ROTEIRO DE ATIVIDADES EXPERIMENTAIS DE TERMODINÂMICA APLICADA

Profª. M. Sc.Sara Pereira de Agrela

Alagoinhas, 2017

Conteúdo

Prefácio 4

EXPERIMENTO 1 4

GASES - LEI DE DALTON E GRAHAM 5

1.1 Objetivos 5

1.2 Material 5

1.3 Descrição Experimental 5

1.4 Conclusões 11

EXPERIMENTO 2 11

DETERMINAÇÃO DA MASSA MOLAR DO GÁS BUTANO 14

2.1 Objetivos 14

2.2 Materiais 14

2.3 Teoria do Experimento 14

2.4 Descrição Experimental 14

2.5 Resultados e Discussão 14

EXPERIMENTO 3 18

ESTUDO DOS GASES IDEAIS 18

3.1 Objetivos 18

3.2 Material 18

3.3 Teoria do Experimento 18

3.4 Procedimento Experimental 23

3.5 Resultados e Discussões 23

3.6 Conclusão 23

3.7 Referências Bibliográficas 23

EXPERIMENTO 4.....27

DETERMINAÇÃO DO TEOR DE ÁLCOOL EM GASOLINA 27

4.1 Objetivos.....27

4.2 Material 27

4.3 Introdução 27

4.4 Procedimento Experimental 28

EXPERIMENTO 5.....30

EXPERIMENTO DE DENSIDADE COM BOLINHA DE NAFTALINA 30

5.1 Objetivos.....30

5.2 Materiais.....30

5.3 Introdução 30

5.4 Procedimento Experimental 30

5.5 Resultados e Discussão 30

APÊNDICE A 32

Orientações para Atividades de Laboratório 32

A.1 O Modelo de Relatório 32

A.2 Passos para a Elaboração 32

Prefácio

Caros colegas professores e estudantes,

A parte experimental da disciplina de Termodinâmica Aplicada destina-se a estudantes de cursos de Licenciatura, Bacharelado, Engenharia Química, Química Industrial, Engenharia Mecânica e Engenharia de Produção. Os experimentos foram elaborados pressupondo-se que o estudante já possui experiência no trabalho com vidrarias, equipamentos comuns, e está familiarizado com o procedimento adequado dentro de um laboratório de Química. Os experimentos propostos buscam solidificar e complementar os conhecimentos adquiridos na parte teórica desta disciplina. Os equipamentos foram escolhidos de modo que seus custos fossem os menores possíveis, utilizando-se equipamentos e produtos químicos nacionais e nas menores quantidades possíveis.

Os roteiros de experimentos constam em instruções de como elaborar um relatório (Apêndice A).

Esperamos que esse roteiro seja de grande valia aos professores e estudantes e nos dispomos a críticas, correções e sugestões a fim de melhorá-lo para posteriores edições. Desejamos a todos bom trabalho e estudo.

Alagoinhas, 2017

Os autores

EXPERIMENTO 1

GASES – LEI DE DALTON E GRAHAM

1.1 Objetivos

Observar propriedades do estado gasoso da matéria através de reação de formação de um gás e reação entre gases. Coletar e medir o volume do gás obtido numa reação, aplicando e demonstrando a lei de Dalton. Estudar a velocidade de difusão dos gases com base em experimento, demonstrando e aplicando a Lei de Graham. Comparar os resultados obtidos experimentalmente com os dados previstos teoricamente.

1.2 Material

- Algodão;
- Béquer de volumes variados;
- Pipeta;
- Bureta;
- Fita de magnésio;
- HCl 6mol/L;
- Água destilada;
- Lixa;
- Rolha;
- Fio de cobre;
- Termômetro;
- Cilindro graduado.

1.3 Descrição Experimental

Pipetou-se 5ml de água destilada, e gotejou-se o líquido para dentro de uma bureta de 50ml afixada num suporte, de modo que somente sua parte não calibrada fosse completada com água. O resultado achado foi de 3,9ml, que chamaremos de VB.

Lixou-se uma fita de magnésio, de modo a eliminar os vestígios de impurezas e óxido em sua superfície. Pesou-se a fita brilhante e obteve-se 0,043g.

Usou-se em seguida uma rolha preparada, que consiste na rolha com um furo, através do qual se introduziu o fio de cobre de aproximadamente 10cm de comprimento, fixando-se este na rolha com um pouco de fita adesiva. A fita de magnésio foi presa nesse fio de cobre, na parte que fica dentro do recipiente ao tampá-lo com a rolha.

Com auxílio da proveta, recolheu-se 15ml de HCl 6mol/litro e colocou-se este ácido na bureta, completando seu volume até a borda com água destilada. A bureta foi então tampada com a rolha preparada, de modo que a fita de magnésio fique na parte de

dentro. A bureta foi então invertida e imediatamente mergulhada num béquer de 500ml com água até 3/4 do seu volume. Prendeu-se a bureta no suporte e iniciou-se a observação.

O ácido clorídrico, sendo mais denso que a água, fica inicialmente no fundo da bureta. Ao se inverter o tubo, percebe-se a descida do ácido, pela alteração gradual de densidade do líquido na bureta. Ao entrar em contato com a fita de magnésio, algumas bolhas começam a se formar. Com o tempo, mais ácido desce em direção ao magnésio, e mais bolhas se formam, indo para cima da bureta. Após alguns minutos, a fita de magnésio desaparece completamente (o fio de cobre não aparenta ser atacado pelo ácido, não influenciando na reação). A formação do gás na parte de cima da bureta empurra a coluna de líquido para baixo, e esta por sua vez sai da bureta, através do orifício na rolha.

Após a reação se completar, moveu-se a bureta para cima, de modo que o nível de líquido desta coincidisse com a superfície de líquido do béquer. Entretanto, com o material usado neste experimento, esse alinhamento não foi possível. A coluna de líquido da bureta permaneceu acima da superfície de líquido no béquer. Mediu-se assim mesmo o volume de gás no interior da bureta, tomando-se a escala graduada da bureta e adicionando a parte não graduada medida anteriormente. A parte graduada mostrou ser 38,9ml, que chamaremos de VA.

Mediu-se a temperatura de água do béquer, que por sua vez é igual à temperatura da água no interior da bureta, e que finalmente é igual à temperatura do gás hidrogênio formado. Esta foi de 22°C, ou 295 K.

Analisemos na Discussão abaixo o restante dos cálculos efetuados.

A reação utilizada é a seguinte:

$$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$$

Após a reação, o que resta na bureta é uma solução de cloreto de magnésio e ainda gás hidrogênio, que se acumula na parte superior. O objetivo é medir o volume de gás hidrogênio na reação e compará-lo com o previsto pela teoria.

Para isso, tomamos o volume final do gás gerado, que foi de 42,8ml, número este obtido da soma das leituras da parte calibrada e da parte não calibrada na bureta.

Para o cálculo do valor teórico, precisa-se da temperatura da reação em Kelvin, da pressão do gás hidrogênio no interior da bureta, além das medidas de massa do hidrogênio e magnésio (obtidas da Tabela Periódica). Vejamos como isso foi feito.

