



**IFSC UNIVERSIDADE
DE SÃO PAULO**

Instituto de Física de São Carlos

Química Geral Experimental
Prof. Dr. Antonio Roveda

Prática IV

Sistemas redox

Jefter Santiago Mares N° USP 12559016
Victória Gabrielle Ferreira Cava de Britto N° USP 12541820

São Carlos
2021

Sumário

1	Introdução	3
2	Objetivo	3
3	Resultados e Discussão	3
3.1	Experimento 1	3
3.1.1	A1 - Permanganimetria	3
3.1.2	A2 - Determinação de íons de ferro	4
3.2	Experimento 2	4
3.2.1	Interação entre metais Al e Hg	4
4	Conclusão	5
5	Referências	5

Introdução

A eletroquímica é o ramo da físico-química que tem como objetivo estudar as reações em que ocorre transferência de elétrons, como também transformação de energia química em energia elétrica e vice-versa. As reações de óxido-redução, ou redox, são a base de toda eletroquímica.

Uma reação redox é um processo químico que envolve justamente a transferência de elétrons de uma molécula, átomo ou íon para outro reagente. Todo sistema redox é formado pela soma de duas semi-reações: semi-reação de redução do oxidante e semi-reação de oxidação do redutor.

O processo de oxidação pode acontecer em três situações diferentes: quando se adiciona oxigênio à substância, quando uma substância perde hidrogênio e quando uma substância perde elétrons.

Classificam-se de maneira espontânea, para as que liberam energia elétrica, ou não-espontânea, quando consomem energia elétrica.

Com o entendimento desse processo, é possível produzir dispositivos que, pela interconversão dessas energias, podem armazenar energia química e convertê-la em energia elétrica. Esses dispositivos são comumente conhecidos como pilhas ou células eletroquímicas. Essas que podem ser categorizadas entre galvânicas e eletrolíticas. As galvânicas convertem energia química em energia elétrica e para as eletrolíticas o contrário.

Além disso, também importante destacar o estudo do número de oxidação (NOX) que é designado aos átomos de forma a identificar as reações redox. Os números de oxidação obedecem as seguintes regras:

- I Para um elemento em um íon monoatômico, o número de oxidação é igual a carga do íon.
- II O oxigênio apresenta número de oxidação -2, exceto nos peróxidos, quando apresenta NOX igual a -1 e no F_2O , quando apresenta NOX igual a +2.
- III O hidrogênio tem sempre número de oxidação igual a 1, exceto nos hidretos metálicos, quando o número de oxidação é -1.
- IV O número de oxidação de um elemento livre é sempre zero.
- V Em toda molécula neutra a soma dos números de oxidação positivos é igual a soma dos números de oxidação negativos, em módulo.

Objetivo

Nessa prática queremos estudar as reações redox, para esse fim foi montado um sistema que usamos para determinar a concentração de íons de ferro e cobre em um líquido desconhecido, observando o comportamento deste após a adição e agitação das substâncias.

Resultados e Discussão

Experimento 1

A1 - Permanganimetria

Foi utilizado 22,50 mL de permanganato de potássio (KMnO_4) para fazer a titulação. A molaridade do oxalato de sódio é de 134g/mol e foi utilizada uma massa de 0,1499g dessa substância, portanto, o número de mols dela foi de em torno de $1,12 \cdot 10^{-3}$ mols. A equação total da reação é



O íon MnO_4^- reage com $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ numa proporção de 2 : 5, então $4,48 \cdot 10^{-4}$ mols de MnO_4^- . Com isso podemos calcular a concentração de permanganato para o volume que foi dado, temos

$$\frac{4,48 \cdot 10^{-4}}{22,50 \cdot 10^{-3}} = 0,01991 \text{ mol/L ou seja, em torno de } 0,02\text{M}$$

A2 - Determinação de íons de ferro

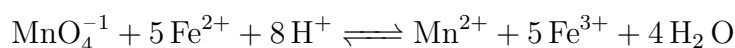
Tabela 1: Medidas de volume de permanganato de potássio.

