serem executadas e verificar o tempo consumido ou cuidados que decidirão a melhor maneira de trabalhar com as experiências.

O senso prático, determina que cada um fará seu trabalho de modo mais seguro e cauteloso.

Voz alta, barulho, conduta ofensiva, não têm lugar num laboratório de química.

Quando você deixar o laboratório, sua área de trabalho deverá estar limpa e em ordem. Isto se aplica a sua bancada, seus reagentes, sua vidraria, à pia de lavagem e outras áreas compartilhadas com seus colegas.

III – Segurança

Ao iniciar seu trabalho em um laboratório químico, é importante que você conheça procedimentos de segurança que permitam sua atuação com um mínimo de riscos.

Lembre-se de que você é parte integrante de uma equipe e que sua responsabilidade se estende a seus colegas. Tome como hábito planeja o trabalho que vai realizar, de modo a executá-lo com segurança. Quando tiver alguma dúvida quanto ao procedimento correto e seguro sobre a realização de um trabalho, consulte seu professor. Não se constranja em fazer perguntas.

Verifique o funcionamento da aparelhagem a ser utilizada antes de iniciar qualquer operação. Conheça as principais características dos produtos que vai manipular.

Acidentes em laboratórios químicos podem e devem ser evitados. Sua responsabilidade é seguir as regras gerais de segurança e observar operações potencialmente perigosas de modo que você possa ter conhecimento de como trabalhar com segurança.

Procure se informar com o professor, sobre o material de combate e prevenção de incêndio, tais como:

1. Caixa de areia
2. Extintores de incêndio

O conhecimento e a utilização de extintores de incêndio, é uma arma muito importante na prevenção de acidentes de grande porte.

O extintor na maioria das vezes é utilizado como um abafador, ou seja, deverá ser usado diretamente na origem do incêndio, para que haja a eliminação do comburente (o oxigênio do ar).

Tipos de Extintores

Tipo	Material	Ação	Origem do Incêndio
A	Água	Refrigerante	Pano, papel, madeira, etc.
B	CO ₂	Abafamento	Líquidos inflamáveis, solventes, tintas e vernizes e equipamentos elétricos
C	Espuma	Refrigerante e Abafamento	Pano, papel, líquidos inflamáveis, solventes, tintas e vernizes.
D	Pó Químico	Abafamento	Líquidos inflamáveis, solventes, tintas e vernizes e equipamentos elétricos.

Deverão estar em lugar de livre acesso.

III.1 Recomendações de Ordem Pessoal

Use sempre jaleco, de algodão (OBRIGATÓRIO);

Não use roupas de tecidos sintéticos facilmente inflamável;

Usar sapatos totalmente fechados;

Não, fume, coma ou beba no laboratório;

Não pipete nenhum tipo de produto com a boca (utilize o bulbo aspirador de pipetas);

Não deixe de usar óculos de segurança nos laboratórios onde esse uso é obrigatório;

Não leve as mãos à boca ou aos olhos quando estiver manuseado produtos químicos, inclusive derivados de petróleo;

Evite trabalhar sozinho fora das horas de trabalhos convencionais;

Não descarte qualquer material na pia, em caso de dúvidas consulte os professores;

III.2 – Recomendações referentes ao laboratório

1 – Mantenha as bancadas sempre limpas e livres de materiais estranhos ao trabalho;

2 – Faça limpeza prévia, com água, ao esvaziar um frasco de reagente, antes de colocá-lo para lavagem;

3 – Rotule imediatamente qualquer reagente ou solução preparados e as amostras coletadas;

4 – Limpe imediatamente qualquer derramamento de reagentes. Proteja-se se necessário, para fazer essa limpeza e use os materiais e recursos adotados;

5 – Em caso de dúvidas sobre a toxidez ou cuidados especiais em relação ao produto, consulte seus professores antes de efetuar a remoção;

6 – Em caso de derramamento de líquidos inflamáveis, produtos tóxicos ou corrosivos, tome as seguintes providências:

- ❖ interrompa o trabalho;
- ❖ avirta as pessoas próximas sobre o ocorrido;
- ❖ solicite ou efetue a limpeza imediata;
- ❖ alerte os professores;
- ❖ verifique e corrija a causa do problema.

IV – Uso de materiais de vidro

1 – Não utilize materiais de vidro quando trincados;

2 – Não jogue caco de vidro no lixo;

3 – Use luvas de pelica e óculos de segurança sempre que:
- atravessar ou remover tubos de vidro ou termômetros em rolhas de borracha ou cortiça;
- remover tampas de vidro emperradas;
- remove cacos de vidro.

4 – Use proteção facial e luvas de pelica quando agitar solventes voláteis em frascos fechados;

5 – Coloque os frascos quentes sobre a tela de amianto;

V – Uso de Chama em Laboratório

1 – De preferência, use a chama na capela e somente nos laboratórios onde for permitido;

2 – Não acenda o bico de Bunsen sem antes verifica e eliminar os seguintes problemas:

- vazamentos,
- dobra no tubo de gás;
- ajuste inadequado entre o tubo de gás e suas conexões;
- existência de inflamáveis ao redor;

3 – Não acenda maçaricos, bico de Bunsen, etc, com a válvula de gás combustível muito aberta;

VI – Operação em capelas

- A capela só oferecerá máxima proteção a seu usuário se for adequadamente utilizada.
- Nunca inicie uma operação se o sistema de exaustão não esteja operando e que as janelas da capela não estejam funcionando perfeitamente;
- Evite colocar o rosto dentro da capela;
- Deixe na capela apenas a porção da amostra a analisar; a capela não é local de armazenamento de produtos;
- Ao sinal de paralisação da exaustão das capelas, interrompa a análise imediatamente, feche as janelas ao máximo, coloque máscara contra gases, quando a toxidez for considerada alta;

VII – Manipulação de Líquidos Inflamáveis e Combustíveis

Ponto de Fulgor = Temperatura na qual uma substância começa a volatilizar, ou seja, se transforma em gás. O gás desta substância, que ao entrar em contato com o oxigênio do ar atmosférico e com uma ignição, dará origem a combustão.

Líquidos inflamáveis são aqueles que apresentam ponto de fulgor abaixo de 70°C. São divididos em duas classes, de acordo com essa propriedade física:

		Classe I
Classe II		
Ponto de Fulgor, °C	até 37,7	37,7
a 70.		

Líquidos combustíveis (classe III) são aqueles que têm ponto de fulgor acima de 70°C. Quando aquecidos à temperaturas superiores a seu ponto de fulgor, os líquidos combustíveis comportam-se como líquidos inflamáveis.

Líquidos inflamáveis comumente usados em laboratório

Substância	Ponto de Fulgor (°C)
Acetato de Etila	- 4,4
Acetato de Metila	-9
Acetona	-38
Álcool etílico	12

Substância	Ponto de Fulgor (°C)
Álcool isopropílico	12
Álcool metílico	23
Benzeno	11
Cicloexano	-20
1,2 dicloroetano	13
Dissulfeto de Carbono	-13
Éter de Petróleo	-57
Éter etílico	-45
Hexano	23
Trietilamina	-7

Cuidados Finais

Não manipule líquidos inflamáveis sem se certificar da inexistência de fontes de ignição nas proximidades;

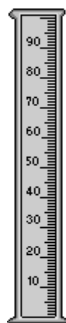
Não manipule produtos tóxicos sem se certificar da toxidez de cada um deles e dos mecanismos de intoxicação;

Trabalhe com produtos tóxicos só na capela;

Prática I – Técnicas Volumétricas

1) Introdução Teórica

Em trabalhos de laboratório, as medidas de volume são efetuadas em quase totalidade dos casos com provetas graduadas, cálices graduados e de modo muito grosseiro com Beckeres com escala e, as medidas chamadas precisas, com aparelhos volumétricos.



Proveta Graduada

Aparelhos Volumétricos

A prática de análise volumétrica requer a medida do volume de líquidos com elevada precisão. Para efetuar tais medidas são empregados vários tipos de aparelhos, que podem ser classificados em duas categorias:

- Aparelhos calibrados para dar escoamento a determinados volumes
Pipetas e buretas.
- Aparelhos calibrados para conter um volume líquido
balões volumétricos.

