

## Determinação da Constante Universal dos Gases: uma proposta de abordagem alternativa.

\*Pablo Eduardo Costa dos Santos<sup>1</sup>(IC), João Thiers Mendonça Santos<sup>2</sup> (IC), Victor Hugo Vitorino Sarmiento<sup>3</sup>(PQ), Erivanildo Lopes da Silva<sup>4</sup> (PQ), Geraldo Humberto Silva<sup>5</sup>(PQ). \*pabloeduardo.cs@gmail.com.

<sup>1,2,3,4,5</sup>Departamento de Química, Campus Prof. Alberto Carvalho, UFS, 49500-000, Itabaiana, SE, Brasil.

*Experimentação, Constante universal dos gases, Ensino de química.*

**RESUMO:** Neste trabalho propõe-se a construção de um sistema alternativo e de baixo custo para a determinação experimental da constante universal dos gases. Alunos do ensino médio testaram a prática e os resultados obtidos estão de acordo com o encontrado na literatura, mostrando como a ciência pode ser entendida de maneira fácil através de experimentos simples tornando-a mais concreta para os estudantes.

### INTRODUÇÃO

Inúmeros trabalhos apontam que a experimentação desperta um forte interesse por parte dos alunos, e que os professores concebem a experimentação pelo menos no discurso, como uma estratégia que propicia o aumento da capacidade de aprendizado (GIORDAN 2003). Contudo, muitas das vezes conteúdos como reações químicas, gases ideais, etc., são abordados sem nenhum tipo de atividade experimental. Assim posto, neste trabalho, apresenta como uma proposta a construção de um sistema alternativo que possa ser usado nas aulas de química visando determinar a constante universal dos gases ideais abordando os conteúdos já mencionados.

A fim de realizar um trabalho investigativo, a atividade de determinação da constante universal dos gases, foi desenvolvida junto à disciplina Estágio Supervisionada no Ensino de Química III pertencente à grade curricular do curso de Licenciatura em Química da Universidade federal de Sergipe. Assim, foram colhidas junto a alunos do 1º ano do ensino médio, logo após o desenvolvimento do experimento, um levantamento sobre a argumentação deles sobre a determinação da constante dos gases.

Há mais de 2300 anos, Aristóteles já defendia a importância da observação empírica aliada a imprescindível lógica grega, principalmente quando se pretendia compreender os fenômenos da natureza. Este pensamento marcou presença durante toda a idade média (GIORDAN, 1999). No ensino de Ciências é quase unânime que a abordagem do conhecimento científico de dá de forma quase que dependente a observações experimentais. Contudo, hoje, percebe-se que a experimentação é raramente utilizada no ensino de ciências (ZANON, 2007).

Atualmente há vários pensadores que defendem a importância do papel da experimentação no ensino de ciências (GIORDAN,1999; MOREIRA, 1983), é sabido que ela desperta um grande interesse por parte dos alunos, sendo assim, proporciona

um caráter motivador, lúdico e ainda possibilita que os discentes (re)construam o seu conhecimento.

## IMPORTÂNCIA DOS GASES

Os gases são tão importantes e fundamentais no ensino Médio que muitas vezes passam por despercebido. O estudo dos gases permitiu avanços significativos no século XVIII, ocasionando a primeira revolução industrial com as máquinas a vapor que asseguraram um novo elemento energético na produção industrial, impulsionando as inovações e as facilidades no modo de vida do homem. A importância dos gases no dia-a-dia é infinitamente maior do que se pode imaginar, eles são empregados desde em nossas casas (armazenados em botijões de cozinha ou transportados via gasodutos), em utensílios de higiene como em desodorantes aerossóis até na indústria alimentícia de refrigerantes.

Alguns afirmam que quem uniu a lei de Boyle e a lei de Gay-Lussac pela primeira vez foi o engenheiro francês Benoit-Paul Emile Clapeyron, onde mais tarde o alemão Rudolf Clausius usando dados experimentais do francês e químico Henri Victor Regnault, fez uma correção relacionada com a temperatura (um valor mais preciso da temperatura absoluta alterado de 267 K para 273 K) na equação proposta inicialmente por Clapeyron, onde ao que tudo indica ainda posteriormente esta correção da temperatura um aluno de Clausius, o químico alemão August F. Horstmann foi quem introduziu o volume molar na equação proposta por Clausius e Clapeyron, chegando em 1873 a forma que tem hoje:  $PV = nRT$ . Uma equação matemática bastante conhecida e que descreve o comportamento dos gases ideais em função da pressão, número de mol, temperatura e volume (JENSEN, 2003).

A equação é conhecida como a lei dos gases ideais - um gás hipotético cujos comportamentos da pressão, do volume e da temperatura são completamente descritos por esta equação - sendo R conhecido como a constante universal dos gases e dependendo das unidades utilizadas possui diversos valores, tais como,  $0,08206 \text{ L atm.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ ;  $8,31447 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1}$ , entre outros (BROWN, et. al. 1999).

