

UMA PROPOSTA ALTERNATIVA DE ALGUNS EXPERIMENTOS DE  
SIMPLES IMPLEMENTAÇÃO PARA O ENSINO DE QUÍMICA

ELIANA DA SILVA SANTOS

UNIVERSIDADE ESTADUAL DO NORTE FLUMINENSE  
DARCY RIBEIRO - UENF  
CAMPOS DOS GOYTACAZES / RJ  
ABRIL - 2006

# UMA PROPOSTA ALTERNATIVA DE ALGUNS EXPERIMENTOS DE SIMPLES IMPLEMENTAÇÃO PARA O ENSINO DE QUÍMICA

 UNIVERSIDADE ESTADUAL NORTE  
FLUMINENSE DARCY RIBEIRO - BIBLIOTECA CCT  
REGISTRO 12377 DATA 04 06 2012



01618960012377 - CCT  
Uma proposta alternativa de a  
540.78 S237p MON

**ELIANA DA SILVA SANTOS**

UENF - CCT - BIBLIOTECA  
ORIGEM: Darcos  
PREÇO: \_\_\_\_\_  
DATA: \_\_\_\_/\_\_\_\_/\_\_\_\_

UENF - CCT - BIBLIOTECA  
Bor: \_\_\_\_\_  
N.º: \_\_\_\_\_

"Monografia apresentada ao Centro de Ciência e Tecnologia, da Universidade Estadual do Norte Fluminense, como parte das exigências para obtenção de título de graduação de Licenciado em Química".

Orientador: Prof. Dr. Fernando José Luna de Oliveira.

*540.78  
Sd 37P  
MON  
E.L.S.*

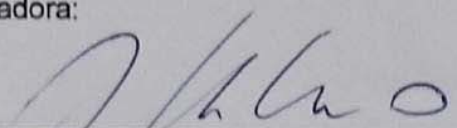
UNIVERSIDADE ESTADUAL DO NORTE FLUMINENSE  
CAMPOS DOS GOYTACAZES -RJ  
ABRIL-2006

**UMA PROPOSTA ALTERNATIVA DE ALGUNS EXPERIMENTOS DE  
SIMPLES IMPLEMENTAÇÃO PARA O ENSINO DE QUÍMICA**

"Monografia apresentada ao Centro de Ciência e Tecnologia, da Universidade Estadual do Norte Fluminense, como parte das exigências para obtenção do título de graduação de Licenciado em Química".

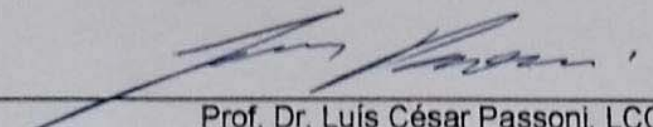
Aprovada em 7 de abril de 2006.

Comissão Examinadora:



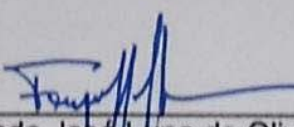
---

Prof. Dr. José Glauco Tostes, LCQUI / UENF



---

Prof. Dr. Luís César Passoni, LCQUI / UENF



---

Prof. Dr. Fernando José Luna de Oliveira, LCQUI / UENF  
(Orientador)

***"Se pedirdes alguma coisa em meu nome, Eu o farei."***

***(João 14:14)***

## AGRADECIMENTOS

A Deus, pelo dom da vida, da saúde e da inteligência, mas não esqueceremos que em todos os momentos temos sempre presente ao seu lado, sempre conosco.

Pelo amor e carinho de todos os familiares, amigos e conhecidos, mas não esqueceremos que em todos os momentos temos sempre presente ao seu lado, sempre conosco.

- Meu avô, Fernando Lobo, que quando doente me ajudou a superar a doença. Foi mesmo quando doente que me ajudou a superar a doença. Foi mesmo quando doente que me ajudou a superar a doença.

- Pela ajuda financeira de Cely através do Programa de Iniciação Científica, realizado pelo Prof. Dr. João Roberto. Meu muito obrigado.

- Pela ajuda do Cônjuge de Roberto durante os experimentos de trabalho Científico de Iniciação.

- Meu obrigado Margarida e toda sua família que me ajudou a superar a doença e a superar a doença.

- Meu obrigado Tere e João, por se interessarem pelo meu trabalho e ajudar nos meus estudos e na vida de todos os meus familiares.

- Minha querida Tere e João, que me ajudaram a superar a doença e a superar a doença.

- Obrigado ao meu avô, João e aos meus amigos, familiares, Tere, João e Margarida.

**Aos Meus Pais Iracema e Elias por terem se doado por inteiro e renunciado a seus sonhos para que Eu e Meus irmãos pudéssemos realizar os nossos sonhos. Conseguimos mais uma vitória. Amo vocês!**

## AGRADECIMENTOS

- À Deus, pelo dom da vida, da sabedoria e do entendimento, meu maior companheiro que em todos os momentos esteve sempre presente ao meu lado nesta grande conquista.

*"Há uns que nos falam e não ouvimos. Há outros que nos tocam e não sentimos. Há alguns que nos ferem e nem cicatrizes deixam, mas há aqueles que simplesmente vivem, e nos fazem felizes nos marcando por toda a vida".*

- Meu orientador Fernando Luna, que quando deveria ser simplesmente professor, foi mestre. Quando deveria ser mestre, foi amigo e com a sua amizade, me compreendeu e incentivou a seguir meu caminho. Obrigada!

- Pela ajuda financeira da CNPq através do Programa de Iniciação Científica realizada com Prof. Dr. Jan Scripsema. Meu muito obrigada!

- Pela ajuda do Técnico de laboratório Robson durante os experimentos desse trabalho. Obrigada pela dedicação!

- Meu namorado Marquinho e toda sua família que me apoiaram estando sempre disposto a ajudar. Vocês estão no meu coração!

- Meus irmãos Elisa e Elias Júnior, por ter renunciado parte dos seus sonhos para contribuir nos meus, que Deus abençoe a vida de vocês por todos os dias de sua vida.

- Minha cunhada Talita e minha sobrinha Maria Luisa que são sinais de vida para minha história. Amo vocês!

- Todos os meus amigos: Aline e sua mãe Rita, Amanda, Ana Cristina, Angélica, Amaruza, Marquisson, Olívia, Neide e Sílvio. Vocês foram meus maiores companheiros!

## SUMÁRIO

<b>LISTA DE ESQUEMAS</b>	<b>I</b>
<b>LISTA DE TABELAS</b>	<b>II</b>
<b>RESUMO</b>	<b>III</b>
<b>1.0 - INTRODUÇÃO</b>	<b>1</b>
<b>2.0 - REVISÃO BIBLIOGRÁFICA</b>	<b>2</b>
2.1- QUÍMICA: CIÊNCIA EXPERIMENTAL	3
2.2- APRENDIZAGEM POR EXPERIMENTAÇÃO	4
2.3- PAPEL DA QUÍMICA EXPERIMENTAL	6
<b>3.0- OBJETIVOS GERAIS</b>	<b>8</b>
<b>4.0- PARTE EXPERIMENTAL</b>	<b>14</b>
4.1-EXPERIMENTO I: A QUEIMA DE UMA VELA	15
4.2-EXPERIMENTO II:A TITULAÇÃO ÁCIDA -BASE DE ÁCIDO ASCÓRBICO	16
<b>5.0 - MATERIAS E EQUIPAMENTOS</b>	<b>17</b>
<b>6.0 -RESULTADOS E DISCURSSÃO</b>	<b>19</b>
6.1. RELATÓRIO IDEAL "GABARITO" DO EXPERIMENTO A QUEIMA DA VELA	20
6.2. RELATÓRIO IDEAL "GABARITO" DO EXPERIMENTO DA TITULAÇÃO ÁCIDO/ BASE DO SUCO DE ABACAXI	27
<b>7.0 - REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS</b>	<b>33</b>
<b>8.0 - CONCLUSÃO</b>	<b>37</b>

---

## LISTA DE ESQUEMAS

### RESUMO

<b>Tabela 0.1:</b> Pressão de vapor da água	<b>22</b>
<b>Tabela 0.2:</b> Volume gasto de hidróxido de sódio	<b>29</b>
<b>Tabela 0.3:</b> Volume gasto de hidróxido de sódio	<b>30</b>

---

## LISTA DE TABELAS

Aumento da altura da coluna de água	<b>21</b>
-------------------------------------	-----------



## RESUMO

Esse trabalho monográfico foi baseado em dois experimentos sobre a Lei da Conservação de Massa e Volumetria, que podem aplicados na disciplina de Química Geral e Analítica, respectivamente, oferecida durante o curso de graduação em Química (Licenciatura).