A medida de volumes com qualquer dos referidos aparelhos está sujeita a uma série de erros devidos às seguintes causas:

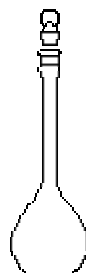
- Ação da tensão superficial sobre a superfície líquidas.
- Dilatações e contrações provocadas pelas variações de temperatura.
- Imperfeita calibração dos aparelhos volumétricos.
- Erros de paralaxe.

A leitura de volumes de líquidos claros deve ser feita pela parte interna e a de líquidos escuros pela parte superior.

Fig da leitura

- Balões Volumétricos

São balões de fundo chato e gargalo comprido calibrados para conter determinados volumes líquidos.



Os balões volumétricos são providos de juntas esmerilhadas. O traço de referência marcando o volume pelo qual o balão volumétrico foi calibrado e gravado sobre a meia altura do gargalo. A distância entre o traço de referência e a boca do gargalo deve ser relativamente grande para permitir a fácil agitação do líquido, quando, depois de completado o volume até a marca, se tem de homogeneizar uma solução. Assim, o ajustamento do menisco ao traço de referência poderá ser feito com maior precisão. O traço de referência é gravado sob a forma de uma linha circular, de sorte que, por ocasião da observação, o plano tangente à superfície inferior do menisco tem que coincidir com o plano do círculo de referência.

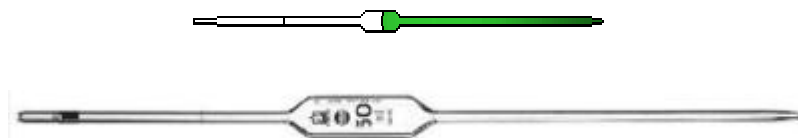
Os balões volumétricos são constituídos para conter volumes diversos, os mais usados são os de 50, 100, 200, 500, 1000 e 2000mL.

Os balões volumétricos são especialmente usados na preparação de soluções de concentração conhecida.

- Pipetas

a) Pipetas Volumétricas ou de Transferência

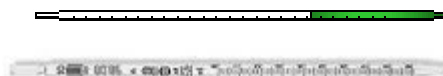
- b) São utilizadas para dar escoamento a um volume fixo de líquido.



As pipetas volumétricas são constituídas por um tubo de vidro com um bulbo na parte central. O traço de referência é gravado na parte superior do tubo acima do bulbo. A extremidade inferior é afilada e o orifício deve ser ajustado de modo que o escoamento não se processe rápido demais, o que faria com pequenas diferenças de tempo de escoamento ocasionassem erros apreciáveis. As pipetas volumétricas são construídas com as capacidades de 1, 2, 5, 10, 20, 25, 50, 100 e 200mL, sendo de uso mais freqüente as de 25 e 50mL.

Pipetas Graduadas ou Cilíndricas

São utilizadas para dar escoamento a pequenos volumes variados de líquidos.



As pipetas graduadas consistem de um tubo de vidro estreito e geralmente graduadas de 0,1mL. São usadas em experimentos que exijam pouca precisão.

Para encher uma pipeta utiliza-se a pêra de borracha na sucção, deve-se ter cuidado de manter a ponta da mesma sempre abaixo do nível da solução ou líquido, caso contrário, ao se fazer a sucção o líquido irá alcançar a pêra de borracha.

A sucção deve ser feita até o líquido ultrapassar o traço de referência, posteriormente deixa-se o líquido escoar até a marca do volume desejado (zerar). O ajustamento deve ser feito de maneira a evitar erros de paralaxe.

Para escoar os líquidos, deve-se colocar a pipeta na posição vertical, com a ponta encostada na parede do recipiente que vai receber o líquido. Espera-se 15 ou 20 segundos e retira-se a gota aderida à ponta da pipeta. *Não se deve soprar uma pipeta que não for de sopro.*

Buretas

As buretas servem para dar escoamento a grandes volumes de líquidos com variações e alta precisão. São constituídas de um dispositivo que permite o fácil controle de escoamento. O dispositivo consiste de uma torneira entre o tubo de vidro graduado com a ponta afilada.

As torneiras das buretas devem ser levemente lubrificadas para que possam ser manipuladas com mais facilidade.

A ponta deve ser estreita, para que somente possa sair, aproximadamente 60 cm³ em uns 60 segundos, estando a torneira totalmente aberta.

Recomendações na utilização de uma bureta

- A bureta limpa e vazia é fixada a um suporte na posição vertical.
- Antes de usar o reagente, deve-se agitar o frasco que o contém, pois não é raro haver na parte superior do mesmo gotas de água condensada
- A bureta é lavada 3 vezes com porções de 5mL do reagente em questão, que são adicionados pó meio de um funil, cada porção é deixada escoar completamente antes da adição da seguinte.
- Enche-se então, a bureta até um pouco acima do zero da escala e remove-se o funil.
- Abre-se a torneira, deixa-se escoar o líquido, até que a parte inferior do menisco coincida exatamente com a divisão zero.

Quando se calibra a bureta (acerto do zero ou zerar) deve-se tomar o cuidado de eliminar todas as bolhas de ar que possam existir.



2) Material

- Becker de 250mL com escala.
- Erlenmeyer de 250mL com escala.
- Proveta de 100mL com escala.
- Pipeta volumétrica de 25mL.
- Pipetas graduadas.
- Bureta de 50mL.
- Relógio com ponteio de segundos.
- Funil comum.

3) Objetivo

Conhecer equipamentos e técnicas de medidas de volume em laboratório.

4) Procedimento Experimental

I – Medir 50mL de água em um Becker e transferir para o Erlenmeyer. Verificar o erro na escala.

Transferir para a proveta graduada e fazer a leitura do volume. Verificar a precisão.

II – Medir 50mL de água na proveta graduada e transferir para Becker. Verificar o erro na escala.

Transferir para o Erlenmeyer. Verificar a precisão.

Colocar estes três aparelhos em ordem de precisão.

III – Pipetar 25mL de água usando a pipeta volumétrica.

Transferir para a proveta.

Comparar a precisão na escala

IV – Pipetar com uma pipeta graduada (transferindo para diferentes tubos de ensaio), 1mL; 2mL; 5mL; 2,7mL; 3,8mL e 4,5mL de água.

V – Encher uma bureta com água (acertando o menisco e verificando se não há ar em parte alguma perto da torneira).

Transferir o volume para o Erlenmeyer.

Comparar a precisão das escalas.

Prática 2 – Bico de Bunsen, Técnicas de Aquecimento em laboratório

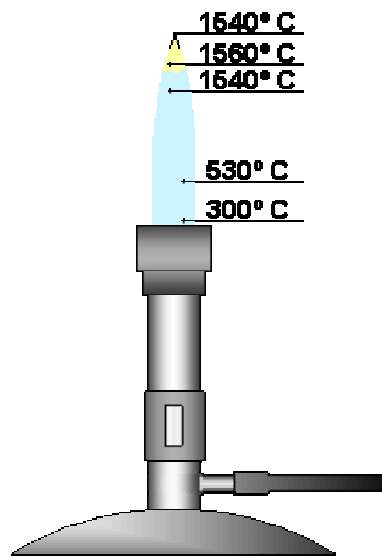
1) Objetivos

Aprender utilizar o bico de Bunsen.

Aprender técnicas de aquecimento em laboratório.

2) Introdução Teórica

Uma grande parte dos aquecimentos feitos em laboratório são efetuados utilizando-se queimadores de gases combustíveis, sendo mais comumente usado o bico de Bunsen esquematizado na figura abaixo:



O gás combustível é geralmente, o gás de rua ou o G.L.P. (gás liquefeito do petróleo) . o comburente, via de regra é o oxigênio do a atmosférico.