O estudo dos gases ideais juntamente com a sua lei fornece a base da Termodinâmica; daí percebe-se que a constante R é inserida em outros ramos da química como, por exemplo, na Cinética por meio da equação de Arrhenius:  $\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$  onde através dela é possível determinar a energia de ativação  $E_a$ , (parâmetro decisivo no tempo de uma reação e essencial para o controle da validade de um produto alimentício, por exemplo). Vemos também a constante R na Eletroquímica, na equação de Nernst:  $E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln Q$ , que permite calcular a força eletromotriz de uma pilha. Portanto, percebe-se claramente a importância desta constante no estudo da química e da física.

Tendo todos estes pontos em consideração, o presente trabalho tem como objetivo construir e aplicar com alunos do ensino médio um sistema totalmente alternativo de caráter investigativo para a determinação da constante universal dos gases, visando possíveis aplicações para a experimentação no ensino de química,

tanto em nível de ensino médio como de ensino superior, verificando posteriormente a opinião dos alunos a respeito do experimento proposto, podendo propiciar a alunos e professores formas diferentes de se ensinar/aprender química, contribuindo para que a ciência se torne mais concreta.

## **METODOLOGIA**

Foi desenvolvido o experimento com uma turma da primeira série do ensino médio do Colégio Estadual Murilo Braga (CEMB), localizado na cidade de Itabaiana-SE. Este experimento foi desenvolvido com bases nas discussões, junto à disciplina Estágio Supervisionado no Ensino de Química III da UFS. A atividade foi desenvolvida em grupos, no qual cada grupo ficou responsável por encontrar todos os materiais necessários para montagem e execução da prática.

Foram aplicados dois questionários:

a) Contendo somente questões de respostas abertas com perguntas basicamente relacionadas a atividade experimental (THIOLLENT, 1996), este primeiro questionário foi aplicado na mesma aula que foi dedicada para a execução da prática, as questões contidas neste questionário apresentava relação com os conteúdos discutidos anteriormente em sala de aula, tais como: o uso do bicarbonato de sódio no combate a azia, Equações Químicas, Gases ideais, Estequiometria, Ácidos e Bases, e este primeiro questionário foi solicitado para ser respondido em grupo.

b) Aplicado uma semana posterior ao primeiro, contendo questões mistas (de respostas abertas e fechadas) sendo aplicado individualmente, com o intuito de saber a opinião dos alunos a respeito da experimentação no ensino de química, e o que eles acharam da prática proposta.

Todas as respostas posteriormente foram organizadas e analisadas semanticamente (análise de conteúdo), sendo discutidas a seguir, afim de se investigar a opinião dos alunos (CAREGNATO, 2006) a respeito da experimentação de forma generalizada e a opinião deles a respeito da prática proposta.

## **RESULTADOS E DISCUSSÕES**

Os resultados e discussões apresentados a seguir estão organizados da seguinte forma: Primeiramente serão detalhados todos os materiais necessários para a construção do sistema proposto para a determinação totalmente alternativa da constante universal dos gases, bem como os procedimentos de montagem e execução.

### **ATIVIDADE DE CONSTRUÇÃO DO SISTEMA PROPOSTO**

#### **MATERIAIS UTILIZADOS**

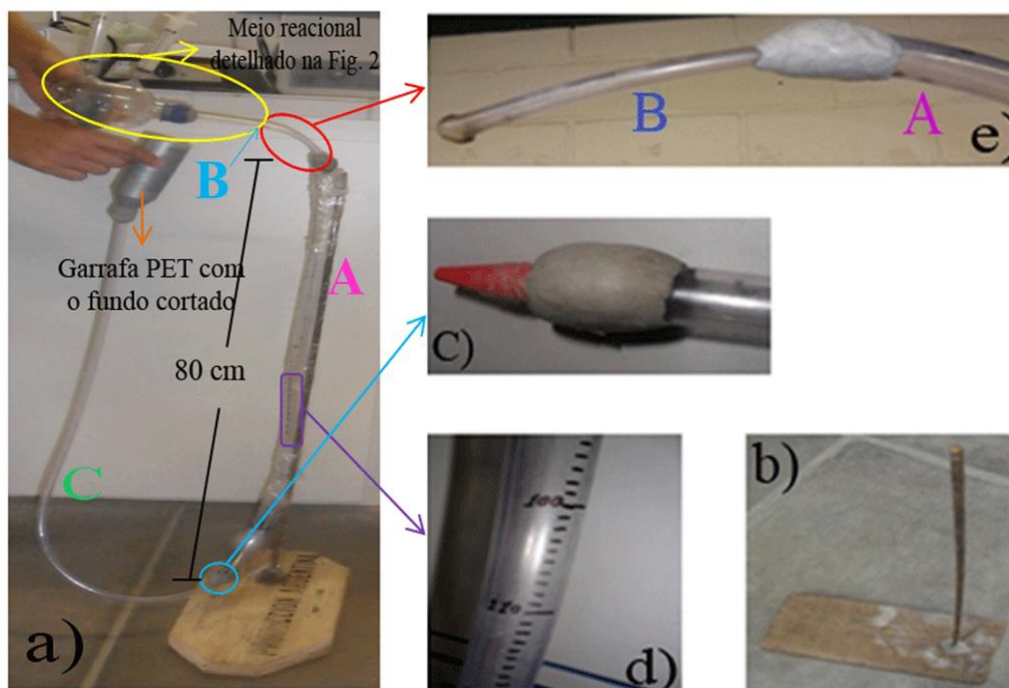
Para a construção do experimento, a Fig. 1 apresenta detalhes sobre a montagem do sistema. Foram necessários: três pedaços de mangueira transparentes: uma com 17 mm de diâmetro interno e 760 mm de comprimento (mangueira indicada por A na Fig. 1a), de preferência constituída de um material rígido, outra com 130 mm de comprimento e 7 mm de diâmetro interno (mangueira indicada por B na Fig. 1a)) e a