Os roteiros experimentais foram desenvolvidos a partir de traduções para o português, o qual inclui uma descrição sucinta de todo o processo químico: a duração, as proporções de reagentes químicos, instruções sobre as técnicas de laboratório, cálculos, técnicas experimentais, descarte de material e segurança de laboratório.

Uma vez formulada a parte experimental, foram executadas montagens e testes dos experimentos no Laboratório de Ciências Químicas da Universidade Estadual do Norte Fluminense -UENF.

Ao término da realização desses experimentos, foram elaborados relatórios ideais ou "gabaritos" que apresentaram os resultados, interpretações, erros experimentais ocorridos durante o processo químico e uma série de exercícios teóricos envolvendo conceitos básicos que servirão como sugestão para o instrutor de química .

## 1.0- INTRODUÇÃO

Vários estudantes, do ensino médio, encontram dificuldades no estudo de disciplinas da área de ciências exatas, principalmente, no estudo da química. Uma grande parte dos estudantes somente tem o primeiro contato com essa disciplina no ensino médio. De acordo com os PCN's, os primeiros contatos deveriam ser no último ano do ensino fundamental, o que não ocorre na prática. Um conjunto de problemas faz com que os estudantes iniciem o ensino médio, com muito pouco conhecimento sobre a química no seu dia-a-dia. Além de não ter desenvolvido as competências mínimas que serão utilizadas no aprendizado em química, os estudantes têm grande dificuldade durante o processo de aprendizagem (Amaral, 1963). Esse fato é comprovado pelo alto índice de reprovação dessa disciplina, comparada às demais, e à falta de motivação demonstrada pelos estudantes, enquanto estão cursando a disciplina de Química.

As aulas ministradas por esses professores, geralmente, se baseiam na forma tradicional de ensino (aulas expositivas) com uso da fala e escrita, comprovando um valor histórico na sua eficácia. Porém, o desafio do ensino moderno impõe a criação de novos contextos de aprendizagem. Num processo de mudança da escola tradicional, o papel do professor irá evoluir através de conceitos, novas estratégias de ensino-aprendizagem, apoiado em recursos didáticos.

Diante desses fatos, preocupados cada vez mais com essa problemática, professores, educadores e outros profissionais ligados à educação pesquisam formas de trabalhar o conteúdo em sala de aula como parte estratégia para melhorar o ensino de química superando as dificuldades vigentes.

Essa monografia tem a intenção de apoiar a evolução do ensino através da química experimental, e abordar novas propostas alternativas de metodologia com a implementação de dois experimentos simples, didáticos e de baixo custo que poderão ajudar os alunos a compreender a forma científica dos fenômenos químicos

## 2.0- REVISÃO BIBLIOGRÁFICA

### 2.1- QUÍMICA: CIÊNCIA EXPERIMENTAL

A Química é uma ciência eminentemente experimental, cujos reflexos se fazem sentir das mais diversas maneiras, em nossa vida cotidiana. A atividade química consiste sempre numa interação entre seus aspectos dialéticos: o fazer, o pensar, a prática e a teoria (Chagas, 1997).

De acordo com Raphael Yus (2002) "a educação holística dá um valor para a experiência, entendendo-se por experiência aquilo que é vivido no ensino". Isso propõe a prestar atenção no que está a nossa volta no presente, reviver o saber do passado e descobrir a falhas para solucionar os problemas do futuro. No entanto, ensinar para o futuro.

Baseando-se na função pedagógica da experiência, vemos durante o processo de evolução, a humanidade conseguiu sobreviver por meio de adaptação. Diferentemente do mundo de animais irracionais, os homens possuem capacidade de refletir, de observar e de modificar seus contatos com o objetivo de satisfazer suas necessidades. Esse encontro com o mundo que nos cerca é conhecido como experiência, e tem o valor significativo para a sobrevivência do indivíduo. No séc XVII, Galileu, considerou a experimentação como um papel central no fazer ciência. E essas idéias influenciaram as práticas pedagógicas na área de ciência, sustentadas pela aplicação do método científico.

Quando selecionamos e hierarquizamos variáveis segundos critérios de pertinência para a compreensão de fenômenos, controlar e prever seus efeitos sobre os eventos experimentais são consideradas, na visão positivista, competência de extremo valor a educação científica do aluno. A experimentação exerce essa função não só de instrumento dessas competências, mas também como veículo para atingir

o conhecimento científico, em que os dados são extraídos dos experimentos constituem a palavra final sobre o entendimento do fenômeno e causa.

Segundo Beltran e Ciscato (1990) as observações feitas experimentalmente devem ser sistematizadas cientificamente, ou seja, estar só organizadas para fazer emergir os modelos e teorias como alicerces, que são os mais avançados e valiosos conteúdos do conhecimento. Estes contribuirão para a elaboração de outros experimentos para testar novas hipóteses, assim por diante. Dizemos que existe uma cooperação entre o teórico e o experimental no estudo da Química.

*"A elaboração do conhecimento científico apresenta-se dependente de uma abordagem experimental, não baseando-se somente nos temas de seu objeto de estudo, os fenômenos naturais, mas também necessariamente porque a organização desse conhecimento ocorre no processo (durante) da investigação, ou seja, a formação do pensamento e das atitudes do sujeito deve se dar preferencialmente nos entremeios de atividades investigativas." (Química Nova na Escola nº10, novembro de 1999); p.(44).*

Freire (1984) criticava a escola tradicional por seu descaso com o papel da experiência, denominando esse esquema de modelo bancário, segundo o qual a educação se transformou em um ato de depositar (saber acadêmico) nos depositário que são os alunos. Em vez de se comunicar, o educador faz comunicados e depósitos que os alunos que os educandos pacientemente recebem, memorizam e repetem. Nessa concepção "bancária" de educação, a única margem de ação que se oferece aos educandos é a de receber os depósitos, guardá-lo e arquivá-los. Freire diz que, no fundo, os grandes arquivos nessa prática da educação são as próprias pessoas, partindo dessa visão distorcida da educação, não existe criatividade alguma; não existe transformação; nem saber, pois para ele somente existe saber na invenção, na reinvenção na busca inquieta e permanente que os homens buscam no mundo.

Devemos ter em mente que a dogmatização do conhecimento científico, talvez seja o maior problema no estudo da Química. O conteúdo é transmitido sem

suas origens, sem o desenvolvimento, enfim, sem uma construção. O conhecimento é mostrado como algo independente do que nos cerca. Devemos ter em mente que a dogmatização do conhecimento científico talvez seja o maior problema no estudo da química. O conteúdo da ciência é passado muitas vezes ao aluno sem as suas origens, sem desenvolvimento, enfim sem a sua construção.

Segundo Piaget, o conhecimento realiza-se através de construções contínuas e renovadas, interagidas com o nosso cotidiano. Os professores em suas práticas educativas utilizam-se de meios para que o educando possa alcançar o conhecimento, fazer descobertas e solucionar problemas no dia-dia. E a experimentação está intimamente ligada ao cotidiano do aprendiz, tendo cada experiência aspectos básicos que facilitarão sua aprendizagem, podendo ter ou não "recursos" disponíveis.

## **2.2- APRENDIZAGEM DE QUÍMICA POR EXPERIMENTAÇÃO**

Montessori e Gang (em Flake, 1998) afirmam que para atingir a aprendizagem é necessária a experimentação que é a aplicação dos princípios e das teorias alcançadas por meio de experiência concreta. É o processo cujo fim é o conhecimento e a descoberta. Um ambiente saudável contém materiais que permitem ao aluno através dos elementos concretos chegar às abstrações tendo como ponte à experimentação. Esse princípio é amplamente aplicado na escola elementar Montessori, em que no princípio se usa material conhecido como "mesa de cheques" para aprender multiplicação. Nessa etapa a resposta correta não são os mais importantes quanto à compreensão de toda experimentação, o importante é sair do concreto para o abstrato. Depois de algum tempo, o aprendiz começa o período de teorização e após refletir toda a experiência percebe que pode caminhar sem utilizar o concreto. Realmente, aqui a aprendizagem por experiência é eficaz.

