



A Determinação da Massa Molar de um Metal

Janaína César

João Carlos de Andrade *

dandrade@iqm.unicamp.br

Universidade Estadual de Campinas, Instituto de Química

Informações do Artigo

Histórico do Artigo

Criado em Abril de 2006

Palavras-Chaves

Reações de metais com ácido
Estequiometria
Lei dos gases ideais
Determinação da massa molar
Potencial padrão de eletrodo
Pesagem
Medidas de volume
Preparo de soluções

Resumo

Além dos aspectos quantitativos e conceituais, os estudos na área da Química devem incluir experimentos que demandem um nível elevado de cuidado e atenção na utilização das técnicas experimentais. Sob esses aspectos, a determinação da massa molar de um metal, através de medidas do volume de gás liberado pela sua reação com um ácido, é um experimento ideal para que esses propósitos sejam atingidos. O presente trabalho permitiu abordar conceitos importantes, como o da “massa molar” e do “potencial padrão de eletrodo”, e obter resultados precisos através do uso de algumas técnicas experimentais simples como pesagem, medida de volume e preparo de soluções. O primeiro experimento didático utilizado para discutir e contextualizar esses conceitos em um único experimento foi publicado em 1937, no Journal of Chemical Education, embora a reação do magnésio com diferentes ácidos já tivesse sido discutida (do ponto de vista da definição de ácidos de Bronsted e Lowry) em 1931, nesta mesma revista. Alguns termos destacados neste texto estão listados no Glossário de Termos, Definições e Biografias, anexo ao texto principal.

Chemkeys. Licenciado sob Creative Commons (BY-NC-SA)

Objetivo

Aplicar a lei dos gases ideais, observar a estequiometria das reações e determinar a massa molar de um metal através da medida do volume do gás desprendido na reação de oxidação desse metal com ácido clorídrico.

Introdução

A unidade “mol” foi introduzida por volta de 1900, por

Wilhelm Ostwald, “para que os químicos não perdessem de vista o enorme número de átomos, íons e moléculas presentes nas amostras”. Esse conceito é considerado importante porque permite uma conexão entre o mundo microscópico dos átomos e o mundo macroscópico em que vivemos [1,2].

Assim como o quilograma é a unidade de medida da grandeza massa e o metro a da grandeza comprimento, o mol, cujo símbolo também é mol¹, é a unidade SI para a quantidade de substância. Convencionou-se ser igual a $12 \times 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}$ a **massa molar** do isótopo 12 do carbono e

¹ Embora o nome e o símbolo da unidade de medida da grandeza “quantidade de substância” sejam idênticos, apenas o nome pode ser grafado no plural (mols). O símbolo da unidade deve permanecer inalterado no plural, assim como é recomendado para qualquer símbolo de unidade de medida [5].

* Autor para contato. Experimento testado por Alana dos Reis Figueiredo e Janaína César. As fotos dos equipamentos, reagentes e montagens foram feitas por J. C. de Andrade

que “um mol é a quantidade da substância isótopo 12 do carbono presente em 12×10^{-3} kg deste material” [3,4].

A massa molar, convencionalmente simbolizada pela letra M, é a expressão correta utilizada para se referir à massa de uma porção de substância cuja quantidade de substância é um mol [3]. É utilizada para se referir a moléculas, elementos, íons, elétrons, etc. Exemplo: $M(\text{MgCl}_2) = 95,21 \text{ g/mol}$, $M(\text{Mg}) = 24,31 \text{ g/mol}$, $M(\text{H}) = 1,0079 \text{ g/mol}$, $M(\text{Cl}_2) = 70,916 \text{ g/mol}$.

Do mesmo modo que o mol, o conceito de massa molar atua como uma ponte entre massa e quantidade de substância, podendo ser considerada como um fator de conversão entre mols e gramas:

$$\text{Fator de conversão} = M(Y) = \frac{z \text{ g de } (Y)}{1 \text{ mol de } (Y)}$$

Uma vez conhecida a massa molar de um elemento, pode-se encontrar a quantidade de substância presente em uma amostra pela medida da massa, bastando dividir a massa da amostra pela massa de 1,0 mol do elemento, isto é:

$$\frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} = n \text{ (mol)}$$

“A estimativa atual do número de átomos presentes naquilo que experimentalmente mais se aproxima de 12×10^{-3} kg de Carbono-12 é o valor numérico da **constante de Avogadro**, $N_A = 6,0221367 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ” [4]. A constante de Avogadro na forma $1,0 \text{ mol} = 6,0221367 \times 10^{23}$ é usada como um fator de conversão entre a quantidade de substância e o número de entidades (átomos, íons ou moléculas). Assim, para converter o número de partículas de espécies Y (átomos, moléculas, íons ou fórmulas unitárias) em quantidade de substância, basta utilizar o fator de conversão a seguir:

$$\text{Fator de conversão} = N_A = \frac{\text{partículas de } Y}{1 \text{ mol de } Y}$$

Como exemplo, considere a presença de 0,500 mol de Mg em uma amostra de leite de magnésia. Para sabermos quantos átomos de magnésio estão presentes nessa amostra, é preciso seguir o seguinte raciocínio:

$$\text{N}^\circ \text{ de átomos de Mg} = (0,500 \text{ mol de Mg}) \times \frac{6,0221367 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de Mg}} =$$

$$\text{N}^\circ \text{ de átomos de Mg} = 3,0110683 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Expressões como ‘número de gramas’ ou ‘número de metros’ não são utilizadas, pelo fato de serem ambíguas.

Do mesmo modo, a expressão ‘número de mols’ deve ser evitada, utilizando-se diretamente o nome da grandeza da qual o mol é a unidade de medida: quantidade de substância. Também é importante ressaltar que a grandeza “quantidade de substância” é determinada indiretamente, geralmente através de uma medida de massa e/ou volume. Sendo assim, a **quantidade de substância**, em mols, é sempre encontrada em um contexto de cálculos [1,5].

As reações químicas

As reações químicas podem ser definidas como processos em que uma ou mais substâncias são convertidas em outras. Quando diferentes substâncias interagem entre si, ocorre um rearranjo de átomos que acaba alterando completamente as características das substâncias envolvidas. Com isso, pode-se verificar se uma reação química ocorreu observando-se evidências que permitam diferenciar os estados final e inicial de um sistema. Existem formas simples de reconhecer uma reação química, as quais podem envolver um ou mais entre os fenômenos:

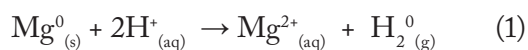
- Liberação de gases;
- Alteração de cor;
- Formação de precipitado;
- Liberação ou absorção de energia na forma de calor;
- Liberação de eletricidade ou luz; etc.

Contudo, baseando-se apenas nas evidências listadas acima, não se pode ter certeza de que ocorreu uma reação química. Uma maneira segura de obter informações acerca da ocorrência, ou não, de uma reação, é o isolamento dos materiais obtidos, seguido da determinação de algumas de suas propriedades (por ex., ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade, etc.).

A reação química é simbolizada por uma flecha que aponta dos reagentes (substâncias que se combinam na reação) para os produtos (substâncias que se formam).

REAGENTES → PRODUTOS

Por exemplo, o magnésio é um metal que reage vigorosamente com ácido clorídrico. Quando colocamos um pequeno pedaço de magnésio metálico dentro de um recipiente contendo HCl concentrado, hidrogênio gasoso é formado rapidamente. Para representar qualitativamente o fenômeno observado, utiliza-se uma equação química balanceada (em massa e cargas), incluindo apenas os reagentes que sofreram as transformações químicas e os produtos formados:



O uso de equações químicas para a transmissão de informações quantitativas baseia-se numa antiga e importante observação realizada no século XVIII pelo famoso cientista francês Antoine Lavoisier, que introduziu a **lei da conservação das massas**. **John Dalton** interpretou essa lei como se os átomos não fossem criados e nem destruídos em uma reação, mas sim transformados. Desse modo, se houver a reação de um número de átomos de um determinado elemento químico, este mesmo número de átomos deve constar, de alguma forma, nos produtos da reação.

Assim, ao representarmos uma reação por uma equação, o número de átomos que constituem os reagentes deve ser igual ao número de átomos que constituem os produtos. A operação associada a esse princípio é denominada **balanceamento da equação química**. Na equação (1), os números que aparecem multiplicando as entidades químicas (*por ex.*, o 2 multiplicando o H^+) são chamados de **coeficientes estequiométricos**. Quando o mesmo número de átomos de cada elemento aparece em ambos os lados da seta, a expressão é dita balanceada [6,7].

“A equação química mostra como os átomos estão rearranjados em uma reação química. Os coeficientes estequiométricos indicam as quantidades relativas de substâncias (reagentes e produtos), em mols, que fazem parte da reação.”

Os estados de agregação² dos reagentes e produtos também devem ser indicados nas equações químicas. Ex: sólido_(s), líquido_(l), gás_(g), vapor_(v) e solução aquosa_(aq).

Reações de óxido-redução

As reações químicas podem ocorrer com ou sem a variação no **número de oxidação**. No primeiro caso, as reações são conhecidas como reações de óxido-redução (ou reações redox), que são aquelas onde se tem a transferência de elétrons de uma espécie química para outra. Sendo assim, para se identificar uma reação redox, basta verificar se ocorreu alguma alteração no número de oxidação de pelo menos duas espécies.

É importante conhecer como se dá o processo de oxidação

e redução, para o entendimento de outros conceitos de química. Para isso, existe uma variedade de métodos de análise (*por ex.*, métodos volumétricos, potenciométricos, polarográficos, etc.). Muitas reações químicas, consideradas importantes, também envolvem o conceito de oxidação e redução. Como exemplo, podemos citar as reações de oxidação de açúcares, gorduras e proteínas, que são responsáveis pela produção de energia no organismo.

O processo de oxidação envolve a perda de elétrons por parte de uma substância, enquanto que a redução envolve um ganho de elétrons para a espécie química em consideração. Esta perda ou ganho de elétrons, formalmente, é indicada pela variação do número de oxidação das várias espécies envolvidas na reação considerada. É importante ressaltar que uma espécie é considerada oxidada quando perdeu elétrons e reduzida quando ganhou elétrons. Do mesmo modo, um agente oxidante (ou simplesmente, oxidante) é aquele que ganha elétrons de uma outra substância e se reduz; enquanto que um agente redutor (ou simplesmente, redutor) é aquele que fornece elétrons para uma outra substância e se oxida.

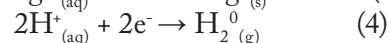
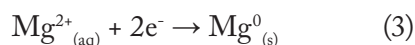
Para exemplificar, considere a reação que ocorre quando magnésio metálico é imerso numa solução (por ex., ácido clorídrico) contendo íons H^+ .



Ao observar a equação (2), podemos tirar algumas conclusões:

- O número de oxidação do Mg variou de 0 para +2 (estado de oxidação II – ver anexo);
- O número de oxidação do íon hidrogênio variou de +1 para 0;
- O agente oxidante é a espécie H^+ ;
- O agente redutor é a espécie Mg^0 .

Em qualquer reação de óxido-redução, o número de elétrons perdidos pela espécie química oxidada deve ser sempre igual ao número de elétrons adquiridos pela espécie reduzida, de maneira a manter a neutralidade de carga do meio. Para visualizarmos mais facilmente qual espécie ganha elétrons e qual espécie perde, podemos separar a reação redox em dois componentes, os quais são denominados semi-reações de redução. Neste caso, temos:



² Do ponto de vista da Físico-Química, o estado de agregação deve ser informado. Caso contrário, a constante de equilíbrio fica indeterminada.

Ao somar a equação (4) com o inverso da equação (3), obtemos diretamente a equação (2), na qual podemos observar claramente a neutralidade das cargas [8].

Potencial Padrão de Redução

O potencial redução de eletrodo é considerado um conceito importante para o entendimento de reações “redox” e para estabelecer relações quantitativas sobre o poder de redução e oxidação dos sistemas químicos. Entre as várias substâncias que podem estar envolvidas em uma reação redox, a tendência em se reduzir ou se oxidar varia bastante. Diante disso, quando necessitamos prever se uma espécie comporta-se como redutora ou como oxidante na presença de uma determinada substância, utilizamos um número denominado **potencial padrão de eletrodo**, E° , de um par redox (espécie oxidada/espécie reduzida), que é uma medida relativa da tendência de ocorrência da semi-reação de redução correspondentes a este par.

Como já vimos anteriormente, as reações de oxidação e redução podem ser representadas por semi-reações de redução. Para cada semi-reação existe um potencial padrão de redução, que é medido em relação a um eletrodo de referência, o **Eletrodo Padrão de Hidrogênio**. Esses valores encontram-se disponibilizados na forma de tabelas, referenciadas pela IUPAC.

Quanto maior o valor de E° , mais forte será o agente oxidante; complementarmente, quanto menor for o valor de E° , mais forte será o agente redutor. Portanto, numa tabela de potenciais padrão de redução, o poder oxidante dos reagentes aumenta à medida que E° se torna mais positivo [8].