Regiões da Chama:

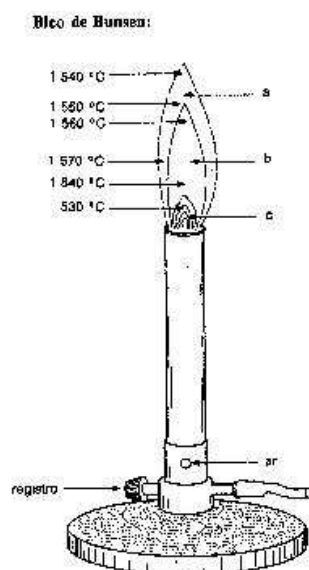
a) Zona Externa ou Oxidante Violeta pálida, quase invisível, onde os gases estão expostos ao oxigênio do ar, sofrem combustão completa, resultando CO_2 e H_2O .

b) Zona Intermediária ou Redutora Luminosa, caracterizada pó combustão incompleta, por deficiência do suprimento de oxigênio. O carbono forma CO (monóxido de carbono) o qual se decompõe pelo calor, resultando diminutas partículas de C (carbono elementar) que, incandescentes dão luminosidade à chama.

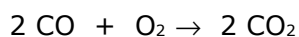
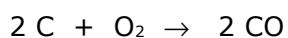
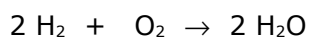
c) Zona Interna Limitada pó uma casca azulada, contendo gases que ainda não sofreram combustão, mistura carburante.

Dependendo do ponto da chama, a temperatura varia, podendo atingir 1560 °C.

Abrindo-se o registro de ar, dá-se entrada de suficiente quantidade de O₂, dando-se na região intermediária combustão mais acentuada dos gases, formando, além do CO, uma maior quantidade de CO₂ e H₂O, tornando assim a chama quase invisível.



As reações químicas básicas da combustão, uma vez que as substâncias são compostas de C e H, são:



O bico de Bunsen é usado para quase totalidade de aquecimentos efetuados em laboratório, desde os de misturas ou soluções de alguns graus acima da temperatura ambiente, até calcinações que exigem temperaturas de 600°C dentro de cadinhos. Há um tipo aperfeiçoado na regulagem do ar, denominados de TIRRIL, que produz temperaturas dentro de cadinhos de porcelana na ordem de 700°C.



OBS.: Procedimentos mais avançados de laboratório podem requerer mantas com aquecimento elétrico, chapas elétricas, banhos aquecidos eletricamente, maçaricos oxiacetilênicos, fornos elétricos e outros.

Calcinações com bico de MECKER atingem 750 a 850°C dentro de cadinhos de porcelana.



Para aquecer copos de Becker, Erlenmeyer, balões, etc. não devemos usar diretamente o bico de Bunsen. Estes aquecimentos são feitos através da tela de amianto, cuja função é deixar passar o calor uniformemente e não permitir que passe a chama.

Os tubos de ensaio com líquidos podem ser aquecidos diretamente na chama do bico de Bunsen. A chama deve ser média e o tubo deve estar seco por fora, para evitar que se quebre ao aquecer-se. O tubo deve ficar virado para a parede ou numa direção em que não se encontre ninguém, pois é comum, aos operadores sem prática, deixar que repentinamente o líquido quente salte fora do tubo, o que pode ocasionar queimaduras. O tubo de ensaio é seguro próximo de sua boca, pela pinça de madeira e agitando-se brandamente, para evitar superaquecimento do líquido.

III – Material

- Bico de Bunsen.
- Bico de TIRRIL (opcional).
- Bico de MECKER (opcional).
- Tripé de ferro.
- Tela de amianto.
- Suporte universal.
- Anel de ferro.
- Mufa.
- Pinça Metálica Casteloy.
- Becker de 300mL.
- Sulfato de Cobre penta hidratado – $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.
- Cadinho de porcelana.
- Termômetro.

IV – Procedimento Experimental

a) Uso do bico de Bunsen

a.1) Abrir a torneira de gás (tubulação amarela) e acender o bico. Observar a combustão incompleta do gás (chama amarelada).

a.2) Abrir gradativamente as janelas do bico. Observar as modificações correspondentes sofridas pela chama.

a.3) Fechar as janelas e diminuir a chama pela torneira de gás.

a.4) Colocar a ponta de um palito de fósforo na zona oxidante e observar sua rápida inflamação.

a.5) Colocar e retirar rapidamente, na chama do bico, um palito de fósforo, de maneira que este atravesse a zona oxidante e a zona redutora. Observar que somente é queimada parte do palito que esteve na zona oxidante.

a.6) Fechar a entrada de ar primário.

a.7) Fechar a torneira de gás.

b) Aquecimento de Líquidos em copo de Becker

b.1) Colocar cerca de 50mL de água no copo de Becker.

b.2) Colocar o Becker na tela de amianto, suportada por um tripé de ferro, com termômetro conectado acima e mergulhado no líquido.

b.3) Aquecer o Becker com chama forte do bico de Bunsen. Observar a ebulição da água. Anotar a temperatura de ebulição da água. P.E. = _____°C

b.4) Apagar o bico de Bunsen.

c) Aquecimento de líquidos no tubo de ensaio

c.1) Colocar cerca de 4mL de água em tubo de ensaio.

c.2) Segurar o tubo próximo a boca com um a pinça de madeira.

c.3) Aquecer a água, na chama média do bico de Bunsen, com tubo voltado para parede ou no local onde não há ninguém, com inclinação de cerca de 45° e com pequena agitação, até a ebulição da água.

c.4) Retirar o tubo de ensaio.

d) Aquecimento de sólidos

d.1) Colocar uma pequena quantidade de sulfato cúprico penta hidratado (pulverizado) num cadinho de porcelana, adaptado num triângulo de porcelana.

d.2) Aquecer com chama forte (se puder bico de MECKER ou TIRRIL).

d.3) Observar a mudança da coloração do sólido.

d.4) Cessar o aquecimento, deixar o cadinho resfriando até a temperatura ambiente.

d.5) Após o resfriamento, adicionar um pouco de água dentro do cadinho com ajuda de uma piceta.

d.6) Complete a tabela abaixo

Cor do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ Antes do aquecimento	Cor do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ Após o aquecimento	Cor do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ Após a adição de água

V – Tarefas e Perguntas de Verificação

1) Por que a janela do bico de Bunsen deve ficar aberta para que se tenha uma combustão completa?

2) Pesquisar a respeito da composição do gás de rua e do G.L.P.

3) Quais são as reações básicas de combustão ocorrida no bico de Bunsen?

4) Qual a função da tela de amianto?

5) Por que só a parte do palito que entrou em contato com a zona oxidante queimou?

6) Explique a atuação do analista no aquecimento de um líquido dentro de um tubo de ensaio.

7) Explique a mudança de coloração no aquecimento do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Prática 3: Emissão de Luz por Átomos Excitados – Ensaio (teste) de Chama

I – Objetivo: Confirmar experimentalmente as cores resultantes das excitações eletrônicas de alguns átomos e correlacionar os resultados com os postulados de Bohr estudados na teoria.

II – Introdução Teórica

A cor dos fogos de artifício e o teste de chama.

O que dá a cor aos fogos de artifício? Fazendo esta pergunta a um fabricante, ele provavelmente dirá que são algumas substâncias adicionadas durante a fabricação (Tabela 1). Para cada cor desejada há uma substância adequada.

Tabela 1. Compostos usados para colorir fogos de artifício.

Substância Contendo	Cor
Sódio	Amarela
Estrôncio	Vermelho
Bário	Verde
Cobre	Azul

Como funcionam os fogos coloridos.

Mas isso não responde nossa pergunta inicial. Por que essas substâncias dão cor aos fogos de artifício? Para chegar a uma resposta, vamos começar descrevendo alguns experimentos.

1ª Experiência: Na ponta de um fio de platina vamos colocar uma pequena amostra de cloreto de sódio (NaCl) e levar à chama do bico de Bunsen.

A observação macroscópica que se faz é que a chama, inicialmente azul bem clara, quase transparente, adquire uma intensa coloração amarelada.

2ª Experiência: Vamos repetir o procedimento anterior, porém utilizando outros compostos de sódio, como por exemplo, brometo (NaBr) e iodeto (NaI).