No caso específico de experimentos para laboratório de química, Mohrig (2004) ressalta que muitos dos experimentos não podem ser executados em laboratório na forma de "receita de bolo", onde o aluno é simplesmente levado ao "faça isto", "faça aquilo" e "verifique isto". As discussões, os debates em grupo

(trabalho cooperativo), a participação ativa dos estudantes durante os experimentos deve se centrar na previsão de recursos para garantir que seus alunos tenham uma aprendizagem experimental relevante.

Qual seria a limitação para o professor facilitar o processo de ensino-aprendizagem durante o processo de experimentação?

Muitas vezes, nós professores pensamos que as práticas de química exigem sempre um investimento caro e inacessível a grande maioria das nossas escolas. De certa forma é admissível, se pensamos em laboratório montado com materiais e equipamentos diversificados. As instalações próprias desses locais são caras, pois os aparelhos e reagentes são de alto preço e a manutenção depende de uma reposição contínua.

Entretanto, se analisarmos um pouco mais o assunto, veremos que é possível realizar experimentos de muita utilidade e sem empregar equipamentos e reagentes caros, e sempre pensando no bem estar dos alunos para não causar riscos a sua saúde. Os materiais usados no experimento podem ser do nosso dia-dia e a escola também recebe algum recurso mensal sendo necessário organizar para adquirir algumas vidrarias. Desta forma, é possível haver aprendizagem no momento em que o aluno perceber que a química estuda o mundo real e não está distante de nós, não sendo a química uma ciência inacessível.

Todo o professor de Química certamente gostaria de trabalhar em laboratórios bem preparados com todos os materiais disponíveis e ótimos tempos para preparar os experimentos. Mas o que fazer quando não há laboratório escolar em condições ideais? Primeiramente, um laboratório não se monta rapidamente. É possível começar a montagem com poucos equipamentos e reagentes. Muitos dos primeiros podem ser improvisados, desde que funcionando bem e com segurança para o operador. Aos poucos o professor vai solicitando novos equipamentos e materiais que tomarão o laboratório bem equipado sem precisar de grandes recursos. Com um pequeno investimento, regular e constante, pode-se montar experimentos que facilitem a aprendizagem dos alunos.

Segundo Nelson Beltran (1990), o estudo da química permitirá a compreensão da formulação de hipóteses, do controle de variáveis de um processo, da generalização de fatos por lei, da elaboração de uma teoria e da construção de modelos científicos. Como ciência experimental, que procura compreender o "comportamento" da matéria, a química utiliza modelos abstratos que relacionam o mundo macroscópico com o microscópico, ou universo atômico-modelar. Esse exercício é de grande valor para o desenvolvimento do raciocínio do estudante envolvido no processo de ensino-aprendizagem.

### 2.3- O PAPEL DA QUÍMICA EXPERIMENTAL

E a química é uma ciência complexa; sendo difícil aprendê-la sem realizar atividades práticas. Essas demonstrações realizadas por professores, ajudam a confirmar as informações e as interpretações dos conceitos ministrados (Andrade, 2003).

Todas essas técnicas, constituem recursos valiosos para se ensinar o conhecimento químico. Cabe ao professor escolher as mais adequadas a uma dada situação de ensino. De resto, basta seguir o caminho escolhido para o curso: privilegiar os conceitos fundamentais (listados e ordenados) e mostrar a sua construção a partir dos dados experimentais. Existem várias opções para se trabalhar os conceitos químicos. Entre elas podem-se citar as demonstrações experimentais, as simples exposições teóricas, a discussão de determinados temas em grupos, a exposição de certos problemas teóricos ou práticos propostos (Santos & Schnetzler, 1996).

Cada uma dessas maneiras tem o seu valor e a sua utilidade. Giz e quadro-negro numa aula expositiva têm sua razão de ser; uma pesquisa em laboratório também. Não se deve dar importância maior às várias técnicas de ensino, mas usá-las de modo adequado para assegurar a unidade e a clareza do programa. As atividades experimentais constituem um ponto crítico prioritário na análise dos problemas e na proposta de alternativas para o ensino dessa matéria (Bonandian, 1987).

A química como ciência experimental que é, ela exige para seu estudo atividades experimentais. Não é aconselhável, em qualquer hipótese, que os alunos aprendam Química sem passar, em algum momento por atividades práticas o que foi exposto em aula e o que foi obtido no laboratório deve, então, construir algo indivisível. Às vezes isso pode parecer difícil. Mas essa unidade é fundamental: atividades experimentais realizadas sem a integração com uma teoria constante não passam de "brincadeiras". Por outro lado, uma teoria sem o embasamento experimental não tem força para passar a verdadeira construção do conhecimento.

Dentro desse contexto, que sugerimos a montagem de metodologias alternativas de ensino de química com a proposta de dois experimentos simples e didáticos. Que poderão ser usados na própria formação dos licenciandos em Química ajudando a desenvolver atividades aos alunos em suas disciplinas pedagógicas. Tais atividades, pretendem fornecer a instrumentação e metodologias didáticas necessárias a uma formação mais adequada do futuro profissional. Dentre essas disciplinas deve compor instrumentação estruturadas a preparação de material e experimentos didáticos de química para ilustrar a evolução dos conceitos da área, as metodologias utilizadas e suas implicações para o atual contexto científico.



### 3.0- OBJETIVOS GERAIS:

Esse trabalho monográfico apresenta-se os seguintes objetivos gerais:

- Traduzir para o português alguns experimentos de Química Geral e de Analítica de fácil implementação e de baixo custo que servirão estratégica de melhorar ensino-aprendizagem dos alunos.
- Montagens de alguns experimentos no Laboratório de Ensino de Química.
- Testar e compreender os experimentos sugeridos.
- Preparar um "relatório ideal" dos experimentos para avaliar a qualidade das práticas sugeridas para possivelmente servir como "gabarito" em um manual para o instrutor.

## **A queima de uma vela**

### **Tempo de laboratório:**

Duas horas

### **Materiais e equipamentos:**

Balança

Pratos de Vidro;

Recipiente de metal (panela rasa)

Erlenmeyer de 250 mL

Vela de 0,8 cm x 10 cm

Azul de bromotimol (indicador);

Solução de hidróxido de cálcio

Gelo

Fósforos de segurança

Vidro de relógio

### **Medidas de Segurança:**

Não deixe chamas acesas sem supervisão. Cuidado com camisas de mangas longas e mantenha os cabelos presos. O hidróxido de cálcio é uma base moderadamente forte, portanto use óculos de segurança quando trabalhar com a cal. Lave as mãos com bastante água depois do contato com essas substâncias.

### **Primeiros Socorros:**

No caso de queimaduras leves, imergir a área afetada em água fria. Queimaduras mais graves exigirão os cuidados de um médico. Se o hidróxido de cálcio afetar os olhos, lave-os com água por pelo menos vinte minutos e então procure um médico.

### Princípios

Embora o advento da luz elétrica e do fogão a gás tenha diminuído o uso do fogo em nossos lares, ainda usamos a combustão em nosso cotidiano. Usamos carros movidos por motores internos de combustão; cozinhamos nossos alimentos e acendemos velas em ocasiões festivas, cerimônias religiosas, ou nos aniversários. Se hoje ainda tem importância, o fogo era fundamental para os povos antigos. Os gregos acreditavam que o fogo foi roubado dos deuses por Prometeu e dado aos homens. Prometeu acabou sendo severamente castigado pelo seu crime. Apesar de as pessoas terem usado o fogo por milhares de anos o fogo, a natureza das reações de combustão estava envolta em mistério até o final do século XVIII.

Neste experimento, você investigará a queima de uma vela, recolhendo evidências para confirmar ou refutar a teoria de combustão de Lavoisier. Observações qualitativas testarão a hipótese, que durante a combustão, carbono e o hidrogênio presente na cera da vela se combinam com oxigênio do ar para formar água, dióxido de carbono, e talvez também algum carbono elementar. As propriedades físicas destes produtos da reação serão usadas para identificação.