última com 900mm de comprimento e 7 mm de diâmetro interno (mangueira indicada por C na Fig. 1 a)). Aproximadamente 100 gramas de massa epóxi. Uma pipeta plástica descartável (encontrada facilmente em farmácias). Fita adesiva transparente de preferência larga. Marcador de CD. Uma tampinha de adoçante ou de cola com único orifício. Fita métrica ou régua. Copo de água mineral descartável (qualquer recipiente de 200 mL). Duas garrafinhas PET de 250 mL. Um Sonrisal<sup>®</sup>. Tesoura para fazer um orifício em uma tampinha da garrafa PET e cortar uma das garrafas, estilete para cortar o Sonrisal<sup>®</sup>. Duas seringas de 10 mL (com as agulhas e que estas possam ser encaixadas nas seringas). Um pedaço de bastão de metal utilizado em construções com aproximadamente 80 cm de comprimento. Um pedaço de madeira relativamente pesado com um orifício próximo de uma das extremidades de tal forma que o bastão de metal mencionado anteriormente possa ser encaixado. Um pedaço de folha de acetato (daquelas usadas em encadernação); água.

### PROCEDIMENTO PARA MONTAGEM

Inicialmente construiu-se um suporte utilizando o pedaço de madeira com o orifício de diâmetro suficiente para permitir o encaixe do bastão de metal, caso necessário, reforçando as bases do bastão com massa epóxi (Fig.1b). Em seguida, montou-se uma “bureta alternativa”, acoplando a tampinha de cola ou de adoçante à mangueira (A) no caso da tampa de adoçante. Em seguida, fez-se um alargamento de modo que a água pudesse escoar continuamente sem gotejar pela tampa (Fig.1c). Após a secagem da massa, fez-se a graduação da bureta utilizando o copo de água mineral de 200 ml e com o auxílio da régua faça a marcação com o pincel ou marcador de CD (Fig.1d).

Na parte superior da bureta conectou-se a mangueira (B) na mangueira (A) com auxílio da massa epóxi (Fig.1e), já na parte inferior, o último pedaço de mangueira (C) foi acoplado ao bico da bureta também com o auxílio da massa epóxi e na outra extremidade foi inserida a garrafa PET com o fundo cortado na posição indicada de acordo com a Fig. 1a. Lembrando que todas as conexões foram vedadas evitar vazamento de gás. Logo após, deixou-se secar bem toda a massa epóxi utilizada, que por fim, teve um pedaço da ponta da pipeta plástica (ou um canudo resistente e com diâmetro de forma que possa ser encaixado perfeitamente na mangueira de 7 mm de diâmetro na parte superior do sistema), a pipeta é mais indicada pois o seu diâmetro é menor que 7 mm no início, e ao longo da pipeta é igual ou maior assim, o encaixe pode ser o mais perfeito possível, caso o encaixe não fique tão bom você pode alargar a boca da mangueira com chama (com o uso de um isqueiro).