Lei dos gases ideais³

Freqüentemente, as reações químicas envolvem a participação de componentes gasosos, como na reação do $Mg(s)$ com os íons $H^+_{(aq)}$, em que um dos produtos formados é o gás hidrogênio (H_2). Neste tipo de reação, é mais indicado relacionar o volume de gás que reage ou que é produzido, ao invés de trabalhar com a massa. O

volume (V) de uma determinada quantidade de gás é uma função matemática dos valores da **pressão** (P), da **temperatura** (T) e da quantidade de substância (n) dessa amostra gasosa; esta função matemática é denominada **equação de estado** e pode ser expressa simbolicamente por:

$$V = f(P,T,n) \quad (5)$$

De fato, já foi verificado experimentalmente que, em qualquer amostra gasosa, basta especificar três destas variáveis para que a quarta também seja determinada. Sendo assim, uma vez conhecidos os valores de n , T e V para uma determinada amostra de gás, o valor da respectiva pressão poderá ser calculado utilizando-se uma equação de estado. Porém, enquanto no caso dos líquidos e sólidos estas equações mostram-se bastante complicadas, as mesmas apresentam-se mais simplificadas no caso dos gases. Isto ocorre porque, no estado gasoso, as moléculas são essencialmente independentes umas das outras, de forma que o comportamento individual das moléculas não afeta significativamente o comportamento do gás como um todo [9,10].

A seguir, apresentaremos as leis dos gases que podem ser usadas para estabelecer uma relação bem definida entre estas quatro variáveis (P , V , T e n) e a equação de estado que descreve as propriedades dos gases ideais. A **lei de Charles** e o **princípio de Avogadro** dizem que o volume é diretamente proporcional à temperatura ($V \propto T$, onde P e n são constantes) e a quantidade de substância ($V \propto n$, onde T e P são constantes). A lei de Boyle diz que o volume de uma amostra de gás, a uma dada temperatura, varia inversamente à pressão aplicada ($V \propto 1/P$, onde T e n são constantes). Combinando-se essas três relações, obtém-se:

$$V \propto = \frac{n \times T}{P} \quad (6)$$

Esta proporcionalidade pode ser transformada numa igualdade com a introdução de uma constante de proporcionalidade, que é simbolizada por R e chamada de **constante dos gases**:

$$p V = n R T \quad (7)$$

A expressão (7), denominada **Lei dos gases ideais**, é uma

³ É uma prática comum no programa de Química Geral utilizar experimentos envolvendo ar ou outros gases para demonstrar a conduta do gás ideal. A maioria dos manuais de laboratório contém experimentos relacionados com este tema [11].

equação de estado aproximada e torna-se cada vez mais exata à medida que a pressão do gás tende à zero ($P \rightarrow 0$)⁴. Sendo assim, a lei dos gases ideais é considerada uma lei limite, isto é, uma lei exatamente válida somente numa inatingível situação limite. Neste caso, o limite é $P \rightarrow 0$ (condição que garante que o gás esteja comportando-se idealmente). Um gás que obedeça a essa lei, em quaisquer condições, é chamado de **gás ideal** [6]. O valor de R pode ser encontrado pela medida de P, V, e T para uma amostra de 1 mol de gás e substituindo os seus valores na expressão (8).

$$R = \frac{P V}{n T} \quad (8)$$

No Sistema Internacional de Unidades (SI) é encontrado que $R = 8,31451 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. A Tabela 1 apresenta outros valores de R em diferentes unidades.

Tabela 1. A constante dos gases, R. [11]

R	
$8,20578 \times 10^{-2}$	L atm K ⁻¹ mol ⁻¹
$8,31451 \times 10^{-2}$	L bar K ⁻¹ mol ⁻¹
8,31451	Pa m ³ K ⁻¹ mol ⁻¹
62,364	L torr K ⁻¹ mol ⁻¹
1,98722	cal K ⁻¹ mol ⁻¹

A mistura de gases

A mistura de gases mais comum de todas, o ar atmosférico, é constituída por uma mistura de nitrogênio, oxigênio, dióxido de carbono, vapor de água e pequenas frações de outros gases. Admitindo-se que, em condições de baixa pressão, todos os gases respondem da mesma maneira às mudanças de volume, temperatura e pressão, então uma mistura gasosa em que os gases não reagem entre si (por ex., o ar que respiramos), comporta-se como um único gás puro.

John Dalton descreveu o comportamento de misturas gasosas por meio da sua **lei das pressões parciais**:

A pressão total de uma mistura de gases é a soma das pressões parciais dos seus componentes.

A **pressão parcial** de um gás, numa mistura gasosa ideal, é a pressão que o gás exerceria se estivesse, sozinho, no mesmo volume e à mesma temperatura em que se encontra a mistura. É conveniente ressaltar que essa definição é correta apenas para gases ideais e que, para uma mistura de gases ideais, é a quantidade de substância total que importa e não a identidade ou a composição das partículas de gases que constituem essa mistura [6,11].

Considere quantidades quaisquer de diferentes gases, A, B e C, todos em um mesmo recipiente de determinado volume e à mesma temperatura (Figura 1). Se as pressões parciais dos gases A, B e C forem tomadas como P_A , P_B e P_C , e a pressão total da mistura como P, então a lei de Dalton pode ser escrita como:

$$P = P_A + P_B + P_C \quad (9)$$

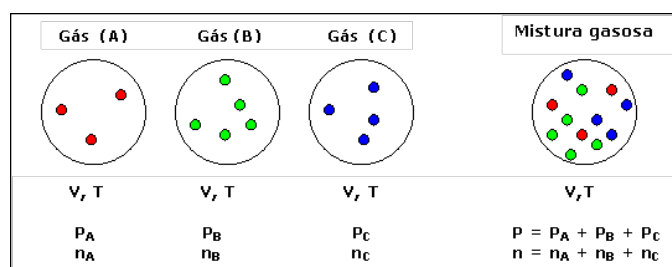


Figura 1. A pressão parcial de cada gás em uma mistura gasosa depende da quantidade de substância do gás considerado, enquanto que a pressão total é a soma das pressões parciais e depende da quantidade de substância total de gás presente na mistura de gases.

A pressão parcial de um gás, em uma mistura gasosa ideal, também pode ser determinada se for conhecida a fração em mol do gás. A **fração em mol**, x_A , é a quantidade de (A) expressa como uma fração da quantidade de substância total, n, da mistura:

$$\text{Fração em mol de A} = \frac{\text{mols de A}}{\text{mols da mistura}} \quad (10)$$

que também pode ser escrita como:

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C} \quad (11)$$

Tomando-se como exemplo a Figura 1, se uma mistura consiste de 1,0 mol de A; 3,0 mols de B e 1 mol de C; as frações em mol dos três componentes são, respectivamente:

⁴ Quando se trabalha com gases em pressões de 0,101325 MPa (= 1 atm) ou menos e em uma temperatura próxima da ambiente, a distância média entre as moléculas num gás é centenas de vezes maior que os diâmetros moleculares. Esse fato permite que a lei dos gases ideais seja bastante exata ao relacionar a massa, a pressão, o volume e a temperatura do gás. Porém, em pressões mais elevadas e/ou em temperaturas mais baixas, observam-se desvios do comportamento ideal dos gases [10,11].

$$X_A = \frac{1,0 \text{ mol}}{(1,0 + 3,0 + 1,0) \text{ mol}} = \frac{1,0}{5,0} = 0,20$$

$$X_B = \frac{3,0 \text{ mol}}{(1,0 + 3,0 + 1,0) \text{ mol}} = \frac{3,0}{5,0} = 0,60$$

$$X_C = \frac{1,0 \text{ mol}}{(1,0 + 3,0 + 1,0) \text{ mol}} = \frac{1,0}{5,0} = 0,20$$

Note que a soma das três frações em mol é igual a 1. A fração em mol varia de $x_A = 0$ (sem a presença de "A" na mistura) para $x_A = 1$ (em que a mistura é constituída somente por "A").

A pressão parcial de um componente da mistura gasosa ideal é proporcional à fração em mol desse componente. Sendo assim, para encontrar uma relação exata, primeiramente toma-se nota da pressão exercida pelo gás A (num recipiente de volume V numa temperatura T) que é dada pela lei dos gases ideais, como $P_A = n_A R T / V$, onde n_A é a quantidade de substância de A. As pressões exercidas pelos gases B e C são $P_B = n_B R T / V$ e $P_C = n_C R T / V$, respectivamente. Quando todos os gases estão presentes no mesmo recipiente, a pressão total é determinada pela quantidade de substância total, onde $P = (n_A + n_B + n_C) R T / V$. Portanto,

$$\frac{P_A}{P} = \frac{n_A \frac{R T}{V}}{(n_A + n_B + n_C) \frac{R T}{V}} = \frac{n_A}{(n_A + n_B + n_C)} = X_A \quad (12)$$

Portanto, a pressão parcial de A está relacionada com a fração em mol de A por:

$$P_A = X_A P \quad (13)$$

onde P é a pressão total dos gases [6]. Logo, para calcular a pressão parcial de um gás ideal, basta multiplicar a pressão total pela fração em mol do gás. Por exemplo, se a pressão total da mistura descrita anteriormente, de 1,0 mol de A, 3,0 mol de B e 1,0 mol de C, for 0,303975 MPa, então a pressão parcial dos três gases seria:

$$\begin{aligned} P_A &= 0,20 \times (3,03975 \times 10^5 \text{ Pa}) = 6,0795 \times 10^4 \text{ Pa} \\ P_B &= 0,60 \times (3,03975 \times 10^5 \text{ Pa}) = 1,82385 \times 10^5 \text{ Pa} \\ P_C &= 0,20 \times (3,03975 \times 10^5 \text{ Pa}) = 6,0795 \times 10^4 \text{ Pa} \end{aligned}$$

Numa primeira aproximação, as pressões parciais também

podem ser utilizadas para ajudar a descrever a composição de um gás úmido, como o ar em nossos pulmões ou um gás coletado sobre a água. No caso da coleta de um gás (por ex., hidrogênio gasoso) por deslocamento de água contida num frasco invertido (nestes casos o gás não deve ser solúvel em água), à medida que o gás borbulha na água, o mesmo satura-se com vapor de água. Tem-se, então, uma mistura de gás ($H_{2(g)}$) e vapor de água ($H_{2O(v)}$), em que a pressão exercida por esta mistura é a pressão total da mistura. A pressão total é então a soma de duas pressões parciais:

$$P = P_{H_2(g)} + P_{H_2O(v)} \quad (14)$$

O valor da pressão exercida pela água é uma função apenas da temperatura e chama-se pressão de vapor da água. Alguns valores de pressão de vapor podem ser encontrados na Tabela 2.

Tabela 2. Pressão de vapor da água. [12]

Temperatura (°C)	Pressão de Vapor (mmHg)	Temperatura (°C)	Pressão de Vapor (mmHg)
10	9,209	25	23,756
15	12,788	26	25,209
20	17,535	27	26,739
21	18,650	28	28,349
22	19,827	29	30,043
23	21,068	30	31,824
24	22,387	35	42,175

Os valores de pressão de vapor, de um modo geral, ainda encontram-se tabelados em muitos livros em milímetro de mercúrio (mmHg). No entanto, para converter (mmHg) para a unidade SI, em que a pressão é dada em pascal (Pa), basta usar o fator de conversão:

$$P_{H_2} = P_{Total} - P_{H_2O}$$

Em que P' é a pressão dada em milímetro de mercúrio e P é a pressão a ser convertida em pascal.

"A pressão parcial de um gás ideal é a pressão que ele exerceria se ele estivesse sozinho em um recipiente. Ela é igual à fração em mol de um gás multiplicado pela pressão total. A pressão total de uma mistura de gases ideais é a soma da pressão parcial dos componentes".

A estequiometria dos gases nas reações

O conceito de estequiometria é importante porque além de compreender as informações quantitativas relacionadas a fórmulas e equações químicas, também permite prever a massa e/ou volume de um produto a ser formado numa reação química. Sendo assim, as leis dos gases podem ser usadas para conhecer, com antecedência, o volume de um gás a ser produzido numa reação química e assim evitar possíveis explosões, devido à formação de gases em um recipiente fechado e ao aumento resultante da pressão.

Este conceito também é importante para o ensino de Química. É uma prática comum nos laboratórios de Química Geral utilizar a pressão para estudar estequiometria. Um procedimento bastante simples consiste em medir o volume de hidrogênio liberado, sob condições conhecidas, quando uma amostra previamente pesada de magnésio sólido reage com ácido clorídrico (HCl). Outros metais como **alumínio** e **zinco** também podem ser utilizados para este tipo de experimento. Porém, há uma tendência em se utilizar o **magnésio**, por causa das seguintes razões:

- O magnésio é facilmente obtido em um estado relativamente puro;
- A taxa de produção de hidrogênio é rápida o suficiente para permitir a coleta de hidrogênio em um tempo relativamente curto⁵;
- O metal pode ser obtido na forma de fita, o que facilita a distribuição das amostras com uma determinada massa, garantindo a liberação de um volume adequado de hidrogênio.

