

EXPERIMENTO 5

GASES

OBJETIVOS

- Aplicar os conceitos de leis dos gases e estequiometria de reações;
- Determinar experimentalmente a constante universal dos gases ideais (R);
- Determinar a massa equivalente de um metal que reage com ácido clorídrico, medindo a quantidade de gás hidrogênio (H₂) formado;
- Utilizar a lei das pressões parciais de Dalton.

INTRODUÇÃO

A forma como o volume de um gás se relaciona com a sua pressão foi descrita quantitativamente pela primeira vez em 1662 pelo pensador irlandês Robert Boyle. Ele constatou que, à temperatura constante, o volume de uma quantidade fixa de gás encerrada em um recipiente diminui quando a pressão sobre o gás é aumentada. A LEI DE BOYLE estabelece que, a uma temperatura constante, o volume ocupado por uma quantidade fixa de gás é inversamente proporcional à pressão aplicada. Matematicamente, a lei de Boyle pode ser expressa como:

$$PV = \text{constante}$$

Um gás hipotético que obedece a lei de Boyle perfeitamente, sob todas as condições, é chamado de GÁS IDEAL. Os gases reais aproximam-se do comportamento de um gás ideal a baixas pressões, sendo que o grau de idealidade é diferente para gases reais diferentes.

Em 1787, o químico francês Jacques Alexander Charles investigou o efeito das variações de temperatura sobre o volume de uma dada quantidade de gás mantida a pressão constante. Ele constatou que, se um gás é aquecido, de tal forma que a pressão permaneça constante, o gás se expande. Um gráfico do volume de um gás em função da temperatura, relativo a um experimento deste tipo, é mostrado na **FIGURA 1**, onde cada linha representa uma determinada quantidade de gás. Quando estas linhas são extrapoladas, todas se interceptam no mesmo ponto, correspondente ao volume zero e a temperatura de -273,15 °C. Este ponto representa uma temperatura na qual todos os gases, se não se condensassem, teriam volume zero e, abaixo dele, teriam volume negativo.

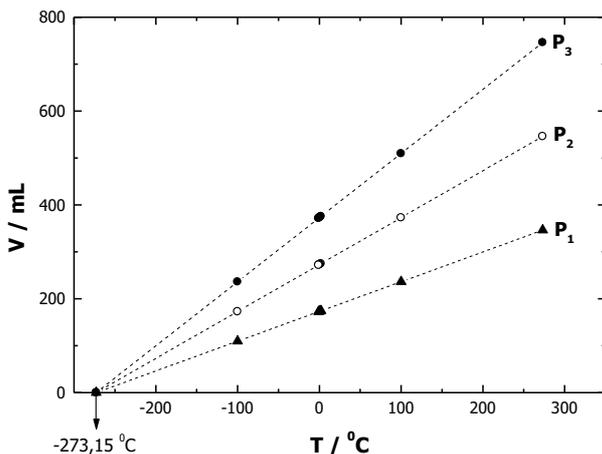


FIGURA 1. Gráfico do volume de um gás em função da temperatura, a diferentes pressões, no qual se observa a lei de Charles.

Como volumes negativos são impossíveis, esta temperatura representa a temperatura mais baixa possível e é chamada de ZERO ABSOLUTO. O zero absoluto representa o ponto zero na escala Kelvin de temperatura, também chamada de ESCALA DE TEMPERATURA ABSOLUTA.

A relação que existe entre o volume de um gás e sua temperatura absoluta é dada pela LEI DE CHARLES: à pressão constante, o volume de uma dada quantidade de um gás é diretamente proporcional a sua temperatura absoluta. A lei de Charles pode ser representada matematicamente por:

$$\frac{V}{T} = \text{constante}$$

Um contemporâneo de Charles, Joseph Louis Gay-Lussac, observou que a pressão de uma quantidade fixa de gás é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta, se o volume do gás for mantido constante. Esta observação foi denominada LEI DE GAY-LUSSAC, e sua forma matemática é:

$$\frac{P}{T} = \text{constante}$$

As equações podem ser incorporadas em uma única expressão matemática, chamada EQUAÇÃO GERAL DOS GASES IDEAIS:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Quando se trabalha com gases, é útil definir um conjunto de condições de temperatura e pressão de referência. Por exemplo, as chamadas condições normais de temperatura e pressão (CNTP) são 0 °C (273,15 K) e 1 atm.

A pressão exercida por um gás em uma mistura de gases é chamada de pressão parcial. John Dalton observou que a pressão total da mistura é igual à soma das pressões parciais de cada gás que a constitui. Esta afirmação, conhecida como LEI DE DALTON das pressões parciais, pode ser expressa como:

$$P_T = p_a + p_b + p_c + \dots$$

onde P_T é a pressão total da mistura e p_i é a pressão parcial do gás i na mistura.