**Figura 1: Detalhes sobre a montagem do sistema: a) Completo; b) Base do sistema; c) Acoplamento da tampinha a mangueira; d) Marcação da bureta alternativa e) Encaixe da mangueira (B) na parte superior da bureta alternativa.**

O nosso sistema reacional foi construído com a outra garrafa PET destacado em amarelo na Fig. 1a: primeiramente foi realizado um orifício na tampinha da garrafa PET de modo que a pipeta (cortada em ambos os lados) ou o canudo possa entrar uns 4 cm (no sentido da parte externa para a interna da tampinha) por esse orifício conforme a Fig. 2b, fixou-se a pipeta na tampinha com massa epóxi tanto na parte interna da tampa como na parte externa e deixe secar, a garrafa PET de 250 mL deverá ser cortada mais ou menos na região indicada em laranja na Fig. 2a, não necessita ser cortada totalmente, e sim apenas para que possa ser inserido no interior um pedaço de folha acetato no formato retangular (plástico esverdeado na Fig. 2a) e a garrafa passe a ser dividida em dois compartimentos como indica a Fig. 2c, fixar o plástico com massa epóxi e vedar bem. Na parte superior da garrafa como indicado na Fig. 2c deve ser feito dois pequenos orifícios para que permita a entrada das agulhas das seringas, as agulhas devem ser fixadas com massa epóxi de forma que cada uma fique direcionada para cada compartimento no momento da injeção de água e a água não deixando passar de um compartimento para o outro (os locais do encaixe das seringas devem ficar para fora da garrafinha PET). Depois disto esperou-se secar.



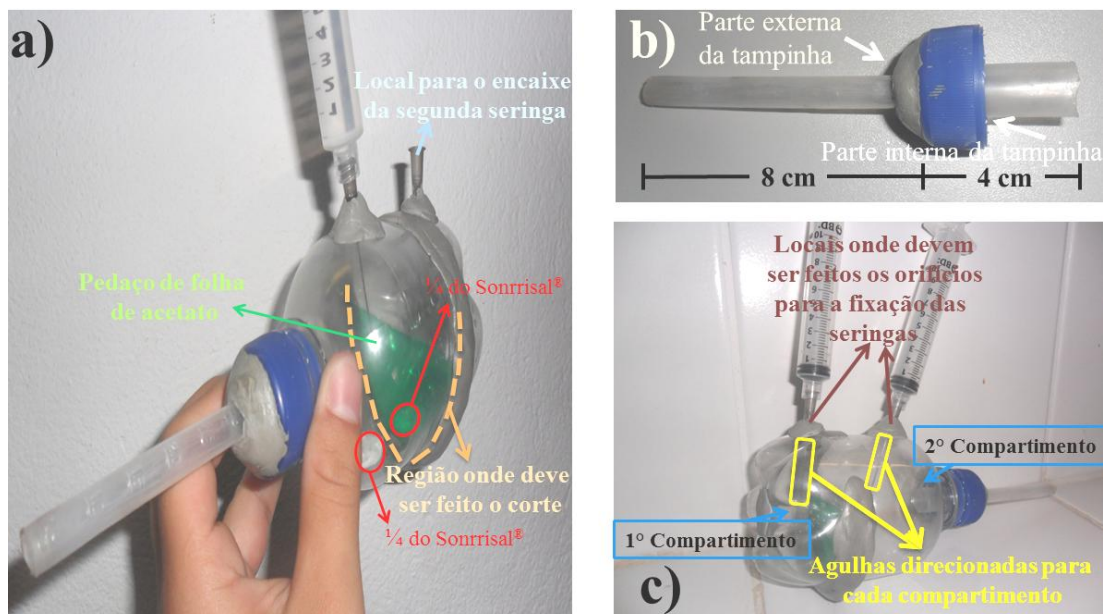


Figura 2: Detalhes da montagem do sistema reacional: a) local onde deve ser aproximadamente realizado o corte na garrafinha PET e indicação da folha de acetato; b) fixação da pipeta ou um canudo na tampinha; c) posicionamento das agulhas e seringas e indicação de cada compartimento separados pela folha de acetato.

## DETERMINAÇÃO DA CONSTANTE UNIVERSAL DOS GASES

Preencheu todo o sistema com água, verificando se não havia vazamentos. Dividiu-se o Sonrrisal<sup>®</sup> em quatro partes iguais com o auxílio do estilete e  $\frac{1}{4}$  do medicamento foi inserido em cada compartimento do nosso sistema reacional (Fig. 2a). Conectou-se o sistema reacional no restante do sistema (fechando com a tampa e conectando a pipeta ou o canudo na mangueira B), foi medido 10 mL de água com cada uma das seringas e estas foram rosqueadas nas agulhas do sistema reacional. Foi injetado toda a água de apenas uma das seringas. Observou-se que há uma variação no volume da água e esta variação foi acompanhada com o nível de água da garrafa PET “móvel”, aproximando-se da bureta alternativa, foi feito silêncio para que se ouvisse próximo as conexões feitas com massa epóxi se havia vazamento de água ou gás, caso houvesse, as conexões deveriam ser novamente reforçadas com mais massa epóxi. Caso não houvesse vazamentos no sistema montado pode-se dar continuidade com a atividade, **não retirando a água que foi deslocada** do sistema apenas zerando-se novamente a “bureta de gás alternativa” movendo a garrafa PET para cima ou para baixo (depois de aberto e fechado o sistema para que o gás não solubilizado escape); foi injetada em seguida a água presente na outra seringa, acompanhou-se a variação de volume da água com a garrafa PET e o volume inicial e final foi anotado, o tempo para que o deslocamento do volume de água cesse foi em torno de 2min.