Será também estudada a reação de forma quantitativa pela determinação da quantidade em mols de cera de vela (supondo que seja  $C_{21}H_{44}$ ) e de oxigênio consumido quando a vela é queimada numa quantidade limitada de ar. A quantidade de cera consumida será determinada pesando a vela antes e depois da reação. Será mais difícil de achar a quantidade de oxigênio consumido, mas será possível calcular esta quantidade usando a lei dos gases e a Lei de Dalton de Pressões Parciais, mostrada nas equações 1 e 2, respectivamente:

$$P.V = n. R. T \text{ (eq.1)}$$

$$P_{\text{total}} = P_a + P_b \text{ (eq.2)}$$

Você vai começar a reação colocando um erlenmeyer de volume conhecido sobre uma vela acesa num vidro de relógio contendo água. O número de mols de ar dentro do erlenmeyer ( $n$ ) pode ser calculado usando a equação 1, substituindo o volume do

erlenmeyer em litros (V), a pressão de ar em atm (P), a temperatura em Kelvin (T), e o valor da constante universal dos gases ( $R=0,08206 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ). A pressão inicial de ar no erlenmeyer será igual à pressão atmosférica no laboratório, que é medida com um barômetro.

À medida que a vela queima, consumindo oxigênio, o nível de água vai subir dentro do erlenmeyer, indicando que a pressão exercida pelos gases no interior do erlenmeyer diminuiu até um valor menor que a pressão atmosférica. Desta forma, a água vai subir até que a pressão no interior do erlenmeyer se igualar à pressão atmosférica (dado na equação 3).

$$P_{\text{atm}} = P_{\text{erlenmeyer}} = P_{\text{ar}} + P_{\text{H}_2\text{O}} + \Delta h / 13,6 \quad (\text{eq. 3})$$

Na equação 3, todas pressões são dadas em unidades de torr ou mm Hg (760 torr = 1 atm). O símbolo  $P_{\text{H}_2\text{O}}$  representa a pressão parcial da água na fase gasosa ou vapor, que resulta da evaporação da água. A pressão da água é constante numa dada temperatura. Você pode, portanto, obter o valor de pressão da água ( $P_{\text{H}_2\text{O}}$ ), que são tabelados.

O termo final na equação 3,  $\Delta h / 13,6$ , representa a pressão causada pelo nível interno de água ser  $\Delta h$  mm de altura mais alto que o nível da água fora do erlenmeyer. O fator 13,6 é necessário para converter a pressão de mm de água para mm Hg.

O número de mols de ar no erlenmeyer depois que a vela é queimada pode ser calculada usando Equação (1), substituindo os valores apropriados para a pressão do ar, volume e temperatura. A pressão de ar pode ser calculada usando Equação 3, como previamente discutido. Pode-se determinar o volume final de ar marcando o nível de água no erlenmeyer depois da queima da vela e então medir o volume de água necessário para encher o erlenmeyer até essa marca. Como uma primeira aproximação, você pode supor que a quantidade de oxigênio consumida pela vela corresponde à diferença entre a quantidade inicial e final de ar presente no erlenmeyer.

**Procedimento:**

Obtenha uma vela e espere a permissão de seu instrutor para acendê-la. Esquente o fundo da vela para fixá-la sobre um vidro de relógio de modo que fique em pé e imóvel.

Acenda a vela. Segure um béquer sobre a chama por alguns momentos. Depois deixe o béquer esfriar e limpe-o com um lenço de papel branco. Veja se há qualquer evidência de deposição de carbono no fundo do béquer.

Coloque gelo em um vidro de relógio e segure o vidro aproximadamente 5 cm acima da chama por alguns momentos. Veja se há qualquer evidência de condensação de água no lado inferior do vidro de relógio.

Apague a vela. Pese a vela e o vidro de relógio. Acenda a vela mais uma vez e imediatamente coloque sobre a vela um erlenmeyer de 250 mL com cuidado. A vela deve continuar a queimar por alguns segundos e então se apagar. Depois que a chama se apagar, pese novamente o conjunto vela e vidro de relógio.

Coloque a vela e o vidro de relógio num recipiente de metal (pode ser uma panela rasa). Adicione água ao recipiente de modo que o vidro de relógio esteja submerso. Adicione o indicador azul de bromotimol na água e mexa cuidadosamente de modo que a cor azul do indicador se espalhe por toda a água, sem desalojar a vela. Acenda a vela mais uma vez e inverta o erlenmeyer de 250 mL sobre ela. Anote suas observações. Depois que a vela se apagar, use uma régua para medir a diferença entre os níveis de água dentro e no exterior do erlenmeyer. Anote este valor de  $\Delta h$ . Use uma caneta apropriada para marcar com um traço no erlenmeyer a altura do nível da água dentro do erlenmeyer. Cuidadosamente retire o erlenmeyer juntamente com o vidro de relógio fixo na extremidade do erlenmeyer. Após invertê-lo, agite o erlenmeyer suavemente. Anote todas as suas observações.

Obtenha uma outra vela, repita o procedimento de montagem da vela no vidro de relógio e coloque num recipiente de metal (panela rasa). No entanto, desta vez encha o recipiente de metal com hidróxido de cálcio até que o vidro de relógio fique submerso. Acenda a vela e inverta o erlenmeyer de 250 mL seco sobre ele. Anote

suas observações. Depois que a vela se apagar, repita o procedimento de inverter e agitar o erlenmeyer (com o vidro de relógio sobre a boca). Anote suas observações. Finalmente, encha o erlenmeyer 250 mL até a marca de caneta com água de uma proveta graduada cheia. Anote o volume de água necessário como sendo "o volume de ar depois de queimar a vela". Depois termine de encher o erlenmeyer usando a água da proveta. Anote o volume total como sendo o "volume de ar antes de queimar a vela". Anote também a pressão atmosférica e a temperatura do laboratório durante a realização do experimento. Responda as perguntas.

### **Descarte de reagentes**

Guarde as velas para serem reutilizadas. O hidróxido de cálcio pode ser descartado dentro da pia com a torneira aberta. O indicador azul de bromotimol também pode ser despejado no esgoto.

### **Questionário**

- 1- Qual a evidência observada de que a vela contém carbono e hidrogênio?
- 2- A água é produzida na queima de uma vela está em sua fase gasosa ou líquida? Que evidência tem para essa resposta?
- 3- Como se poderia medir a quantidade de  $\text{CO}_2$  produzida na combustão da vela de forma mais quantitativa?
- 4- Liste pelo menos cinco fontes de erro nesta experiência que afetariam seu conhecimento quantitativo entre as quantidades de cera e oxigênio consumido e as quantidades de dióxido de carbono e água produzidos. Sugira alterações no procedimento experimental que possam corrigir os erros citados acima.
- 5- A equação química que descreve a combustão da cera da vela mostra que  $\text{O}_2$  é consumido e  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$  são formados na reação. Explique porque a água entrou no erlenmeyer.
- 6- Quais são as dificuldades encontradas para usar Equação 10.3 para cálculo da  $P_{\text{ar}}$  (pressão de ar)?

## **A titulação de ácido/base de ácido Ascórbico**

### **Tempo de laboratório**

Três horas

### **Materias e equipamentos**

Bureta

Suporte universal

Abacaxi ácido ou suco de laranja

Ascórbico em pó

Indicador de fenoltaleína

Solução de Hidróxido de sódio (NaOH 0.1M)

### **Medidas de Segurança**

Use com cuidado o hidróxido de sódio (NaOH), pois pode queimar a pele e os olhos quando em contato. Apesar da proposta ser tentadora, não beba qualquer porção de suco não utilizado, deve ser imediatamente descartado.

### **Primeiros Socorros**

Se houver contato de hidróxido de sódio com a pele ou olhos, lavar a área em contato com água por pelo menos 20 minutos. Não resolvendo o problema procure imediatamente o médico.