Ao nivelar o líquido da bureta com a superfície de água do béquer, faz-se com que a pressão exercida pela atmosfera sobre a água do béquer seja igual à pressão que a coluna de líquido na bureta exerce sobre o gás contido nesta. Não havendo esse alinhamento, a coluna de líquido tende a cair devido a seu próprio peso, ou subir, devido à pressão exercida pela água do béquer. Isso provocaria alteração na pressão do gás coletado no interior da bureta. Infelizmente o material utilizado no experimento não permite esse alinhamento dos níveis de líquido, portanto desde já sabe-se que a pressão

medida do hidrogênio contém erro. Ainda assim, trabalharemos com esta medida, que foi de V = 42,8ml.

Este gás hidrogênio na bureta não está puro, entretanto. Quando a água líquida entra em contato com um gás seco, um pouco de água evapora. Dessa forma, moléculas de água deixa o líquido e misturam-se com o gás seco. Esse fenômeno acontece até que a pressão parcial de vapor de água atinja um valor máximo. Chama-se esse valor de pressão de vapor de água. Este valor depende unicamente da temperatura, e não do gás usado, do volume do recipiente ou da pressão do gás. Assim sendo, o gás recolhido na bureta é uma mistura de H_2 e H_2O gasoso, pois o hidrogênio está em contato com a solução abaixo dele. Usando-se a Lei de Dalton, que determina que a pressão total é a soma da pressão parcial de H_2 e vapor de água, além do valor experimental da pressão de vapor de água sob a temperatura medida, é possível então calcular a pressão do hidrogênio.

Tomando-se a pressão da bureta como sendo a pressão atmosférica, temos PB=760mmHg. A pressão parcial de vapor de água, a 22ºC, é de aproximadamente 17,5mmHg (para 25ºC, ela seria de 23,76mmHg). Então, PB= 760 = PH2 + 17,5. Logo, PH2 é igual a 742,5mmHg (menor que a pressão atmosférica, portanto).

Usamos agora do cálculo estequiométrico para deduzir a quantidade de matéria de gás hidrogênio produzida, levando em conta a quantidade de magnésio pesado. Assim, para 1 mol de magnésio que tem massa 24,3 g, são produzidos 2 g de hidrogênio. Para 0,043 g determinadas na balança, a regra de três fornece $3,539 \times 10^{-3}$ g de hidrogênio produzidos.

Pode-se agora usar a equação dos gases (PV=nRT) a fim de calcular o volume teórico de hidrogênio que se deveria obter no experimento. Assim,

PV = nRT <=> PV = (m/MM)RT

742,5 . V = (3,539.10-3/2).62,3.295

V = 0,0438 L => 43,8mL

Esse valor teórico de 43,8ml representa um erro de 2,29% para o valor medido no experimento, que foi de 42,8ml. Uma precisão bastante razoável para os objetivos propostos.

Quais as possíveis causas de desvios entre os valores calculados teoricamente e o obtido experimentalmente? A precisão das medidas tomadas pode causar desvios, principalmente as medições de temperatura e volume, feitas observando-se escalas a olho nu. A massa de magnésio usada é relativamente precisa, tendo em vista o instrumental utilizado. O alinhamento incorreto da bureta com a superfície de líquido do béquer causou variação no volume medido de H2, e possivelmente agentes externos, como impurezas nos reagentes, podem influenciar na reação, alterando as quantidades resultantes de produtos.

Ainda, a pressão atmosférica no laboratório pode não ser precisamente 760mmHg, mas este foi o valor usado. E por fim, os cálculos usados no experimento

(como a Lei de Dalton) levam em conta gases ideais, enquanto que se trabalhou com gases reais.

O tubo de vidro é montado no suporte, de modo que fique na posição horizontal. Embebeu-se um chumaço de algodão em HCl e outro em NH_3, sendo que estes chumaços foram antes fixados nas rolhas. Imediatamente tampou-se o tubo com as rolhas, de modo que os chumaços ficassem para dentro do tubo. O cronômetro foi acionado e observou-se.

Vapores de gás começaram a se formar nos dois chumaços de algodão. Após cerca de um minuto, uma aura ou anel branco formou-se próximo ao HCl, quando então o cronômetro foi interrompido e sua medição anotada. Tomou-se a régua e anotou-se também as distâncias entre a aura e o chumaço de HCl e o chumaço de NH_3. Após lavagem e secagem do tubo e rolhas, repetiu-se o experimento mais duas vezes. Os resultados estão demonstrados na Tabela 1.

De posse do tempo de cronômetro e distâncias percorridas por cada gás, calculou-se a velocidade difusão de cada gás no ar atmosférico dentro do tubo. Tomou-se então a média aritmética dessas velocidades, e aplicou-se a Lei de Graham para chegar ao número de razão. Vislumbremos esses cálculos na seção seguinte.

A Lei ampliada de Graham pode ser aplicada de modo a se comparar as razões entre velocidades de difusão e pesos moleculares de dois gases distintos. A razão entre as velocidades de difusão dos dois gases é igual a raiz do inverso da razão entre os pesos moleculares dos dois gases. Ou seja,

$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$, onde V_1 e V_2 são as velocidades de difusão dos gases, e M_1 e M_2 seus pesos moleculares.

A Tabela 1 mostra os dados coletados nos três experimentos realizados. A Tabela 2 traz a média aritmética das velocidades de difusão encontradas, bem como os pesos moleculares dos gases, calculados conforme valores da tabela periódica.

Tabela 1 : Dados coletados no Experimento

	Experimento 1		Experimento 2		Experimento 3	
	HCl	NH_3	HCl	NH_3	HCl	NH_3
Tempo Cronômetro (segundos)	68'		66'		76'	
Distância percorrida (cm)	12,0	16,0	11,5	16,5	10,5	17,5
Velocidade (cm/s)	0,1764	0,2353	0,1742	0,2500	0,1382	0,2303

Tabela 2: Velocidade Média e Peso Molecular

	HCl	NH_3
Velocidade Média Experimental (cm/s)	0,1629	0,2385
Peso Molecular (Tabela Periódica)	36,5u.m.a.	17u.m.a.

Usemos agora dos valores para calcular a razão entre as velocidades de difusão no ar atmosférico e os pesos moleculares respectivos dos gases.

V_1 = Velocidade de difusão do HCl
V_2 = Velocidade de difusão do NH_3

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{0{,}1629}{0{,}2385} = 0{,}6830$$

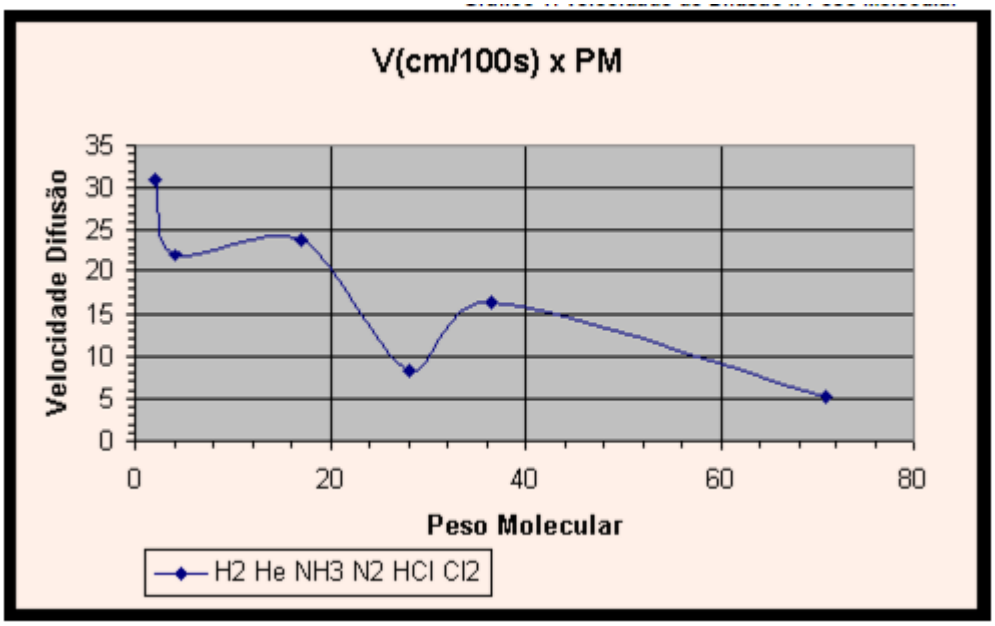
M_1 = Massa molecular de HCl
M_2 = Massa molecular de NH_3

