

## DETERMINAÇÃO DA CONSTANTE UNIVERSAL DOS GASES, R.

### META

Conhecer um pouco sobre estequiometria, reatividade de metais com ácido e como utilizar desses conceitos para determinar a constante universal dos gases.

### OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:  
determinar a constante universal dos gases (R).

### PRÉ-REQUISITOS

Ter conhecimento da equação dos gases ideais (Aula 1).



(Fonte: <http://www.gettyimages.com>).

### INTRODUÇÃO

Vimos na aula anterior os conceitos básicos que envolvem o estudo com gases, explorando-os de uma maneira relativamente simples, mas que será de uso fundamental nessa aula. Temos que sempre ter em mente que em ciência não é necessário, muitas vezes, se utilizar de equipamentos sofisticados para se obter informações sobre o comportamento da matéria ou sua composição. Lembre-se que toda a Lei dos Gases foi elaborada a partir do século 17, onde os cientistas de então não possuíam além de técnicas artesanais de preparação de seus experimentos.

Da mesma forma faremos nessa aula, partiremos de um experimento bastante simples para determinarmos a massa molar de um gás gerado a partir da reação de um metal com ácido clorídrico. E, a partir da decomposição térmica de permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ), estimar a constante universal dos gases ( $R$ ).

Mas, como tudo em química, teremos sempre que relacionar vários conteúdos para obter informações do problema que estamos resolvendo. Além da equação dos gases ideais, o mais utilizado neste experimento será a estequiometria, tema recorrente e muito importante no dia a dia de um químico.

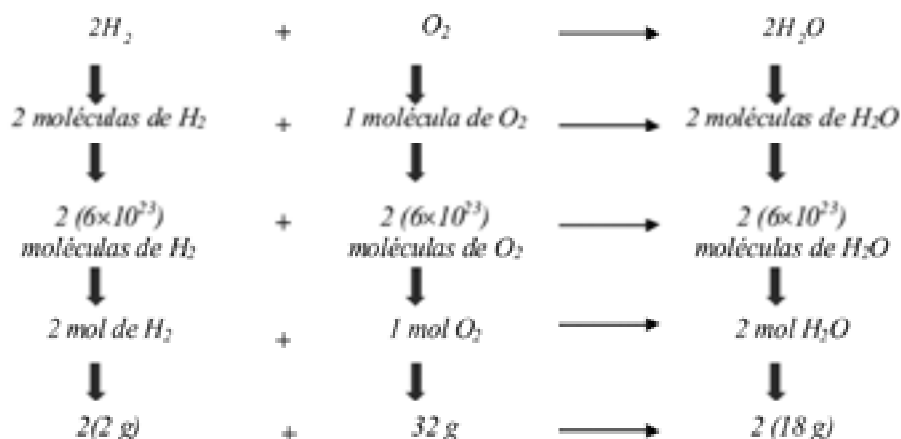


(Fonte: alumno.ucol.mx).

UM POUCO DE ESTEQUIOMETRIA

As equações químicas nos mostram a proporção em número de moléculas, segundo a qual as substâncias reagem e se formam, ou seja, são as quantidades relativas de reagentes e produtos envolvidos numa reação química. Entretanto, quando estamos num laboratório ou numa indústria, trabalhamos com quantidades de substância medidas em massa (g, kg) ou volume. Podemos estabelecer uma relação entre essas situações: nível microscópico e nível macroscópico, dando uma nova interpretação aos coeficientes das equações.

Tomamos como exemplo a reação de produção de água a partir dos gases hidrogênio e oxigênio:

