

EXPERIÊNCIA 6 - REATIVIDADE DE METAIS

I. OBJETIVOS

- a) ordenar alguns metais e o hidrogênio pela sua reatividade.
- b) utilizar a lei das pressões parciais de misturas gasosas e a equação de estado dos gases ideais para determinar a quantidade de hidrogênio formada pela reação entre magnésio e ácido clorídrico.
- c) treinar cálculos estequiométricos.
- d) verificar algumas aplicações de reações de óxido-redução incluindo as que envolvem trabalho elétrico.

II. PROCEDIMENTO

II.1. Determinação da pureza de uma amostra de magnésio

Pese um pedaço de fita de magnésio, anote sua massa. Reserve.

Monte a **Parte A** do sistema experimental apresentado na **Figura 1**, prendendo o kitassato num suporte, com auxílio de mufa e garra.

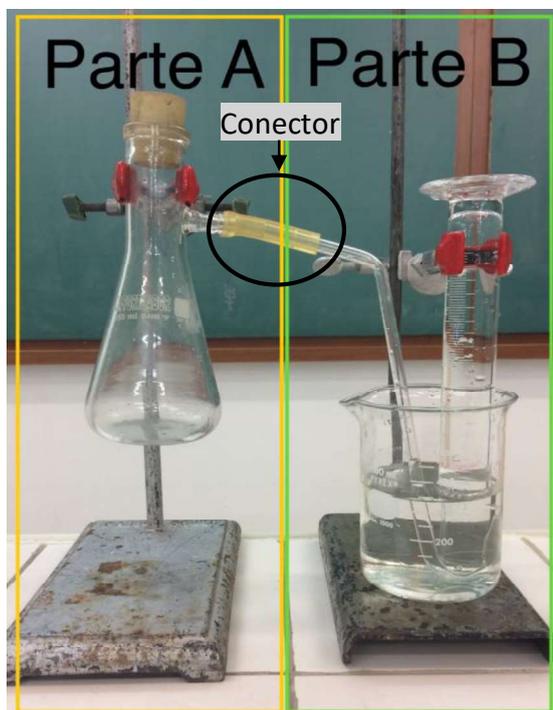


Figura 1. Sistema utilizado para coletar e determinar o volume de gás gerado (H_2) durante a reação química entre magnésio e HCl.

Para montar a **Parte B** do sistema, encha com água uma proveta de 100 mL até seu ponto de transbordamento. Aguarde um pouco para que as bolhas do seu interior subam até a superfície. Reserve. Em um béquer de 600 mL, adicione água até a marca de 300mL e coloque o borbulhador (tubo recurvado em forma de J). Em seguida, a proveta deverá ser emborcada neste béquer, como descrito a seguir: **a)** tampe a proveta com um pedaço de papel puxando-o firmemente a fim de evitar a formação de bolhas; **b)** inverta a proveta mergulhando-a na água do béquer e sob a água, remova o papel e centralize rapidamente a proveta sobre o borbulhador. Posteriormente, prenda a proveta verticalmente num suporte, com auxílio de mufa e garra, de modo que o bico do borbulhador sempre permaneça dentro da proveta para que não haja vazamento do gás produzido.

Conecte a **Parte B** à **Parte A** do sistema utilizando um tubo de borracha como conector.

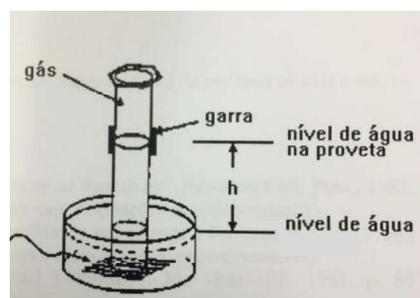
Após o sistema ser montado como apresentado na **Figura 1**, coloque no kitassato, 100 mL de uma solução de HCl de aproximadamente 1 mol L^{-1} . Em seguida, adicione a fita de magnésio, previamente pesada e tampe rapidamente o kitassato com uma rolha. Observe a reação e as mudanças no sistema.

Depois que a reação cessar, desprenda eventuais bolhas de gás presas às paredes do kitassato, retirando-o do suporte e agitando-o lentamente e com cuidado. Aguarde cerca de 5 minutos para deixar o sistema retornar à temperatura ambiente.

Se ocorrer perda apreciável do gás, repita o experimento.

Anote os seguintes valores, com os desvios e unidades correspondentes:

- Volume do gás na proveta
- Diferença de altura entre os níveis de água na proveta e na cuba (altura h representado na figura ao lado, meça com régua).
- Temperatura ambiente
- Pressão atmosférica
- Pressão de vapor d'água, fornecida numa tabela em função da temperatura
- Massa da amostra utilizada



Para calcular a quantidade (mols) de hidrogênio produzido, lembre-se de que ele é pouco solúvel em água e se encontra saturado de vapor d'água, dentro da proveta. Considere o hidrogênio como um gás ideal, isto é, moléculas pontuais e sem interação entre si. A partir da quantidade de hidrogênio, calcule a massa do magnésio que reagiu.