$$\sqrt{\frac{M_2}{M_1}} = \sqrt{\frac{17}{36{,}5}} = 0{,}6825$$

Desta forma, obtivemos uma razão experimental entre as velocidades de 0,6830, enquanto que a teoria dá a razão entre o inverso das raízes das massas moleculares de 0,6825. Um surpreendente erro de 0,0005 ou 0,07%.

Vejamos agora no Gráfico 1 velocidades de reação de alguns gases versus seu peso molecular. Os dados do HCl e do NH_3 foram os obtidos neste experimento. Os pontos são plotados na sequência em que os gases são mostrados na tabela, ou seja, o primeiro ponto corresponde ao H_2, o segundo ao He e assim por diante.

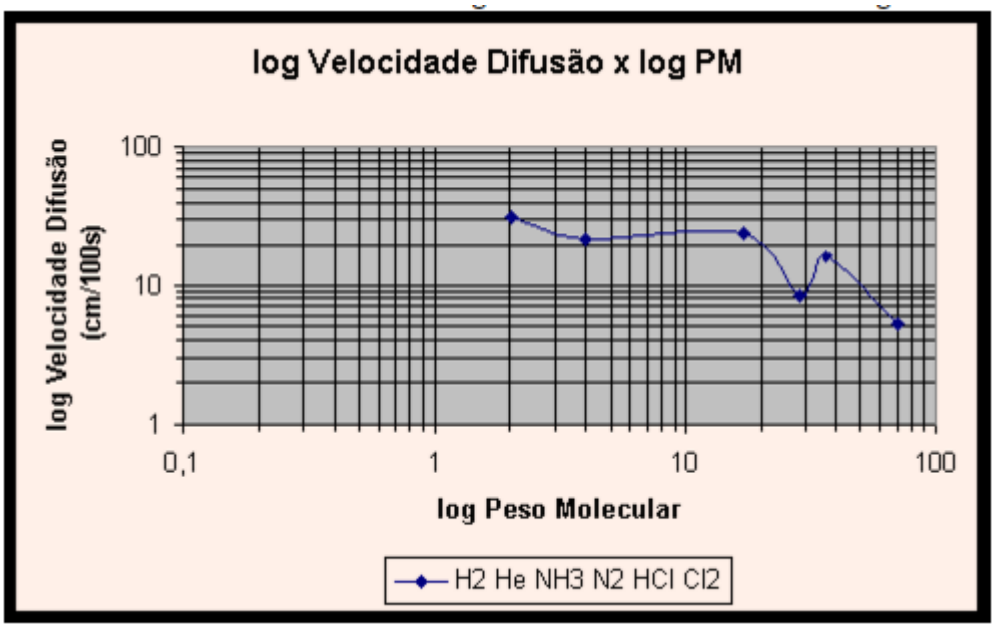
Gráfico 1: Velocidade de Difusão x Peso Molecular



Percebe-se que as velocidades de difusão tendem a cair com o aumento do peso molecular.

Verifiquemos agora o Gráfico 2, log x log, com os mesmos dados. (Veja explicações detalhadas sobre os gráficos no Anexo A)

Gráfico 2: log Velocidade de Difusão x log Peso Molecular



Tomando dois pontos distintos neste gráfico, podemos calcular o coeficiente logarítmico entre os valores. Assim, usando as velocidades e pesos do hidrogênio e hélio, temos:

$$n = \frac{\log 22 - \log 31}{\log 2 - \log 4} \cong -0{,}494$$

, onde V=k . PMn .

O coeficiente de –0,494 indica que a relação entre V e PM é que V é igual ao inverso da raiz de PM, se aproximamos o valor achado para –0,5, que indica inverso da raiz quadrada. Comprova-se, assim, a relação indicada pela Lei de Graham.

1.4 Conclusões

Os experimentos realizados puderam confirmar vários itens teóricos no estudo de gases em Química. Pode-se tomar medidas experimentais, efetuar cálculos com elas, e comparar a dados achados na teoria. Os dados obtidos nos experimentos ficaram muito próximos dos teóricos, o que dá extrema validade aos experimentos realizados e serve de base irrefutável aos conceitos aprendidos.

O volume de gás hidrogênio obtido no experimento 1 apresentou erro de 2,29% do valor esperado teoricamente. Um erro muito pequeno, levando em conta as condições do experimento, e comprova que a equação dos gases, e a combinação das leis de Charles, Boyle, o princípio de Avogadro e a Lei de Dalton podem ser observadas numa experimentação simples.

Por outro lado, os valores obtidos no experimento 2 mostrou um erro surpreendentemente pequeno, de apenas 0,07%, se comparado aos valores teóricos ou obtidos segundo experimentos extremamente precisos. Assim, tabelando e efetuando comparações e cálculos com os dados, pôde-se chegar à mesma conclusão que Thomas Graham chegou no século 19: a velocidade de difusão de um gás através de outro é inversamente proporcional à raiz quadrada de sua massa molecular.

Bibliografia

Russel, John Blair. (1994) Química Geral; vol. I, 2. Edição; Makron Books, São Paulo; p. 140 a 177.

Brady, James E. - Humiston, Gerard E. (1996). Química Geral; vol. I, 2. Edição; Ed. Moderna Ltda., São Paulo; p.225 a 254.

Microsoft Encarta 97 Encyclopedia, (1996)

Copyright 1993-1996, Microsoft Corporation (http://www.microsoft.com).

Anexo A

Vislumbrando os gráficos (1) V x PM e (2) log V x log PM dos gases, nota-se uma curva não característica, que não ilustra apropriadamente a relação entre velocidade de difusão e peso molecular. Na verdade, a inclusão dos valores experimentais obtidos para HCl e NH3 e aqui relatados distorcem os gráficos. Com efeito, se adicionarmos uma linha de tendência a cada gráfico, verifica-se que o gráfico V x PM tem uma curva no formato potência decrescente, e o gráfico linearizado log V x log PM apresenta a esperada reta.