Aqui também observa que a chama adquire coloração amarelada. Tudo leva a crer que o sódio seja o responsável por ela. Repetindo esse procedimento e utilizando outros elementos metálicos em vez do sódio, percebemos que cada um deles produz uma cor de chama característica (Tabela 2). Este é o chamado “teste de chama”.

Tabela 2: Cores características no teste de chama

Elemento	Cor
Lítio	Carmim
Sódio	Amarelo
Potássio	Violeta
Cálcio	Vermelho-tijolo
Estrôncio	Vermelho
Bário	Verde
Cobre	Azul
Chumbo	Azul-claro

A cor do teste de chama é uma característica dos átomos do elemento analisado.

Postulados de Bohr

Para tentar explicar os espectros atômicos, Bohr formulou uma série de postulados:

- 1) Os elétrons nos átomos movimentam-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares, chamadas de camadas ou níveis.
- 2) Cada um desses níveis possui um valor determinado de energia.
- 3) Não é permitido a um elétron permanecer entre dois desses níveis.
- 4) Um elétron pode passar de um nível para outro de maior energia, desde que absorva energia externa (energia elétrica, luz, calor, etc.) Quando isso acontece, dizemos que o elétron foi "excitado".
- 5) O retorno do elétron ao nível inicial se faz acompanhar da liberação de energia na forma de ondas eletromagnéticas (luz visível ou ultravioleta).

O modelo atômico de Bohr consegue explicar os espectros atômicos, o teste de chama e a cor dos fogos de artifício da seguinte maneira: tanto na chama quanto na explosão dos fogos, os elétrons são excitados pelo calor. Na lâmpada de gás, eles são excitados pela corrente elétrica. Quando retornam aos níveis mais baixos de energia, esses elétrons emitem ondas de luz visível.

A energia envolvida nessas emissões depende do átomo e dos níveis entre os quais ela ocorre. Assim, diferentes cores de luz são emitidas.

III – Procedimento Experimental

Ao aluno: Para fazer essa atividade você vai precisar de uma alça de níquel-cromo (resistência de chuveiro) ou de platina e preferencialmente soluções saturadas de: LiCl(aq), NaCl(aq.), KCl(aq.), CaCl₂(aq.), BaCl₂(aq.), SrCl₂(aq.) e CuCl₂(aq.)

Acenada o bico de Bunsen e coloque-o em chama oxidante. Leve uma amostra de solução à chama com auxílio da alça. Observe e registre a cor da chama. Limpe a alça antes de passar a outra solução: mergulhe o fio quente em 5 mL de ácido clorídrico concentrado, em um tubo de ensaio; leve a alça à chama até que está não apresente a coloração da solução anterior (os cloretos de metais se volatilizam com facilidade). Repita essas operações para as demais soluções.

IV – Questões

Como podemos explicar as diferentes cores observadas? Procure se informar sobre a relação que existe entre cor de uma luz sua frequência de vibração, o comprimento de onda correspondente e sua energia. Qual é a relação entre a energia de um elétron e o comprimento de onda da luz emitida quando o átomo é excitado?

Prática 4 - Técnicas de Pesagem

I – Objetivos

- Aprender a manipular uma balança analítica.
- Conhecer os tipos de pesagens.
- Ter conhecimento das características principais de uma balança.
- Saber dos cuidados que devem ser tomados com a balança.

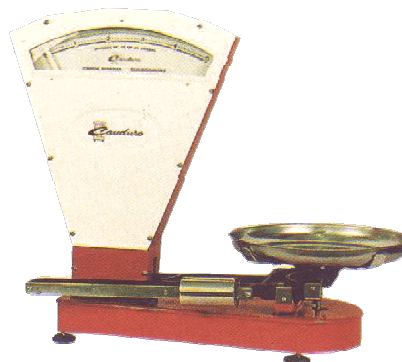
II – Introdução Teórica

A pesagem é uma das mais importantes operações da Química. Neste processo, a massa de um corpo é determinada por comparação com massas conhecidas, utilizando as balanças.

A massa de um corpo é proporcional à sua quantidade de matéria e é invariável, o peso de um corpo é a medida da força exercida sobre ele pela atração gravitacional da Terra e é variável, já que a força da gravidade varia com a latitude e altitude terrestre.

Em virtude da proporcionalidade entre pesos e massas, por conveniência não distinguimos um do outro, porém não podemos esquecer de utilizar os conceitos corretos quando forem necessários.

Balanças de prato.



Balança Analítica:



Características de uma boa balança

Decisivas para o julgamento do valor de uma balança são as informações sobre sua exatidão e precisão.

1) Exatidão Coincidência da medida experimental com o valor real da medida.

2) Precisão Reprodutibilidade dos valores experimentais.

A exatidão pode ser por nós corrigida. A precisão não, pois depende da construção da balança.

Cuidados Gerais com as balanças

Manter a balança sempre limpa.

- Não colocar os reagentes diretamente sobre o prato da balança, mas em um recipiente apropriado (Becker, cadinho, vidro de relógio, etc.)
- Zerar a balança após ser verificada a massa.
- Manter a balança travada enquanto o objeto é colocado ou retirado do prato.
- Não segurar com as mãos os objetos que irão para a balança. Segurá-los com uma pinça ou tira de papel.
- Só pesar que estejam a temperatura ambiente.
- Não apoiar-se na bancada da balança durante a pesagem.
- Ao fazer pesagens sucessivas de um mesmo material, usar sempre a mesma balança.
-

Tipos de Pesagem

1) Direta Leitura da massa de um objeto colocado sobre uma balança zerada.

2) Por Adição Determinação da massa de substância adicionada a um recipiente cuja massa também está incluída na massa total que pode ser lida na balança.

3) Por Diferença Determinação da massa de substância retirada de um recipiente que a contém, cuja massa pode ser lida na balança. Pesa-se o frasco tampado que contém a substância, retira-se a porção desejada e volta-se a pesar o frasco com a tampa. É empregada quando a substância sofre alterações em contato com o ar.

III – Parte Experimental

Material e Reagentes

- ✓ Balança digital.
- ✓ Espátula.
- ✓ 3 Becheres de 50mL (ou vidros de relógio).
- ✓ Cadinho com tampa
- ✓ Carbonato de cálcio.
- ✓ Sulfato de cobre anidro.
- ✓ Sacarose.
- ✓ Cloreto de sódio.

Procedimento

1) Pesar, em dois Becheres de 50mL (ou vidros de relógio), 1,0g de carbonato de cálcio e 1,0g de sacarose. Usar a balança digital para realizar as pesagens, desprezando o peso do Becker (tarar a balança).

2) Em um terceiro Becker, pesa 1,0g de cloreto de sódio, sem tarar a balança,

Observar os volumes aparentes das substâncias pesadas para responder: *Considerando que foi pesada uma massa igual (1,0g) de cada substância, que propriedade justifica a diferença de volumes observados?*

3) Pesar uma porção de sulfato de cobre anidro, retirando-o do cadinho tampado em que está colocado.

Determinar a massa exata da amostra retirada.

4) Classificar as pesagens realizadas:

Em 1: _____

Em 2: _____

Em 3: _____

Prática 5 - Propriedades Físicas

I – Objetivo

Observar, determinar e utilizar algumas propriedades físicas

II – Introdução Teórica

As substâncias quando puras apresentam propriedades físicas e químicas constantes e características.

As propriedades físicas de uma substância pura podem ser determinadas sem causar mudança na sua natureza química. As propriedades físicas são as bases para a separação das substâncias.

Elementos e compostos são identificados por propriedades físicas como: odor; cor; solubilidade; ponto de fusão; ponto de ebulição e densidade. A tabela abaixo lista algumas propriedades de algumas substâncias.