Para a determinação da massa molar, a precisão depende de quatro tipos de dados [13]:

- A massa do metal utilizado;
- O volume de hidrogênio liberado;
- A temperatura do hidrogênio;
- A pressão do hidrogênio.

As possíveis fontes de erro do método são:

- Pesagem do metal (fita de magnésio);
- Fita de magnésio oxidada;
- Escape e/ou fuga do gás hidrogênio da bureta;
- Incertezas de leitura da bureta e/ou proveta aliadas à menor divisão da escala;
- Variação de temperatura da solução de ácido clorídrico durante a reação.

Parte Experimental

Materiais e Reagentes

- Balança analítica
- Barômetro
- Termômetro
- Uma bureta de 50,0 mL
- Um béquer de 600,0 mL
- Um béquer de 50,0 mL
- Um béquer de 10,0 mL
- Uma proveta de 2000,0 mL
- Uma pisseta
- Um funil
- Tiras de magnésio (de aproximadamente 20 - 30 mg cada)
- Um fio de cobre (de aproximadamente 10 cm)
- Uma rolha de borracha que contenha um orifício no centro
- Água destilada
- Água de torneira
- Solução de HCl 6,0 mol L⁻¹



Preparo da solução de HCl 6,0 mol L⁻¹, V = 50,0 mL

Sabe-se que o cloridreto (HCl gasoso) tem uma massa molar de 36,5 g mol⁻¹ e que uma solução saturada deste gás fornece uma solução a 35,6% em peso (m/m) de HCl, com uma densidade $d = 1,18 \text{ g mL}^{-1}$. Tendo-se conhecimento destes dados, calcula-se que cerca de 25,0 mL (medidos com uma pipeta) desta solução saturada (HCl concentrado, $M \approx 12 \text{ mol L}^{-1}$) devem ser tomados e diluídos a 50,0 mL, para se obter uma solução aproximadamente 6,0 mol L⁻¹ do referido ácido [8].

Procedimento experimental

- Pese três amostras de magnésio entre 0,02 - 0,03 g cada e anote suas respectivas massas. É aconselhável utilizar uma quantidade de magnésio adequada, de forma que o volume de hidrogênio liberado não seja maior do que 2/3 do volume da proveta. (para evitar a perda de hidrogênio na forma de bolhas, a partir do lado aberto da bureta).

⁵ Nos testes realizados, foi constatado que a liberação do gás hidrogênio durou aproximadamente vinte minutos, para uma massa próxima de 0,016 g do metal.

- Enrole uma das amostras com um fio de cobre deixando uma sobra de aproximadamente 5,0 cm (Figura 2). É importante enrolar o metal de maneira que este não escape durante o experimento. Porém, caso o metal fique totalmente encoberto pelo fio, a reação com o ácido pode ser dificultada. Fixe o restante do fio a uma rolha de borracha (Figura 3).

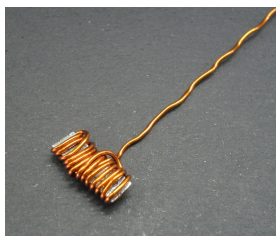


Figura 2. Fita de magnésio enrolada pelo fio de cobre.



Figura 3. Fio de cobre contendo a fita de magnésio, fixado a uma rolha.

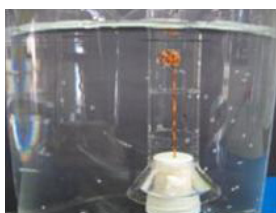


Figura 4. Detalhamento da montagem, onde mostram-se bolhas de hidrogênio escapando do sistema fechado. Isso é uma das causas de erro e deve ser evitado.

- Com o auxílio de um béquer de 10,0 mL, preencha a bureta com uma solução de HCl 6,0 mol L⁻¹ até completar 50,0 mL. Para evitar possíveis acidentes, utilize um funil comum para o escoamento do ácido para a bureta.
- Adicione a água destilada lentamente na bureta até enchê-la completamente. (Sugestão: Faça isso com a bureta inclinada para evitar que a solução de ácido se misture em demasia com a água).
- A rolha na qual está presa a fita de magnésio é então colocada no topo da bureta, de forma a evitar bolhas de ar presas no líquido.
- Com o uso de luvas, tampe o orifício da rolha com um dos dedos e vire a bureta ao contrário. Mantenha a bureta nessa posição e introduza a mesma em um béquer de 600,0 mL contendo água de torneira. Quando o topo da bureta estiver abaixo da superfície da água, o dedo deverá ser removido cuidadosamente (atenção: nesta etapa é importante evitar a entrada de ar na bureta).
- Fixe a bureta, ainda invertida, em um suporte universal e aguarde o término da reação.
- Assim que a reação cessar, dê algumas batidas (leves) na lateral da bureta com os dedos, para eliminar bolhas de gás que eventualmente tenham ficado retidas no fio de cobre e/ou nas paredes da bureta.
- Tampe novamente o orifício da rolha com um dos dedos e, com a bureta ainda invertida, transfira a mesma para uma proveta de 2000,0 mL contendo água de torneira. Quando o topo da bureta estiver abaixo da superfície da água, o dedo deverá ser removido cuidadosamente (atenção: nesta etapa é importante evitar a entrada de ar na bureta).
- Ajuste o menisco da bureta com o da proveta para ler o volume. Ao igualar os níveis interno e externo da água, iguale-se também a pressão interna à pressão atmosférica. **Pense nisso!**
- Anote a posição do nível de água no interior da bureta e preencha a Tabela 5.
- Meça o volume ocupado pelo gás dentro da bureta, preenchendo este volume com água e pesando-a posteriormente. Para isso, siga as etapas a seguir e preencha as Tabelas de 7 a 9:
 1. Descarte a solução contida no interior da bureta em um recipiente apropriado e, com o auxílio de uma pisseta, enxágüe a bureta com água destilada pelo menos 3 vezes. **Atenção!** É importante que a bureta esteja limpa, isto é, que o líquido escoe livre e uniformemente por toda a extensão da escala sem deixar líquido preso pelas paredes - mais informações podem ser obtidas na referência [8], capítulo 7.
 2. A seguir, adicione um volume de água destilada na bureta correspondente ao volume ocupado pelo gás após o término da reação e escoe essa água num béquer de 50,0 mL (vazio, seco e previamente pesado), através da parte superior da bureta. Faça isso cuidadosamente e anote sua massa. **Atenção!** É importante que o escoamento da água seja feito pela parte superior da bureta. Se for efetuado pela parte inferior, deve-se certificar que o tubo de vidro que fica logo abaixo da torneira está vazio. Embora este pequeno volume pareça ser desprezível, o mesmo pode ocasionar um erro significativo na determinação da massa molar do metal.
 3. Repita a pesagem mais duas vezes, retirando o béquer da balança a cada pesagem. **Atenção!** Procure realizar esta operação o mais delicada e rapidamente possível, para não sujar ou engordurar as paredes externas do béquer e para

evitar que o líquido mude de temperatura com relação à do ambiente. Determine então a massa de água correspondente ao volume de gás que foi gerado.

- Meça a temperatura da água e, através do valor da densidade da água, determine o volume correspondente à massa de água pesada. Utilize a Tabela 3 para essa determinação.
- Repita este procedimento com mais duas amostras do mesmo metal (Mg).

Tabela 3. Densidade absoluta da água. [8]

T /°C	d/(g cm ⁻³)	T /°C	d/(g cm ⁻³)
10	0,999700	20	0,998203
11	0,999605	21	0,997992
12	0,999498	22	0,997770
13	0,999377	23	0,997538
14	0,999244	24	0,997296
15	0,999099	25	0,997044
16	0,998943	26	0,996783
17	0,998774	27	0,996512
18	0,998595	28	0,996232
19	0,998405	29	0,995944

Atenção: As medidas de densidade são afetadas pela variação da temperatura. Para a água à temperatura ambiente, a densidade decresce cerca de 0,03% por °C de aumento de temperatura [14].

OBSERVAÇÃO: Se preferir, realize as etapas 1, 2 e 3 listadas anteriormente ao final do experimento (depois de já ter utilizado as 3 amostras de magnésio), pois assim será necessário limpar a bureta uma única vez.

Resultados

1) Anote todos os dados referentes à execução do experimento nas Tabelas enumeradas de 4 a 9.

Tabela 4. Massa das amostras de magnésio utilizadas.

Amostra	Massa /g
1	
2	
3	

Tabela 5. Posição do nível de água após ajustar o menisco da bureta invertida com o da proveta e o volume real correspondente a essa leitura.

Amostra	Volume lido na bureta invertida /mL	Volume /mL*
1		
2		
3		

* Para encontrar este valor, basta subtrair o volume lido na bureta invertida do volume total da bureta (neste caso, 50,0 mL)

Tabela 6. Constantes físicas e valores tabelados utilizados na determinação da massa molar do magnésio.

Grandeza	Representação	Resultado
Temperatura ambiente	T (°C)	°C
Temperatura absoluta	T(K) = T (°C) + 273	K
Pressão atmosférica **	Patm = PmmHg x 1 atm / 760 mmHg	atm
Pressão de vapor ***	PH ₂ O (T°C)	atm
Pressão do gás hidrogênio	PH ₂ = Patm – PH ₂ O	atm
Densidade da água	dH ₂ O (T°C)	g mL ⁻¹

Tabela 7. Dados referentes à amostra 1.

Grandeza	Representação	Resultado
Massa da amostra	mA	g
Massa (béquer)	mB	g
Massa (béquer + água)	mT	g
Massa de água	mH ₂ O = (mT) – (mB)	g
Volume de água	VH ₂ O = mH ₂ O / dH ₂ O	
mL		
Volume de hidrogênio	VH ₂ = VH ₂ O	mL

Tabela 8. Dados referentes à amostra 2.

Grandeza	Representação	Resultado
Massa da amostra	mA	g
Massa (béquer)	mB	g
Massa (béquer + água)	mT	g
Massa de água	mH ₂ O = (mT) – (mB)	g
Volume de água	VH ₂ O = mH ₂ O / dH ₂ O	
mL		
Volume de hidrogênio	VH ₂ = VH ₂ O	mL

Tabela 9. Dados referentes à amostra 3.

Grandeza	Representação	Resultado
Massa da amostra	mA	g
Massa (béquer)	mB	g
Massa (béquer + água)	mT	g
Massa de água	mH ₂ O = (mT) - (mB)	g
Volume de água	VH ₂ O = mH ₂ O / dH ₂ O	
mL		
Volume de hidrogênio	VH ₂ = VH ₂ O	mL

2) Cálculo da pressão parcial de hidrogênio.

Como o magnésio metálico reage com uma solução aquosa de ácido clorídrico, admite-se que o gás hidrogênio é recolhido sobre esta solução. O gás presente no interior da bureta é, então, uma mistura de gás hidrogênio e vapor de água⁶.

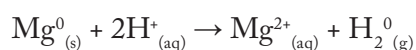
$$P_{\text{Total}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

Sendo assim, para determinar a pressão a que o gás hidrogênio está submetido, deve-se subtrair da pressão total aquela exercida pelo vapor de água. Para isso, aplica-se a lei das pressões parciais de Dalton e admite-se que a mistura seja de gases ideais. Logo, rearranjando a expressão anterior, tem-se:

$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{Total}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

3) Cálculo da quantidade de matéria de hidrogênio gasoso produzida.

A reação envolvida neste experimento está representada pela equação química balanceada a seguir:



Sabendo o volume de hidrogênio produzido na reação, é possível calcular estequiometricamente a quantidade de substância do magnésio metálico consumida. Para isso, utiliza-se da Lei dos gases ideais:

$$P V = n R T$$

Rearranjando a equação e isolando a quantidade de

substância do gás hidrogênio, tem-se:

$$P_{\text{H}_2} V = n_{\text{H}_2} R T$$

$$n_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2} V}{R T}$$

E, sabendo que,

$$n = \frac{m}{M}$$

é possível determinar a massa molar do metal para cada uma das amostras.

4) Cálculo do desvio

Na química experimental, é muito comum calcular o desvio porcentual de um valor encontrado, em relação a um valor esperado. Nesse caso, espera-se encontrar uma determinada quantidade de H₂, em mols, tal que n_{H₂} = n_{Mg}. No entanto, o valor teórico pode não coincidir com o valor real de n_{H₂} encontrado. Sendo assim, calcula-se o desvio, de acordo com a expressão:

$$\text{Desvio (\%)} = \frac{\text{Valor encontrado} - \text{Valor esperado}}{\text{Valor esperado}} \times 100$$

ou então

$$E_R(\%) = \left[\frac{(X - X_V)}{X_V} \right] \times 100$$

onde E_R(%) é erro porcentual em relação ao valor teórico previsto, X é o valor medido e X_V é valor verdadeiro.

Então, compare os valores encontrados para a massa molar do magnésio com o valor teórico presente nas tabelas periódicas. Em cada caso, calcule o erro porcentual em relação ao valor teórico previsto e complete a Tabela 10.

Tabela 10. Valores da massa molar do magnésio e seus respectivos erros relativos.

