



Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de São Paulo
Campus São Paulo
Engenharia Eletrônica (SPO.BAC.ELO)

Relatório: Reatividade de metais com outros metais e com solução ácida.

Estudantes: Gabriel Arom Gonçalves
Vianna de Moura e Silva,
Luigi Gava Costa,
Pedro Henrique Batista,
Rafael Fernandes Barnabé

Disciplina: Química Experimental

Professores: Prof. Lucia Collet,
Prof. Caio Souza

São Paulo
2024

Sumário

Sumário	2
1 INTRODUÇÃO	3
2 FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA	4
3 METODOLOGIA EXPERIMENTAL	5
3.1 Materiais e Reagentes	5
3.2 Procedimento Experimental	5
3.2.1 Parte I	5
3.2.2 Parte II	6
4 RESULTADOS E DISCUSSÃO	7
4.1 Parte I	7
4.1.1 Tabela de Resultados por observação:	7
4.2 Parte II	7
4.2.1 Tabela de Resultados por observação:	7
5 CONCLUSÕES	8
Referências	9

1 Introdução

Este experimento teve como objetivo investigar as reações entre diferentes metais. São eles: (Cobre, Magnésio, Zinco e Alumínio) e várias soluções de íons metálicos ($Cu^{2+}aq$, $Mg^{2+}aq$, $Zn^{2+}aq$, $Al^{2+}aq$). A reatividade dos metais foi observada e registrada para avaliar a tendência dos metais em reagir em diferentes soluções.

2 Fundamentação Teórica

A reatividade dos metais é um aspecto central na química, influenciando tanto processos naturais quanto aplicações industriais. A série de reatividade dos metais, também conhecida como série eletroquímica, classifica os metais em ordem de sua tendência a perder elétrons (ser oxidados). Esse conceito é essencial para entender como diferentes metais interagem com ácidos e com outros íons metálicos.

Metais como o magnésio (*Mg*) e o alumínio (*Al*) estão no topo da série de reatividade, indicando uma alta propensão a oxidar. Quando esses metais são introduzidos em uma solução de ácido clorídrico (*HCl*), eles reagem vigorosamente, formando gás hidrogênio H_2 e um sal metálico.

Metais menos reativos como o cobre (*Cu*) mostram pouca ou nenhuma reação com ácidos diluídos. Este comportamento é devido ao menor potencial de ionização do cobre, que o torna mais estável e menos propenso a perder elétrons.

Além disso, as reações de deslocamento entre metais e íons metálicos em solução dependem dos potenciais de redução dos metais envolvidos. Um metal com um potencial de redução mais baixo tende a ser oxidado quando colocado em uma solução contendo íons metálicos de um metal com um potencial de redução mais alto. (1)

No contexto deste experimento, a observação de mudanças físicas como variações de temperatura, formação de bolhas, liberação de gás e mudanças de cor fornecerá uma avaliação qualitativa da reatividade dos metais. Esses dados permitirão uma compreensão mais detalhada da posição dos metais na série de reatividade e suas características de oxirredução.

3 Metodologia Experimental

3.1 Materiais e Reagentes

- 1 béquer de 100 mL;
- 1 tubo de ensaio;
- Estante para tubos de ensaio;
- Bastão de vidro;
- Solução de ácido clorídrico 1,0 mol/L;
- Cobre em aparas;
- Solução de sulfato de Cobre II ($CuSO_4$);
- Magnésio em aparas;
- Solução de sulfato de magnésio ($MgSO_4$);
- Zinco em aparas;
- Solução de sulfato de zinco ($ZnSO_4$);
- Solução de Sulfato de alumínio ($Al_2(SO_4)_3$);
- Alumínio em aparas;

3.2 Procedimento Experimental

3.2.1 Parte I

1. Adicione ceca de 2 mL das soluções de íons metálicos: $Cu_{(aq)}^{2+}$, $Mg_{(aq)}^{2+}$, $Al_{(aq)}^{2+}$
2. Adicione fragmentos dos metais nas soluções de íons metálicos não equivalentes ao seu próprio íon (isto é: adicione raspas de cobre nas soluções de $Mg_{(aq)}^{2+}$, $Zn_{(aq)}^{2+}$, mas não a de $Cu_{(aq)}^{2+}$), e assim sucessivamente;)
3. Observe a reatividade de cada par metal/íon metálico e anote: aumento de temperatura, formação de bolhas, liberação de gás, corrosão, etc.

3.2.2 Parte II

1. Adicione cerca de 2 mL da solução de *HCL* em cinco tubos de ensaio;
2. Adicione fragmentos dos metais cobre, magnésio, zinco e alumínio em cada tubo de ensaio com a solução de HCL;
3. Observe a reatividade de cada metal em meio ácido e anote: aumento de temperatura, formação de bolhas, liberação de gás, corrosão, etc.

4 Resultados e Discussão

4.1 Parte I

4.1.1 Tabela de Resultados por observação:

Metal	Solução de Íons Metálicos			
	Cu_{aq}^{2+}	Mg_{aq}^{2+}	Zn_{aq}^{2+}	Al_{aq}^{2+}
Cobre	Não houveram reações significativas			
Magnésio	Oxigenou	Oxidou / Temperatura	Oxidou / Boiou	Oxidou
Zinco	Cor mudou	Cor Mudou	Cor Mudou	Oxigenou
Alumínio	Não houveram reações significativas			
(Ácido adicionado)	<ul style="list-style-type: none"> - Formação de Sólido Castanho - Alumínio Dissolveu - Oxidou 	n/a	<ul style="list-style-type: none"> • Mais Refletivo • Corrosão nas bordas. 	n/a

4.2 Parte II

4.2.1 Tabela de Resultados por observação:

Metal	Solução de HCL
Cobre	Não houveram reações significativas
Magnésio	Aumento de temperatura (qualitativo) e com aparente oxidação.
Zinco	Sinais de Corrosão
Alumínio	Não houveram reações significativas

5 Conclusões

Parte I: Reatividade entre metais e íons metálicos

- Fragmentos de cobre em $Mg^{2+}(aq)$ e $Zn^{2+}(aq)$: Não deve haver grande reatividade. O cobre é menos reativo que o magnésio e o zinco, então deve permanecer inerte.
- Fragmentos de magnésio em $Cu^{2+}(aq)$ e $Zn^{2+}(aq)$: Deve haver reatividade visível com $Cu^{2+}(aq)$, porque o magnésio é mais reativo. Menos reatividade com $Zn^{2+}(aq)$.
- Fragmentos de alumínio em $Cu^{2+}(aq)$, $Mg^{2+}(aq)$, $Zn^{2+}(aq)$: A reação mais visível será com $Cu^{2+}(aq)$, pois o alumínio é bem reativo.

Parte II: Reatividade dos metais com ácido clorídrico (HCl)

- Fragmentos de cobre com HCl : Pouca ou nenhuma reatividade. O cobre não reage facilmente com ácidos diluídos.
- Fragmentos de magnésio com HCl : Reatividade alta, com formação de bolhas de hidrogênio (H_2).
- Fragmentos de zinco com HCl : Reatividade moderada a alta, com liberação de gás hidrogênio.
- Fragmentos de alumínio com HCl : Reatividade notável, com formação de gás hidrogênio.

Referências

BROWN, Theodore L. et al. **Chemistry: The Central Science**. 14. ed. [S.l.]: Pearson, 2017. P. 309–311.