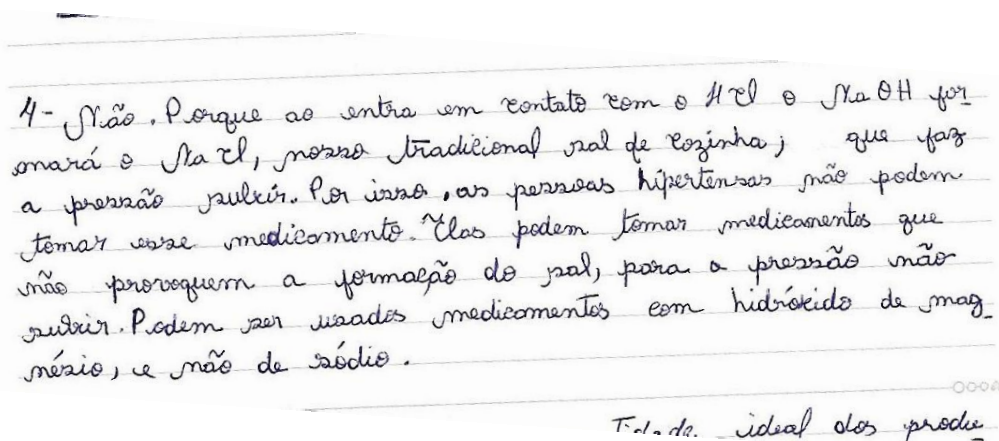
Dicas de segurança: O professor pode realizar a tarefa de cortar os antiácidos ou realizar tarefas com chamas em caso de possível alargamento de alguma mangueira para que se evitem acidentes, não há necessidade de se pedir que os alunos levem estilete ou tesoura, o professor fica responsável por tal tarefa bem como manuseá-los.

## APLICANDO O SISTEMA COM ALUNOS DO ENSINO MÉDIO

Um primeiro momento foi dedicado exclusivamente para montagem do sistema, surgindo a primeira questão: Como graduar a “bureta de gás alternativa” utilizando apenas os materiais em mãos (água, régua, recipiente de 200 mL e marcador)? Os alunos tiveram que solucionar este problema em grupo. Tiveram que pesquisar o valor da pressão atmosférica da cidade. Após isto foi adicionado o Sonrisal<sup>®</sup> ao local da reação, mas apenas o segundo valor de volume ocupado pelo gás foi levado em consideração para a determinação da constante universal dos gases, pois o motivo da construção de dois compartimentos no sistema reacional é fazer que em um primeiro momento a água presente na bureta alternativa seja saturada com CO<sub>2</sub>, para que depois disto a coluna de água saturada com o gás carbônico seja deslocada pelo mesmo.

Um requisito prévio para determinação desta constante é saber a quantidade de mol de CO<sub>2</sub> presente no volume ocupado e para isto os alunos devem ter o conhecimento a respeito de estequiometria e conhecer as equações químicas envolvidas neste processo, e para isto foi passado um texto que continha todas as equações necessárias para a desenvoltura da atividade proposta, e percebeu-se que houve uma discussão bastante rica sobre medicamentos, como por exemplo, a questão do NaOH como subproduto que pode contribuir para o aumento da pressão arterial que estava relacionada com a primeira e quarta questão do primeiro questionário, onde a primeira questão mostrava a equação que representava reação do bicarbonato de sódio com a água produzido o NaOH e a quarta pergunta tratava da formação do NaCl quando o NaOH reage com o HCl em excesso do estômago onde isto pode aumentar a pressão arterial.

A Fig.3 nos mostra a concepção de um dos grupos a respeito da pergunta quatro: “Se pessoas hipertensas poderiam tomar este tipo de medicamento (o bicarbonato de sódio) no combate a azia? E que outro medicamento poderia ser ingerido por pessoas hipertensas?” Com objetivo de fazer com que o aluno perceba que ácidos podem ser neutralizados por bases reduzindo o excesso de HCl no estômago; é importante enfatizar que em hipótese alguma se deve realizar automedicação.

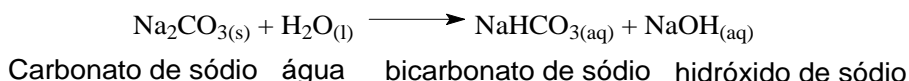


4- Não. Porque ao entrar em contato com o HCl o NaOH forma o NaCl, nosso tradicional sal de cozinha, que faz a pressão subir. Por isso, as pessoas hipertensas não podem tomar esse medicamento. Elas podem tomar medicamentos que não provoquem a formação do sal, para a pressão não subir. Podem ser usados medicamentos com hidróxido de magnésio, e não de sódio.

Feito da ideal dos produ

Figura 3: Concepção do Grupo 3 a respeito da questão do uso do bicarbonato de sódio como medicamento no combate a azia.