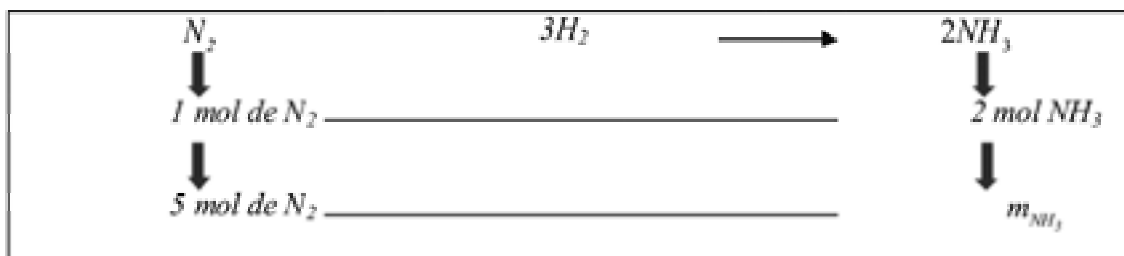


Podemos ver que com os coeficientes de cada substância, numa reação balanceada, é possível encontrarmos as relações em que cada espécie deve se combinar, para formar o produto final. Neste caso, 2 moléculas de hidrogênio são necessárias para reagir com 1 molécula de oxigênio para formar 2 moléculas de água. Expandindo esse princípio, 4 moléculas de hidrogênio reagirão com 2 moléculas de oxigênio para formar 4 moléculas de água. Então,  $2 \times (6 \times 10^{23})$  moléculas de hidrogênio devem se combinar com  $(6 \times 10^{23})$  moléculas de oxigênio para produzir  $2 \times (6 \times 10^{23})$  moléculas de água. Sabemos que o número  $(6 \times 10^{23})$  é uma quantidade especial em química, que chamamos de mol, e que podemos relacioná-la com outras grandezas como a massa, volume e também o número de espécies de qualquer substância. Dessa maneira, de posse das massas atômicas do oxigênio ( $16 \text{ g mol}^{-1}$ ) e do hidrogênio ( $1 \text{ g mol}^{-1}$ ), podemos encontrar a massa molar do  $H_2$  ( $2 \text{ g mol}^{-1}$ ),  $O_2$  ( $32 \text{ g mol}^{-1}$ ) e  $H_2O$  ( $18 \text{ g mol}^{-1}$ ). Da mesma forma que fizemos anteriormente, podemos afirmar que 32 g de  $O_2$  vão reagir com 4 g de  $H_2$  para formar 36 g de água.



### ATIVIDADES

Determine a massa de amônia produzida da reação de 5 mol de gás nitrogênio com quantidade suficiente para gás hidrogênio. Dados, massa molar de  $\text{NH}_3$ :  $17 \text{ g mol}^{-1}$ .



Vê-se que para cada mol de  $\text{N}_2$  produz 2 mols de amônia. Então, 5 mols de  $\text{N}_2$  produzirão 10 mols de  $\text{NH}_3$ . Conhecendo a massa molar de amônia ( $17 \text{ g mol}^{-1}$ ) podemos então calcular a massa de  $\text{NH}_3$  produzida:

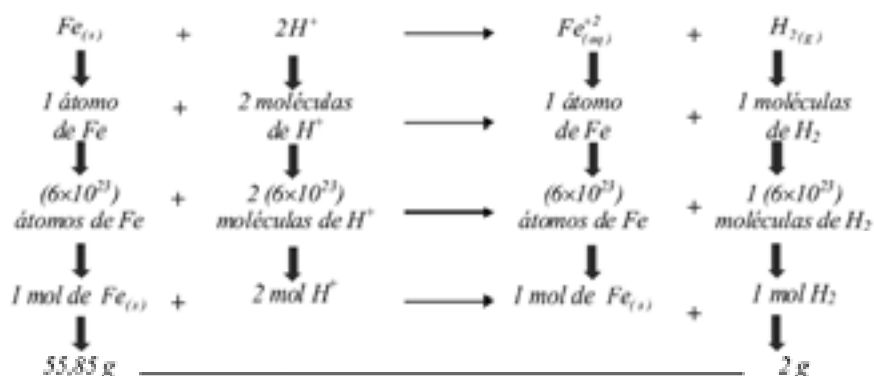
$$m_{\text{NH}_3} = (17 \text{ g mol}^{-1}) \cdot 10 \text{ mol} = 170 \text{ g de } \text{NH}_3$$

### A REATIVIDADE DE METAIS COM ACIDO CLORÍDRICO

No caso especial dessa aula, vamos utilizar as propriedades dos gases, com a estequiometria de uma reação conhecida para calcular a constante universal dos gases (R). Muitos metais reagem em meio ácido produzindo gás hidrogênio e seu metal na forma iônica aquosa. Podemos dar o exemplo da reação de Ferro metálico com ácido clorídrico:



Podemos encarar a Eq. 1 como uma reação de oxirredução, onde o metal é oxidado a um íon carregado positivamente, e o  $\text{H}^+$  é reduzido a  $\text{H}_2$ .



Uma vez que ocorre o desprendimento de hidrogênio, o volume desse gás produzido na reação pode ser medido. Se conhecermos a quantidade (massa) do metal envolvido, trabalhando sempre com excesso de íons  $H^+$ , podemos determinar a massa de hidrogênio gerado. Ou seja, a *massa equivalente* de um metal será aquela que reagirá com íons hidrogênio para formar 1 g de gás hidrogênio. Na Eq.1 de oxidação de Fe metálico a  $Fe^{+2}$ , a massa de 1 mol de Fe é 55,85 g, o qual gerará 1 mol de gás hidrogênio, ou seja, 2 g. Dessa maneira, a massa equivalente de Ferro nessa equação é 27,92 g.