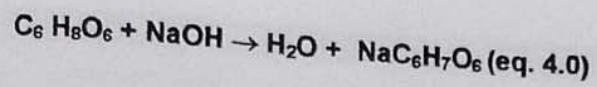
## **Princípios**

Ácido ascórbico é uma vitamina solúvel em água (vitamina C), que deve ser consumida regularmente. A falta inadequada de vitamina C no organismo resulta no ascorbuto, uma doença com sintomas que inclui diarreia, úlceras e hemorragias. Doença comum, principalmente em marinheiros que em longas viagens pelo mar ficam muito suscetíveis a esta doença. Você já viu filmes, que muitos capitães do mar referem a sua tribulação de "películas velhas" sendo lotes de marinheiros que adquiriu ascorbuto? Mas o ascorbuto já foi eliminado de navios britânicos consumindo "limas" (que nós chamamos atualmente de "limões") nas refeições diárias do marinheiro.

Hoje sabemos que frutas cítricas e outras limas e limões, tomates, cenouras, e verduras frescas são boas fontes de vitamina C. Embora, as maiorias de pessoas possam obter seu mínimo requisito diário (MDR), igual a 60 mg de vitamina C destas fontes, mas muitos preferem consumir quantidades maiores destas vitaminas. A prática de consumir megadoses (500 mg ou mais) de vitamina C foi popularizada nos anos de 1960, por Linus Pauling, cientista com prêmio Nobel em Química, reivindicou esse consumo de doses maiores de ácido ascórbico, pois seu consumo ajudaria na cura de doenças e na prevenção de certas formas de câncer. Estudos recentes demográficos sugeriram que homens que tomaram megadoses diariamente de vitamina C tiveram uma expectativa de vida longa maior que homens que não fizeram esse uso. A pergunta, no entanto, seria se é necessário consumir vitamina C também em forma de pílula, ou pode obter as dosagens desejadas via ingestão de natural de alimentos ricos em vitamina C? Como determinar a quantidade de vitamina C contida numa porção de alimento? Para responder estas perguntas, você executará uma titulação de ácido/base de abacaxi ou suco de laranja.

Como qualquer outro ácido, o ácido ascórbico reagirá com hidróxido de sódio, uma base, produzirá um sal (ascorbato de sódio) e água. A equação corresponde equilíbrio químico da reação está descrito abaixo (equação 4.0).





Esta equação sugere que podemos determinar a quantidade de vitamina C numa amostra de suco via uma titulação com solução de hidróxido de sódio. Sabe-se que a relação de ácido ascórbico e a hidróxido de sódio é 1: 1, o número de moles de ácido presente na amostra é igual ao número de moles de base que deve ser adicionado até alcançar o ponto de equivalência na titulação ácido/base (equação 5.0).

$$M \times V \text{ (em litros)} = \text{moles (base)} = \text{moles (ácido)} \text{ (eq. 5.0)}$$

### **Descarte de reagente**

Antes de ser descartada pelo dreno, as soluções devem ser neutralizadas ou diluídas.

#### 4.2 – Procedimento: A titulação ácido-base de ácido ascórbico

- **Obtenção das amostras de suco de abacaxi:**

Para obter as amostras de suco de abacaxi foi utilizado o liquidificador para preparação do suco da polpa da fruta. Foi necessário 200 g de abacaxi sem casca e 200 mL de água.

- **Padronização de hidróxido de sódio (NaOH 0.1 M):**

Colocaram-se 0,5 g da amostra de ácido ascórbico em pó num erlenmeyer limpo e seco. Dissolveu-se o ácido ascórbico em aproximadamente 50 mL de água destilada. Adicionaram-se três gotas de indicador de fenolftaleína. Preparou-se a bureta para a titulação. Primeiramente, enxaguou-se com duas porções de 20 mL de água destilada, e em seguida com duas porções de 10 mL da solução de hidróxido de sódio. Encheu-se a bureta com solução de hidróxido de sódio (NaOH) até a marca de aferição.

Determinou-se a concentração aproximada do hidróxido de sódio (NaOH), estimou-se o volume necessário desta solução para reagir completamente com o ácido ascórbico. Adicionou-se, um pouco menos do valor estimado ao erlenmeyer contendo o ácido ascórbico ao mesmo tempo em que se manteve sob leve agitação. Usou-se a pisseta com água destilada para limpar as paredes do erlenmeyer que apresentaram gotas da solução de NaOH. Continuou-se a adicionar lentamente a solução de hidróxido de sódio até se aproximar do volume para essa reação se completar, e continuou-se a agitar e lavar as paredes do erlenmeyer.

A titulação foi interrompida no momento em que houve a mudança de coloração para cor-de-rosa claro.

- **Titulação de uma Amostra de Suco de abacaxi:**

Usou-se uma proveta graduada para medir uma amostra de 20 mL de suco de abacaxi. Transferiu-se o suco a um erlenmeyer 250 mL limpo. Adicionou-se 75 mL de água destilada ao suco. Adicionaram-se três gotas de fenolftaleína à amostra de suco diluída. Titulou-se, como no procedimento acima, com hidróxido de sódio, parando imediatamente, quando o titulado adquiriu-se uma coloração cor-de-rosa-alaranjado.

Repetiu-se a titulação. Calculou-se a quantidade de ácido em cada amostra de suco.

---

## 6.0- RESULTADOS E DISCUSSÃO

Após as montagens e testes dos experimentos descritos acima, foram elaborados relatórios contendo: os fundamentos teóricos, objetivos específicos estabelecidos, as discussões das práticas experimentais, os possíveis erros experimentais e os questionários com as respostas, para possivelmente, servir como "gabarito" em um manual para o instrutor de química.

### 6.1. RELATÓRIO DO EXPERIMENTO A QUEIMA DA VELA:

#### Fundamento Teórico:

Professores de Ciência e de química utilizaram a experiência da combustão da queima de uma vela dentro de um erlenmeyer graduado imerso em um recipiente com água, para medir a quantidade molar de oxigênio do ar. A explicação desse método seria que a combustão da vela consome todo o oxigênio, presente dentro do erlenmeyer com ar. Com a diminuição da pressão, a água sobe até a altura que corresponderia ao volume de oxigênio do ar.

Segundo Birk e Lawson (1999), a combustão não é completa, resultado obtido através da experiência da queima da vela sob uma campânula na presença de um

rato e este continua vivo antes de apagar, ou seja, a vela se apaga muito antes de todo o oxigênio ser consumido. Além disso, na presença de pouco oxigênio a combustão não é completa, formando monóxido de carbono pouco solúvel em água. Outra comprovação que a dissolução é lenta.

Segundo John Moore (1999) o método de combustão da vela é um excelente exemplo de como obter a resposta certa pelas razões erradas e ter fatores que contribuíram para coincidência dos resultados:

- a) Durante a combustão ocorre aumento da temperatura, que ocasiona expansão e possível escape de gases.
- b) Enquanto a vela está acesa parte do  $O_2$ , é de fato, consumido, e após os resfriamentos, parte de  $CO_2$  é dissolvido.

Tendo em vista o papel do oxigênio na Terra, determinar a quantidade molar de oxigênio na atmosfera é de grande importância até mesmo para que o aluno crie consciência de que o ar é uma mistura gasosa onde o oxigênio é apenas um componente.

#### **Objetivos específicos:**

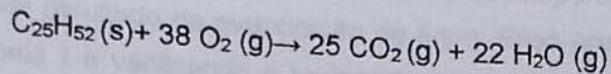
- Determinar a quantidade molar de oxigênio e de cera de vela.
- Observar qualitativamente a reação de combustão da queima de uma vela.

#### **PARTE I**

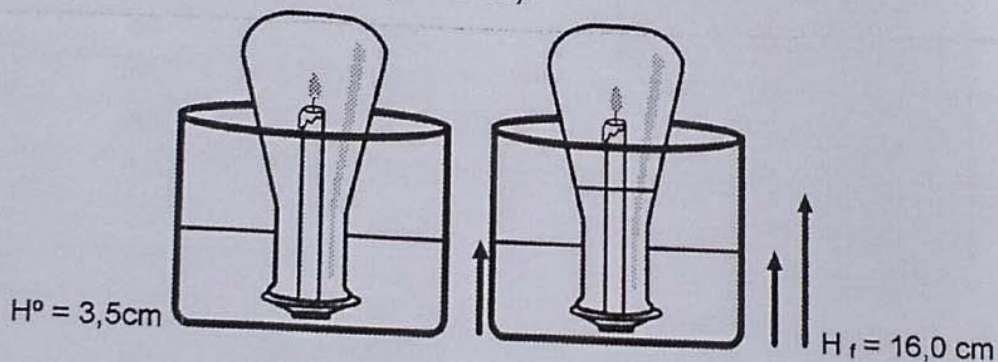
Nesse experimento pode-se investigar a combustão de uma vela. Para isso, foi preciso afixar a vela no fundo de um recipiente de metal com água e adicionar um indicador bromotimol para melhorar a visualização, por causa de sua cor alaranjada.