II.2. Limpeza de objetos de prata enegrecidos

Traga para o laboratório objetos pequenos de prata (medalhinha, corrente, etc.) que necessitem limpeza. Evite objetos muito grandes (bandejas, garfos etc.) ou com pedras.

Forre o fundo de um béquer de 250 mL com um pedaço de folha de alumínio dobrada de maneira que o lado brilhante fique exposto. Prepare neste béquer uma solução de bicarbonato de sódio, dissolvendo cerca de 10 g do sal em 100 mL de água (solução quase saturada). Utilizando uma chapa de aquecimento, aqueça e agite a mistura para dissolver o sal.

Coloque, sobre a folha de alumínio e imersos na solução de bicarbonato, os objetos de prata a serem limpos. Mantenha a solução em ebulição por cerca de 15 minutos.

Após esfriar, retire os objetos de prata do banho, lave-os e enxugue-os.

Observe o que ocorreu no sistema e com o objeto de prata.

Escreva as reações que ocorreram.

II.3. Reações de metais

a) Em cada um de três eppendorfs, coloque 1 mL de solução de HCl 1 mol L⁻¹ (frasco na capela). Utilize a marcação volumétrica do próprio eppendorf para medir o volume da solução de HCl. Adicione uma raspa de zinco metálico a um dos tubos, um pedaço de fita de magnésio ao outro e algumas raspas de cobre ao terceiro. Identifique os eppendorfs com caneta apropriada. Anote as suas observações e escreva as equações químicas das reações que ocorrerem.

b) Coloque um pouco de água destilada em três tubos de ensaio e acrescente 1 a 2 gotas de solução de fenolftaleína a cada um deles. Procure manter o mesmo volume de água em todos os tubos. Adicione zinco metálico a um dos

tubos, magnésio ao segundo e cobre ao terceiro, como no **item a**. Identifique os tubos com caneta apropriada. Observe e anote. Após algum tempo, repita as observações. O aquecimento dos sistemas pode auxiliar a observação. Realize o aquecimento em banho maria, utilizando um béquer de 100 mL e chapa de aquecimento. Escreva as equações químicas das reações que ocorrerem.

c) Em cada um de dois eppendorfs, coloque aproximadamente 1 mL de solução de sulfato de cobre. Adicione a um deles algumas raspas de zinco metálico e ao outro um pedaço de fita de magnésio. Identifique os eppendorfs com caneta apropriada. Observe e anote. Escreva as equações químicas das reações que ocorrerem.

d) Repita o procedimento descrito no **item c** usando solução de nitrato ou sulfato de zinco e os metais magnésio e cobre.

e) Repita o procedimento descrito no **item c** usando solução de nitrato ou sulfato de magnésio e os metais zinco e cobre.

Instruções para descarte:

Devolva os metais que não reagiram (inatacados) para reutilização. Jogue os metais que reagiram (atacados) na caixa de resíduos sólidos e NÃO NA PIA.

III. BIBLIOGRAFIA

1. J. C. Kotz e K. E. Purcell, "Chemistry & Chemical Reactivity", Saunders Coll. Publ., 1987, cap. 6, p. 190 (misturas gasosas, lei de Dalton), cap. 19 (reações de oxidação-redução).
2. P. Atkins e L. Jones, "Chemistry -Molecules, Matter and Change", Freeman and Co., 3a ed., 1997, cap. 5. p. 161 e cap. 17 (misturas de gases e eletroquímica, respectivamente).
3. M. J. Sienko e R. A. Plane, "Experimental Chemistry", Mc Graw-Hill, 1961, p. 89 (procedimento da reação de metal com ácido).
4. M. D. Joesten, D. O. Johnston, J. T. Nettekville e J. L. Wood, "World of Chemistry", Saunders Coll. Publ., 1991, cap. 10, p. 281 (reatividade de metais).
5. PEQ -"Projetos de Ensino de Química -Técnicas e Conceitos Básicos", coordenação E. Giesbrecht, Ed. Moderna -EDUSP, 1982, cap. 14 (reatividade de metais e pilhas).
6. R. Isuyama et alii., "Experiências sobre equilíbrio químico", GEEQUIM, IQUSP, 1985, cap. VII, exp. VII.4, p. 218-224 (desoxidação de objetos de prata).
7. H. Mahan e R. J. Myers, "Química, um curso universitário", tradução da 4a. edição americana, Ed. Edgard Blücher, 1993, cap. 7 (eletroquímica).
8. J. B. Russell, "Química Geral", McGraw-Hill, 1982, cap. 19 (eletroquímica).