Repetição	Volume de KMnO_4 (mL)
1	9,45
2	9,35
3	9,40

Utilizando o dado do experimento anterior de que a concentração do permanganato de potássio é de 0,02M e que foi utilizado a média dos volumes da tabela (1) dessa substância para titular a solução desconhecida, temos que reagiram:

$$0,02 \text{ mol/L} \cdot 9,39 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,178 \text{ mols}$$

Utilizando a equação



Temos que a proporção de MnO_4^- para Fe^{2+} é de 1 : 5 e como reagiram $0,178 \cdot 10^{-3} \text{ mols}$ de permanganato, pela proporção, temos que reagiram $5 \cdot 0,178 \cdot 10^{-3} \text{ mols}$ de Fe^{2+} . Com isso sabemos que reagiram $0,945 \cdot 10^{-3}$ mols de ferro. A amostra era de 10mL, temos então que a molaridade é de 0,0945, aproximadamente 0,1 mol/L.

1. **Questão 01)** Por que é necessário aquecer a solução de KMnO_4 antes da titulação?

2. **Resposta**

Na titulação de permanganato de potássio com oxalato de sódio é necessário aquecer a solução após a mistura em uma temperatura em torno de 80 à 90°C para evitar a formação de dióxido de manganês (MnO_2).

3. **Questão 02)** Cite duas aplicações da técnica de permanganometria?

4. **Resposta**

Estimar a quantidade de analito presente amostras químicas desconhecidas sem o uso de indicadores e demanda química de oxigênio.

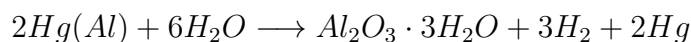
Experimento 2

Interação entre metais Al e Hg

Nesta etapa, foi utilizada uma tira de alumínio de alta pureza previamente lixada, à qual foi adicionada uma gota de solução de cloreto de mercúrio (HgCl_2) a 1mol/L. Após alguns minutos a superfície do alumínio foi lavada com água destilada sem friccionar e exposta ao ar. Espera-se que ocorra a interação dos íons Hg^{2+} presentes na solução de HgCl_2 com a superfície de alumínio. Dentre as reações esperadas estão as de oxidação do Al e redução do Hg^{2+} , dadas por (1) e (2).



Ao lavar a superfície, retirando a gota de $HgCl_2$, foi observada inicialmente uma corrosão física, decorrente do contato da amálgama com o oxigênio atmosférico. Essa corrosão foi seguida pela oxidação do Al e pela redução da água, produzindo alumina hidratada ($Al_2O_3 \cdot 3H_2O$), gás oxigênio e Hg livre.



Enquanto o amálgama continuar sendo formado, o átomo de Hg reagirá com outro átomo de alumínio, formando mais amálgama e, conseqüentemente, mais alumina hidratada. A reação é autocatalítica, isto é, um dos produtos formados atua como o catalisador da própria reação, e ocorre até que não haja mais formação do amálgama $Hg(Al)$.

Conclusão

Conforme os objetivos gerais da prática, foram analisadas reações redox e seu comportamento, sendo no primeiro experimento utilizada uma reação redox para obter a concentração de ferro em uma amostra desconhecida e, no segundo, analisado o comportamento de reações redox espontâneas, observando-se a interferência dos potenciais de oxidação e redução na espontaneidade da reação, com as reações entre átomos e íons com potenciais similares não ocorrendo espontaneamente.

Referências

- [1] D. Skoog, D. West, F. Holler, S. Crouch, M. Grassi, *Fundamentos de química analítica*, Pioneira Thomson Learning, **2006**.
- [2] Q. geral e experimental., *Apostila das engenharias 2020*, Instituto de Química de São Carlos, **2020**.
- [3] J. Rumble, J. Rumble, *CRC Handbook of Chemistry and Physics, 98th Edition*, CRC Press LLC, **2017**.
- [4] P. Atkins, L. Jones, L. Laverman, *Princípios de Química - 7.ed.: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente*, Bookman Editora, **2018**.