O Sonrisal<sup>®</sup>, é constituído por 0,325g de ácido acetilsalicílico, 1,413g de ácido cítrico, 0,4g de carbonato de sódio (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) e 1,854g de bicarbonato de sódio (NaHCO<sub>3</sub>), somente o NaHCO<sub>3</sub> contribuirá diretamente para a formação de CO<sub>2</sub> quando reage com água, mas o Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> presente no medicamento em contato com água formará mais NaHCO<sub>3</sub>, segundo a equação química que segue,



Portanto, o Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> também contribui de forma indireta para a formação de CO<sub>2</sub>, resta agora saber o quanto de massa total de NaHCO<sub>3</sub> teremos para produzir gás. Para a determinação da constante universal dos gases, os alunos tiveram que seguir o seguinte raciocínio, como foi apresentado de uma maneira muito clara pelo Grupo 3 sendo mostrada na Fig. 4, porém percebe-se apenas uma pequena falta de atenção no momento da transcrição da equação química inicial, especificamente na fórmula do carbonato de sódio, onde as respectivas correções consequentes estão destacadas em vermelho (os valores circulados são os incorretos com as respectivas correções ao lado):

2- 1,854g é a quantidade de bicarbonato de sódio, que já vem incluído no Sonrisal. Porém, esse remédio também contém carbonato de sódio, que quando adicionado à água, irá produzir mais bicarbonato de sódio, como mostra a equação:

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$$

Nesse comprimido, temos 0,4g de carbonato de sódio. Dessa maneira, temos:

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$$

106 g de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> → 84 g de NaHCO<sub>3</sub>  
 0,4 g de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> → x

106 x = 33,6  
 x = 33,6 / 106  
 x = 0,3173g → Quantidade de bicarbonato 0,3170g

Somando esse valor, que é de aproximadamente 0,3173g, com o valor já existente de bicarbonato de 1,854g, temos como valor total de bicarbonato de sódio 2,171g.

Agora, vamos achar o valor da massa de CO<sub>2</sub>.

$$\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NaOH} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

84 g de NaHCO<sub>3</sub> → 44 g de CO<sub>2</sub>  
 2,170 g de NaHCO<sub>3</sub> → x

84 x = 97,988  
 x = 97,988 / 84  
 x = 1,166g de CO<sub>2</sub>



Figura 4: Desenvolvimento da determinação da quantidade de número de mols de CO<sub>2</sub> produzidos a partir do Sonrisal<sup>®</sup>.

Lembrando que foi usada somente ¼ do Sonrisal<sup>®</sup> então o valor desta massa de CO<sub>2</sub> produzida a partir do bicarbonato de sódio deve ser dividida por quatro como elucidado pelo Grupo 1 (Fig. 5), e posteriormente é encontrado o número de mol:

Handwritten calculations showing the determination of the number of moles of CO<sub>2</sub> produced. The first step is dividing the mass of CO<sub>2</sub> (1.137 g) by 4, resulting in 0.284 g. The second step is dividing this mass by the molar mass of CO<sub>2</sub> (44.8 g/mol), resulting in 0.0064 mol.

$$1,137 \div 4$$
$$CO_2 = 0,284 \text{ g}$$
$$N_{CO_2} = \frac{0,284 \text{ g}}{44,8}$$
$$N_{CO_2} = 0,0064 \text{ mol}$$

Figura 5: Cálculo do número de mol de CO<sub>2</sub> obtido a partir de ¼ do Sonrisal<sup>®</sup>.

Este valor mostrado na Fig. 5 é o que será utilizado para se determinar a constante *R*. A pressão atmosférica do local onde foi realizado o experimento é de aproximadamente 1 atm (que corresponde a pressão que o gás está submetido já que é a pressão atmosférica que faz com que a coluna de água “atue contra” a pressão exercida pelo gás até que ambas fiquem em equilíbrio) como mostra o Grupo 4 ao responder a questão 5 do primeiro questionário: “Porque podemos afirmar que a pressão que o gás está exercendo é de 1 atm?” Mostrado na Fig. 6:

Handwritten answer explaining the equilibrium pressure. The text states: "Porque é a pressão de equilíbrio." followed by three points: "A coluna está sujeita a pressão atmosférica (1 atm)", "No início P<sub>CO2</sub> > 1 atm, consegue empurrar", and "No final P<sub>CO2</sub> = 1 atm, para o movimento".

Porque é a pressão de equilíbrio.