Os gases preparados no laboratório são, muito freqüentemente, coletados por deslocamento de água, o que contamina o gás com moléculas de água. Estas moléculas de água também exercem uma pressão parcial, chamada de pressão de vapor de água. Esta pressão depende somente da temperatura da água líquida e contribui para a pressão total, de tal forma que, se aplicarmos a lei de Dalton das pressões parciais para este caso em particular, podemos escrever:

$$P_T = p_{\text{gás}} + p_{\text{H}_2\text{O}}$$

DETERMINAÇÃO DA CONSTANTE DOS GASES (R)

Amadeo Avogadro propôs, em 1811, que sob condições de temperatura e pressão constantes, volumes iguais de gases contêm números iguais de moléculas, que ficou conhecido como PRINCÍPIO DE AVOGADRO. Uma vez que números iguais de moléculas significam números iguais de mols, o número de mols n , de qualquer gás, está relacionado diretamente com o seu volume. A partir do princípio de Avogadro, espera-se que 1 mol de qualquer gás ocupe o mesmo volume a uma dada temperatura e pressão. Foi constatado experimentalmente que, nas CNTP, 1 mol de um gás ocupa em média 22,4 litros.

A combinação das relações de volume, pressão e temperatura que um gás ideal obedece (leis de Boyle, Charles e Avogadro) resulta na expressão matemática conhecida como EQUAÇÃO DE ESTADO DOS GASES IDEAIS:

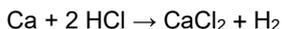
$$PV = nRT$$

A constante R é chamada constante dos gases e tem o mesmo valor ($8,31451 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$) para todos os gases; porque R é independente da identidade do gás, dizemos que é uma “constante universal”.

Todos os gases obedecem à equação dos gases ideais com precisão crescente à medida que a pressão é reduzida até chegar a 0. Então, a lei do gás ideal é um exemplo de LEI LIMITE, uma lei que é somente válida dentro de certos limites; neste caso, o limite é $P \rightarrow 0$. Embora a lei do gás ideal seja uma lei limite, é razoavelmente correta para pressões normais. O valor da constante dos gases pode ser encontrado medindo-se P , V , n e T , e substituindo estes valores na equação dos gases ideais.

REATIVIDADE DE METAIS COM ÁCIDO CLORÍDRICO

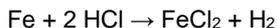
O termo massa equivalente é utilizado para designar as quantidades relativas de substâncias que são quimicamente equivalentes, ou seja, as massas daquelas substâncias que reagem completamente entre si sem deixar excesso. Em uma reação de um metal com oxigênio para formar um óxido, a massa equivalente de um metal é definida como a massa do metal que reage com 0,25 mol (8,0 g) de oxigênio gasoso (O_2). No presente experimento a massa equivalente de um metal será considerada como a massa do metal que reage com 1 mol de íons hidrogênio (H^+) para produzir 1 mol de átomos de hidrogênio, ou 0,5 mol de hidrogênio gasoso (H_2). Nesta reação, o metal reage com ácido clorídrico para produzir hidrogênio gasoso. O processo pode também ser classificado como uma reação de oxidação – redução: o metal é oxidado a um íon carregado positivamente, e o H^+ é reduzido a H_2 . O volume de hidrogênio gasoso produzido na reação será medido quando da adição de uma massa conhecida do metal a um excesso de HCl. Um exemplo típico da reação que ocorre é:

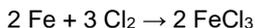


Pode ser observado que para cada mol de cálcio que reage para formar íons Ca^{+2} , é formado 1 mol de hidrogênio gasoso. A massa equivalente de cálcio nesta reação é, portanto, metade da sua massa molar. A massa equivalente é sempre igual à massa molar (para elementos que formam íons com valências ± 1) ou uma fração simples da massa atômica, dependendo da valência do íon produzido. A definição geral de massa equivalente pode ser expressa como:

$$\text{massa equivalente} = \frac{\text{massa molar}}{\text{variação da carga do átomo}}$$

Alguns elementos, particularmente os metais de transição, podem formar íons com diferentes cargas iônicas e desta forma podem ter mais de um valor de massa equivalente. Considerando, por exemplo, as seguintes reações possíveis com ferro:





Na 1.^a reação a mudança de carga é +2, na 2.^a reação é +3 e na reação 3.^a reação é +1. As massas equivalentes de ferro correspondentes são, respectivamente, 27,92, 18,62 e 55,85. Assim, para elementos que têm múltiplas cargas iônicas (ou estados de oxidação) é sempre necessário especificar a reação que ocorre antes de determinar sua massa equivalente.