Substância	Ponto de Fusão °C	Ponto de Ebulição °C	Solubilidade em água	Massa específica ou densidade g/mL
Acetona	-95,0	56	Solúvel	0,79
Benzeno	5,5	80	Insolúvel	0,88
Álcool etílico	-112,0	78	Solúvel	0,79
Ouro	1.063,0	2966	Insolúvel	19,3
Ferro	1.533,0	3000	Insolúvel	7,86

1) Massa Específica (densidade)

É definida como massa por unidade de volume (g/mL).

$$d = m/V$$

Densidade é uma propriedade física específica que pode ser usada para identificar uma substância, visto que raramente diferentes substâncias têm a mesma densidade.

2) Solubilidade

Capacidade que uma substância possui em se dissolver em uma outra, ou seja, quando há formação de uma mistura homogênea (solução), dizemos que uma é solúvel na outra.

Quando substâncias sólidas como cloreto de sódio ou açúcar, dissolvem-se em um líquido, como por exemplo a água, o líquido é chamado solvente e o sólido (sal ou açúcar) é chamado de soluto.

III – Parte Experimental

a) Determinação da densidade da água.

Construa a seguinte tabela:

Massa do Becker = _____g

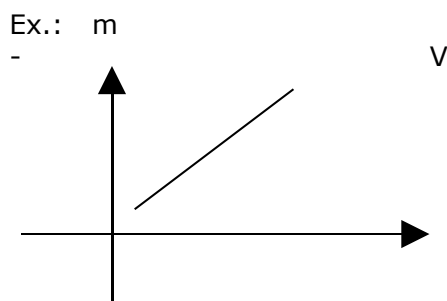
Massa Total (Becker + água)	Massa da água	Volume total
1ª Adição		
2ª Adição		
3ª Adição		
4ª Adição		

- Registrar a massa de um Becker (limpo e seco), de capacidade de 100mL na sua tabela.

- Utilizando uma bureta, adicionar exatamente 10mL de água destilada no Becker. Registrando a massa total e volume.

- Repetir a etapa anterior por mais três adições de 15mL cada uma, registrando a massa e o volume total.

- Com esses dados construir o gráfico massa X volume.



- Construir o gráfico no computador, caso necessite conte com o auxílio do professor.

- Anotar a temperatura da água e pelo coeficiente angular da reta determinar o valor da densidade da água

II – Parte Experimental

a) Construir a tabela abaixo:

Solubilidade: Insolúvel (I).
Solúvel (S).

Substância	Acetona	Água
Cloreto de sódio (NaCl).		
Carbonato de cálcio.(CaCO ₃).		
Enxofre.		
Glicose.		
Álcool etílico.		

b) Separação dos componentes de uma mistura, baseada na diferença de solubilidade.

- Em Becker de 100mL adicionar alguns gramas de cloreto de sódio e de carbonato de cálcio, e misturar bem. Adicionar 10mL de água e agitar com um bastão de vidro por aproximadamente 10 segundos.

- Filtrar a mistura, recolhendo o filtrado numa cápsula de porcelana. Observar que uma substância é insolúvel em água.
- Evaporar a água do filtrado cuidadosamente. Após a evaporação examina o resíduo formado.

Prática - 6 Fenômenos Físicos e Químicos

I – Objetivo

Diferenciar os fenômenos físicos e químicos através de procedimentos experimentais.

II – Introdução Teórica

A filosofia define fenômeno como sendo tudo que é objeto de experiência possível, e que se pode manifestar no tempo e no espaço segundo as leis do entendimento. Podemos então dizer que qualquer modificação operada nos corpos, pela ação dos agentes físicos ou químicos, cientificamente observada é um fenômeno.

Na natureza, as substâncias sofrem transformações constantes, sendo que estas podem ocorrer espontaneamente ou não e, classificam-se como fenômenos físicos ou químicos, embora não exista uma demarcação nítida entre os dois.

No transcurso de um fenômeno físico, não há evidência da formação de uma nova substância, portanto, não ocorre modificação de suas propriedades químicas. Os fenômenos físicos são passageiros, duram somente enquanto persiste a causa que os provoca.

Os fenômenos químicos ocorrem provocando alterações profundas das propriedades químicas das substâncias, originando novas substâncias. Poderemos saber se ocorreu um fenômeno químico por comparação das propriedades dos produtos formados com as substâncias originais. Uma comparação das propriedades como cor, odor, sabor, solubilidade e estado físico, indicam normalmente se houve ou não formação de novas substâncias.

Se estas propriedades não nos proporcionam informações suficientes, podemos comparar outras propriedades como ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade, índice de refração etc.

Em geral, as transformações químicas são duradouras e vêm acompanhadas por variações de energia (como desprendimento de calor, luz); todavia estas manifestações de energia não confirmam que o fenômeno é químico porque muitos fenômenos físicos implicam em transformações de energia (por exemplo, mudanças de estado físico, dissoluções etc.).

Para melhor aproveitamento do trabalho prático, todas as substâncias devem ser examinadas previamente e suas propriedades imediatas devem ser anotadas para serem comparadas com as propriedades de novas substâncias que eventualmente se formarão.

As classificações dos fenômenos em físicos e químicos devem ser justificadas, quando o fenômeno for físico descrever qual a transformação física ocorrida e quando o fenômeno for químico, procurar escrever a equação da reação química correspondente.

III – Material e Reagentes

Tubos de Ensaio
Tubo de Ensaio Grande com rolha
Estante para tubos de ensaio
Bico de Bunsen
Tripé de ferro
Tela de amianto
Becker de 100mL
Vidro de Relógio
Pinça Metálica

Suporte universal
Garra metálica
Anel para funil
Funil de vidro
Bagueta de vidro
Papel de filtro
Palito de fósforo
Iodo sólido (I₂)
Tira de magnésio (Mg)
Dicromato de amônio sólido [(NH₄)₂Cr₂O₇]
Óxido de mercúrio II sólido (HgO)
Sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁)
Ácido sulfúrico concentrado (H₂SO₄)
Carbonato de sódio sólido (Na₂CO₃)
Solução de ácido clorídrico 1:1 (HCl)
Óxido de cobre II (CuO)
Carvão (C)
Água de cal [Ca(OH)₂] ou barita [Ba(OH)₂]
Solução 1mol/L de iodeto de potássio (KI)
Solução 1mol/L de nitrato de chumbo [Pb(NO₃)₂]

IV – Procedimento Experimental

a) Colocar alguns cristais de iodo em um Becker de 100 mL e cobrir com um vidro de relógio. Colocar o conjunto sobre a tela de amianto apoiado no tripé de ferro e aquecer com a chama do bico de Bunsen, usando meia combustão. Observar.

Cessar o aquecimento e colocar aproximadamente 1 mL de água fria sobre o vidro de relógio. Aguardar o resfriamento do sistema. Observar.

Classificar e justificar o fenômeno ocorrido.

b) Segurar uma pequena tira de magnésio com a pinça metálica. Aquecer a tira diretamente na zona oxidante do bico de Bunsen até que ocorra incandescência. Observar.

Aguardar o resfriamento da pinça. Anotar as características do resíduo obtido.

Classificar e justificar o fenômeno ocorrido.

c) Colocar uma ponta de espátula de dicromato de amônio [(NH₄)₂Cr₂O₇] em um tubo de ensaio.

Aquecer o conjunto na chama do bico de Bunsen. Observar.

Classificar e justificar o fenômeno observado.

d) Pesar aproximadamente 0,7g de óxido de mercúrio II (observar a cor) e transferir para um tubo de ensaio limpo e seco. Aquecer o sistema na chama do bico Bunsen. Introduzir um palito de madeira (fósforo ou churrasco) em brasa na boca do tubo de ensaio. Observar.

Continuar o aquecimento de todo o óxido de mercúrio II. Cessar o aquecimento e observar a parte mais fria do tubo de ensaio.

Classificar e justificar cada um dos fenômenos observados.

e) Adicionar CUIDADOSAMENTE algumas gotas de ácido sulfúrico concentrado sobre uma pequena porção de açúcar (sacarose) num tubo de ensaio.

Aguardar um ou dois minutos, observando.

Classificar e justificar o fenômeno ocorrido.

Obs.: Esta experiência deverá ser realizada na capela e com auxílio do professor.

f) Colocar em um tubo de ensaio seco, uma espátula de carbonato de sódio (Na_2CO_3). Adicionar cerca de 2 mL de solução de ácido clorídrico 1:1 e observar.

