

Experiência 6. DETERMINAÇÃO DA MASSA MOLAR DE UM GÁS

1. Objetivos

Ao final da realização desta aula experimental espera-se que o aluno seja capaz de:

- interpretar e utilizar a equação da lei do gás ideal, $PV = nRT$.
- medir o volume e a massa de um gás.
- utilizar a pressão de vapor no cálculo da pressão de um gás coletado sobre a água.

2. Introdução

Um gás ideal é um conceito hipotético, pois na realidade os gases podem apresentar este comportamento somente sob certas condições, tais como, baixas pressões e/ou elevadas temperaturas. Ao se examinar o comportamento experimental de "gases reais" através das medidas de pressão, volume, temperatura e número de moles em função da pressão, observa-se um desvio do comportamento que seria esperado para um gás ideal.

Na **Figura 1** é mostrada a razão (pV/nRT) em função da pressão para diferentes gases na temperatura de 200 K. Para um comportamento ideal, que obedece a equação

$$pV = nRT$$

o valor para seria igual a unidade.

Conforme pode ser notado, para os diferentes gases mostrados na **Figura 1**, ocorre um desvio da idealidade, sendo que para baixas pressões (menores do que 1 atm) o valor da razão tende para a unidade.

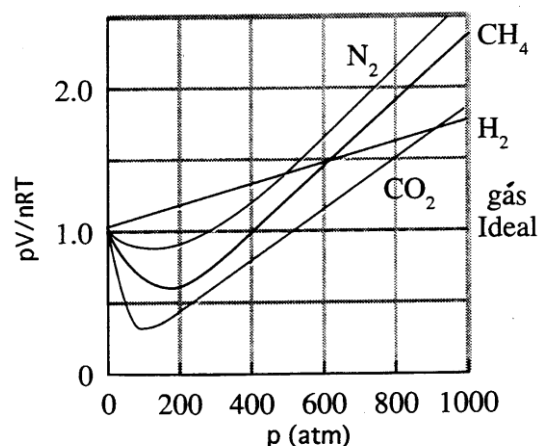


Figura 1. Comportamento de gases em função da pressão.

2.1. Gases coletados sobre água.

A coleta de um gás pelo deslocamento de água, tal como o gás butano constituinte principal do GLP (gás liquefeito de petróleo), segue o esquema da **Figura 2**. Quando o nível da água dentro da proveta que coleta o gás é o mesmo que o nível do lado de fora, temos:

$$P_{total} = P_{atm}$$

Os valores da pressão de vapor d'água ($p_{\text{água}}$) dependem da temperatura (**Tabela 1**), e a pressão do butano (p_{butano}) pode ser obtida por subtração:

$$P_{\text{butano}} = P_{\text{atm}} - P_{\text{água}}$$

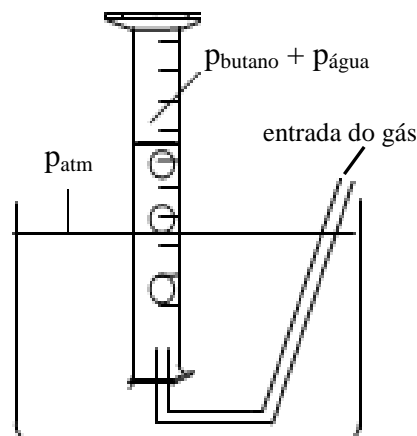


Figura 2. Esquema de coleta de gás sobre água.

Tabela 1. Variação da pressão de vapor d'água em função da temperatura.

Temperatura (°C)	Pressão (mmHg)*	Temperatura (°C)	Pressão (mmHg)*
15	12,8	23	21,1
16	13,6	24	22,4
17	14,5	25	23,8
18	15,5	26	25,2
19	16,5	27	26,7
20	17,5	28	28,4
21	18,6	29	30,0
22	19,8	30	31,8

* 1 atm = 760 mmHg = 1,013 bar = 1,0 Torr = 14,696 psi = 0,9678 kgf/cm²

3. Procedimento Experimental

3.1. Determinação da massa molar de um gás

- Pese um isqueiro e anote o valor.
- Preencha uma proveta com água, invertendo-a em seguida numa bacia com aproximadamente 2/3 de água.
- Uma das extremidades de um tubo de borracha deve ser colocada no interior da proveta e a outra extremidade conectada a um isqueiro de gás. Quando a válvula do isqueiro for aberta pressionando o botão, gás butano será liberado, deslocando a água do interior da proveta (**Figura 3**).

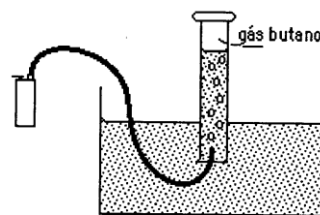


Figura 3. Coleta experimental de butano.

Obs.: Verifique se as janelas do laboratório estão abertas.

Note: Se a conexão do tubo ao isqueiro apresentar vazamento, seus resultados poderão apresentar erros. Evite liberar o gás rapidamente, evitando o congelamento do gás na saída do isqueiro. Valores de volumes de gás pequenos podem induzir a erros grandes na determinação de massa molar.

- Transfira uma quantidade de gás suficiente para que os níveis de água dentro e fora da proveta fiquem iguais. Deste modo a pressão interna será igual a pressão externa.
- Leia o volume do gás na proveta.
- Desconecte o sistema e pese o isqueiro novamente (Caso o isqueiro esteja molhado, use uma toalha de papel para secá-lo).

Até este momento você tem os seguintes valores experimentais:

- massa do gás transferido: _____ g
- temperatura em que foi feito o experimento: _____ °C

A massa molar do gás pode ser calculada utilizando a equação geral dos gases:

$$p V = n R T.$$

Para tal, devemos considerar a pressão atmosférica como sendo de 1 atm, e lembrar que o número de mols (n) é igual a razão da massa pela massa molar ($n = m/MM$).

3.2. Determinação do teor de carbonato numa amostra

A determinação do teor de carbonato numa amostra será feita através da reação dessa amostra com uma solução aquosa de ácido clorídrico (HCl), segundo a reação:



- Monte o sistema semelhante ao procedimento anterior, substituindo o isqueiro por um kitassato (**Figura 4**). O kitassato servirá de recipiente para a reação do carbonato de cálcio sólido com a solução de ácido clorídrico.

- Transfira com cuidado para o kitassato, 20,0 mL da solução de HCl 6 mol L⁻¹.

- Pese cerca de 0,50 g de amostra de carbonato sobre um pedaço de papel toalha, dobre e transfira para o interior do kitassato. Feche o kitassato com a rolha de maneira que o gás desprendido seja transferido para o interior da proveta. Esta operação deve ser efetuada com muito cuidado para evitar a perda do gás produzido durante a reação.

- Anote a temperatura da água e leia o volume do gás carbônico contido no interior da proveta.

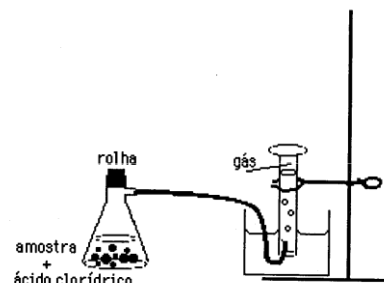


Figura 4. Coleta de gás carbônico.