Uma alternativa para a definição de massa equivalente é considerá-la como a massa da substância que fornece ou recebe 1 mol de elétrons. Esta definição pode ser escrita como:

$$\text{massa equivalente} = \frac{\text{massa molar}}{\text{variação na carga do átomo}}$$

Assim, na 1.^a reação o ferro muda do estado de oxidação 0 para o estado de oxidação +2. O ferro perde 2 mol de elétrons por mol de átomos que reage. O peso equivalente do Fe nesta reação é: $55,85 / 2 = 27,92$. Este é, obviamente, o mesmo resultado obtido através da equação da massa equivalente. Utilizando esta equação para a 2.^a e 3.^a reação os resultados são, respectivamente: 18,62 e 55,85, o que mostra a equivalência entre as duas definições expressas para a massa equivalente.

A equação da massa equivalente enfatiza que as reações estudadas neste experimento podem também ser classificadas como reações de oxidação - redução, ou seja, reações nas quais a transferência de elétrons causa mudanças nos estados de oxidação.

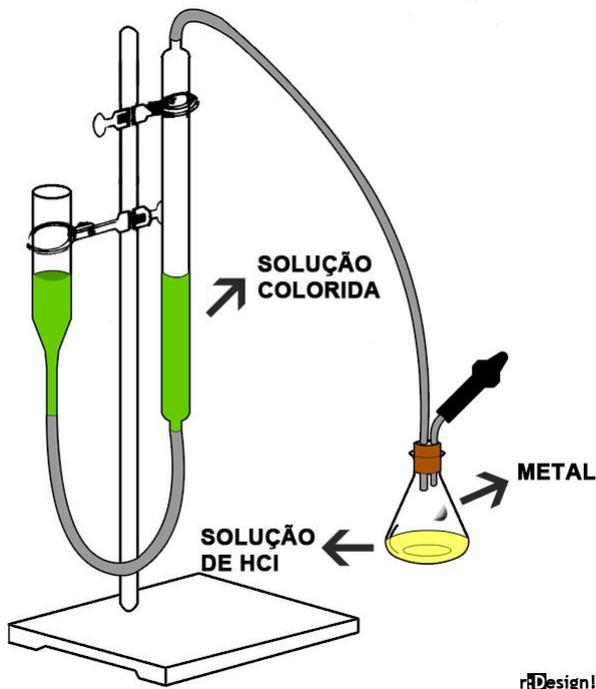
PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

MATERIAIS NECESSÁRIOS:

Sistema como mostrado na **FIGURA 2**; 10 cm de linha; Pinça de Hoffman.

REAGENTES:

Ácido clorídrico 1:1 (6 mol L⁻¹); Amostra de comprimido efervescente.



rDesign!

FIGURA 2. Montagem para medidas de volume de hidrogênio gerado na reação de metais com ácido clorídrico.

SEGURANÇA:

- Os vapores do ácido clorídrico concentrado causam irritações no pulmão;
- O contato do ácido com a pele e com os olhos causa queimaduras.

PARTE A: DETERMINAÇÃO DE BICARBONATO EM AMOSTRA DE COMPRIMIDO EFERVESCENTE**A1. PREPARAÇÃO DA SOLUÇÃO PARA O PREENCHIMENTO DA BURETA**

1. Pesar entre 0,2 e 0,3 g (em pequenos pedaços) do comprimido efervescente disponível no laboratório;

2. Adicionar estes pedaços a 125 mL de água (com safranina) contendo 2 mL de HCl 6 mol L⁻¹. Isto resulta em uma solução saturada de CO₂;
3. A solução assim preparada é utilizada para preencher a bureta de gás e o tubo nivelador do sistema descrito na **FIGURA 2**. É importante evitar que bolhas permaneçam dentro do sistema.