Aquecer a solução obtida na chama do bico de Bunsen até a vaporização completa. Observar.

Classificar e justificar os fenômenos observados.

g) Montar a aparelhagem conforme a figura abaixo:

Misturar bem duas pontas de espátula de óxido de cobre (CuO) com duas pontas de espátula de carvão (C) e observar se houve alguma alteração química. Separar uma pequena porção da mistura para posterior comparação e o restante, transferir para o tubo de ensaio com rolha. No Becker, colocar aproximadamente 20 mL de água de cal ou água de barita. Iniciar o aquecimento.

O tempo de aquecimento varia de acordo com a fonte de calor (S1). Entretanto, um bom indicativo é a mudança provocada no copo com água de cal e após a mistura do tubo ter ficado intensamente incandescente (em brasa). Observar e descrever as modificações químicas acontecidas (S1, S2 e S3). S significa aqui, sistema em observação. Para analisar a mudança em S2, derrame o conteúdo, após esfriado completamente, sobre um papel branco (por exemplo, papel de filtro) e procure identificar uma nova substância formada no processo e que, portanto, não estava presente na mistura original.

h) Providenciar dois tubos de ensaio limpos. Adicionar a um deles cerca de 2 mL de solução 1 mol/L de iodeto de potássio (KI) e ao outro, igual volume de solução 1 mol/L de nitrato de chumbo [$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$]. Em seguida verter o conteúdo de um tubo no outro. Observar.

Filtrar o sistema obtido. Acrescentar água quente (CUIDADO) sobre o sólido retido no papel de filtro e recolher o filtrado num tubo de ensaio limpo. Resfriar o sistema lentamente usando a água da torneira. Observar.

Classificar e justificar cada um dos fenômenos observados.

Prática 7: Separação de misturas I

I – Objetivos

Separar componentes de diferentes misturas.

II – Introdução Teórica

Mistura > é a associação de duas ou mais substâncias diferentes cujas propriedades permanecem inalteradas, isto é, não ocorre reação química entre elas. Temos dois tipos de misturas:

- Mistura Homogênea: não é possível distinguir superfícies de separação entre os seus componentes, nem mesmo com os mais aperfeiçoados aparelhos de aumento, tais como ultramicroscópio ou microscópio eletrônico.
- Mistura Heterogênea: é possível distinguir superfícies de separação entre os seus componentes, em alguns casos a olho nu, em outros com microscópio comum.

Dentro de um laboratório podemos trabalhar com várias técnicas que permitem a separação de misturas, conforme o tipo das mesmas.

III – Materiais e Reagentes

Almofariz com pistilo
Becker
Bico de Bunsen
Tela de amianto
Centrífuga
Espátula
Funil analítico
Furador de rolhas
Rolhas de cortiça
Pipetas graduadas de 10 mL
Tripé de ferro

Bastão de vidro
Erlenmeyer
Argola de metal
Funil de decantação
Funil de Buchner
Kitassato
Bomba de vácuo
Suporte com garras
Papel de filtro
Mangueira de látex
Termômetro

5H₂O

Sulfato de cobre pentaidratado -CuSO₄ .

(CaCO₃)

Clorofórmio (CHCl₃)
Solução de iodo a 5% (I₂)
Suspensão de carbonato de cálcio

Enxofre (S)
Solução a 5% de ácido acético
Leite

IV – Procedimento Experimental

a) Filtração Simples: é utilizada para separar misturas de um líquido com um sólido não dissolvido, quando o tamanho das partículas do sólido é relativamente grande e, assim, existe uma diferença acentuada entre o tamanho das partículas do sólido e o tamanho dos poros do papel de filtro.

a.1) Dobra do papel

- Dobrar o papel ao meio formando um semicírculo.

- Fazer uma segunda dobra não exatamente ao meio, mas de tal modo que as duas extremidades fiquem afastadas mais ou menos meio centímetro.
- Fazer um leve corte numa das extremidades, para facilitar a aderência do papel ao funil (Figura 1).

a.2) Filtração

1. Colocar em um Becker cerca de 50 cm³ de suspensão de CaCO₃.
2. Filtrar a suspensão preparada, utilizando a técnica conforme mostra a figura 2.
3. A fase sólida fica retida no papel de filtro e a fase líquida (filtrado) passa através do funil.

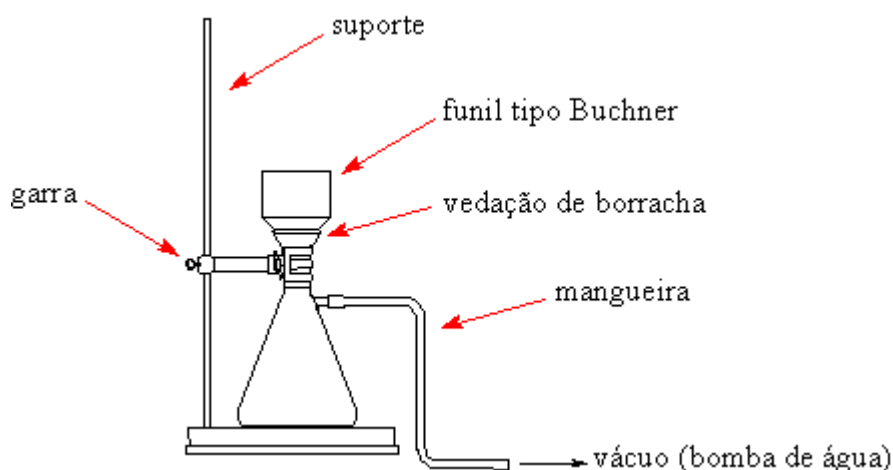


b) Filtração a Vácuo

É utilizada para separar misturas de um líquido com um sólido não dissolvido, quando o tamanho dos sólidos não é muito grande e formam uma pasta "entupindo" os poros do papel ou simplesmente quando se deseja uma filtração mais rápida. Na filtração à vácuo usa-se um funil especial chamado de funil de Buchner, cujo fundo é perfurado e sobre o qual se coloca o papel de filtro.

A sucção ou rarefação do ar é comumente feita com uma trompa de vácuo (figura 3) ou com uma bomba de vácuo. Esse processo é também chamado de filtração à pressão reduzida. Usa-se a mesma técnica da filtração simples, tomando o cuidado de cortar o papel de filtro de tal forma que não haja possibilidade de passagem do resíduo sólido para o filtrado.

Fazer a filtração à vácuo da suspensão de CaCO₃.



c) Funil de Decantação

Separação de dois líquidos não miscíveis.

- Adaptar um funil de decantação a um suporte universal contendo argola (Fig. 4)
- Colocar aproximadamente 10 mL de clorofórmio no funil.
- Adicionar lentamente 10 mL de solução aquosa de iodo, aguardar um pouco e identificar o líquido da fase inferior e o líquido da fase superior.
- Agitar bem. Deixar em repouso e observar a cor de cada fase.
- Abrir lentamente a torneira e recolher a fase inferior, deixando a outra no funil.
- Qual a composição de cada fase?
- Explique o que efetivamente ocorre.
- Como proceder para obter maior eficiência?

d) Dissolução Fracionada

Usada para separar misturas heterogêneas de sólido-sólido. Baseia-se na diferença de solubilidade dos sólidos em um determinado líquido (o líquido dissolve apenas um dos sólidos que compõem a mistura).

- Misturar enxofre com $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ sólido dentro de um almofariz.
- Triturar com o pistilo.
- Colocar pequena porção da mistura triturada em um Becker.
- Adicionar água, agitar com bastão de vidro, observar e explicar o que ocorre.
- Filtrar a solução em um funil comum e verificar a cor do filtrado.
- Levar o filtrado a ebulição durante alguns minutos, observar se a cor se altera e justificar.
- Verificar o resíduo que ficou retido no papel de filtro. De que é constituído?

e) Centrifugação

É utilizada para separar misturas imiscíveis do tipo sólido-líquido quando o sólido se encontra finamente disperso no líquido. Para acelerar a separação de sólidos dispersos em líquidos, utiliza-se uma centrífuga manual ou elétrica, que consta de uma série de suportes onde são colocados tubos de ensaio contendo a mistura para ser submetida a uma rotação acelerada. A força centrífuga produzida, empurra a parte sólida para o fundo do tubo, enquanto a parte líquida fica límpida, sobre o sólido depositado.