Sobre essa vela e o recipiente de metal foi invertido imediatamente um erlenmeyer graduado com volume específico.

Supôs-se que a vela era constituída de  $C_{21}H_{44}$  (na verdade sabe-se que a vela é constituída de uma mistura de vários hidrocarbonetos), essa reação de combustão pode ser representada pela equação abaixo :



Por essa equação sugerida, os produtos da combustão identificados foram o gás carbônico e o vapor d'água. A pressuposição do método utilizado considerou que o vapor de água condensou e o gás carbônico, por ser muito solúvel em água, foi dissolvido rapidamente. Como consequência dessa remoção do gás oxigênio, a pressão no interior do erlenmeyer foi diminuindo e a altura da água dentro do foi subindo dentro do erlenmeyer (esquema 1.0).



ESQUEMA 1: Aumento da altura da coluna de água

Considerou-se neste experimento que o volume ocupado por  $n$  moléculas de  $O_2$  é o mesmo de  $n$  moléculas de  $CO_2$  quando mantido a mesma pressão.

A pressão exercida pelos gases no interior do erlenmeyer diminuiu até um valor menor que a pressão atmosférica. Desta forma, a água foi subindo até que a pressão no interior do erlenmeyer se igualou a pressão atmosférica. Segundo a Lei de Dalton de Pressões Parciais, que determina que a pressão total exercida pela mistura dos gases é igual à soma da pressão parcial do oxigênio e outros gases individuais num volume total em uma mesma temperatura da mistura (eq. 3.0):

$$P_{\text{atm}} = P_{\text{erlenmeyer}} = P_{\text{ar}} + P_{\text{H}_2\text{O}} + \Delta h / 13,6 \text{ (eq. 3.0)}$$

Pode-se estabelecer a pressão total registrando todas as pressões parciais em unidades de torr ou mm Hg (760 torr = 1 atm). A pressão parcial da água na fase gasosa ou vapor foi resultado da evaporação da água. Essa pressão foi registrada consultando a tabela I e verificando a temperatura do laboratório igual a 25° C (ambiente).

15	12,79	$1,687 \times 10^3$	1,794
20	17,04	$2,338 \times 10^3$	2,394
25	23,76	$3,155 \times 10^3$	3,408
30	31,82	$4,247 \times 10^3$	4,542
35	42,15	$5,650 \times 10^3$	5,922
40	55,32	$7,479 \times 10^3$	7,675
45	71,34	$9,950 \times 10^3$	10,383
50	90,71	$1,2,217 \times 10^4$	12,803
55	113,0	$1,5,553 \times 10^4$	16,174
60	138,4	$1,9,98 \times 10^4$	20,63
65	167,3	$2,4,49 \times 10^4$	26,20
70	200,7	$3,0,178 \times 10^4$	32,90
75	238,3	$3,6,64 \times 10^4$	40,64
80	281,7	$4,4,03 \times 10^4$	49,34
85	331,5	$5,3,785 \times 10^4$	59,01
90	388,8	$6,5,518 \times 10^4$	70,60
95	453,9	$8,1,241 \times 10^4$	84,14

O termo final na equação 3.0,  $\Delta h / 13,6$ , representando a pressão exercida pelo nível interno da água variação de altura entre isto que o nível da água fora do erlenmeyer. O fator 13,6 foi necessário para converter a pressão de mm de água para mm Hg.

Tabela I : Pressão de Vapor da água (Russel ,1994).

Temperatura (C°)	mm Hg	Atm	Kpa
0	4,58	$6,03 \times 10^{-3}$	0,611
5	6,54	$8,61 \times 10^{-3}$	0,872
10	9,21	$1,21 \times 10^{-2}$	1,23
15	12,79	$1,683 \times 10^{-2}$	1,705
20	17,54	$2,308 \times 10^{-2}$	2,338
25	23,76	$3,126 \times 10^{-2}$	3,168
30	31,82	$4,187 \times 10^{-2}$	4,242
35	42,18	$5,550 \times 10^{-2}$	5,622
40	55,32	$7,279 \times 10^{-2}$	7,375
45	71,88	$9,458 \times 10^{-2}$	9,583
50	92,51	$1,217 \times 10^{-1}$	12,33
55	118,0	$1,553 \times 10^{-1}$	15,74
60	149,4	$1,966 \times 10^{-1}$	19,92
65	187,5	$2,648 \times 10^{-1}$	25,00
70	233,7	$3,075 \times 10^{-1}$	31,16
75	289,1	$3,804 \times 10^{-1}$	38,54
80	355,1	$4,672 \times 10^{-1}$	47,34
85	433,6	$5,705 \times 10^{-1}$	57,81
90	525,8	$6,918 \times 10^{-1}$	70,10
95	633,9	$8,341 \times 10^{-1}$	84,51

O termo final na equação 3.0,  $\Delta h / 13,6$ , representando a pressão causada pelo nível interno da água ser  $\Delta h$  mm de altura mais alto que o nível da água fora do erlenmeyer. O fator 13,6 foi necessário para converter a pressão de mm de água para mm Hg.

Assim pode-se calcular a pressão do ar :

$$P_{\text{atm}} = P_{\text{erlenmeyer}} = P_{\text{ar}} + P_{\text{H}_2\text{O}} + \Delta h / 13,6 \text{ ( eq. 3.0)}$$

$$760 \text{ mm Hg} = P_{\text{ar}} + 23,76 \text{ mm Hg} + 0,920 \text{ mm Hg}$$

$$\text{Pressão do ar} = 760 \text{ mm Hg} - 24,680 \text{ mm Hg} = 735,32 \text{ mm Hg} = 0,967 \text{ atm}$$

Depois de ter determinado a pressão do ar, pode-se calcular a quantidade final de mols de ar, utilizando-se a equação de Clayperon e o volume final de ar. Para registrar esse volume foi preciso marcar o nível de água do erlenmeyer, depois da queima da vela e então foi medido o volume de 220 mL de água necessário para enche-lo até essa marca.

Foi calculado o número final de mols de ar:

$$P_{\text{ar}} \cdot V = n \cdot R \cdot T \text{ (eq. 4.0)}$$

$$0,96752 \text{ atm} \cdot 0,22 \text{ L} = n_{\text{ar final}} \cdot 0,082 \text{ atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}$$

$$n_{\text{ar final}} = 0,21274 / 24,436 = 0,0087006 \text{ mols de ar}$$

A quantidade molar inicial de ar foi calculada utilizando a lei dos gases (eq. 5.0). E substituindo na equação o volume do erlenmeyer em litros (V), pressão de ar em atm (P), a temperatura ambiente em Kelvin e a constante universal dos gases de  $0,082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ .

A pressão inicial do ar foi igual à pressão de 1,1 atm medida, no laboratório do LCQUI, com um barômetro.

$$P_{\text{atm}} \cdot V = n \cdot R \cdot T \text{ (eq. 5.0)}$$

$$1,1 \text{ atm} \cdot 0,25 \text{ L} = n \cdot 0,082 \text{ atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}$$

$$n_{\text{ar inicial}} = 0,011254 \text{ mols de ar}$$



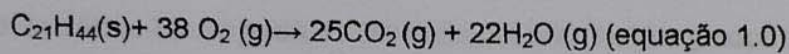
Finalmente pode-se supor a quantidade de oxigênio, em mols, consumida por uma vela, calculando a diferença entre a quantidade inicial e final de ar presente no erlenmeyer.

$$N \text{ ar inicial} - n \text{ ar final} = 0,0112 - 0,00870 = 0,0025533 \text{ mols de } O_2$$

Para confirmar a eficiência do experimento foi determinada a quantidade de mols de oxigênio e de cera de vela de acordo com a reação química de combustão completa (eq. 1.0).