Gráfico 3: V x PM com linha de tendência

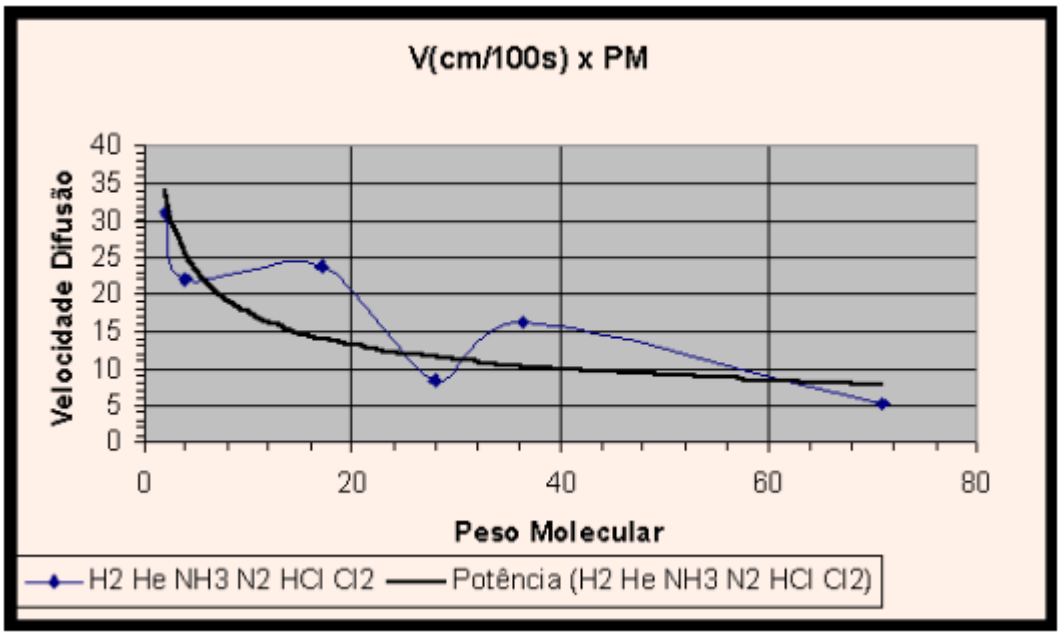
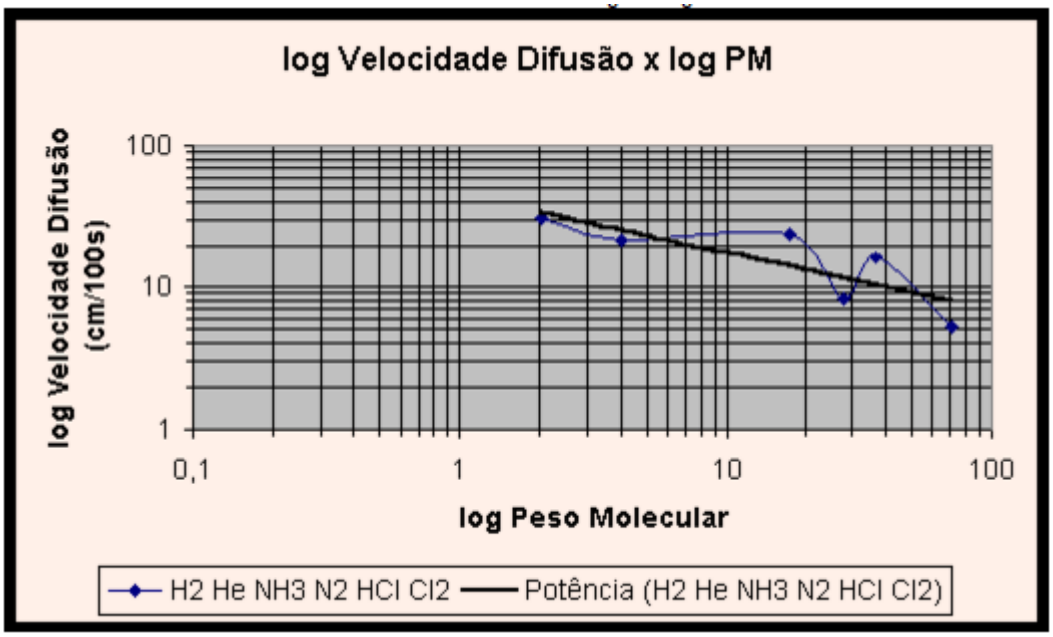


Gráfico 4: log V x log PM com linha de tendência



Essas linhas de tendência ilustram com propriedade a relação entre velocidade de difusão e o inverso da raiz do peso molecular. A pergunta que suscita é: por que a inclusão dos valores obtidos em nossos experimentos distorce os gráficos tão violentamente, se o erro experimental encontrado foi de 0,07%? Não deveriam os valores obtidos ajustarem-se às curvas do gráfico, e não distorcê-lo?

A razão de tal incongruência é que, de fato, o erro experimental da razão entre as velocidades de difusão do HCl e NH_3 foi pequeno, entretanto os valores individuais das velocidades de difusão obtidos no experimento contém grande erro. Como as duas grandezas foram divididas, estes erros individuais foram mascarados ou quase totalmente eliminados, dando lugar a uma razão próxima à teórica. Como nos gráficos os valores são tomados individualmente, os erros agora aparecem de forma clara, provocando a distorção no gráfico e produzindo as curvas pitorescas apresentadas nos gráficos 1 e 2, ao invés das esperadas linhas de potência decrescente e reta.

Isso pode ser melhor entendido da seguinte forma. Tomando-se duas medidas, 2 e 1, obtemos como razão entre as mesmas 2/1=2. Toma-se agora duas outras medidas, 2000 e 1000, a razão entre elas é precisamente 2, idêntica à razão das duas primeiras medidas. Entretanto, os valores individuais dos pares de medidas são completamente diferentes, na ordem de 1000 vezes maior. Se hipoteticamente essas fossem as medidas de velocidade de dois gases, sendo o primeiro par a medida real, e o segundo par a medida experimental, encontrar-se-ia precisamente a mesma razão entre as velocidades. Entretanto, o erro individual de cada medida seria absurdo.

Assim, prova-se que o experimento, apesar de extremamente válido, ainda contém muito erro, como falhas na leitura do cronômetro, atraso no seu acionamento ou parada, falhas na medição de distâncias percorridas do gás e impurezas no gás ou tubo.

De qualquer forma, como a relação expandida de Graham supõe razões, ela pode ser aplicada em ambos os casos e chegar-se-á a valores próximos, se os erros individuais de cada gás forem semelhantes.

EXPERIMENTO 2

DETERMINAÇÃO DA MASSA MOLAR DO GÁS BUTANO

2.1 Objetivos

- Determinação da massa molar do gás butano, fazendo uso da Lei dos Gases Perfeitos.

2.2 Materiais

- 1 isqueiro;
- Balança;
- Mangueira transparente;
- Água;
- Proveta de 250 mL;
- Um recipiente de vidro ou transparente;
- Termômetro.

2.3 Teoria do Experimento

O butano é um composto orgânico da família do grupo dos hidrocarbonetos, cuja fórmula molecular é C_4H_{10}.

O butano é o combustível dos isqueiros descartáveis, e é um dos principais componentes do gás liquefeito de petróleo (GLP), que é uma das frações obtidas nas refinarias de petróleo. Ele é chamado de liquefeito porque dentro dos botijões, por exemplo, ele é comprimido por altas pressões e parte dele passa para o estado líquido, o que podemos "sentir" balançando um botijão ou mesmo vendo um isqueiro de material transparente, como o mostrado na imagem no início do texto.