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:

$$\text{massa equivalente do metal} = \left( \frac{\text{massa molar do metal}}{\text{variação da carga do átomo}} \right) \quad (\text{Eq.2})$$

Assim, na reação (Eq.1) o ferro muda do estado de oxidação zero para o estado de oxidação +2. Para cada mol de ferro oxidado, o elemento perde 2 mols de elétrons. A massa equivalente do Fe nesta reação é:  $55,85/2 = 27,92$  g. Este é, obviamente, o mesmo resultado obtido através dos dados apresentados anteriormente.

Neste experimento, utilizaremos da reatividade de metais com ácido clorídrico para a formação de hidrogênio gasoso, especificamente o Zinco (Zn) e o Magnésio (Mg), para assim poder determinar a massa molar de  $H_2$ .

### DADOS COMPLEMENTARES: MASSA EQUIVALENTE

O termo equivalente é mais antigo que o termo mol. Na época, definiu-se um equivalente como sendo a quantidade de material que produz ou consome um grama de hidrogênio. Mas podemos estender esse conceito 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. Neste 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 ( $H_2$ ).

### PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL REAGENTES NECESSÁRIOS

- Ácido clorídrico ( $6 \text{ mol L}^{-1}$ )
- zinco metálico
- magnésio metálico

## OUTROS MATERIAIS

Para conseguir determinar a massa molar de um gás, no nosso caso o do hidrogênio, é necessário pensar em um aparato de forma a captar todo o gás gerado pela reação do metal com o ácido clorídrico. Além do mais, o volume desprendido tem que ser medido, afinal de contas, este é um experimento quantitativo. Um modo simples, mas bastante eficaz é o sistema como mostrado na Figura 1.

É composto basicamente por uma bureta volumétrica (50 mL) onde suas duas extremidades estão conectadas por uma mangueira de silicone a um reservatório com um líquido e pela outra, o recipiente onde ocorre a reação. Todo o sistema deve estar *totalmente* selado, para que não haja o escape de gás e conseqüente erro na determinação do volume de hidrogênio.