- Número de mols de cera da vela consumida:

Registrou-se a quantidade em mols de cera de vela (supondo que seja  $C_{21}H_{44}$ ) consumida durante a reação de combustão completa. Para esse fim, foi preciso aferir o peso da vela antes e após a reação química de combustão (equação, 1.0) registrando o valor de 0,0324 g. Cálculo exposto abaixo:



$$1 \text{ mol de } C_{21}H_{44} \text{ ----- } 352 \text{ g}$$

$$X \text{ mols de } C_{21}H_{44} \text{ ----- } 0,0324 \text{ g}$$

$$X \text{ mols de } C_{21}H_{44} = 9,2045 \times 10^{-5} \text{ mols de cera de vela (} C_{21}H_{44} \text{).}$$

- Número de mols de oxigênio:

A partir da quantidade de número de mols de cera de vela, foi calculado o número de mols de  $O_2$ :

$$1 \text{ mol de } C_{21}H_{44} \text{ ----- } 38 \text{ mols de } O_2$$

$$9,204 \times 10^{-5} \text{ mol de } C_{21}H_{44} \text{ ----- } n$$

$$n = 0,002945 \text{ mols de } O_2$$

Apesar do valor experimental ser próximo do teórico (85%), houve falha no método utilizado que foi identificada por observação qualitativa sugerida pelo próprio procedimento. Observe:

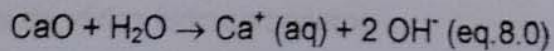
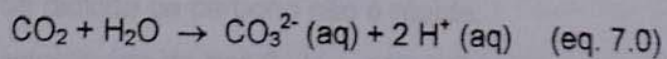
- a) Ao aproximar a vela do béquer percebeu-se a presença do carbono elementar característico de reação de combustão incompleta.

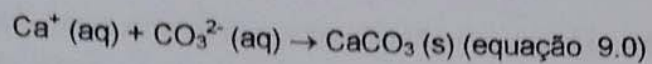
Mesmo com o suposto erro experimental, esse método foi eficiente para determinar a quantidade molar de oxigênio, pois o resultado experimental se aproxima bastante do cálculo teórico.

## PARTE II

Foi realizada, novamente, a montagem da vela e do vidro de relógio. Colocaram-se no recipiente de metal. No entanto, desta vez encheu-se com solução de hidróxido de cálcio. Em seguida, foi invertido um erlenmeyer graduado de volume específico de 250 mL sobre a vela e o vidro de relógio. À proporção, que a vela queimou, o oxigênio foi consumido. Como consequência dessa retirada de gás oxigênio, a pressão no interior do erlenmeyer foi diminuindo e a altura da água foi subindo dentro do erlenmeyer até alcançar uma altura final de 16 cm.

O produto da combustão da queima da vela, dióxido de carbono, quando dissolvido em água forma o ácido carbônico, que ao se dissociar, causa a liberação de prótons, como mostrado na equação 7.0. Em contato com a solução de hidróxido de cálcio ou "água de cal" (eq. 7.0), ocorre imediatamente a formação de um precipitado branco, carbonato de cálcio, como mostrado na equação 8.0.





- **Questionário:**

1- Qual a evidência observada de que a vela contém carbono?

Resposta: Ao aproximar a vela ao béquer percebe-se que ocorreu o escurecimento, evidenciando a presença de carbono elementar (fuligem).

2- A água é produzida na queima de uma vela está em sua fase gasosa ou líquida? Que evidência tem para essa resposta?

Resposta: A água produzida encontra-se na fase de vapor, essa evidência foi possível constatar ao aproximar a vela de um vidro de relógio com gelo e observar que no fundo do vidro de relógio aparecem gotículas de água decorrente do fenômeno de condensação.

3- Liste algumas fontes de erros nesta experiência que afetariam seu conhecimento quantitativo entre as quantidades de cera e oxigênio consumido e as quantidades de dióxido de carbono e água produzidos. Sugira alterações no procedimento experimental que possam corrigir os erros citados acima.

Resposta:

- Na presença de pouco oxigênio a combustão não é completa, formando monóxido de carbono pouco solúvel em água.
- A dissolução de dióxido de carbono não é rápida.
- A vela não é constituída de por  $\text{C}_{21}\text{H}_{44}$ , pois sabe-se que a vela é constituída de uma mistura de vários hidrocarbonetos.

4- A equação química que descreve a combustão da cera da vela mostra que  $O_2$  é consumido e  $CO_2$  e  $H_2O$  são formados na reação. Explique porque a água entrou no erlenmeyer:

A pressão interna diminui à medida que o oxigênio foi consumido na combustão, formando gás carbônico, que se dissolve na água presente, e água que condensa.

5- Quais são as dificuldades encontradas para usar equação 3.0 para cálculo da  $P_w$  (pressão de ar)?

Resposta:

- Determinar com precisão a altura da água final utilizando uma simples régua.
- Utilizar a quantidade de água exata, no recipiente de metal, para que a pressão ao redor da vela não ser maior que a do ambiente, enquanto o ar estiver quente.

## 6.2. RELATÓRIO DO EXPERIMENTO DA TITULAÇÃO ÁCIDO/ BASE DO SUCO DE ABACAXI

Através do processo de titulação ácido-base, eficiente no estudo da Química analítica quantitativa, foi possível realizar o segundo experimento que permitiu determinar a concentração do ácido ascórbico (vitamina C) do suco de abacaxi.

### Fundamento teórico:

O ácido ascórbico é uma vitamina solúvel em água (vitamina C), que deve ser consumida regularmente. A falta de vitamina C no organismo resulta no escorbuto. As frutas cítricas e outras limas e limões, tomates, cenouras, e verduras frescas são boas fontes de vitamina C. A maioria das pessoas obtém o mínimo requisito diário

(MDR), igual a 60 mg de vitamina C destas fontes, mas muitos preferem consumir quantidades maiores destas vitaminas.

Como qualquer outro ácido, o ácido ascórbico reagirá com hidróxido de sódio, uma base, produzirá um sal (ascorbato de sódio) e água. A equação corresponde equilíbrio químico da reação está descrito abaixo :



Esta equação sugere determinar a quantidade de vitamina C numa amostra de suco via uma titulação com solução de hidróxido de sódio. Sabe-se que a relação de ácido ascórbico e a hidróxido de sódio é 1:1, o número de mols de ácido presente na amostra é igual ao número de mols de base que deve ser adicionado até alcançar o ponto de equivalência na titulação ácido-base.

$$M \times V \text{ (em litros)} = \text{mols (base)} = \text{mols (ácido)}$$

#### **Objetivos específicos:**

- Dominar a técnica de titulação ácido-base.
- Padronizar a solução de hidróxido de sódio (NaOH, 0.1M).
- Determinar a concentração do ácido ascórbico (vitamina C) do suco de abacaxi.

#### **O que aconteceu?**

Para determinar a concentração de ácido ascórbico (vitamina C) do suco de abacaxi, através da titulação ácido-base, foi necessário padronizar a solução de NaOH 0,1M. Para executar esse procedimento, foi adicionado hidróxido de sódio (NaOH), na bureta (titulante), à outra solução de ácido ascórbico no erlenmeyer (titulado).

À medida que a reação ácido-base foi acontecendo atingiu o ponto de equivalência, ou seja, o número de moles de íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  provenientes do ácido

ascórbico, igualou-se ao número de moles de íons  $\text{OH}^-$  provenientes da base ( $\text{NaOH}$ ). Este ponto foi determinado, pelo chamado "ponto final", o qual foi detectado no instante que houve a mudança de cor de incolor para cor-de-rosa claro do indicador colorimétrico fenolftaleína. Nesse mesmo instante, foi registrado o volume gasto de hidróxido de sódio rigorosamente. Os valores encontram-se na tabela 0.2:

Volume gasto de NaOH	31,1 mL
Volume gasto de NaOH	31,2 mL
Volume gasto de NaOH	31,2 mL
<b>Média do volume gasto</b>	<b>31,2 mL</b>

Tabela 0.2: Volume gasto de NaOH

Com a média do volume pode-se padronizar a solução de hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$  0.1M):

1 mol  $\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6$  (ácido ascórbico) ————— 176,0 g

X ————— 0,5054g

X = 0,00287 mol  $\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6$  (ácido ascórbico)

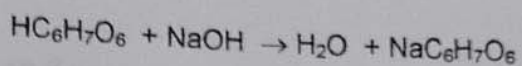
0,00287 mol  $\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6$  (ácido ascórbico) ————— 31,2 mL

Y ————— 1000 mL

Concentração Real : Y = 0,092mol/L  $\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6$  (ácido ascórbico)=NaOH

Com a concentração da solução hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$ ) conhecida, pode-se titular três amostras repetidas do suco de abacaxi.