No experimento a seguir será mostrado como podemos determinar a massa molar do gás butano, de acordo com a Lei dos Gases Perfeitos.

2.4 Descrição Experimental

1. Pese a massa inicial do isqueiro;

   Conecte a mangueira na saída do isqueiro, de modo a não deixar nenhum vazamento, pois se a conecção do tubo ao isqueiro vazar, seus resultados estarão errados;

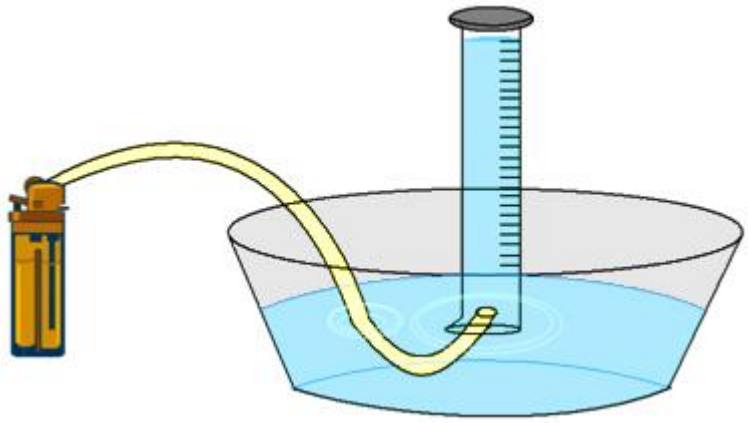
2. Coloque água no recipiente transparente;

3. Encha a proveta com água, tampe a sua abertura, a inverta e coloque-a no recipiente com água;

4. Pegue a extremidade livre da mangueira e coloque no interior da proveta;

5. Determine a temperatura da água;

6. Injete o gás, ao apertar lentamente o gatilho do isqueiro, e observe o que ocorre;



7. Faça a leitura do volume do gás coletado na proveta e anote;

8. Pese novamente o isqueiro e anote a massa obtida;

9. Repita o experimento 3 vezes para obter uma média nas medidas.

Atenção: O gás butano é tóxico e, se for inalado, pode causar arritmia cardíaca e bradicardia (diminuição da frequência dos batimentos do coração). Além disso, deixe as janelas do laboratório abertas.

2.5 Resultados e Discussão

Quando o gás butano é injetado na proveta, ocorre um deslocamento da coluna de água em seu interior.

Calcular a massa molar (M = m/n) do gás butano, com o auxílio da equação de estado dos gases (PV = nRT). Considere o gás butano como um gás ideal, a pressão atmosférica (P) igual a 1 atm e o valor da constante universal dos gases (R) igual a 0,082atm. L. K^{-1}. mol^{-1}.

Veja um exemplo:

Digamos que os dados obtidos foram:

Massa do isqueiro antes (m1) = 18,7g

Massa do isqueiro depois (m2) = 18,5g

Volume deslocado de água na proveta (V) = 71mL

Temperatura medida na hora do experimento = 28°C

Relacionando a equação de estado dos gases (PV = nRT) com fórmula da massa molar (M = m/n → n = m/M) , temos:

$$M = \frac{mRT}{PV}$$

P = Pressão (Pressão atmosférica menos a pressão de vapor da água);

V: Volume;

n: número de mols;

m: massa do butano ($m_1 – m_2$ = 18,7 – 18,5 = 0,2);

M: massa molar do butano;

R: Constante dos gases;

T: temperatura em graus Kelvin (28 + 273,15 = 301,15K)

Para descobrir a pressão de vapor da água basta olhar na tabela a seguir. Visto que a temperatura medida foi de 28°C, então a pressão de vapor de água na coluna é de 28,4mmHg. Concluímos que a pressão exercida pelo gás na coluna d'água dentro da proveta foi de 731,6 mmHg. Já que se considera que a pressão atmosférica no momento do experimento era de 1atm ou 760mmHg.

Temperatura (°C)	Pressão (mmHg)
15	12,8
16	13,6
17	14,5
18	15,5
19	16,5
20	17,5
21	18,6
22	19,8
23	21,1
24	22,4
25	[illegible]
26	[illegible]
27	26,7
28	28,4
29	30,0
30	31,8

Pressão de vapor

Agora que temos todos os dados podemos substituí-los na fórmula e descobrir a massa molecular o gás butano:

$M = mRT/PV$

$M = (0,2g).(0,082atm.L.K^{-1}.mol^{-1}).(301,15K)/(0,962\ atm)(71.10^{-3}L)$

$M \approx 72,3g/mol$

A massa molecular do gás metano é de 58g/mol. Os dados obtidos experimentalmente não foram iguais aos teóricos, provavelmente devido a erros de operação, tais como presença de ar na proveta e a perda de massa de gás butano.

Responder ao seguinte questionamento: Qual foi a possível fonte de erro em seus experimentos?

EXPERIMENTO 3

ESTUDO DOS GASES IDEAIS

3.1 Objetivos

- Determinar a massa do sal necessária para produzir gás carbônico através da reação bicarbonato de sódio e ácido sulfúrico de modo a relacionar estas grandezas.

3.2 Materiais e Reagentes

- Solução de sulfato de cobre;
- Um kitassato de 250ml;
- Uma proveta;
- Um termômetro;
- Um suporte Universal;
- Uma garra metálica para a proveta;
- Um béquer de 100ml;
- Uma rolha;
- Uma mangueira;
- Um recipiente para armazenar a água;
- Balança analítica;
- Água;
- Bicarbonato de sódio;
- Ácido sulfúrico.

3.3 Teoria do Experimento

O conhecimento dos gases e de suas propriedades é de grande importância na Química, uma vez que os gases aparecem frequentemente em nosso dia-a-dia. De fato, o ar que respiramos é indispensável à nossa vida, como também à vida de todos os animais e vegetais (vivemos imersos na atmosfera terrestre, que é um "mar gasoso"). Vários elementos químicos importantes se apresentam como substâncias gasosas, condições ambientes: H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2 e os gases nobres. Muitos compostos químicos também são gasosos: CO_2, NO, CO, NO_2, NH_3, SO_2, H_2S, HCl, CH_4, etc.

Neste relatório iremos perceber como, a partir de uma série de observações feita com os gases, passou-se à comprovação de algumas leis experimentais para finalmente, chegar-se a uma teoria e a um modelo, que procuram explicar o comportamento dos gases.

O estudo dos gases teve início com Torricelli, quando mediu sua pressão e apresentou adequadas explicações sobre o fenômeno. A primeira pessoa a utilizar o termo gás foi Jean-Baptiste, um naturalista belgo, alquimista e químico. O termo gás vem do grego caos e significa espaço vazio. O gás tem como característica principal ocupar totalmente o volume do recipiente que o hospeda, independentemente de sua quantidade.

Isso acontece porque os gases se comportam de forma desordenada em virtude do grau de liberdade que possuem, ocupando totalmente o volume do recipiente a ele oferecido. Outra característica dos gases é sua grande capacidade de compressão.

Pressão dos gases

A força exercida pelo gás sobre a parede de um recipiente onde esteja contido pode ser atribuída aos choques das moléculas contra à parede.

A pressão de um gás é, portanto, uma consequência dos choques moleculares das suas partículas sobre as paredes do reservatório onde se encontram. As partículas de um gás dispõem de grande liberdade de movimentos e deslocam-se no espaço em todas as direções. A pressão de um gás exerce-se em todas as direções.