Amostra	Massa Molar/ g mol ⁻¹ Tabelada	Massa Molar/ g mol ⁻¹ Encontrada	Erro Relativo/%
1			
2			
3			

⁶ A pressão de vapor da água depende da sua temperatura. Consultar Tabela 2.

Precauções

Durante a realização do experimento

Realizar o experimento em um ambiente arejado, uma vez que vapores de ácido clorídrico poderão estar presentes no ar. O gás hidrogênio, gerado durante o experimento, pode vir a borbulhar em solução, fazendo com que parte do ácido seja arrastada para o ambiente, na forma de um aerossol.

Ao manusear o ácido clorídrico

Soluções concentradas de ácido clorídrico são corrosivas e podem causar queimaduras graves. O vapor é irritante para a pele, olhos e sistema respiratório. Dependendo da quantidade, a inalação e a ingestão podem ser fatais. No caso de contato com a pele, o local afetado deverá ser lavado com água abundante. Se houver contato com os olhos, um médico deverá ser consultado, depois do enxágüe com água.

É recomendável utilizar luvas e óculos de segurança durante o preparo da solução, mesmo que esta seja diluída, uma vez que uma gota qualquer de ácido pode vir a respingar (“espirrar”) no momento de adicioná-lo à água destilada. **Importante:** Nunca esquecer que a seqüência correta para a preparação de soluções (ou diluição) de ácidos é sempre adicionar o **ÁCIDO** na **ÁGUA**. **NUNCA faça o contrário!**

Ao manusear o Magnésio

O magnésio é inflamável, especialmente quando está pulverizado. Reage rapidamente, com liberação de calor, em contato com o ar ou com a água, motivo pelo qual deve ser manipulado com precaução.

Ao manusear o Alumínio

O alumínio não é considerado tão tóxico, quando comparado aos demais metais. Algumas pessoas manifestam alergia ao alumínio, inclusive desordens digestivas ao ingerir alimentos cozinhados em recipientes de alumínio. Porém, não se tem encontrado problemas de saúde relacionados ao uso desses recipientes. Acredita-se que o alumínio possa estar relacionado com o mal de

Alzheimer, ainda que essa teoria tenha sido refutada.

Ao manusear o Zinco

O zinco metálico não é considerado tóxico, porém alguns de seus compostos, como o óxido e o sulfeto, são nocivos.

O descarte de resíduos

O ácido clorídrico utilizado no experimento deve ser neutralizado e, posteriormente, pode ser descartado diretamente na pia, sempre na presença de um fluxo constante de água (torneira aberta). O ácido não utilizado deve ser rotulado adequadamente e estocado num local apropriado, podendo ser utilizado novamente.

Tópicos para discussão no relatório

1. Porque o metal cobre foi utilizado para suspender a fita de magnésio no topo da bureta? Poderia ser utilizado um outro metal? Caso a resposta seja afirmativa, qual seria esse metal? Justifique.
2. Uma solução concentrada de ácido clorídrico reage com qualquer metal? O que aconteceria se fossem utilizados ácido sulfúrico ou ácido nítrico no lugar do HCl na reação com magnésio metálico?
3. Por que se deve lixar a fita de magnésio antes de realizar o experimento? Se o metal estivesse impuro, como isso afetaria o volume de $H_{2(g)}$ medido?
4. Caso o cobre estivesse recoberto por uma fina camada de óxido, você acha que ele reagiria com o ácido clorídrico? Explique. Caso a sua resposta seja afirmativa, justifique utilizando uma equação química balanceada que represente a reação química envolvida entre o ácido clorídrico e o óxido do metal envolvido. Que evidências visuais (por ex., mudança de cor, formação de precipitado, etc.) indicariam a reação desse metal com o ácido em questão? Faça uma pesquisa na literatura e descreva em seu relatório.
5. Cite dois motivos pelos quais podem-se empregar as leis dos gases ideais para os cálculos deste experimento.
6. Esse tipo de experimento pode ser empregado para estudar outros tipos de reações que também envolvam

- desprendimento de gás? Cite requisitos que devem satisfazer: a) O gás liberado; b) O meio da reação e c) A reação em si.
- Cite três propriedades físicas do hidrogênio. Como pode ser identificada a presença deste gás na bureta? Quais os cuidados a serem tomados quando se trabalha com gases, principalmente com o hidrogênio?
 - Porque se inverte a bureta numa proveta, para se medir o volume do gás hidrogênio liberado?

Para pensar e resolver ...

- Considere que numa reação entre magnésio metálico (Mg) e ácido nítrico (HNO_3) seja produzido íon do metal (Mg^{2+}) e gás hidrogênio (H_2). Depois de evaporar a água presente na reação obtém-se um sal que, quando aquecido, funde-se e em seguida se decompõe liberando dióxido de nitrogênio (NO_2) e formando um sólido branco chamado de óxido de magnésio (MgO). Escreva todas as equações químicas que representam as reações químicas descritas acima. [Fonte: Apostila de QG-102, Instituto de Química, Unicamp]
- Este experimento poderia ser realizado sem a necessidade de se igualar o nível de água no interior da bureta com o da proveta. Neste caso, como se deveria proceder para determinar a massa (em gramas) de um metal? Exemplifique e justifique, utilizando os dados fornecidos a seguir: uma amostra de zinco reagiu com ácido clorídrico, liberando um volume de gás igual ao obtido no experimento realizado, mas sendo de 50 cm a diferença entre os níveis de água na bureta e na proveta. Calcule a massa da amostra metálica utilizando os dados referentes à temperatura (T) e à pressão atmosférica (P_{atm}), iguais ao do experimento realizado. [Fonte: Apostila de QG-102, do Instituto de Química, Unicamp]
- A água é capaz de reagir com zinco metálico, formando hidróxido zinco, e de reagir com ferro metálico, formando hidróxido de ferro, com liberação de hidrogênio gasoso em ambas as reações. Escreva as equações químicas balanceadas que representam as reações químicas descritas acima. Considerando que o zinco também reage com a água, explique porque este metal é capaz de proteger o ferro (impedindo que este seja “atacado” pela água ou pelo oxigênio presente no ar), depois deste último passar por um processo de zincagem (processo de recobrimento do ferro com uma camada de zinco)? O que acontecerá se a camada de zinco que reveste o ferro trincar? Por que não é recomendável comprar alimentos enlatados, quando a lata apresenta-se amassada ou rachada?
- Procure na literatura outros tipos de recobrimento de metais e explique, resumidamente, cada um deles.
- Faça uma lista (Lista 1) contendo os possíveis metais que reagem com a água e organize-os de acordo com seus respectivos potenciais padrão de redução. Para visualizar melhor, recomenda-se fazer o seguinte experimento: Lixe alguns pedaços dos metais que estiverem disponíveis no laboratório (por ex., cobre, zinco, alumínio, ferro, magnésio, etc.) até que fiquem brilhantes. Evitando segurá-los com os dedos, coloque-os em diferentes tubos de ensaio e cubra-os com água destilada. Observe periodicamente e faça as devidas anotações. Organize uma nova lista (Lista 2) com os metais, desta vez em ordem crescente, de acordo com a facilidade de reagir com a água. Em seguida, compare as duas listas (1 e 2) e indique o metal que reage mais facilmente com a água e o que é mais difícil de reagir, em ambos os casos. Justifique.

ATENÇÃO: Não utilize metais como sódio (Na) e potássio (K) para este tipo de experimento. Ambos reagem violentamente com a água, liberando hidrogênio gasoso.

- Explique, utilizando os conhecimentos adquiridos em química, o que significa dizer “o ferro enferrujou”. Dê exemplos de metais que “enferrujam” com facilidade e justifique sua resposta.
- Como já foi visto, podemos obter um gás quando adicionamos um determinado líquido a um sólido. O estudo de uma reação deste tipo também pode implicar na determinação da velocidade de formação desse gás. Considerando a reação entre magnésio metálico e ácido clorídrico, podemos caracterizar a velocidade dessa reação medindo o volume de gás hidrogênio produzido em um determinado intervalo de tempo, Δt . A velocidade média da reação pode, então, ser dada por $v = \Delta V / \Delta t$, podendo ser expressa, por exemplo, em mL de $\text{H}_{2(g)}$ por minuto. Para conhecer a curva característica da reação em questão, siga as instruções listadas abaixo:
 - Preencha a Tabela 11 com as informações solicitadas

Tabela 11. Medida do volume do gás hidrogênio em função do tempo de reação.

Tempo (s)	Volume de $\text{H}_{2(g)}$ / (mL)

- Utilizando um papel milimetrado, marque a variável dependente no eixo vertical y (neste caso, o volume V) e a variável independente no eixo horizontal x (neste caso, o tempo t).
 - Indique em cada eixo o símbolo da variável nele marcada e, entre parênteses, a sua unidade de medida.
 - Adote uma escala para cada eixo e, sempre que possível, inicie cada um deles no zero.
 - Transcreva, na forma de pontos, os dados da Tabela 11 para o papel milimetrado. Para isso, utilize um lápis com ponta fina. Pontas grossas podem introduzir uma certa imprecisão na marcação dos pontos ou no traçado da linha que constitui a curva gráfica. Também é importante desenhar o gráfico utilizando toda a página do papel; um gráfico comprimido pode influenciar na precisão de sua análise gráfica.
 - Trace uma curva suave pelos pontos marcados para obter o gráfico do volume de hidrogênio formado em função do tempo. Escreva o título do gráfico na parte superior da folha.
 - Se preferir, utilize o computador para a construção e a análise dos dados experimentais. Para isso, você pode utilizar programas como o *Origin*, *Excel*, etc.
 - Observe o gráfico e escreva a conclusão a que chegou, em relação à velocidade da reação (por ex., em que momento a velocidade aumenta mais rapidamente, em que momento é mais lenta, etc.)
8. Finalmente, estime o custo do experimento que você realizou. Pesquise o preço dos principais materiais e reagentes envolvidos no experimento e coloque na Tabela 12.

Tabela 12. Preço dos principais materiais e reagentes utilizados no experimento

Materiais e reagentes	Preço / R\$
Ácido clorídrico	
Fita de magnésio	
Fio de cobre	
Total	

Construa seu gráfico

Utilize o papel milimetrado do Anexo I para construir o seu gráfico

Referências

1. **Gorin, G.**, “Mole and chemical amount”, *J. Chem. Educ.*, 1994, 71: 114 -116.
2. **Wakeley, D. M.; de Grys, H.**, “Developing an intuitive approach to moles”, *J. Chem. Educ.*, 2000, 77: 1007-1009.
3. **de Andrade, J. C.; Custódio, R.** Unidades e convenções: Quantidade de matéria e concentração. *Chemkeys*, <http://www.chemkeys.com/bra/ag/uec_7/qdmec_2/qdmec_2.htm>. Acesso em: 25 ago/2005.
4. **Bassi, A. B. M. S.**, Quantidade de substância. *Chemkeys*, <http://www.chemkeys.com/bra/ag/tda_8/qds_18/extras/quant_sub-final.pdf>. Acesso em: 11 set/2005.
5. **da Silva, R. R.; Rocha-Filho, R. C.**, “Mol: Uma nova terminologia”, *Química nova na escola*, 1995, 1: 12 -14.
6. **Atkins, P.; Jones, L.**, “Chemistry: Molecules, matter and change”, 4th. edition, W. H. Freeman and Company, New York, 2002.
7. **Kotz, J. C.; Treichel Jr, P. M.**, “Chemistry & Chemical Reactivity”, Thomson Learning™, United States of America, 2003.
8. **Baccan, N.; de Andrade, J. C.; Godinho, O. E. S.; Barone, J. S.**, “Química Analítica Quantitativa Elementar”, 3ª ed., 3a. reimpressão, Editora Edgard Blücher Ltda, São Paulo, 2005.
9. **Mahan, B.; Myers, R.**, “Química: um curso universitário”, Editora Edgard Blücher Ltda., São Paulo, 1995.
10. **Atkins, P.; de Paula, J.**, “Atkins Físico-Química”, 7a. edição, Vol. 1, Livros Técnicos e Científicos Editora

S. A., Rio de Janeiro, 1999, p. 3.

2004, 81: 827-829.

11. **Blanco, L. H.; Romero, C. M.**, "A systematic experimental test of the ideal gas equation for the general chemistry laboratory", *J. Chem. Educ.*, 1995, 72: 933-936
12. **Constantino, M. G., da Silva, G. V. J.; Donate, P. M.**, "Fundamentos de Química Geral", Editora da Universidade de São Paulo, São Paulo, 2004, p. 223.
13. **Ronneberg, C. E.**, "A simple procedure for the determination of the equivalent weight of magnesium", *J. Chem. Educ.*, 1937, 71-73.
14. **Cecchi, H. M.**, "Fundamentos teóricos e práticos em análise de alimentos", 2ª ed. Revisada, Editora Unicamp, Campinas, 2003, pp. 98-100.
3. **IUPAC Compendium of Chemical Terminology 2nd Edition (1997) - mole** <http://www.iupac.org/goldbook/M03980.pdf>
4. **IUPAC Compendium of Chemical Terminology 2nd Edition (1997) - amount of substance** - <http://www.iupac.org/goldbook/A00297.pdf>
5. **Jensen, W. B.**, "The origin of the mole concept", *J. Chem. Educ.*, 2004, 81: 1049.
6. **Dominic, S.**, "What's a mole for?", *J. Chem. Educ.*, 1996, 73: 309.
7. **Krisnan, S. R.; Howe, A. C.**, "The mole concept: developing an instrument to assess conceptual understanding", *J. Chem. Educ.*, 1994, 71: 653-655.