A reação ácido-base entre o ácido ascórbico (suco de abacaxi) e o hidróxido de sódio foi acontecendo conforme a equação abaixo:



De acordo com a definição indicada acima, foi verificado entre a amostra de suco de abacaxi (ácido ascórbico) e hidróxido de sódio (NaOH) o seu ponto de equivalência, no momento que as concentrações das duas soluções encontraram-se em molaridade 1:1. Esse ponto foi determinado pela mudança de cor de incolor para cor-de-rosa-alaranjado do indicador calorimétrico fenolftaleína.

Nesse mesmo instante foi registrado os volumes gastos de hidróxido de sódio (NaOH) nas três amostras repetitivas do suco de abacaxi (Tabela 0.3):

Volume gasto de NaOH	10,1 mL
Volume gasto de NaOH	10,2 mL
Volume gasto de NaOH	10,1 mL
<b>Média do volume gasto</b>	<b>10,1 mL</b>

Tabela 0.3: Volume gasto de NaOH

$$([\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6] \times V_{\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6}) / 1 = ([\text{NaOH}] \times V_{\text{NaOH}}) / 1 \quad (\text{eq. 10.0})$$

Com a média do volumes gastos de hidróxido de sódio (NaOH), juntamente com a equação (10.0) pode-se calcular a quantidade de ácido ascórbico (vitamina C), pelo seguinte cálculo:

$$0,0920 \text{ mol/L de NaOH} \text{ ----- } 1000 \text{ mL}$$

$$Z \text{ ----- } 10,1 \text{ mL}$$

$$Z = 9,2008 \times 10^{-4} \text{ mol de NaOH} = \text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6 \text{ (ácido ascórbico)}$$

$$([\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6] \times V_{\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6}) / 1 = ([\text{NaOH}] \times V_{\text{NaOH}}) / 1 \quad (\text{eq. 11.0})$$

$$([\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6] \times V_{20 \text{ mL}}) / 1 = ([0,0920 \text{ mol/l}] \times 10,1 \text{ mL}) / 1$$

$$[\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6] = 4,646 \times 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$[\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6] = 4,646 \times 10^{-2} \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 1000 \text{ mL}$$

$$W \quad \text{-----} \quad 100 \text{ mL}$$

$$[\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6] = W = 4,646 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$1 \text{ mol de HC}_6\text{H}_7\text{O}_6 \text{ (ácido ascórbico)} \quad \text{-----} \quad 176 \text{ g}$$

$$[\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6] = 4,646 \times 10^{-3} \text{ mol/100mL} \quad \text{-----} \quad Z \text{ g/100mL}$$

$$[\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6] = 0,8176 \% \text{ m/V}$$

### • Questionário

1-Na titulação descrita nessa experiência seria possível usar suco de laranja ou suco de uva? Explique sua resposta, resumidamente.

Resposta: Os sucos de laranja e uva não podem ser usados neste experimento porque sua cor opaca impediria a observação do ponto de viragem, com o auxílio do indicador colorido.

2-Explique porque as frutas cítricas receberam este nome? Qual a relação desse nome com o experimento?

Resposta: As frutas cítricas, fontes de vitamina C, receberam essa denominação devido ao seu sabor cítrico, proveniente da presença do ácido ascórbico. A relação desse nome com o experimento é justamente de determinar a quantidade aproximada de ácido ascórbico (vitamina C), presente no de suco de abacaxi, utilizando-se da técnica de titulação ácido base.



## 7.0- CONCLUSÃO:

As aulas de Químicas são ministradas priorizando a teoria, o que faz a criar uma falsa idéia que a química é só para químicos, não criando uma empatia para sua real compreensão e aprendizado. Nesse trabalho, foram apresentados experimentos para serem usados durante as aulas expositivas. Trata-se de experimentos simples com materiais de fácil aquisição para serem usados no ensino de química com a escola tendo laboratório ou não.

Em uma experiência foi medida a quantidade molar de oxigênio, utilizando-se a combustão de uma vela, afixada no fundo de um recipiente, sobre a qual inverteu um erlenmeyer graduado. Apesar desse experimento apresentar algumas falhas, os resultados finais apresentados foram coerentes. O que mostra que pode chegar a uma resposta certa por caminhos errados, porém o mais importante é chegar pelo o caminho certo.

Da mesma forma, foi realizado o experimento de volumetria ácido-base na determinação do teor de ácido ascórbico (vitamina C) do suco de abacaxi, que se apresentaram erros experimentais, mas o resultado final, abordado no relatório ideal, foi coerente com valor real justificando a eficácia do método.

Utilizando-se das observações das duas experiências com as respectivas informações (pós-contras), poderá levar o aluno refletir e interpretar os conceitos de química que muitas das vezes são abstratos. Dependendo da visão crítica, dos erros podem dar elementos para novas abordagens didáticas, construindo novos conhecimentos e propiciando um salto de qualidade no ensino de química.

## 8.0- REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- ANDRADE, J.B.;SILVA, L. *Revista Química Nova Na Escola*, Nº5, 2003.
- AMARAL, A. *Psicologia Geral*. Rio de Janeiro, Ed. Aurora,1963, 3ª edição.
- BELTRAN E CISCATO *Química-Coleção Magistério 2º Grau (série formação geral)- 2ª edição* –Ed.Cortez,1991.
- BIRK, J. P e LAWRON, E. The persistence of the candle-and-cylinder misconception. *Journal of chemical education*, V.76, nº 7, p.914-916, 1999.
- BONADINAN, H. *Ciência: 8ª série, proposta alternativa de ensino*, Ed.Unijuí, 1987, 3ª edição.
- CHAGAS, A.P. *Revista Química Nova Na Escola: Ferramenta do Químico*, Nº5, 1997.
- FLAKE,C.L. *Educación Holística; principio, perspective y prácticas*, Holistic Education Press, Brandon (US). 1998.
- FREIRE, P. *Pedagogia del oprimido*. Deglo veinteuno de espana, Madrid. 1969 – 1975.
- GIORDAN, M. *Revista Química Nova Na Escola* , Nº 10, Dez.1999.
- LEAL,M. C.; *Como a Química funciona;Revista Química Nova Na Escola*,14,2001.

MISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA; Parâmetros curriculares Nacionais para o Ensino Médio. Governo do Brasil, 1999.

MATEUS, A.L. – Química na cabeça – Ed. UFMG, Belo Horizonte, 2001. Parâmetros Curriculares Nacionais (PCN) – Ensino Médio, Brasília, 2002.

MOHRING J. R.; J.Chem. Educ, p.81; 1083, 2004.

NUNES, M.; Santos, L. M. P. M e Soares, E. C.; Noções de conservações das quantidades físicas em alunos do ensino fundamental: [www.ufmt.br/revista/arquivo/ver/s/nunes.html](http://www.ufmt.br/revista/arquivo/ver/s/nunes.html): Consultado: 30/02/2006

PIAGET, J; Piaget ou Piaget: The Epistemology of Jean Piaget; Filme de Claude Goretta para Yale University, 1977.

RUSSEL, B, J, - Química Geral -, Ed. Markron Books, São Paulo, 1994, pg 71

SANTOS, W.L.R.; SCHNETZLER, R.P. *Revista Química Nova Na Escola*, Nº 4, Nov. 1996.

USBERCO, S. Salvador. Química Essencial. Editora Saraiva: 1ª ed. 2001.

YUS, R. Educação Integral; Uma Educação Holística para o Século 21. Ed. Artmed, 2002.