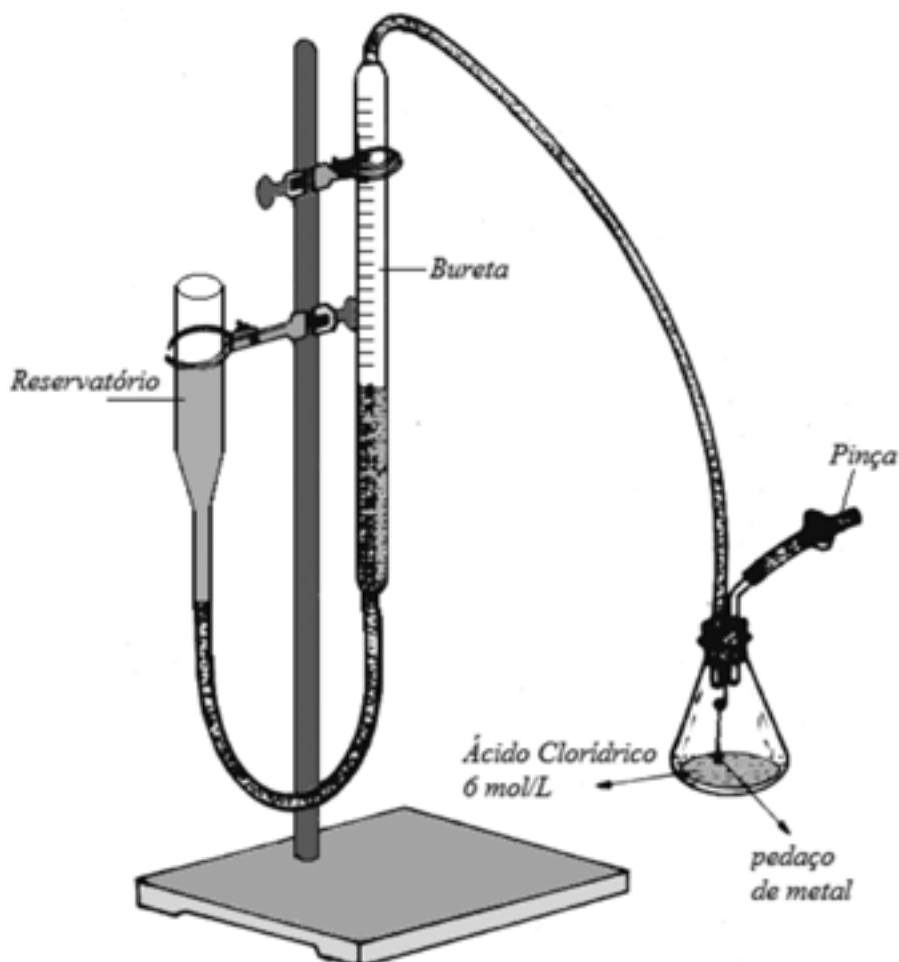


Figura 1. Montagem para medidas de volume de hidrogênio gerado na reação de metais com ácido clorídrico.

## DETERMINAÇÃO DA CONSTANTE UNIVERSAL DOS GASES

Inicialmente temos que pesar cuidadosamente duas amostras de cada um dos metais a serem utilizados neste experimento (Zn e Mg), 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; Temos que ter em mente que não é qualquer massa de metal que pode ser utilizada para a produção de hidrogênio, já que o volume do equipamento utilizado é de 50 mL, e uma massa muito grande pode exceder o volume, e conseqüente perda do experimento. Dessa forma, para evitar que seja gerado mais hidrogênio que a capacidade do equipamento, pese uma massa de aproximadamente 0,05 g no caso de zinco e 0,02 g no caso de magnésio.

Em seguida, preencha a bureta com água até o zero. Lembre-se sempre de deixar o reservatório com água o suficiente para que todo o sistema fique preenchido, aproximadamente um quarto do volume do recipiente deve conter água. É extremamente importante evitar que bolhas de ar permaneçam dentro do sistema. Não se esqueçam que vocês estão trabalhando com gases, e qualquer quantidade que se adicione ou perca, gerará erros nos cálculos finais.

Conecte as mangueiras nos extremos da bureta junto com o recipiente onde ocorrerá a reação. Teste para verificar se há vazamentos. Um modo de se fazer isso é conectar a um erlenmeyer vazio e variar a altura do reservatório. Variando sua altura, a pressão em todo o sistema variará. Se houver algum vazamento, o volume inicial antes da conexão com as mangueiras (fechamento de todo o sistema) se modificará. Caso haja alterações de nível, verificar se não há perfurações no tubo, se a rolha está bem ajustada à boca do erlenmeyer, ou as conexões das mangueiras com a bureta não possui nenhum vazamento.

Com o auxílio de uma proveta, transfira para um erlenmeyer aproximadamente 5 mL de HCl 6 mol L<sup>-1</sup>. Não é necessário se ater muito ao volume de ácido, temos que ter em mente que a concentração de íons H<sup>+</sup> esteja sempre em excesso, para que todo o metal reaja e produza H<sub>2</sub>.

Uma vez pesada a amostra metálica, amarre-a com um pedaço de linha e prenda-a ao gancho presente na rolha, ou simplesmente ao pressionar a linha com rolha contra o erlenmeyer. Isso será suficiente para que o metal não entre em contato com a solução. Tome muito cuidado, pois uma vez que o metal toque o ácido a reação se inicia imediatamente, e muito provavelmente você não terá fechado todo o sistema e parte do gás será perdido e conseqüentemente o seu experimento.

Com a mangueira, conecte o erlenmeyer ao restante do sistema e confira se não há vazamentos. Em seguida, abra a pinça para que se possa, com o tubo nivelador, deixar o nível do líquido presente na bureta ao seu zero. Após isso, não se esqueça de fechar a pinça, e em seguida anotar no seu caderno de anotações o volume inicial.

Para que a reação aconteça e  $H_2$  seja gerado, incline o erlenmeyer permitindo assim que o metal entre em contato com a solução. Você verá que o volume da bureta começará a diminuir pelo aumento de gás hidrogênio produzido da reação do metal com o ácido. Devemos ter em mente que a expansão desse gás deve ser feita a pressão constante, por isso deve-se acompanhar a variação do nível da bureta com o tubo nivelador durante toda reação.

O fim da reação será indicado quando não houver mais variação do nível da bureta. Deixe o sistema se estabilizar por alguns segundos, por ser uma reação exotérmica, o meio reacional estará numa temperatura superior a todo o sistema. Anote o volume final. Verifique se o nível não varia drasticamente, pois indicaria que algum vazamento há em seu sistema. Neste caso, todo o procedimento deve ser repetido. Por ser um experimento a pressão e temperatura constante, deve-se anotar a pressão atmosférica e a temperatura.