Quanto maior for o número de choques das partículas do gás que ocorrem sobre uma superfície, num dado intervalo de tempo, maior é a pressão exercida pelo gás nessa superfície. A unidade de pressão no Sistema Internacional é o Pascal, Pa. Existem outras unidades também muito usadas como: a atmosfera (atm) e o milímetro de mercúrio (mmHg). A atmosfera corresponde à pressão normal ao nível do mar e é definida como a pressão exercida por uma coluna de mercúrio com a altura exata de 760 mm Hg, também designada por torr, em reconhecimento do estudante de Galileu, Evangelista Torricelli (1608-1647), que inventou o barómetro. A relação entre estas unidades é:

1mmHg = 1torr

1atm = 760mmHg = 760torr

1atm = 101.325Pa

Leis físicas dos gases

Lei de Boyle-Mariotte

As transformações isotérmicas são aquelas que ocorrem à temperatura constante nas quais as variações de volume estão relacionadas às variações de pressão.

Ex.: Quanto maior for a pressão externa aplicada sobre o êmbolo da seringa, menor será o volume do ar dentro da seringa.

Essa constatação experimental é expressa pela lei de Boyle-Mariotte:

Sob temperatura constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é inversamente proporcional à sua pressão.

Lei de Gay-Lussac

Gay-Lussac estudou a variação da temperatura em relação ao volume de um gás com a pressão constante. A transformação isobárica é uma variação do volume e da temperatura de determinado gás, porém com a pressão constante.

A lei de Gay-Lussac afirma que:

Sob pressão constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta.

Lei de Charles

A transformação isocórica, também denominada transformação isovolumétrica, ou ainda isométrica, ocorre quando se mantém o volume constante e se variam a temperatura e a pressão de um gás com massa fixa.

Jacques Alexandre César Charles e Joseph Louis Gay-Lussac estudaram como diversos gases se comportam quando a pressão e a temperatura variam. Ambos chegaram à mesma conclusão.

A lei de Charles expressa que:

Sob volume constante, a pressão exercida por uma determinada massa gasosa é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta.

Ex.: Nos pneus de carros, motos e caminhões o aumento de sua temperatura leva ao aumento da pressão dentro dos pneus.

Em uma corrida, a volta de apresentação dos carros acontece para aquecer os pneus, assim as moléculas dos gases atingem uma temperatura certa para dar a pressão ideal para a corrida.

Equação geral dos gases

Através das três transformações gasosas (isotérmica, isobárica e isovolumética), representadas respectivamente pelas equações: PV=K, V/T=K E P/T=K é que se chegou á equação geral dos gases:

$P_1V_1/T_1 = P_1V_1/T_1$ ou PV/T=K.

Observa-se que a equação aborda as três variáveis de estado (P, V e T). Sendo assim, é possível conhecer o volume, a temperatura e pressão de um gás se nos basearmos nessa equação.

Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP)

As condições normais de pressão e temperatura são estabelecidas da seguinte forma:

Pressão=1atm=760 mmHg

Temperatura= 0°C= 273 K

Teoria cinética dos gases

A teoria cinética dos gases foi criada com o propósito de explicar as propriedades e o comportamento interno dos gases. A compreensão dessa teoria é importante para o entendimento da pressão que os gases exercem em outros corpos e em muito mais estudos sobre os gases.

A teoria cinética dos gases estabelece que:

* Todo gás é formado por inúmeras moléculas que se movimentam de forma desordenada e com alta velocidade. Essa movimentação é chamada agitação térmica. O grau dessa agitação serve para identificar a temperatura dos gases.

* As moléculas de um gás têm um tamanho desprezível em relação às distâncias entre elas, o que faz com que o volume ocupado pelas moléculas de um gás seja praticamente insignificante. Isto explica porque os gases têm densidades baixas, podem ser facilmente comprimidos e se misturam com facilidade.

* O gás ocupa todo o espaço do lugar onde está contido, devido às moléculas se movimentarem em todas as direções.

* O choque das moléculas contra si mesmas e contra as paredes do recipiente onde o gás está contido, é perfeitamente elástico, impedindo a perca de energia cinética e a quantidade de movimento.

* As moléculas não exercem força umas sobre as outras, exceto quando se colidem.

Leis químicas dos gases

Leis volumétricas de Gay-Lussac

No século XIX, Gay-Lussac comprovou experimentalmente várias relações entre os volumes dos gases que reagem quimicamente. Essas relações foram denominadas leis volumétricas, que podem ser explicadas da seguinte maneira:

Quando medimos nas mesmas condições de pressão e temperatura, os volumes dos reagentes e dos produtos gasosos formam uma proporção constante, de números inteiros e pequenos.

Ex.: Na reação entre os gases hidrogênio e cloro apresentaram-se os seguintes volumes:

Hidrogênio + Cloro ----> Gás clorídrico

15L + 15L ----> 30L

Simplificando esses números, obtêm-se 1 : 1 : 2, que é uma proporção de números inteiros e pequenos.

Lei de Advogrado

Avogadro propôs, em 1811, uma lei relacionada ao volume molar de gases. Esta lei expressa que:

Volumes iguais de gases quaisquer, quando medidos à mesma pressão e temperatura, apresentam o mesmo número de moléculas.

Ex.: Enchendo um balão com 28g de gás nitrogênio (massa de 1 mol de moléculas N_2), o volume será de 22,403 litros. Substituindo o gás N_2 por 2 gramas de gás hidrogênio (massa de 1 mol de moléculas H_2) e nas mesmas condições de temperatura e pressão (1 atm – 0°C), o balão adquire o volume de 22,432 litros, ou seja, o volume não altera em praticamente nada.

Misturas gasosas

O ar que respiramos é um exemplo de mistura de vários gases, sendo que os principais são o nitrogênio (N_2), que corresponde a cerca de 80% do ar; e o oxigênio (O_2), que é quase 20%.

Como são muito presentes em nosso cotidiano, é necessário analisar duas grandezas importantes quando se trata de misturas gasosas, que são: pressão parcial e volume parcial. A seguir, ambos serão explicados:

1. Pressão parcial dos gases:

A pressão parcial de um gás é a pressão que ele exerceria se estivesse sozinho, nas mesmas condições de temperatura e volume da mistura.

Segundo Dalton, a soma das pressões parciais dos gases que formam a mistura resulta na pressão total (p) da mistura. Por exemplo, se a pressão do ar for de 1,0 atm, a pressão parcial do N_2 será de 0,8 (80% da pressão total) e a pressão parcial de O_2 será igual a 0,2 % (20% da pressão total da mistura).

A Lei de Dalton é mostrada também pela fração em quantidade de matéria (x). Essa fração no caso do nitrogênio é dada por 0,8 mol.

$pN_2 = p \cdot xN_2$

$pN_2 = 1{,}0 \text{ atm} \cdot 0{,}8 = 0{,}8 \text{ atm}.$

2. Volume parcial dos gases:

O volume parcial corresponde ao volume que um gás ocupa nas condições de temperatura e pressão da mistura.

A Lei de Amagat afirma que a soma dos volumes parciais é igual ao volume total, assim como o caso da pressão.