A2. REAÇÃO DE BICARBONATO COM ÁCIDO CLORÍDRICO

1. Fechar o sistema e verificar se há vazamentos;
2. Retirar a rolha do erlenmeyer e colocar 5 mL de HCl 6 mol L⁻¹ dentro dele;
3. Cuidadosamente, fixar no gancho existente na rolha um pedaço de linha em cuja extremidade oposta encontra-se amarrado um pedaço de comprimido efervescente pesando entre 0,2 e 0,3 g. Atenção para a distância entre a amostra suspensa e a solução de HCl. Esta distância deve ser tal que a amostra não toque na solução quando o erlenmeyer for fechado com a rolha, mas somente quando o erlenmeyer for ligeiramente inclinado;
4. Sem que a amostra entre em contato com a solução, ajustar o nível da solução na bureta próximo de zero;
5. Colocar firmemente a rolha no erlenmeyer, acompanhando a variação do nível da bureta com o tubo nivelador. Lembrar que o nível da solução na bureta e no tubo nivelador deve ser mantido sempre igual;
6. Ler o volume na bureta e anotá-lo na folha de relatório;
7. Iniciar a reação inclinando o erlenmeyer até que a amostra entre em contato com a solução de HCl;
8. Acompanhar a variação de volume na bureta com o tubo nivelador;
9. Após cessar o desprendimento de CO₂, ler o volume indicado pelo nível da solução na bureta e anotá-lo na folha de relatório;
10. Repetir o procedimento descrito, limpando o erlenmeyer, adicionando uma nova alíquota de HCl 6 mol L⁻¹ e um novo pedaço do comprimido efervescente.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

MATERIAIS NECESSÁRIOS:

Sistema como mostrado na **FIGURA 2**; Solução de safranina; 10 cm de linha; Tubo de ensaio; Lã de vidro; Pinça de madeira; Bico de Bunsen.

REAGENTES:

Ácido clorídrico 1:1 (6 mol L⁻¹); Zinco metálico; Magnésio metálico; Sulfato de cobre 1 mol L⁻¹ (CuSO₄.5H₂O) e catalisador.

SEGURANÇA:

- Os vapores do ácido clorídrico concentrado causam irritações no pulmão;
- O contato do ácido com a pele e com os olhos causa queimaduras;
- Manipular os frascos contendo o ácido clorídrico dentro da capela;
- Em caso de contato com a pele ou olhos lavar a região atingida com água em abundância.

PARTE B: REATIVIDADE DE METAIS COM ÁCIDO CLORÍDRICO

1. Pesar cuidadosamente duas amostras de cada um dos metais a serem utilizados neste experimento, empregando uma balança analítica e uma pinça para transferir os pedaços dos metais (EVITANDO ASSIM O CONTATO DOS METAIS COM A GORDURA DAS MÃOS). Não pesar diretamente sobre o prato da balança - utilizar um papel ou um béquer para realizar a pesagem;
2. A fim de evitar que seja gerado mais hidrogênio que a capacidade do equipamento, pesar uma massa de aproximadamente 0,05 g no caso de zinco e 0,02 g no caso de magnésio;
3. Preencher a bureta de gás, por meio do tubo nivelador, com a solução de safranina até o zero; nesta situação, o tubo nivelador deve conter solução de safranina até um quarto de seu volume. Evitar que bolhas de ar permaneçam dentro do sistema;
4. Em seguida, testar o sistema para verificar se há vazamentos: abaixar o tubo nivelador, conectar um erlenmeyer vazio e voltar a subir o tubo nivelador cerca de 30 cm. Isto produzirá uma pressão no erlenmeyer e nos tubos de conexão. Esperar alguns minutos e verificar se o nível se alterou. Caso haja alterações de nível, verificar se não há perfurações no tubo, se a pinça de Hoffmann está bem apertada e se a rolha está bem ajustada à boca do erlenmeyer;

5. Utilizando uma proveta, transferir para um erlenmeyer 5 mL de ácido clorídrico diluído (6 M) , adicionando em seguida uma gota de solução de sulfato de cobre que agirá como catalisador;
6. Amarrar em uma das extremidades de um pedaço de linha uma de suas amostras de Zn, prendendo a outra extremidade ao gancho existente na rolha de borracha. Realizar esta operação cuidadosamente, fazendo com que o metal paire sobre a solução sem tocá-la;
7. Ligar o erlenmeyer ao restante do conjunto conforme mostrado na **FIGURA 2** e repetir o teste para vazamentos, utilizando fita de Teflon, se necessário, para melhorar a vedação das conexões;
8. Abrir a pinça no tubo de saída e elevar o tubo nivelador até que toda a bureta esteja cheia com a solução colorida (até o zero da bureta);
9. Fechar bem a pinça, nivelar o tubo nivelador com o nível da bureta e anotar na folha de relatório este volume inicial;
10. Inclinar o erlenmeyer, fazendo com que o metal entre em contato com a solução de ácido clorídrico. Isto irá gerar hidrogênio na forma gasosa, empurrando para baixo o nível de solução na bureta. Acompanhar esta queda do nível da solução na bureta com o tubo nivelador durante todo o tempo (os dois níveis devem ser iguais a cada instante);
11. Após todo o metal ter reagido, esperar cerca de 1 minuto para o sistema entrar em equilíbrio térmico. Observar que durante este tempo o nível da solução na bureta tenderá a elevar-se. Não deixar de acompanhar esta elevação com o tubo nivelador;
12. Após a estabilização do sistema, ler o volume da bureta e anotar este valor final na folha de relatório. Prestar atenção especial ao fato de que, se após um tempo suficiente para o equilíbrio térmico, o nível não parar de subir, pode ser devido a algum vazamento e neste caso o procedimento deve ser repetido. Anotar também, na folha de relatório, a pressão atmosférica e a temperatura no momento da leitura do volume final;
13. Abrir a pinça para liberar o gás contido dentro da bureta;
14. Repetir o procedimento descrito com a amostra número 2 de zinco e com as duas amostras de magnésio. Não esquecer de lavar bem o erlenmeyer depois de cada determinação.