Por fim, abra a pinça para que todo o gás seja liberado.

Repita todo o procedimento para uma amostra de magnésio, sempre lavando o erlenmeyer entre um experimento e outro.

### CÁLCULOS

Faça os seguintes cálculos para cada determinação da constante universal dos gases e não se esqueça sempre de escrever os resultados no seu caderno de anotações.

1. Escreva a reação balanceada de zinco metálico com ácido clorídrico e de magnésio com ácido clorídrico.
2. Encontre na tabela periódica as massas atômicas de zinco e magnésio.
3. De posse da reação balanceada, faça os cálculos estequiométricos para encontrar a massa de hidrogênio que deve ser gerada a partir da massa de metal pesado.
4. Expresse a temperatura do experimento em Kelvin.
5. Expresse a pressão atmosférica em unidades de atmosferas. Caso não disponha de um barômetro, tente descobrir em que altitude está o laboratório, e busque assim um valor aproximado para a pressão atmosférica.
6. Expresse o volume da bureta em Litros.
7. Considere que o volume de gás presente na bureta consiste de apenas  $H_2$ , calcule a massa molar do hidrogênio molecular admitindo que



esse se comporte como um gás ideal. Não se esqueça que o número de mols ( $n$ ) é:

$$n = \left( \frac{m}{MM} \right) \quad (\text{Eq.3})$$

Sendo  $m$  a massa do hidrogênio calculado a partir da reação completa de zinco, e  $MM$  a massa molecular de  $H_2$ .

Sabendo que:

$$pV = nRT \quad (\text{Eq.4})$$

Substituindo a Eq.3 na Equação dos gases ideais,

$$pV = \left( \frac{m}{MM} \right) RT \quad (\text{Eq.5})$$

Rearranjando a Eq.5 para resolver em função da massa molar:

$$MM = \frac{mRT}{pV} \quad (\text{Eq.6})$$

8. Se o experimento foi realizado em duplicata, obtenha o valor final da constante universal dos gases pela média aritmética.

### ATIVIDADES

1. Explique brevemente porque não foi necessário colocar um volume exato de ácido clorídrico no erlenmeyer.
2. Discuta se a massa molar calculada é significativamente diferente daquela que se esperava.
3. Se você utilizasse a equação de van der Waals para o  $H_2$ , o resultado obtido seria muito diferente? Faça os cálculos, considerando os coeficientes  $a$  e  $b$  para o  $H_2$ , e discuta o valor final em função do valor determinado pela equação dos gases ideais.
4. Utilizando metais diferentes (Zn e Mg), você obteve resultados diferentes na determinação constante universal dos gases? Discuta o resultado.

O resultado final da determinação de R se aproximou ou não do valor da literatura? Discuta.



### CONCLUSÃO

Nesta Aula tivemos a oportunidade de conhecer a aplicação direta da equação dos Gases Ideais para determinar a constante universal dos gases (R). A relação entre  $\left(\frac{pV}{nT}\right)$  independe da reação de produção do gás, e resulta unicamente do gás de estudo, neste caso, o gás hidrogênio. O uso de diferentes metais e sua reação com ácido clorídrico foi apenas um meio para produção de H<sub>2</sub> e conseqüente uso na determinação de R, que nos diz que a razão deve ser sempre uma constante. E por fim, o uso da Equação de van Der Waals nos leva a valores de R bastante similares já que sob altas temperaturas e baixas pressões a equação se aproxima da equação dos gases ideais.



### RESUMO

Foi possível ver, pelos conteúdos abordados na aula de hoje, que com a ajuda da estequiometria e a reatividade de metais com ácidos aplicar a Lei dos gases ideais para determinarmos a constante universal dos gases.



### PRÓXIMA AULA

Na próxima aula estudaremos os conceitos mais básicos da termodinâmica nos levando ao primeiro princípio da Termodinâmica.

### REFERÊNCIAS

- PILLA, L. **Físico-Química I**. Livros Técnicos e Científicos. Rio de Janeiro: Editora., 1979.
- BALL, D. W. **Físico Química**. v. 1. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2005.
- ATKINS, P. W. **Physical Chemistry**. 6 ed. Oxford: Oxford University Press, 1998.
- \_\_\_\_\_. **Físico-Química e Fundamentos**. 3 ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos. Editora S.A., 2003.