- Em um tubo de ensaio colocar 5 mL de leite (com pipeta) e algumas gotas de ácido acético a 5%.
- Observar a precipitação da caseína do leite.
- Colocar este tubo de ensaio na centrífuga, equilibrando-o com outro tubo de ensaio contendo a mesma amostra ou água com massas aproximadas.
- Centrifugar durante 3 minutos.
- Desligar a centrífuga, retirar os tubos e observar.
- Repetir a operação, se necessário.

V – Tarefa e Perguntas de Verificação

- 1) Como você separaria uma mistura de amido (maisena) e açúcar?
- 2) Citar cinco exemplos de filtrações que podem ser efetuadas em filtros comuns.
- 3) Para que serve o filtro de ar do automóvel?
- 4) O aspirador de pó pode ser considerado um filtro? Por quê?
- 5) Para separar os componentes de uma mistura sólido pulverulenta, pode-se utilizar a flotação, por exemplo, na separação de minérios de enxofre (sulfetos) de sua ganga (areia) ou a levigação, por exemplo, na separação das partículas de ouro, encontradas nas águas dos rios, das areias finas que o acompanham.

Explique como são realizados esses dois processos.

6) Os processos de filtração comum, filtração à vácuo e centrifugação são todos utilizados para separar misturas heterogêneas do tipo sólido-líquido. Se tivermos de separar os componentes de uma mistura desse tipo, o que devemos levar em consideração na hora de escolher um desses processos?

Prática 8: Separação de Misturas II

I – Objetivos

Separa os componentes de misturas homogêneas sólido-líquido através da cromatografia em papel.

II – Introdução Teórica

A cromatografia é uma técnica em que os componentes de uma mistura homogênea são levados a migrar com velocidades diferentes através de um meio sólido poroso pelo qual flui a mistura.

Existem várias técnicas cromatográficas. Na cromatografia de adsorção, é usado um material poroso com propriedades adsorventes. Os adsorventes mais usados são: carvão ativo, talco, carbonato de cálcio, sílica e alumina.

Uma dos primeiros processos de cromatografia usada foi a cromatografia em papel. O solvente é adsorvido gradativamente pela tira de papel e, devido às diferentes solubilidades a aos diferentes tamanhos das moléculas, os componentes da mistura "sobem" com diferentes velocidades. Com isso, os componentes se separam em diferentes regiões da tira de papel.

III – Material e Reagentes

Papel de filtro	Bastão de vidro
Becker de 250 mL	Régua
Lápis	Álcool etílico
Clipe	Acetona
Tesoura	Água destilada

Canetas hidrográficas nas cores marrom, azul, preta, verde e vinho.

IV – Procedimento Experimental

Recorte uma tira de papel de filtro com aproximadamente 13cm de comprimento e 4 cm de largura. É importante que as fibras fiquem no sentido do comprimento. A tira deve ser manuseada somente pelas extremidades.

Pegue o lápis e trace uma reta horizontal a cerca de 2 cm da extremidade inferior da tira. Em seguida, desenhe 5 círculos sobre essa linha, preenchendo cada um deles com uma cor diferente: marrom, azul, preto, verde e vinho. Espere a tinta secar. Use o clipe para adaptar a tira ao suporte (bastão de vidro), conforme indicado na figura.

Depois, coloque essa tira em um Becker com álcool suficiente para umedecer sua parte inferior. Cuidado para não submergir a linha contendo as amostras de tinta. Observe o que irá acontecer após certo tempo.

- a) Observando a tira, qual ou quais tintas são compostas por mais de um pigmento?
- b) Indique a cor do pigmento que está na separação de cada tinta.
- c) Qual a cor do pigmento que está mais afastada do traço inferior? Este pigmento é o que apresenta maior ou menor mobilidade no papel? Justifique.
- d) Considerando que cada pigmento é formado por um tipo de partícula (substâncias diferentes), tente relacionar a massa dessas partículas com sua mobilidade.
- e) Se necessário, repita o experimento usando uma solução de álcool com água a 50% ou álcool com acetona a 50%. Compare os resultados, o tempo transcorrido e tente explicar as diferenças ou semelhanças observadas.

Prática 9 : Separação de Misturas III

1ª Parte: Obtenção do Álcool Etílico.

I – Objetivo

Obter o álcool etílico a partir da fermentação do caldo de cana.

II – Material e Reagentes:

Erlenmeyer	Rolha perfurada	Caldo de cana
Tubo de ensaio	bastão de vidro	
Fermento		
Tripé	Funil de vidro	Água de cal
Suporte	garras	
Espátula	Mangueira	

III – Procedimento

Coloque no erlenmeyer cerca de 50 cm³ de caldo de cana e adicione fermento numa quantidade equivalente à ponta de espátula. Tampe o erlenmeyer com a rolha e monte o sistema conforme a figura abaixo.

Deixe fermentar de 3 a 7 dias em lugar relativamente aquecido.

Após esse tempo, observe se, no tubo de ensaio que contém a água de cal, ocorreu a formação de precipitado. Se não formou o carbonato de cálcio, CaCO₃ (precipitado branco) se formado bicarbonato, solúvel em água. Neste caso, aqueça o tubo de ensaio até a ebulição para que se possa obter o CaCO₃, decorrente da decomposição do bicarbonato.

Retire a rolha do erlenmeyer e filtre o material fermentado, passando-o para o balão de destilação.

2ª Parte: Destilação do mosto Fermentado

I – Objetivo

Obter o álcool etílico por destilação do mosto fermentado.

II – Material e Reagentes

Balão de Destilação	Condensador
Cabeça de destilação	Unha
Termômetro	Suporte Universal
Garras e mufas	Pérolas de vidro
Manta aquecedoras	Mangueira de látex
Proveta de 10 mL	Funil comum

III – Procedimento

Retirar a rolha do erlenmeyer e filtrar o material fermentado. Em seguida, transferir cerca de 50 cm³ do material filtrado para o balão de destilação. Adicionar pérolas de vidro e proceder com a montagem da aparelhagem de destilação, conforme a figura ao lado.

Aquecer lentamente a mistura, tendo o cuidado de não deixar a temperatura ultrapassar 80°C e recolher o destilado em proveta graduada.

Rejeitar cerca de 1 mL do destilado (cabeça de destilação) e continuar a destilação.

Devolver as alíquotas obtidas e o resíduo de destilação em recipiente adequado (pedir informação ao professor); desligar a manta de aquecimento, deixar a aparelhagem resfriar, desmontar e lavar todo material utilizado.

IV – Questionário

1 – Por que a destilação simples não é usada na separação de líquidos com pontos de ebulição relativamente próximos?

2 – Por que é perigoso aquecer um composto orgânico em uma aparelhagem totalmente fechada?

3 – Por que a água do condensador deve circular contra a corrente do destilado?

4 – Por que no início da destilação, o balão deve estar preenchido no máximo até a metade de seu volume total?

5 – É possível separar totalmente uma mistura de água e álcool etílico por destilação?

Justifique.

6 – Qual a função das pérolas de vidro em uma destilação? Explique.

Prática 10: Polaridade Molecular e suas Aplicações

I – Objetivos

A finalidade desta prática é constatar experimentalmente, evidências de que umas substâncias são formadas por moléculas polares, enquanto outras substâncias são constituídas por moléculas apolares. Por outro lado, a natureza iônica, polar ou apolar de uma substância influi na sua solubilidade em determinados solventes e, por isto, nesta aula verificaremos também a solubilidade de alguns compostos.