- ▷ A coluna está sujeita a pressão atmosférica (1 atm)
- ▷ No início P<sub>CO2</sub> > 1 atm, consegue empurrar
- ▷ No final P<sub>CO2</sub> = 1 atm, para o movimento

Figura 6: Resposta do Grupo 4 a respeito da pressão que o gás está exercendo (questão 6 do primeiro questionário)

A temperatura foi considerada de 298 K, resta somente determinar o volume em litros ocupado pelo gás experimentalmente e substituir os dados na lei dos gases ideais:

$$R = \frac{pV \text{ (atm. L)}}{nT \text{ (mol. K)}}$$

A Tabela 1 a seguir mostra os valores dos volumes ocupados pelo gás, o valor da constante obtida por cada grupo e o erro do valor numérico da constante obtida

pelos alunos quando comparado com valores da literatura. Percebe-se que alguns dos valores encontrados pelos alunos estão em bom acordo.

**Tabela 1: Valores dos volumes ocupados pelo CO<sub>2</sub> e das constantes obtidos pelos diferentes grupos**

<b>Grupos</b>	<b>Volume ocupado pelo gás (litros)</b>	<b>Valor da constante obtida atm.L/mol.K</b>	<b>Erro (%)</b>
<b>Grupo 1</b>	0,15	0,0779	5,0
<b>Grupo 2</b>	0,17	0,0946	15,3
<b>Grupo 3</b>	0,14	0,0727	11,0
<b>Grupo 4</b>	0,08	0,0445	54,0

Na escola onde foi realizado este trabalho, há a existência de um laboratório de química bastante amplo, que foi o local onde foi realizada a atividade de montagem e execução do sistema proposto para a determinação do valor de *R*.

O segundo questionário foi aplicado com 14 (quatorze) alunos que participaram da atividade prática proposta, este questionário teve como intuito investigar a opinião dos mesmos a respeito da prática proposta e da experimentação no ensino de ciências em geral. Ao analisar as respostas das perguntas do segundo questionário dez dos quatorze alunos ao menos sabiam onde era localizado o laboratório de química da escola sendo que os mesmos se encontravam praticamente ao final do ano letivo: Aluno 13: *“Antes do professor Pablo não. Eu nem sabia que existia laboratório.”*, porém os quatro alunos que responderam que sabiam que existiam nunca realizaram nenhuma atividade experimental no mesmo.

Dependendo das atividades experimentais, elas não precisam ser realizadas exclusivamente em laboratórios, mas ao analisarmos a segunda pergunta do segundo questionário ela nos revela que os professores da escola não utilizam atividades experimentais no ensino de ciências, apesar da total aceitação por parte dos alunos em relação a experimentação que pode ser evidenciada pelas respostas da questão 3 do segundo questionário: Qual a sua opinião a respeito de atividades experimentais? Você acha que ela deveria ser mais usada por professores? O Aluno 1 respondeu: *“Foi bem interessante, pois além de interagir com toda a turma fez com que absorvermos conhecimento.”*; o Aluno 2: *“Minha opinião é que é muito divertido e interessante melhor que aula, acho que deveria ser usado sempre.”*; o Aluno 3: *“Na minha opinião, as atividades experimentais deveriam ser bem mais usadas pelos professores, porque as aulas ficam bem mais interessantes, mais maneiras, e também os alunos se interessam mais pela matéria. Além de sair da rotina, de ficar só na sala de aula.”* e o

Aluno 5: *“Acho que deveria ser sim, com certeza mais usada, pois ela chama atenção do aluno, deixa a aula mais dinâmica, nós alunos nos descontraímos um pouco. E fazendo isso o aluno não vai achar a aula chata, vai querer sempre assistir aula e participar dos trabalhos em equipe.”*

Apesar da boa aceitação, apenas quatro alunos já haviam realizado atividades experimentais em sala de aula, porém ao que tudo indica todas as atividades experimentais realizadas com estes alunos foram somente com estagiários do ano letivo anterior (2010) e do mesmo ano letivo que foi aplicado o questionário (2011), analisando as respostas da questão 2, apenas cinco alunos afirmaram já ter realizado algum tipo de atividade experimental : Aluno 2: *“Sim, uma vez, disciplina química ou física (eu acho) gostei de toda essa experiência foi magnetismo.”*; Aluno 3: *“Sim. Algumas vezes, com estagiários de Física. Mas todas foram na sala de aula. Algumas ano passado e outras esse ano. Também teve uma com o estagiário de Química Pablo, com uns líquidos. Foi a que mais gostei, porque gosto mais dos experimentos químicos. São mais interessantes.”*; Aluno 5: *“Não, a professora estagiária ela levava algumas novidades assim, mais a gente só observava ela quem fazia. Então se for pra contar como uma atividade experimental feita por nós alunos, eu só lembro, de uma que Pablo fez na sala, pra alguns alunos misturar um líquido e ocorrer mudança de cor, e a experiência do laboratório também com Pablo.”*; Aluno 9: *“sim: Algumas vezes; Física. A de batidas frontais entre objetos”*. É interessante notar que na fala do Aluno 5 o simples fato de está observando a atividade experimental (experimento ilustrativo), não é considerado pelo mesmo uma atividade que foi realizado por ele.