8. **de Sanabia, J. A.**, "Relative atomic mass and the mole: A concrete analogy to help students understand these abstract concepts (AA)", *J. Chem. Educ.*, 1993, 70: 233-234.

Para saber mais ...

Experimentos envolvendo magnésio e ácido clorídrico

1. **Chebolu, V.; Storandt, B. C.**, "Stoichiometry of the reaction of magnesium with hydrochloric acid", *J. Chem. Educ.*, 2003, 80: 305-306.
2. **Birk, J. P.; Walters, D. L.**, "Pressure measurements to determine the rate law of the magnesium – hydrochloric acid reaction", *J. Chem. Educ.*, 1993, 70: 587-589.
3. **Kilpatrick, Martim, Jr.**, "A freshman experiment? The reaction of magnesium with acid", *J. Chem. Educ.*, 1931, 8: 1566-1573.
9. **McCullough, T.**, "Are moles really necessary", *J. Chem. Educ.*, 1992, 69: 121.
10. **Brown, B. S.**, "A mole mnemonic", *J. Chem. Educ.*, 1991, 68: 1039.
11. **Lazonby, J. N.; Morris, J. E.; Waddington, D. J.**, "The mole: questioning format can make a difference", *J. Chem. Educ.* 1985, 62: 60-61.
12. **Bent, H. A.**, "Should the mole concept be x-rated?", *J. Chem. Educ.* 1985, 62: 59.
13. **Ihde, J.**, "A LAP on moles: teaching an important concept", *J. Chem. Educ.*, 1985, 62: 58.

Mol / Massa molar

1. **Gorin, G.**, "Mole, mole per liter, and molar", *J. Chem. Educ.*, 2003, 80: 103-104.
2. **Svensson, C.**, "How many digits should we use in formula or molar mass calculations?", *J. Chem. Educ.*,

Gases / Temperatura / Pressão

1. **Missen, R. W.; Smith, W. R.**, "A note on Dalton's Law: Myths, facts, and implementation", *J. Chem. Educ.*, 2005, 82: 1197-1201.

- Lavenda, B. H.**, “Thermodynamics of an ideal generalized gas: I Thermodynamic laws”, *Naturwissenschaften*, 2005, 1-7.
- Gordon, J.; Chancey, K.**, “The determination of the percent of oxygen in air using a gas pressure sensor”, *J. Chem. Educ.*, 2005, 82, 286-287.
- Lee, J.; Yoo, H.S.; Park, J. S.; Hwang, K. J.; Kim, J. S.**, “Applying chemical potential and partial pressure concepts to understand the spontaneous mixing of helium and air in a helium-inflated balloon”, *J. Chem. Educ.*, 2005, 82, 288-290.
- Ferguson, A.**, “Work Done during Reversible and Irreversible Isothermal Expansion of an Ideal Gás”, *J. Chem. Educ.*, 2004, 81, 606.
- Lieu, V. T.; Kalbus, G. E.**, “A simple experiment for the determination of molecular weight of gases lighter than air”, *J. Chem. Educ.* 2002, 79: 473.
- de Muro, J. C. et al.**, “An inexpensive microscale method for measuring vapor pressure, associated thermodynamic variables, and molecular weight”, *J. Chem. Educ.*, 1999, 76: 1113-1116.
- Bare, W. D.; Andrews, L.**, “A Demonstration of Ideal Gas Principles Using a Football”, *J. Chem. Educ.*, 1999, 76, 622-624.
- IUPAC Compendium of Chemical Terminology 2nd Edition (1997) – gas constant <http://www.iupac.org/goldbook/G02579.pdf>
- IUPAC Compendium of Chemical Terminology 2nd Edition (1997) – ideal gas <http://www.iupac.org/goldbook/I02935.pdf>
- IUPAC Compendium of Chemical Terminology 2nd Edition (1997) – amount fraction - <http://www.iupac.org/goldbook/A00296.pdf>
- Blanco, L. H.; Romero, C. M.**, “A Systematic Experimental Test of the Ideal Gas Equation for the General Chemistry Laboratory”, *J. Chem. Educ.* 1995, 72, 933-936.
- da Silva, R. R.**, “Temperatura, pressão e volume molar”, *Quím. Nova na Escola*, 2: 12.
- Richardson. W. S.; Jones, R. F.**, “Demonstration of vapor pressure”, *J. Chem, Educ.*, 1987, 64: 968-969.
- Sears, J. A.; Grieve, C. J.**, “A vapor pressure demonstration”, *J. Chem. Educ.*, 1990, 67: 427.
- Clark, D. B.**, “The ideal gas law at the center of the sun”, *J. Chem. Educ.*, 1989, 66: 826.

Estequiometria

- Cazzaro, F.**, “Um experimento envolvendo Estequiometria”, *Quím. Nova na Escola*, 1999, 10: 53-54.
- Poole, R. L.**, “Teaching stoichiometry: a two cycle approach”, *J. Chem. Educ.*, 1989, 66: 57-58.
- Karp, S.**, “Stoichiometric calculations using moles”, *J. Chem. Educ.*, 1988, 65: 1115.

Constante de Avogadro

- Uthe, R. E.**, “For mole problems, call Avogadro: 602-1023”, *J. Chem. Educ.*, 2002, 79: 1213.
- Goh, N. K.; Subramaniam, R.; Chia, L. S.**, “A more direct feeling for Avogadro’s number”, *J. Chem. Educ.*, 1994, 71: 656-657.

Reações Químicas / Equações Químicas

- DeMeo, S.**, “Mass relationships in a chemical reaction: Incorporating additional graphing exercises into the introductory chemistry laboratory”, *J. Chem. Educ.*, 2005, 82: 1219-1222.
- IUPAC Compendium of Chemical Terminology 2003 – redox potential <http://www.iupac.org/goldbook/RT06783.pdf>
- Machado, A. H.**, “Pensando e falando sobre fenômenos químicos”, *Quím. Nova na Escola*, 2000,

12: 38-42.

4. **Rosa, M. I. F. P.; Schnetzler, R. P.**, “Sobre a importância o conceito transformação química no processo de aquisição do conhecimento químico”, *Química Nova na Escola*, 1998, 8: 31-35.
5. IUPAC Compendium of Chemical Terminology 2nd Edition (1997) – chemical reaction - <http://www.iupac.org/goldbook/C01033.pdf>
6. **Lopes, A. R. C.**, “Reações Químicas: Fenômeno, transformação e representação”, *Quím. Nova na Escola*, 1995, 2: 7-9.
7. **Richardson, W. S.; Teggin, J. E.**, “Early exposure to chemical reactions in General Chemistry”, *J. Chem. Educ.*, 1989, 66, 644.
8. **Blakley, G. R.**, “Chemical equation balancing: A general method which is quick, simple, and has unexpected applications”, *J. Chem. Educ.*, 1982, 59: 728-734.
9. **Cassen, T.; DuBois, T. D.**, “A unified approach to the study of chemical reactions in freshman chemistry”, *J. Chem. Educ.*, 1982, 59: 377-379.
10. **Brinkley, S. R.**, “Application of the electron concept to oxidation-reduction reactions in general chemistry”, *J. Chem. Educ.*, 1925, 2: 576-584.
11. **Zimmermann, J. A. E.**, “The value of teaching valence prior to balancing chemical equations”, *J. Chem. Educ.*, 1925, 2: 383-386.

4. **Biegler, T.; Woods, R.**, “The standard hydrogen electrode: A misrepresented concept”, *J. Chem. Educ.*, 1973, 50: 604-605.

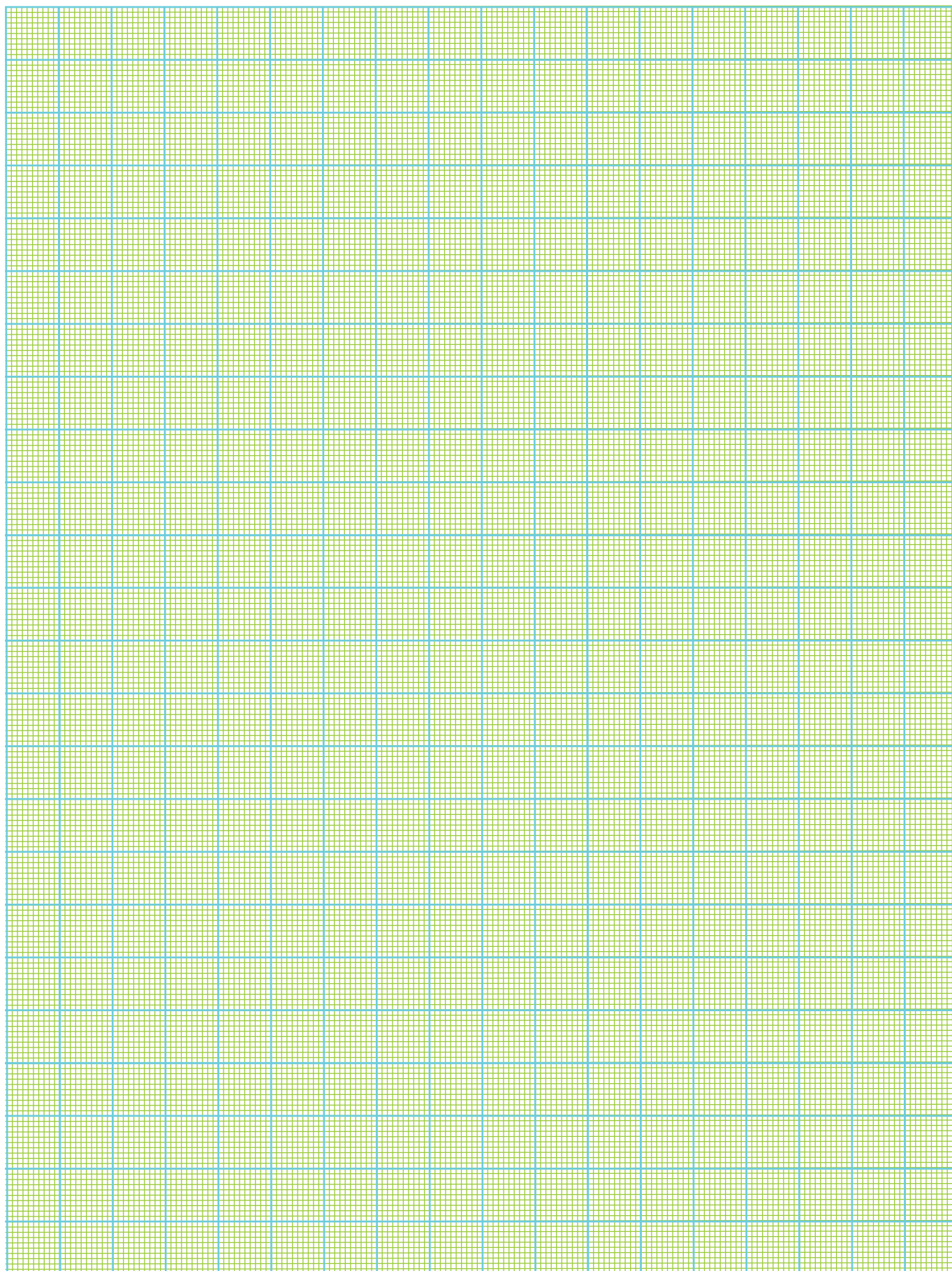
Segurança no Laboratório Químico

1. MSDS Online – acids. <http://www.ilpi.com/msds/ref/acid.html>
2. MSDS Search 2005 – hydrochloric acid <http://www.mallchem.com/msds/englishhtml/h3880.htm>
3. The Chemical database: The department of chemistry at the University of Akron – magnesium - <http://ull.chemistry.uakron.edu/erd/chemicals/7/6678.html>
4. University of Oxford - magnesium <http://ptcl.chem.ox.ac.uk/MSDS/MA/magnesium.html>
5. University of Oxford - aluminum <http://ptcl.chem.ox.ac.uk/MSDS/AL/aluminium.html>
6. University of Oxford - zinc <http://ptcl.chem.ox.ac.uk/MSDS/ZI/zinc.html>
7. The Chemical database: The department of chemistry at the University of Akron – zinc - <http://ull.chemistry.uakron.edu/erd/chemicals/8/7255.html>

Potencial padrão de eletrodo

1. **Lopes, A. R. C.**, “Potencial de redução e eletronegatividade: Obstáculo verbal”, *Quím. Nova na Escola*, 1996, 4: 21-23.
2. **Wuchang, Z.; Jlaxing, L.; Hebal, S.**, “On the standard hydrogen electrode”, *J. Chem. Educ.*, 1991, 68: 356-357.
3. **Arévalo, A.; Pastor, G.**, “Verification of the Nernst equation and determination of a standard electrode potential”, *J. Chem. Educ.*, 1985, 62: 882-884.