3.4 Procedimento Experimental

1. Pesou-se em uma balança analítica exatamente 0,3g de bicarbonato de sódio contido em um béquer de 100ml.

2. Retirou-se a proveta do suporte universal com garras e mergulhou-se a vidraria retirada sobre a água até que todo o ar contido na mesma tivesse saído. A proveta conteve agora 100ml de água.

3.Com cuidado para que não entrasse gás na proveta, virou-se a mesma com a extremidade voltada para a água e prendeu-se a vidraria com o suporte universal com garras.

4.Colocou-se 0,3g de bicarbonato de sódio e 1 $mol.L^{-1}$ de ácido sulfúrico dentro do kitassato e acoplou-se a mangueira de borracha á essa vidraria, depois tampou-se o mesmo com a rolha de borracha.

5.Após esses experimentos, colocou-se a mangueira de borracha dentro da proveta submergida em água. Anotou-se o que ocorreu.

Observação: A experiência laboratorial ocorreu sob condições normais de temperatura e pressão (CNTP).

3.5 Resultados e Discussões

Montou-se um sistema,conforme mostrado abaixo,onde a reação ocorrida dentro do kitassato tampado pela rolha de borracha fez com que houvesse, no interior da proveta, diminuição do volume de água e adição de gás.

Observou-se, após a adição da mangueira que a proveta passou a ter aproximadamente 55ml de gás carbônico,gás esse que pôde ser descoberto através das reações a seguir:

$2NaHCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2CO_3$

$H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2(g)$

Reação global: $2NaHCO_3(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow Na_2SO_4(s) + 2H_2O(l) + 2CO_2(g)$

Percebeu-se que o ácido carbônico formado pelo bicarbonato de sódio e o ácido sulfúrico, é muito instável, sendo que rapidamente foi convertido em gás carbônico e água.

A água que continha na proveta, ou seja, os aproximados 55ml, passaram para o kitassato e também para a bacia de água. No kitassato restou apenas água e sulfato de sódio.

Utilizando conceitos de pressões parciais, fração molar, porcentagem em volume e outros, podemos realizar os seguintes cálculos:

$Ptotal = PCO_2 + PH_2O$

$760mmHg = PCO_2 + 17,5mmHg$

$PCO_2 = 742,5mmHg = 0,98\ atm$

$XCO_2 = PCO_2 / Ptotal = 745,2mmHg/760mmHg = 0,98$

$XH_2O = PH_2O/Ptotal = 17,5mmHg/760mmHg = 0,023$ Observação: à temperatura de vapor d’ água a 20°C tem pressão de vapor 17,5mmHg.

Logo: $Vtotal = VpCO_2 + VpH_2O$

$VpCO_2 = (100-45)ml$

$VpCO_2 = 55ml$

% CO_2 = VCO_2/Vtotal . 100 = 55ml/100ml . 100 % =55%

%H_20 =VH_2O/Vtotal. 100 = 45ml/100ml . 100% = 45%

Através da reação: $2NaHCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_20 + 2CO_2$. Podemos descobrir a massa de sulfato de sódio formado igualando o número de mols do bicarbonato de sódio com o número de mols do sal produzido:

n ($NaHCO_3$)= n(Na_2SO_4)

0,3g/2x84g .mol = m/142,06g . mol

0,3/168 g.mol=m/142,06g.mol

m = 0,25 g de Na_2SO_4

Pode-se achar a massa de gás carbônico utilizando a equação de Clapeyron:

PV= nRT

PV = m/M RT

m = PVM/RT

m = 0,98 atm x 0,055L x 2x44g .mol^{-1}/0,082atm x L.mol^{-1} x K^{-1} x 298K

m = 4,74 g/24,43

m = 0,20g

3.6 Conclusão

Conclui-se a partir desta prática, os gases são constituídos de pequenas partículas denominadas moléculas que se movimentam desordenadamente em todas as direções e sentidos. O estado de um gás é caracterizado pelo valor de três grandezas físicas: o volume V, a pressão p e a temperatura T, que são denominadas variáveis de estado de um gás. O volume de um gás é devido ao choque das suas moléculas contra as paredes do recipiente, e a sua temperatura mede o grau de agitação de suas moléculas.

Em geral, a variação de uma dessas variáveis de estado provoca alteração em pelo menos uma das outras variáveis, apresentando o gás uma transformação e consequentemente um estado diferente do inicial.

Foi visto também a relação existente entre volume e pressão, que são inversamente proporcionais, como se pôde ver na lei de Boyle. Vale ressaltar a

importância da estequiometria para essa experiência, pois sem o seu uso, não seria possível determinar a massa dos compostos utilizados e formados durante a reação já descrita.

3.7 Referências Bibliográficas

Livro – Fundamentos da Quimica – Química, Tecnologia e Sociedade – Ricardo Feltre

http://www.brasilescola.com/fisica/estudo-dos-gases.htm

http://profs.ccems.pt/PauloPortugal/CFQ/tutor/gases.html

EXPERIMENTO 4

DETERMINAÇÃO DO TEOR DE ÁLCOOL EM GASOLINA

4.1 Objetivos

Determinar o teor de álcool em gasolina.

4.2 Material

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

4.3 Introdução

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 ás 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.

4.4 Procedimento Experimental

1 - Colocar 50 mL de gasolina comum em uma proveta de 100 mL ± 0,5 mL com tampa.

2 - Completar o volume até 100 mL com a solução saturada de NaCl.

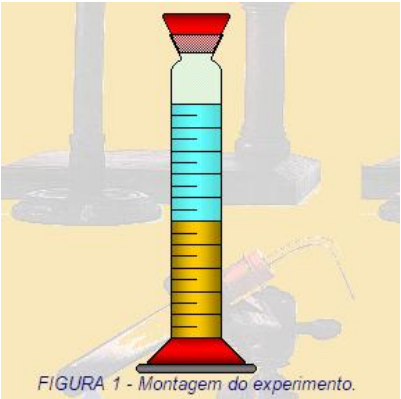


FIGURA 1 - Montagem do experimento.

3 - Fechar a proveta, misturar os líquidos invertendo-a 5 vezes.

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', 50 mL e denominar este novo volume de V", conforme a seguinte equação:

V" = V' - 50 mL

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

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

50 mL — 100%

V" — x %

9 - Determine a massa da gasolina e expresse a % em m/m.

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.

EXPERIMENTO 5

EXPERIMENTO DE DENSIDADE COM BOLINHA DE NAFTALINA

5.1 Objetivos

Entender o conceito de densidade (massa específica) realizando um experimento em laboratório.

5.2 Materiais

- Açúcar;
- Água;
- Frasco alto, estreito e transparente;
- Bolinhas de naftalina;
- Copo;
- Colher;
- Opções: corante, ovo cru e pedaço de batata.

5.3 Introdução

Esse experimento de densidade consiste em colocar uma bolinha de naftalina em um frasco com uma solução de açúcar e água, sendo que ela para exatamente entre as duas partes.

Este texto traz uma dica para os professores de química ou física que estiverem trabalhando em sala de aula com o conceito de densidade e que queiram realizar uma aula prática interessante, de fácil aplicação, com materiais de baixo custo e bastante participativa.

O experimento a seguir pode ser até usado como um truque de mágica, no qual o professor finge ter total controle sobre uma bolinha de naftalina. Depois de feito o truque, não se esqueça de explicar o que ocorreu cientificamente.