A maioria dos alunos atribui o fato da coluna de água ser deslocado devido *“A pressão exercida pelo gás liberado na reação.”* Porém é possível identificar em algumas das respostas a quarta pergunta do segundo questionário: A respeito do experimento realizado no laboratório com o objetivo de determinar a constante universal dos gases: O que é que fez a coluna de água ser deslocada? Que alguns alunos apresentam algumas concepções alternativas, o Aluno 12 afirma que é somente *“A pressão”* que desloca a coluna de água, e não relaciona que a pressão é exercida contra a coluna devido a expansão do gás carbônico produzido, já o Aluno 13 afirma que é devido *“A pressão exercida pela reação do sonrisal.”*

E analisando as respostas das questões 5 e 6 que é a respeito dos conteúdos abordados com a prática e da contribuição do sistema proposto respectivamente, é notável que houve uma boa aceitação e reconhecimento de alguns benefícios por alguns alunos, eles afirmam que os conteúdos abordados com a prática foram: *“Reações químicas”*; *“estudo dos gases o conceito de mol”*; *“Estequiometria”*; *“balanceamento”*; *“Ácidos e Bases”*, como afirma os seguintes alunos: Aluno 3: *“Sim. Reações químicas, estudo dos gases (constante universal dos gases).”*; o Aluno 13: *“Sim. A importância dos gases, A equação química e Balanceamento de reações.”* e o Aluno 8: *“Estequiometria, balanceamento e etc...”*

Quanto ao sistema proposto, todos os alunos que responderam a esta pergunta afirmam que é pertinente utilizá-lo, pois há uma boa relação com o conteúdo, e pode possibilitar um melhor entendimento do conteúdo, como relata o Aluno 1: *“Tive melhor entendimento do conteúdo”*; Aluno 2: *“Sim, Melhorou na prova que ele aplicou de Reações Químicas que foi balanceamento conheci mais os nomes de gases e etc.”*; o

Aluno 3: “Sim. Porque acompanhando a experiência, percebi melhor como acontece uma reação química, e principalmente como determinar a constante universal dos gases. Tive mais interesse em aprender, pois percebi que através do conhecimento dessa matéria, pode-se fazer coisas maneiras, como o experimento, e compará-las.”; o Aluno 5: “Sim, deu pra entender mais o que o estagiário estava tentando passar para nós, eu particularmente gostei e entendi mais o experimento realizado contribuiu um pouco para o desenvolvimento e melhor entendimento à respeito do assunto observado em sala de aula.”.

## CONCLUSÕES

A determinação da constante universal dos gases através do experimento proposto neste trabalho é bastante vantajosa quando comparado com algumas práticas encontradas na literatura que possui o mesmo objetivo, pois não há a necessidade de se utilizar uma balança analítica de alta precisão, reagentes caros ou chamas. Os materiais são de fácil acesso e podem ser reaproveitados para serem utilizados em sala de aula e sem mencionar a durabilidade. A quantidade de questionamentos e de conteúdos que podem ser abordados com tal prática é de boa relevância, como já discutido anteriormente, além de tudo os alunos que testaram a prática afirmam que é pertinente utilizá-lo, pois pode possibilitar um melhor entendimento do conteúdo.

## REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

BROWN, Theodore L; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce Edward; BURDGE, Julia R. **Química: a ciência central**. 9. ed. São Paulo: Pearson, 2005. 972 p.

CAREGNATO, R. C. A.; MUTTI, R. **Pesquisa Qualitativa: Análise de Discurso versus Análise de Conteúdo**. Texto Contexto Enferm, p. 679-84, Out-Dez, 2006.

GIORDAN, Marcelo. O Papel da Experimentação no ensino de Ciência. **Química Nova na Escola**, V.10, p.43-49, Novembro, 1999.

GIORDAN, Marcelo. **Experimentação por Simulação**. Textos LAPEQ n°: 08, 2003. Disponível em: <<http://quimica.fe.usp.br/textos/educ/pdf/experimentacao.pdf>>, Acesso em: 15 de junho de 2011.

JENSEN, W. B. The Universal Gas Constant, **J. Chem. Educ.**, 2003, 80, 731-732.

MASTERTON, William L.. CONRAD L. STANITSKI. EMIL J. SLOWINSKI. **Princípios de química**. 6. ed. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 1990. 681 p.

MOREIRA, M.A., LEVANDOWSKI, C.E., **Diferentes Abordagens ao Ensino de laboratório. Porto Alegre**: Ed. da Universidade - UFRGS, 1983.

Thiollent, M. **Metodologia da Pesquisa-Ação**. São Paulo, Cortez Editora, 1996.

Zanon, D.A.V.; & Freitas, D.; **A aula de ciências nas séries iniciais do ensino fundamental: ações que favorecem a sua aprendizagem**. *Ciências & Cognição*, v. 10, p.93-103, 2007.