Anexo I



Anexo II

Glossário de Termos, definições e Biografias

Alumínio



Nome: Alumínio
 Símbolo: Al
 Número Atômico: 13
 Massa Atômica: 26,981538 g mol⁻¹

Número do grupo: 13

Número do período: 3

Bloco: Bloco p

CAS Registry ID: 7429-90-5

Descrição

Estado padrão: Sólido à 298K (ou 25°C)

Cor: Prateado

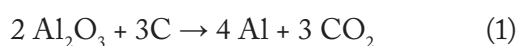
Classificação: Metálico

Histórico

Assim como os compostos de magnésio, os de alumínio também são conhecidos desde a antiga Grécia, quando a “pedra-ume” (sal duplo de alumínio e potássio) era utilizada como mordente em tinturaria e adstringente na área medicinal. Contudo, o elemento alumínio foi isolado pela primeira vez no ano de 1827, pelo alemão Friedrich Wöhler, embora o metal já tivesse sido obtido na sua forma impura anos antes pelo dinamarquês Hans Christian Oersted.

Formas de obtenção

O alumínio é elementos metálico mais abundante da crosta terrestre, porém não é encontrado livre na natureza. O processo de obtenção do alumínio ocorre em duas etapas: 1) Obtenção da alumina (óxido de alumínio, Al₂O₃) pelo processo Bayer, cujos princípios básicos foram descobertos em 1888 por Karl Josej Bayer e 2) Eletrólise do óxido para obtenção do alumínio puro. Este metal é produzido a partir da redução da alumina em alumínio metálico e gás carbônico, através da passagem de corrente elétrica por um banho eletrolítico. A reação de óxido-redução (1) representa a eletrólise da alumina durante a produção do alumínio.



Aplicações

Características como leveza, condutividade elétrica, resistência à corrosão e baixo ponto de fusão conferem ao alumínio uma multiplicidade de aplicações, especialmente na indústria aeronáutica. Porém, como seu processo de produção requer uma elevada quantidade de energia elétrica, é de se esperar que seu campo de aplicação reduzisse consideravelmente. Contudo, o baixo custo envolvido na reciclagem desse metal aumenta o seu tempo de vida útil, mantendo assim a estabilidade do seu valor.

Literatura consultada

1. EnvironmentalChemistry – acessado em 25/08/2005. <http://environmentalchemistry.com/yogi/periodic/Al.html>
2. Wikipédia – acessado em 25/08/2005. <http://pt.wikipedia.org/wiki/Alum%C3%ADnio>

Antoine Laurent Lavoisier



Antoine Lavoisier
(1743-1794)

Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) desvendou a composição do ar, a natureza da combustão e foi responsável pelo uso da balança nos estudos químicos. Ele compreendeu que a maior parte das incertezas na interpretação das experiências químicas resultava da inexatidão do conhecimento da massa de cada substância que delas participava, daí a importância do

reconhecimento da balança como ferramenta na química experimental. Além disso, Lavoisier descobriu o modo de sintetizar o salitre (utilizado na fabricação da pólvora) e desenvolveu um processo industrial necessário para garantir o abastecimento desse produto. Contudo, mesmo apresentando um valor científico inquestionável, Lavoisier foi guillotinado no dia 8 de Maio do ano de 1794, na cidade de Paris, durante a Revolução Francesa.

Literatura consultada

1. **de Farias, R. F.**, “Para gostar de ler a história da Química”, Vol. 3, Editora Átomo, Campinas, 2005, pp. 43-46.
2. **Pinceli, C. R.**, Lavoisier, Antoine Laurent - acessado em 02/09/2005. <http://www.fem.unicamp.br/~em313/paginas/person/lavoisie.htm>
3. C&T Jovem – Ministério da Ciência e da Tecnologia – acessado em 02/09/2005. http://ctjovem.mct.gov.br/index.php?action=/content/view&cod_objeto=8647

Balança analítica

A balança analítica é um dos instrumentos de medida mais usados no laboratório e dela dependem basicamente todos os resultados analíticos. As balanças analíticas modernas, que podem cobrir faixas de precisão de leitura da ordem de 0,1 µg a 0,1 mg, já estão bastante aperfeiçoadas a ponto de dispensarem o uso de

salas especiais para a pesagem. Mesmo assim, o simples emprego de circuitos eletrônicos não elimina as interações do sistema com o ambiente. Destes, os efeitos físicos são os mais importantes, pois não podem ser suprimidos.

Eletrodo de referência

Os eletrodos de referência são utilizados para definir o potencial de eletrodo padrão de um elemento químico qualquer como a diferença de potencial (expressa em volts) entre a substância elementar e uma solução de seus íons de concentração 1,0 mol L⁻¹ em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio, ao qual foi atribuído potencial igual a zero. Um bom eletrodo de referência deve apresentar algumas características: 1) Ter um potencial que seja estável com o tempo e com a temperatura, 2) Não sofrer alterações devido a pequenas perturbações do sistema (por ex., pela passagem de uma pequena corrente), 3) Exibir um comportamento reversível e 4) Ser de fácil construção. Um tipo de eletrodo que atende a esses requisitos é o eletrodo padrão de hidrogênio, EPH.

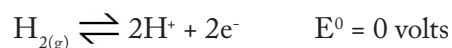
Literatura consultada

1. **Baccan, N.; de Andrade, J. C.; Godinho, O. E. S.; Barone, J. S.**, “Química Analítica Quantitativa Elementar”. 3ª ed., 3a. reimpressão, Editora Edgard Blücher Ltda, São Paulo, 2005.
2. **Brett, A. M. O.; Brett, C. M. A.**, “Electroquímica: Princípios, Métodos e Aplicações”, Livraria Almedina, Coimbra, 1996.
3. **da Silva Jr., A. I.; Filho, H. C. A.; Silva, R. C.**, “Testes de desempenho de eletrodos: eletrodos de referência”, Quím. Nova, 2000, 23(4): 512-517.
4. **Marconato, J. C.; Bidóia, E. D.**, “Potencial de eletrodo: Uma medida relativa”, Quím. Nova na Escola, 2003, 17: 46-49.
5. IUPAC Compendium of Chemical Terminology 2nd edition (1997) – reference electrode - <http://iupac.org/goldbook/R05229.pdf>

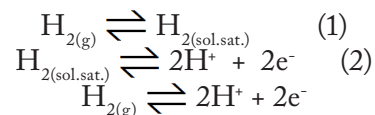
Eletrodo Padrão de Hidrogênio

O eletrodo padrão de hidrogênio (EPH) é o eletrodo de referência mais importante, pois é o utilizado para definir a escala de potencial de eletrodo padrão.

A semi-reação envolvida é:



Admitindo que este processo é dividido em duas etapas:



Na etapa 1 ocorre a dissolução do gás na solução para que posteriormente ocorra a transferência de elétrons na etapa 2. Às semi-reações que “obrigam” a espécie H⁺ a aceitar elétrons (reduzem H⁺ a H_{2(g)}) são atribuídos E⁰ < 0 e àquelas que aceitam elétrons da semi-reação de redução do H_{2(g)} (oxidam H_{2(g)} a H⁺) são atribuídos E⁰ > 0. Generalizando, entre duas semi-reações, aquela que possuir menor potencial de redução “força” a outra a receber elétrons.

Literatura consultada

1. **Baccan, N.; de Andrade, J. C.; Godinho, O. E. S.; Barone, J. S.**, “Química Analítica Quantitativa Elementar”. 3ª ed., 3a. reimpressão, Editora Edgard Blücher Ltda, São Paulo, 2005.
2. **Brett, A. M. O.; Brett, C. M. A.**, “Electroquímica: Princípios, Métodos e Aplicações”, Livraria Almedina, Coimbra, 1996.
3. **da Silva Jr., A. I.; Filho, H. C. A.; Silva, R. C.**, “Testes de desempenho de eletrodos: eletrodos de referência”, Quím. Nova, 2000, 23(4): 512-517.
4. IUPAC Compendium of Chemical Terminology 2nd edition (1997) – standard hydrogen electrode - <http://iupac.org/goldbook/S05917.pdf>

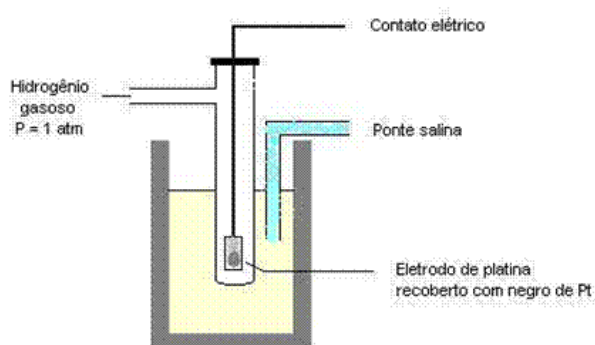


Figura. Esquema do Eletrodo padrão de hidrogênio.
Ilustração: J. César

Estado de oxidação

O estado de oxidação é representado por números romanos e o seu conhecimento é essencial no balanceamento de reações redox. Por outro lado, o número de oxidação pode ser definido como a carga elétrica que o átomo tem, ou parece ter, em uma molécula ou em um íon e está relacionado com o estado de oxidação dos elementos nas substâncias. O estado de oxidação de um elemento pode variar, dependendo da maneira como ele está ou não agrupado. Por exemplo, em solução aquosa, o estado de oxidação do cromo no dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$) é (VI) e está associado à espécie aniônica $Cr_2O_7^{2-}$, enquanto que no cloreto de cromo ($CrCl_3$) o seu estado de oxidação é (III) e está associado ao íon Cr^{3+} . Na substância $MgCl_2$, o estado de oxidação do Mg é (II), quando presente como

íons Mg^{2+} , e o do cloro é (-I), quando presente como íons Cl^- . Os elementos na forma elementar apresentam estado de oxidação (0). Por exemplo, o magnésio metálico (Mg^0) e cloro gasoso (Cl_2^0).

Literatura consultada

1. **Kotz, J. C.; Treichel Jr, P. M.**, “Chemistry & Chemical Reactivity”, Thomson Learning™, United States of America, 2003.
2. **Calzaferri, G.**, “Oxidation Numbers”, J. Chem. Educ., 1999, 76:362-363.
3. IUPAC Compendium of Chemical Terminology 2nd edition (1997) – oxidation number - <http://iupac.org/goldbook/O04363.pdf>
4. Wikipédia – acessado em 02/09/2005. http://pt.wikipedia.org/wiki/Estado_de_oxida%C3%A7%C3%A3o

Para saber mais ...

1. **Smith, D. W.**, “Valence, covalence, hypervalence, oxidation state and coordination number”, J. Chem. Educ., 2005, 82: 1202-1204.
2. **Holder, D. A.; Johnson, B. G.; Karol, P. J.**, “A consistent set of oxidation number rules for intelligent computer tutoring”, J. Chem. Educ., 2002, 79:465-467.
3. **Cox, A. L.; Cox, J. R.**, “Determining oxidation–reduction on a simple number line”, J. Chem. Educ., 2002, 79: 965-967.
4. **Anderson, W. P.**, “Common versus Uncommon Oxidation Numbers of Nonmetals”, J. Chem. Educ., 1998, 75: 187-189.
5. **Packer, J. E.; Woodgate, S. D.**, “Lewis structures, formal charge, and oxidation numbers: A more user-friendly approach”, J. Chem. Educ., 1991, 68: 456-458.
6. **Woolf, A. A.**, “Oxidation numbers and their limitations”, J. Chem. Educ., 1988, 65: 45.
7. **Kauffman, J. M.**, “Simple method for determination of oxidation numbers of atoms in compounds”, J. Chem. Educ., 1986, 63: 474.
8. Mundo do químico – acessado em 02/09/2005. http://www.mundodoquimico.hpg.ig.com.br/numero_de_oxidacao.htm

Freidrich Wöhler



Friedrich Wöhler
(1800-1882)

O químico alemão Freidrich Wohler era estudante de Berzelius e fez várias contribuições para a ciência. Em 1828, Wohler sintetizou a uréia acidentalmente e posteriormente constatou que a uréia e o cianato de amônio e tinham a mesma fórmula química, porém apresentavam propriedades químicas diferentes. Além disso, Freidrich descobriu o isomerismo e o radical benzoila (C_7H_5O), este último em 1830.

Literatura consultada

1. Science World – acessado em 26/08/2005. <http://scienceworld.wolfram.com/biography/Woehler.html>

Humphry Davy



Humphry Davy
(1778-1829)

O químico inglês Humphry Davy interessou-se pela química depois de ler uma obra de Lavoisier intitulada *Traité élémentaire de Chimie*. Davy tornou-se famoso por descobrir algumas propriedades do óxido nitroso, substância que mais tarde ficou conhecida como gás hilariante (ou gás do riso), e por empregar a eletricidade para isolar elementos a partir de seus respectivos sais fundidos em um processo hoje conhecido como eletrólise. Ao associar várias baterias em série, Davy foi capaz de separar o potássio e o sódio em 1807 e o cálcio, estrôncio, bário e magnésio em 1808. Morreu em 1829, em Genebra, Suíça. Uma outra importante contribuição que Davy deixou para a química foi seu assistente de laboratório Michael Faraday, que continuou realizando pesquisas envolvendo os compostos químicos e a eletricidade.