II – Introdução Teórica

1. Substâncias iônicas são aquelas formadas por íons, isto é, são os compostos que apresentam partículas com carga elétrica positiva (cátions) e partículas com carga elétrica negativa (ânions), ligadas por forças de natureza elétrica.
2. Nas substâncias moleculares ou covalentes, tal fato não ocorre. As moléculas não são partículas com cargas elétricas. Apesar disto, as moléculas podem apresentar pólos elétricos (moléculas polares) ou não apresentar estes pólos (moléculas apolares).
3. As moléculas apolares não sofrem desvio por ação de campos elétricos. Entretanto, as moléculas polares são desviadas pela ação de campos elétricos.
4. Por causa de alterações de natureza elétrica ou magnética, pode-se estabelecer a seguinte regra geral:

Compostos iônicos e compostos covalentes polares são solúveis em solventes polares e não são solúveis em solventes apolares.

5. Chama-se **solvatação** o envolvimento das partículas do soluto pelas moléculas do solvente (figura 1).

A figura anterior mostra o envolvimento dos cátions Na^+ e dos ânions Cl^- pelas moléculas de água. Convém lembrar que as moléculas de água são fortemente polarizadas, apresentando o oxigênio como pólo negativo e os átomos de hidrogênio como pólos positivos (figura 2).

III – Material e Reagentes

Buretas de 250 mL	Garra
Tubos de Ensaio	Estante para tubos de ensaio
Espátula	Bagueta
Bagueta	Suporte universal
Becker de 100 mL	Suporte universal
Caneta esferográfica	Óleo comestível
Cloreto de sódio (NaCl) sólido	Parafina ou naftaleno
Benzeno (C ₆ H ₆) ou dissulfeto de carbono	Iodo (I ₂) sólido
Etanol	

IV – Procedimento Experimental

1. Ação de um campo elétrico.

- 1.1. Montar 3 buretas em 3 suportes universais, colocando sob cada uma um Becker de 100 mL, conforme a figura abaixo
- 1.2. Carregar a primeira bureta com água; a segunda com álcool e a terceira com benzeno ou dissulfeto de carbono, identificando-as.
- 1.3. Abrir a torneira da bureta com água de forma a deixar correr um fio de água mais fino possível (um fio não gota a gota) de uma altura aproximadamente 10cm entre o bico da bureta e a boca do Becker.
- 1.4. Agora, atrite uma caneta esferográfica contra o cabelo ou contra uma flanela e chegue-a bem próximo do fio de água (sem encostar). Observe.
- 1.5. Repetir os itens 1.3 e 1.4 para a bureta com álcool e para a bureta com benzeno ou dissulfeto de carbono. Observe.
- 1.6. O que você conclui, quanto a polaridade das moléculas das substâncias analisadas?

2. Solubilidade x Polaridade

- 2.1. Numerar 3 tubos de ensaio: tubo 1, 2 e 3.
- 2.2. Utilizando as buretas, colocar no primeiro tubo água até 1/3 do seu volume; no segundo álcool e no terceiro benzeno ou dissulfeto de carbono, sempre na mesma proporção.
- 2.3. Colocar em cada um dos 3 tubos algumas gotas de óleo comestível (ceca de 5 gotas).
- 2.4. Agitar bem cada tubo isoladamente e, em seguida, observar qual ou quais os solventes que solubilizam e qual ou quais não solubilizam o óleo. Concluir se as moléculas de óleo são polares ou apolares.
- 2.5. Descartar o conteúdo dos 3 tubos de ensaio e lavá-los.
- 2.6. Repetir os itens 2.1 e 2.2.
- 2.7. Colocar em cada um dos 3 tubos de ensaio uma pitada de cloreto de sódio (procurar colocar a mesma quantidade em cada um dos 3 tubos).
- 2.8. Agitar muito bem.

- 2.9. Sendo um composto iônico, o NaCl é mais solúvel nos solventes mais polares. Sendo assim, identificar dentre os 3 solventes o mais polar, o menos polar e o apolar.
- 2.10. Repetir estes testes usando parafina ou naftaleno (naftalina). Use pequena quantidade – se usarmos muita parafina (ou naftaleno) não poderemos concluir corretamente. Observar em qual solvente a parafina é mais solúvel, menos solúvel e insolúvel. Concluir se as moléculas de parafina são polares ou apolares.
- 2.11. Repetir novamente o teste de solubilização, colocando um cristal de iodo no tubo de ensaio contendo água; outro cristal no tubo contendo álcool e um terceiro cristal no tubo contendo benzeno ou dissulfeto de carbono. Observar em qual solvente o iodo é mais solúvel e menos solúvel. Conclui se as moléculas de iodo são polares ou apolares.

3. Interações Moleculares.

DETERMINAÇÃO DO TEOR DE ÁLCOOL EM GASOLINA

I – Objetivo

Determinar a quantidade de álcool etílico na gasolina comum, usando os princípios de solubilidade e a técnica envolvendo o funil de separação.

II – Introdução Teórica

A gasolina é um produto combustível derivado intermediário do petróleo, na faixa de hidrocarbonetos de 5 a 20 átomos de carbono.

Uma das propriedades mais importantes da gasolina é a octanagem. A octanagem mede a capacidade da gasolina de resistir à detonação, ou sua capacidade de resistir às exigências do motor sem entrar em auto-ignição antes do momento programado. A detonação (conhecida como "batida de pino") leva à perda de potência e pode causar sérios danos ao motor. Existe um índice mínimo permitido de octanagem para a gasolina comercializada no Brasil, que varia conforme seu tipo.

O álcool etílico, umas das substâncias adicionadas à gasolina tem vital papel na sua combustão, pois sua função é aumentar a octanagem em virtude do seu baixo poder calorífico. Além disso, o fato propicia uma redução na taxa de produção de CO. A porcentagem de álcool é regulamentada por Lei, e recentemente foi estabelecido um novo padrão que é de 18 a 24%. Se por um lado existe vantagens, existem as desvantagens também, como maior propensão à corrosão, maior regularidade nas manutenções do carro, aumento do consumo e aumento de produção de óxidos de nitrogênio.

Disso tudo, nota-se a importância para a frota automotiva brasileira e para o meio ambiente, o rigoroso controle dessa porcentagem.

III – Material Utilizado

- Proveta de 100mL
- Funil de Decantação com tampa.
- Amostra de Gasolina.
- Solução saturada de NaCl.
- Luvas e óculos de proteção.

IV- Procedimento Experimental

- 1 - Colocar 50mL de gasolina comum em uma proveta de 100mL.
- 2 - Completar o volume até 100mL com a solução saturada de NaCl.
- 3 - Adicionar a mistura dentro do funil, e agitar 5 vezes, obedecendo a técnica de utilização do funil de separação.

OBSERVAÇÃO: Segure firme para evitar vazamentos.

- 4 - Manter em repouso até a separação das duas fases.
- 5 - Ler o volume de ambas as fases.
- 6 - Denominar o volume da fase aquosa de V' .
- 7 - Subtrair de V' , 50mL e denominar este novo volume de V'' , conforme a seguinte equação:

$$V'' = V' - 50\text{mL}$$

V'' corresponderá à quantidade de etanol presente em 50mL da amostra de gasolina.

- 8 - Calcular a % de álcool na gasolina, através da seguinte relação:

$$\begin{array}{l} 50\text{mL} \rightarrow 100\% \\ V'' \rightarrow x\% \end{array}$$

CUIDADOS IMPORTANTES:

- Não acender ou ligar nenhum tipo de fonte de calor.
- Usar óculos de proteção e luvas.
- Realizar o experimento na Capela, preferencialmente.
- Guardar a fase não aquosa em recipiente adequado que estará disponível no laboratório para que seja adequadamente tratado.

V – Tarefa e Perguntas de Verificação:

- 1- Como podemos constatar experimentalmente se um solvente líquido é polar ou apolar?

- 2- Como poderemos prever, experimentalmente, a natureza polar, pouco polar ou apolar de certas substâncias?
- 3- Que tipos de substâncias devem ser solúveis em água?
- 4- Que tipos de substâncias devem ser solúveis em benzeno?
- 5- Elaborar uma explicação teórica para justificar porque as moléculas de CS₂ são polares.