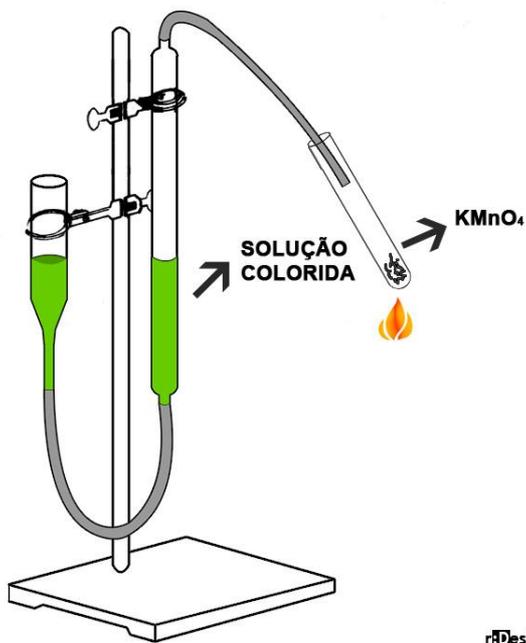


FIGURA 3. Montagem para a determinação de volume de oxigênio gerado pela decomposição de permanganato de potássio.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

MATERIAIS NECESSÁRIOS:

Sistema como mostrado na **FIGURA 3**; Solução de safranina; Tubo de ensaio; Lã de vidro; Pinça de madeira; Bico de Bunsen.

REAGENTES:

Permanganato de potássio (KMnO_4).

SEGURANÇA:

- Cuidado ao aquecer o tubo de ensaio;
- Segure o tubo de ensaio utilizando uma pinça de madeira, não permitindo que ele fique voltado para o seu rosto ou de seus colegas.

PARTE C: DETERMINAÇÃO DA CONSTANTE DOS GASES (R)

Nesta etapa do experimento, a seguinte reação de decomposição será utilizada para a determinação da constante dos gases:



A quantidade de oxigênio liberada na reação será medida diretamente. Esta massa, juntamente com as massas de reagente e de resíduo sólido, permitirá a determinação de R através da equação dos gases ideais.

1. Pesar um tubo de ensaio, limpo e seco, juntamente com a lâ de vidro em uma balança analítica (sendo que a lâ de vidro deve estar fora do tubo). Utilizar um papel para segurar o tubo de ensaio evitando tocá-lo diretamente com as mãos;
2. Transferir cerca de 0,6 g de KMnO_4 para o tubo de ensaio e pesar o conjunto. Anotar na folha de relatório a massa do tubo de ensaio + lâ de vidro e a massa do conjunto com KMnO_4 , com precisão de 0,0001 g;
3. Com uma pinça, posicionar a lâ de vidro próximo à boca do tubo de ensaio e conectar o tubo a rolha de borracha, montando assim o sistema como mostrado na **FIGURA 3**;
4. Verificar em seguida, como descrito na Parte A, a existência de vazamentos no sistema e proceder a calibração do volume inicial da bureta de gás;
5. Utilizando o bico de Bunsen, aquecer o permanganato de potássio em toda a extensão do tubo de ensaio. O aquecimento fará com que ocorra a formação de oxigênio gasoso e a conseqüente variação do nível da solução colorida na bureta de gás. Utilizar o nivelador para manter a pressão interna na bureta igual à pressão atmosférica durante toda a decomposição do KMnO_4 , bem como durante um período de tempo adicional de cerca de 1 min, para o sistema entrar em equilíbrio térmico;
6. Anotar o volume inicial e final, lidos na bureta de gás. Depois de frio, retirar o tubo e efetuar sua pesagem;
7. Anotar também a temperatura ambiente e a pressão atmosférica no momento da leitura do volume final;
8. Repetir o mesmo procedimento, utilizando um tubo de ensaio e um pedaço de lâ de vidro limpos.