Literatura consultada

1. de Farias, R. F., “Para gostar de ler a história da Química”, Vol. 2, Editora Átomo, Campinas, 2005, pp. 41-43.
2. Wikipédia – acessado em 25/08/2005. http://pt.wikipedia.org/wiki/Humphry_Davy
3. Science World – acessado em 26/08/2005. <http://scienceworld.wolfram.com/biography/Davy.html>

John Dalton



John Dalton
(1766-1844)

John Dalton nasceu em Eaglesfield, Inglaterra, e apresentava um distúrbio na vista que o impedia de distinguir determinadas cores, em especial o vermelho. Essa anomalia ficou conhecida como daltonismo, termo que foi “batizado” em sua homenagem. No entanto, essa deficiência não impediu que Dalton atribuisse uma massa fixa e diferente para cada um dos elementos químicos conhecidos na época. Ao estudar o comportamento dos gases, interessou-se pela idéia de átomo e em 1803 enunciou os princípios da teoria atômica para explicar a constituição dos corpos materiais.

Literatura consultada

1. de Farias, R. F., “Para gostar de ler a história da Química”, Vol. 2, Editora Átomo, Campinas, 2005, pp. 17-21.
2. Salt Lake Community College - acessado em 02/09/2005. http://www.slcc.edu/schools/hum_sci/physics/whatis/biography/dalton.html

Jöns Berzelius

O químico sueco Jöns Berzelius realizou sua primeira grande obra em eletroquímica. Usando uma “pilha voltaica”, Berzelius fez uma corrente elétrica percorrer soluções de



diferentes compostos, separando-os em dois terminais: um positivo (ânodo) e outro negativo (cátodo), processo que posteriormente ficou conhecido como eletrólise. Por volta de 1818 Berzelius já havia determinado a massa atômica de 45 elementos e em 1826 publicou uma tabela de massas atômicas que já apresentava uma certa concordância com os valores atuais. Ao final de sua carreira, Berzelius já havia sido homenageado por 94 instituições (academias, universidades, etc) e também nomeado barão pelo rei da Suécia.

Literatura consultada

1. **Strathern, P.**, “O sonho de Mendeleiev: A verdadeira história da química”, Jorge Zahar Editor, Rio de Janeiro, 2002, pp. 212-217.
2. Science World – acessado em 02/09/2005. <http://scienceworld.wolfram.com/biography/Berzelius.html>

Lei de Boyle



Os primeiros experimentos quantitativos envolvendo gases foram desenvolvidos pelo químico irlandês Robert Boyle. A Lei de Boyle afirma que a pressão de uma quantidade fixa de gás, a temperatura constante, é inversamente proporcional ao seu volume:

$$P \propto \frac{1}{V}$$

Assim, caso uma amostra de gás seja comprimida à metade do seu volume inicial - por ex., de 1,0L para 0,5L – então a pressão do gás dobrará. Portanto, matematicamente, a lei de Boyle mostra que o produto da pressão pelo volume

($p \times V$) de uma amostra de gás, a temperatura constante, é uma constante:

Literatura consultada

1. **Atkins, P.; Jones, L.**, “Chemistry Principles”, Molecules, matter and change”, 4th. edition, W. H. Freeman and Company, New York, 2002.
2. **Zumdahl, S. S.**, “Chemical Principles”, 2nd. edition, D. C. Heath and Company, Canada, 1995.

Para saber mais...

1. **de Farias, R. F.**, “Para gostar de ler a história da Química”, Vol. 3, Editora Átomo, Campinas, 2005.
2. **Kotz, J. C.; Treichel Jr, P. M.**, “Chemistry & Chemical Reactivity”, Thomson LearningTM, United States of America, 2003.
3. **Strathern, P.**, “O sonho de Mendeleiev: A verdadeira história da química”, Jorge Zahar Editor, Rio de Janeiro, 2002.
4. **Atkins, P.; de Paula, J.**, “Atkins Físico-Química”, 7a. edição, Vol. 1, Livros Técnicos e Científicos S. A., Rio de Janeiro, 1999, p. 11-19.
5. Science World – acessado em 26/08/2005. <http://scienceworld.wolfram.com/biography/Boyle.html>

Lei de Charles



Humphry Davy
(1778-1829)

O cientista francês Jacques Alexandre César Charles esclareceu outra importante propriedade dos gases ao estudar o efeito da temperatura sobre o volume de uma amostra mantida a pressão constante. Em 1787 Jacques Charles descobriu que o volume de um gás aumentava linearmente com a

temperatura, independente da natureza do gás, desde que a pressão fosse baixa. Assim, para uma temperatura absoluta⁷ (isto é, $T/K = \theta/^\circ\text{C} + 273,15$), a lei de Charles pode ser escrita como:

$$V = \text{constante} \times (\theta + 273,15^\circ\text{C}) \quad (\text{a pressão constante})$$

A equação acima sugere que o volume de qualquer amostra de gás seria nulo se $\theta = -273,15^\circ\text{C}$, e que esta temperatura, $-273,15^\circ\text{C}$, seria um zero natural de uma escala fundamental de temperatura. Outra versão da lei de Charles estabelece que a pressão de uma quantidade fixa de gás, a volume constante, é proporcional à temperatura absoluta, podendo ser escrita como:

$$P = \text{constante} \times (\theta + 273,15^\circ\text{C}) \quad (\text{a volume constante})$$

Literatura consultada

1. **Atkins, P.; de Paula, J.**, “Atkins Físico-Química”, 7a. edição, Vol. 1, Livros Técnicos e Científicos S. A., Rio de Janeiro, 1999, p. 11-19.
2. **Atkins, P.; Jones, L.**, “Chemistry Principles”, Molecules, matter and change”, 4th. edition, W. H. Freeman and Company, New York, 2002.

Para saber mais...

1. **de Farias, R. F.**, “Para gostar de ler a história da Química”, Vol. 3, Editora Átomo, Campinas, 2005.
2. **Kotz, J. C.; Treichel Jr, P. M.**, “Chemistry & Chemical Reactivity”, Thomson LearningTM, United States of America, 2003.
3. **Strathern, P.**, “O sonho de Mendeleiev: A verdadeira história da química”, Jorge Zahar Editor, Rio de Janeiro, 2002.
4. **Zumdahl, S. S.**, “Chemical Principles”, 2nd. edition, D. C. Heath and Company, Canada, 1995.

Magnésio



Nome: Magnésio
 Símbolo: Mg
 Número Atômico: 12
 Massa Atômica: 24,3050 g mol⁻¹
 CAS Registry ID: 7439-95-4

Número do grupo: 2
 Nome do grupo: Metal alcalino terroso
 Número do período: 3

Bloco: Bloco s

Descrição

Estado padrão: Sólido à 298K (ou 25°C)
 Cor: Branco prateado
 Classificação: Metálico
 Disponibilidade: O magnésio está disponível em várias formas, incluindo fatias, grânulos, pó, barra, chapa, folha, barra, tiras, etc.

Histórico

Os compostos de magnésio são conhecidos desde a antiga Grécia, quando a “pedra sabão”, ou o “talco” ($\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_2$), foi encontrado em Magnésia, distrito de Tessália. Contudo, o elemento magnésio foi isolado pela primeira vez por volta de 1800, quando Humphry Davy obteve o amálgama desse metal através de uma redução eletrolítica do óxido de magnésio. Inicialmente, Davy sugeriu chamá-lo de *magnium* porque, em inglês, magnésio pode ser facilmente confundido com o nome manganês (*magnesium* e *manganese*, respectivamente).

Formas de obtenção

Atualmente o magnésio tem sido obtido por eletrólise, que pode ser efetuada com cloreto de magnésio (MgCl_2), fundido ou parcialmente hidratado.

⁷ A expressão $T/K = \theta/^\circ\text{C} + 273,15$ relaciona a escala Celsius com a escala termodinâmica (escala idêntica à do gás perfeito). Na escala termodinâmica as temperaturas são simbolizadas por T e normalmente são dadas em kelvins, K. Enquanto que na escala Celsius as temperaturas são simbolizadas por θ e são expressas em graus Celsius, °C.

Aplicações

A maior parte do uso do magnésio deve-se a sua baixa densidade (2/3 da densidade do alumínio). A usinabilidade e a baixa densidade desse metal são responsáveis pela vasta aplicação na indústria, em especial na forma de ligas, juntamente com o cobre e o alumínio. Além do grande uso na indústria de aeronaves, essas ligas também são usadas na fabricação de pernas artificiais, aspiradores de pó, bombas incendiárias, sinalizadores luminosos, etc. Do ponto de vista químico, o magnésio é utilizado na preparação dos reagentes de Grignard, que, por sua vez, são utilizados em sínteses orgânicas e também na produção de silicões. De um modo geral, os compostos de magnésio apresentam inúmeras aplicações. Contudo, seu uso como anti-ácido e também como laxante, tornou o *leite de magnésia* (hidróxido de magnésio em suspensão aquosa) um de seus produtos mais conhecidos.

Literatura consultada

1. **Peixoto, E. M. A.**, “Magnésio”, Quím. Nova na Escola, 2000, 12: s/n.
2. **Banks, A.**, “What’s the use?”, J. Chem. Educ., 1991, 68: 196.
3. WebElements – acessado em 25/08/2005. <http://www.webelements.com/webelements/elements/text/Mg/key.html>

Para saber mais...

1. **Greenwood, N. N. e Earnshaw, A.**, “Chemistry of the elements”, 2nd. edition, Butterworth Heinmann, Oxford, 2002.
2. **Collins, E. M.**, “Magnesium and manganese”, J. Chem. Educ., 1931, 8, 1355-1358.
3. Wikipédia <http://pt.wikipedia.org/wiki/Magn%C3%A9sio>
4. Environmental Chemistry <http://environmentalchemistry.com/yogi/periodic/Mg.html>

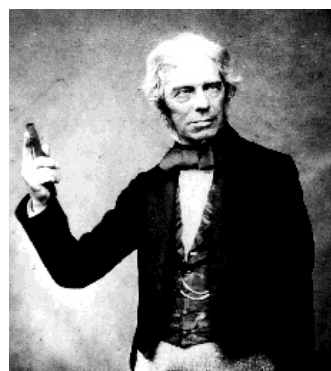
Metal de sacrifício

São metais usados para proteger outros da oxidação, pois, sendo mais reativos, com maior potencial de oxidação, são “atacados” preferencialmente. No processo de galvanização, por exemplo, o zinco atua como metal de sacrifício, oxidando-se no lugar do ferro ou do aço, protegendo-os, mesmo que a superfície esteja riscada.

Literatura consultada

1. Dicionário Quimicamente Falando, professor Rossetti - acessado em 30/08/2005. <http://www.rossetti.eti.br/dicuser/detalhe.asp?vini=13&vfm=13&offset=50&vcodigo=416> <http://www.rossetti.eti.br/dicuser/detalhe.asp?vini=6&vfm=6&vcodigo=216>

Michael Faraday



Michael Faraday
(1791-1867)

O discípulo mais famoso de Humphry Davy, Michael Faraday, contribuiu significativamente para a ciência, tanto na área da química (eletricidade, liquefação do cloro, etc.) como na área da física (Lei de Faraday da indução magnética, a introdução do conceito de linhas de força, etc.). Faraday também foi o responsável

pela descoberta do aço inox (1820-1835), o qual só foi reconhecido como um produto comercial no final do século XIX.

Literatura consultada:

1. **De Farias, R. F.**, “Para gostar de ler a história da Química”, Vol. 2, Editora Átomo, Campinas, 2005, p. 43.
2. **De Farias, R. F.**, “Para gostar de ler a história da Química”, Vol. 3, Editora Átomo, Campinas, 2005, pp. 85-86.
3. **Newell, L. C.**, “Faraday’s contributions to chemistry”, J. Chem. Educ., 1931, 8: 1493-1251.

4. Science World – acessado em 26/08/2005. <http://scienceworld.wolfram.com/biography/Faraday.html>

Neutralização

Torna o resíduo menos corrosivo e menos agressivo para o meio ambiente. É utilizada para adequar o pH de um resíduo líquido aos padrões legais vigentes de emissão (CONAMA 20: $5 < \text{pH} < 9$).

- Ácidos mais utilizados:** Clorídrico (HCl), Nítrico (HNO₃) e Sulfúrico (H₂SO₄).
- Bases mais utilizadas:** Hidróxido de sódio (NaOH), Hidróxido de cálcio (Ca(OH)₂), carbonato de sódio (CaCO₃) ou carbonato de sódio (Na₂CO₃).