5.4 Procedimento Experimental

1. Dissolva totalmente quatro colheres de sopa cheias de açúcar em meio copo de água;

2. Coloque essa mistura no frasco estreito;

3. Complete o volume do frasco com água pura.

Atenção: Coloque de forma bem lenta a água sem açúcar, escoando-a pelas paredes do recipiente, para que ela não se misture muito com a água com açúcar;

4. Coloque a bolinha de naftalina no frasco, porém procure não tocar com as mãos na bolinha;

5. Você pode apontar para o local onde ela deve parar, dizendo que você tem total controle sobre a bolinha.

5.5 Resultados e Discussão

A bolinha de naftalina possui densidade maior que a da água pura, afundando ao ser colocada nela.

Porém, ela é menos densa que uma solução saturada de água com açúcar. É por isso que a bolinha de naftalina não afunda totalmente, mas permanece parada entre a solução concentrada e a água pura.

Com o passar do tempo, a solução de açúcar se misturará com a água, tornando-se mais diluída e, consequentemente, menos densa, porém ainda mais densa que a água sozinha. Assim, se a densidade da solução for menor que a da naftalina, a bolinha afundará; e se for maior, a bolinha de naftalina flutuará.

Essa experiência também pode ser realizada colocando-se um corante na solução de açúcar, para se visualizar mais claramente que a bolinha para exatamente entre as duas soluções.

APÊNDICE A

Orientações para Atividades de Laboratório

A.1 O Modelo de Relatório

As aulas experimentais realizadas nos laboratórios de Termodinâmica Aplicada requerem dos estudantes a apresentação de um relatório que contenha os passos do trabalho realizado nas bancadas, bem como a apresentação organizada dos dados experimentais e as possíveis análises e representações gráficas.

Neste roteiro estamos sugerindo algumas normas que usualmente são utilizadas para a elaboração de relatórios. Com isso pretendemos auxiliá-los nesta importante tarefa didática, ao mesmo tempo em que ocorrerá um primeiro contato com a elaboração de trabalhos científicos, ampliando os conhecimentos adquiridos nas aulas teóricas e, fundamentalmente, contribuindo para a sua formação geral e profissional.

Esse roteiro pretende servir de modelo para a confecção dos relatórios, mas não inviabiliza possíveis variações e acréscimos por parte das equipes. Lembre-se que a criatividade e a autonomia nas ações é o diferencial de qualquer trabalho.

A.2 Passos para a Elaboração:

1. Identificação dos Autores

Identificar os autores participantes da aula prática e da confecção do relatório.

2. Título do Experimento

Neste item o autor deverá deixar claro o título do experimento, de tal modo que o leitor saiba a primeira vista o que foi investigado.

3. Objetivo

Indicar de forma sucinta os objetivos do trabalho.

4. Introdução

Fazer um pequeno resumo de todo o relatório dizendo de forma reduzida o que será apresentado nas secções seguintes.

5. Fundamentação teórica

Teoria que se pretende comprovar na prática, ou seja, aquela teoria que fundamenta os cálculos efetuados, os fenômenos observados, etc. Ao ler este item o leitor deverá se sentir esclarecido sobre os fundamentos teóricos que servirão como base para o experimento a ser realizado.

6. Material Utilizado

Neste item o autor deve listar todo o material e equipamento utilizado na

realização do experimento, não esquecendo as especificações técnicas, marcas, modelos, etc.

7. Procedimento Experimental

Descrever o procedimento experimental usado, detalhar todos os passos executados na obtenção dos dados experimentais. Incluir diagramas experimentais utilizados.

7.1. Dados Experimentais

Apresentar de forma clara todos os resultados experimentais obtidos e respectivos erros de leitura, sob a forma mais conveniente: tabelas, gráficos, filmes, sons, etc.

7.2. Tratamento e Análise dos dados experimentais

Efetuar e apresentar todos os cálculos necessários à obtenção dos resultados pretendidos e respectivas incertezas. Calculo dos erros, representações gráficas, análises dimensionais, etc. Este tópico constitui uma das parte mais importante do relatório.

8. Discussão e Conclusão

Resumir e comentar os resultados obtidos, comparando-os com os valores previstos. Analisar o cumprimento do objetivo proposto para o trabalho. Enumerar as principais causas de erros experimentais e possíveis métodos de evitar ou minorar. Fazer uma análise crítica do conjunto do trabalho. Este tópico permite avaliar o grau de compreensão do experimento e é um diferencial entre os diferentes grupos de alunos.

9. Referências Bibliográficas

Listar os livros, tabelas, manuais, artigos científicos que serviram de consulta para a elaboração do relatório. A bibliografia deve ser listada em ordem alfabética e de acordo com as normas da “ABNT” (Associação Brasileira de Normas Técnicas). Veja a seguir alguns exemplos de referências.

- Exemplo de livro:

CASTELLAN, GILBERT. *Fundamentos de Físico-Química*, LTC, Rio de Janeiro, 2008.

- Artigos de Periódicos (On-line):

AUTOR. Título do artigo. Título da publicação seriada, local, volume, número, mês ano. Paginação ou indicação de tamanho. Disponível em: <Endereço eletrônico>. Acesso em: data.

Exemplo:

MALOFF, Joel. A internet e o valor da "internetização". Ciência da Informação,

Brasília, v. 26, n. 3, 1997. Disponível em: <http://www.ibict.br/cionline/>. Acesso em: 18 maio 1998.

- Homepage:

AUTOR. Título. Informações complementares (Coordenação, desenvolvida por, apresenta..., quando houver etc). Disponível em:.<Endereço>. Acesso em: data.

Exemplo:

UNIVERSIDADE FEDERAL DE SANTA CATARINA. Biblioteca Universitária. Serviço de Referência. Catálogos de Universidades. Apresenta endereços de Universidades nacionais e estrangeiras. Disponível em: <http://www.bu.ufsc.br>. Acesso em: 19 maio 1998.

10. Apêndices

Incluir neste item os gráficos construídos a partir dos dados, tabelas que foram verificados no experimento realizado.

11. Anexo

Neste item devem ser apresentados dados, tabelas, gráficos etc., de outros autores. Ex.: tabela de densidades dos sólidos, gráfico da órbita de um planeta, etc.

Observações:

- ✓ Acrescentar no relatório todas as informações que possam servir para ajudar na compreensão do trabalho experimental.
- ✓ O relatório não deve, em nenhuma hipótese, ser a cópia do roteiro.
- ✓ Salientamos que o relatório será feito na primeira pessoa do plural, com letra legível quando não for possível a digitação.
- ✓ A ausência da folha de dados assinada pelo professor no apêndice do relatório implicará a não correção do mesmo.
- ✓ Quando for solicitado gráfico, representá-lo em papel milimetrado.
- ✓ Qualquer outro esclarecimento, procure o professor.

Referências

- CASTELLAN, GILBERT. **Fundamentos de Físico-Química**, LTC, Rio de Janeiro, 2008.
- VAN WYLEN, G.J., R.E. SONTAG; C. BORGNAKKE **"Fundamentos da Termodinâmica"**, Edgard Blucher, São Paulo, 2000.
- MORAN, MICHAEL J., SHAPIRO, HOWARD N. **Princípios de Termodinâmica para Engenharia**, 4ª Edição, LTC, Rio de Janeiro, 2002.