Pressão

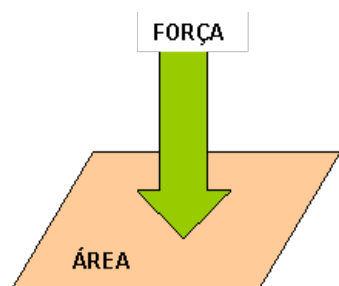


Ilustração: J. César

A pressão é definida como o quociente de uma força pela área sobre a qual se aplica.

$$\text{Pressão} = \text{Força} / \text{Área} \\ \text{ou } P = F/A$$

Quanto maior a força que atua sobre uma área, maior será a pressão. A

unidade SI de pressão é o pascal (Pa), definido como 1 newton por metro quadrado:

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N m}^{-2}$$

Tabela 1. Unidades de pressão.

Nome	Símbolo	Valor
pascal	Pa	1 N m^{-2} , $1 \text{ Kg m}^{-1} \text{ s}^{-2}$
atmosfera	atm	$1,01325 \times 10^5 \text{ Pa} = 101,325 \text{ kPa}$
bar	bar	$10^5 \text{ Pa} = 100 \text{ kPa}$
torr	torr	$(101.325/760) \text{ Pa} = 133,32 \dots \text{ Pa}$
Milímetro de mercúrio	mmHg	$133,32 \dots \text{ Pa}$

Fonte: "Atkins - Físico-Química"

Literatura consultada

- Kotz, J. C.; Treichel Jr, P. M., "Chemistry & Chemical

Reactivity", Thomson Learning™, United States of America, 2003.

- Atkins, P.; de Paula, J., "Atkins Físico-Química", 7a. edição, Vol. 1, Livros Técnicos e Científicos Editora S. A., Rio de Janeiro, 1999, p. 3.
- Atkins, P.; Jones, L., "Chemistry: Molecules, matter and change", 4th. edition, W. H. Freeman and Company, New York, 2002.

Para saber mais ...

- Roser, C. E.; McCluskey, C. L., "Pressure and Stoichiometry", J. Chem. Educ. 1999, 76: 638-639.
- Schultz, C. W., "Pressure calculations", J. Chem. Educ., 1978, 55: 515.
- IUPAC Compendium of Chemical Terminology 2nd Edition (1997) – pressure <http://www.iupac.org/goldbook/P04819.pdf>

Princípio de Avogadro



Amadeo Avogadro
(1776-1856)

O cientista italiano Lorenzo Romano Amadeo Carlo Avogadro descobriu que à temperatura e pressão constantes, o volume de um gás é proporcional à quantidade de gás, independente de sua identidade química. Matematicamente, o princípio de Avogadro pode ser descrito como:

$$V = \text{constante} \times n \quad (\text{a pressão e temperatura constantes})$$

Essa famosa hipótese proposta por Avogadro foi publicada em 1811, porém ficou esquecida durante muitos anos, até ser resgatada pelo jovem químico italiano Cannizzaro, em 1860, num congresso realizado em Karlsruhe, Alemanha.

Literatura consultada

1. **de Farias, R. F.**, “Para gostar de ler a história da Química”, Vol. 3, Editora Átomo, Campinas, 2005.
2. **Atkins, P.; Jones, L.**, “Chemistry: Molecules, matter and change”, 4th. edition, W. H. Freeman and Company, New York, 2002.
3. Science World – acessado em 26/08/2005. <http://scienceworld.wolfram.com/biography/Avogadro.html>

Para saber mais...

1. **Kotz, J. C.; Treichel Jr, P. M.**, “Chemistry & Chemical Reactivity”, Thomson Learning, United States of America, 2003.
2. **Atkins, P.; de Paula, J.**, “Atkins Físico-Química”, 7a. edição, Vol. 1, Livros Técnicos e Científicos S. A., Rio de Janeiro, 1999, p. 11-19.
3. **Zumdahl, S. S.**, “Chemical Principles”, 2nd. edition, D. C. Heath and Company, Canada, 1995.

Propriedade física

As propriedades físicas não envolvem qualquer mudança na composição ou identidade da substância, isto é, são propriedades que podem ser observadas e medidas sem modificação de sua composição. As propriedades físicas podem ser classificadas como extensivas ou intensivas.

As propriedades extensivas são diretamente proporcionais à quantidade de matéria da substância presente da amostra, enquanto que as intensivas independem da quantidade de matéria. Temperatura (T), pressão (p), cor e densidade (d) são propriedades intensivas, enquanto que massa (m) e volume (V) são propriedades extensivas.

É importante ressaltar que uma propriedade extensiva pode ser convertida em uma propriedade intensiva de duas maneiras: 1) dividindo-se a propriedade extensiva pela quantidade de matéria ou 2) dividindo-se por outra propriedade extensiva - usualmente massa ou volume. Por exemplo, a densidade, que é uma propriedade intensiva, é dada pela razão massa/volume.

Literatura consultada

1. **César, J., de Andrade, J. C.; De Paoli, M. A.** A determinação da densidade de sólidos e líquidos. Chemkeys, jul. 2004 – acessado em 11/09/2005.

Temperatura

Propriedade física que determina o sentido da transferência espontânea de calor entre dois corpos.

Literatura consultada

1. **Kotz, J. C.; Treichel Jr, P. M.**, “Chemistry & Chemical Reactivity”, Thomson Learning™, United States of America, 2003.
2. **Atkins, P.; Jones, L.**, “Chemistry: Molecules, matter and change”, 4th. edition, W. H. Freeman and Company, New York, 2002.
3. **Atkins, P.; de Paula, J.**, “Atkins Físico-Química”, 7a. edição, Vol. 1, Livros Técnicos e Científicos Editora S. A., Rio de Janeiro, 1999.

Para saber mais ...

1. **Sommers, T. S.; Nahir, T. M.**, “Temperature dependence of viscosities of common Carrier gases”, J. Chem. Educ., 2005, 82: 1089-1090.
2. **King, C.**, “The relation of temperature to energy”, J. Chem. Educ., 2005, 82: 861-866.
3. **Wisniak, J.**, “Negative absolute temperatures, a novelty”, J. Chem. Educ. 2000, 77: 518-522.
4. **Rudman, R.**, “Temperature scale conversion as a linear equation: True unit conversion vs zero-offset correction”, J. Chem. Educ., 1998, 75: 1646-1647.
5. **Chapple, F. H.**, “The temperature dependence of ΔG° and the equilibrium constant, K_{eq} ; Is there a paradox?”, J. Chem. Educ., 1998, 75: 342.

- IUPAC Compendium of Chemical Terminology 2nd Edition (1997) – Celsius temperature <http://www.iupac.org/goldbook/C00928.pdf>
- IUPAC Compendium of Chemical Terminology 2nd Edition (1997) - Kelvin <http://www.iupac.org/goldbook/K03374.pdf>

Ustulação

“É a queima de sulfetos em fornos especiais com passagem de corrente de ar quente. A ustulação de sulfetos cujo cátion vem de um metal de baixa eletropositividade (metal pouco reativo ou nobre) dá origem a esse metal com desprendimento de dióxido de enxofre. Se o cátion vem de um metal de alta eletropositividade (metal muito reativo ou não nobre) dá origem ao óxido desse metal, com desprendimento de dióxido de enxofre”.

Literatura consultada

- Dicionário Quimicamente Falando - professor Rossetti - acessado em 30/08/2005. <http://www.rossetti.eti.br/dicuser/detalhe.asp?vini=21&vfim=21&vcodigo=655>

Volume

O volume (V) pode ser definido como a quantidade de espaço ocupada por uma determinada amostra.

Literatura consultada

- Atkins, P.; Jones, L.**, “Chemistry: Molecules, matter and change”, 4th. edition, W. H. Freeman and Company, New York, 2002.

Wilhelm Ostwald

O químico Wilhelm Friedrich Ostwald é considerado um dos principais fundadores da físico-química. Em 1892 ele traduziu o trabalho de Gibbs para a língua alemã e, com a colaboração de Van't Hoff, foi o responsável pelo primeiro jornal de físico-química, denominado *Zeitschrift für Physikalische Chemie*. Entre suas principais contribuições



Wilhelm Ostwald
(1853-1932)

para a ciência, destacam-se os trabalhos relacionados com eletrólise e catálise. Além disso, Ostwald foi o responsável pela invenção do *viscosímetro de Ostwald* e pelo *processo Ostwald-Brauer* (obtenção de ácido nítrico a partir da amônia), de grande importância para a indústria e que posteriormente foi substituído pelo *processo Haber-Bosh*, tornando a produção de amônia mais econômica.

Literatura consultada

- Science World – Acessado em 26/08/2005. <http://scienceworld.wolfram.com/biography/Ostwald.html>
- Internet Gratuita (Biografias) – acessado em 02/09/2005. <http://sobiografias.hpg.ig.com.br/WilheOst.html>
- Ilomets, T.** Chemistry and Chemistry-Related Sciences at Tartu (Dortpat) University in 1802 – 1919 – acessado em 31/08/2005. http://mega.chem.ut.ee/obki/keemia1/TU1802_1919.htm

Zinco



Nome: Zinco
Símbolo: Zn
Número Atômico: 30
Massa Atômica: 65,409 g mol⁻¹

Número do grupo: 12
Número do período: 4
Bloco: Bloco d
CAS Registry ID: 7440-

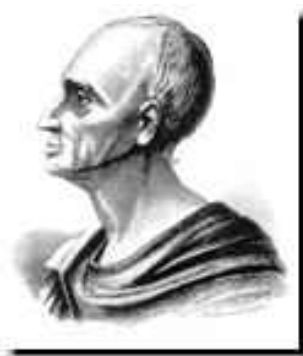
Descrição

Estado padrão: Sólido à 298K (ou 25°C)
Cor: Pálido azulado cinzento

Classificação: Metálico

Disponibilidade: O zinco está disponível em muitas formas, incluindo pó, chapa, grânulos, pó, pedaços, etc.

Histórico



Andrés Marggraf
(1709-1782)

Há indícios de que os compostos de zinco sejam conhecidos há pelo menos 1400 anos antes de Cristo. Na Palestina foram encontradas ligas metálicas constituídas por zinco datadas de 1000-1400 a. C., assim como outros tipos de objetos (contendo 87% de Zn) foram encontrados na região da Transilvânia. Os romanos Dioscórides

descreveram a obtenção do latão (aurichalcum) pelo aquecimento de uma mistura de calamina (cadmia) com cobre no interior de um cadinho. Embora a fusão e a extração do zinco impuro já havia sido efetuada no ano 1000, na Índia, o elemento zinco só foi isolado em 1746, pelo alemão Sigismundi Andrés Marggraf.

Formas de obtenção

Existem dois processos básicos para a obtenção de zinco: 1) Pirometalúrgico, responsável por cerca de 20% da produção mundial de zinco e 2) Hidrometalúrgico, o mais utilizado no mundo. No processo (1) o concentrado de zinco, quando sulfetado, é submetido inicialmente a ustulação oxidante na presença de oxigênio, obtendo-se óxido de zinco e SO₂. Esta etapa não se faz necessária no caso do minério já oxidado. Após aglomeração do óxido, este é processado com coque em alto-forno produzindo-se vapor de zinco que é condensado para obtenção do zinco metálico com cerca de 98% de pureza. No processo (2) a extração hidrometalúrgica do zinco consiste em obter-se uma solução de sulfato de zinco, tão pura quanto possível, e em precipitar o zinco metálico da solução, através de eletrólise.

Aplicações

A principal aplicação do zinco - cerca de 50% do consumo anual - está na galvanização do aço ou ferro para protegê-los da corrosão. Neste caso, o zinco é usado como metal de sacrifício. O zinco também é largamente

utilizado na fabricação de baterias secas e na produção de ligas metálicas, tais como o latão. O óxido de zinco é empregado como base de pigmentos brancos para pintura, também na indústria de borracha e em cremes solares. Outros compostos importantes são o cloreto de zinco (desodorantes) e sulfeto de zinco (pinturas luminescentes).

Literatura consultada

1. WebElements – acessado em 25/08/2005. <http://www.webelements.com/webelements/elements/text/Zn/key.html>
2. BNDES – acessado em 25/08/2005. <http://www.bndes.gov.br/conhecimento/relato/zinco.pdf>
3. Wikipedia – <http://pt.wikipedia.org/wiki/Zinco>

Para saber mais...

1. **de Azevedo, F. A. e Chasin, A. A. M.**, “Metais: Gerenciamento da toxicidade”, Editora Atheneu, São Paulo, 2003, Capítulo 1, pp.187-199.
2. **Greenwood, N. N. e Earnshaw, A.**, “Chemistry of the elements”, 2nd. edition, Butterworth Heinmann, Oxford, 2002, Cap. 7, pp.216-265.
3. **Hanley, H. R.**, “The story of Zinc”, J. Chem. Educ., 1993, 10: 600-604.
4. Enciclopedia Libre – Cinc <http://enciclopedia.us.es/index.php/Cinc>
5. UNCTAD - Mercado de productos básicos (INFOCOMM) <http://r0.unctad.org/infocomm/espagnol/zinc/plane.htm>
6. Internacional Zinc Association http://www.iza.com/zwo_org/zwo00-index.htm
7. NASA Goddard Space Flight Center – Zinc Whiskers http://nepp.nasa.gov/whisker/other_whisker/index.htm#zinc