

QFL 605 - EXPERIÊNCIA 9

DETERMINAÇÃO DA ENERGIA DE DISSOLUÇÃO DE CLORETOS DE METAIS ALCALINOS

Objetivos

Determinar a capacidade calorífica de um calorímetro.

Determinar a variação de entalpia de dissolução de cloretos de metais alcalinos em água e relacionar com as energias reticulares e de hidratação.

Procedimento Experimental

I. Determinação da capacidade calorífica do calorímetro

Meça, numa proveta, 100 mL de solução ~1,0 mol/L de ácido clorídrico (anote a molaridade correta dada no rótulo do frasco) e coloque no calorímetro. Adicione 2 gotas do indicador fenolftaleína, agite com cuidado e anote a temperatura quando ela se tornar constante.

Meça, numa proveta, 100 mL de solução ~1,0 mol/L de hidróxido de sódio (anote a molaridade correta dada no rótulo do frasco) e meça a temperatura da solução, que deve ser aproximadamente a mesma do ácido, podendo-se tolerar uma diferença de até 0,2°C.

Adicione com cuidado a solução de hidróxido de sódio à solução ácida contida no calorímetro e agite. Anote a temperatura máxima alcançada. Terminada a leitura, anote a cor da solução.

II. Determinação do ΔH de dissolução de cloretos de metais alcalinos

Meça, numa proveta, 100 mL de água destilada e coloque no calorímetro, agitando com cuidado, até a temperatura se manter constante. Anote esta temperatura.

Pese, em uma balança semi-analítica, quantidade suficiente de um dos cloretos (LiCl; NaCl; KCl), para obter 100mL de solução 1,0mol/L do sal. (obs. LiCl é muito higroscópico, devendo ser pesado rapidamente).

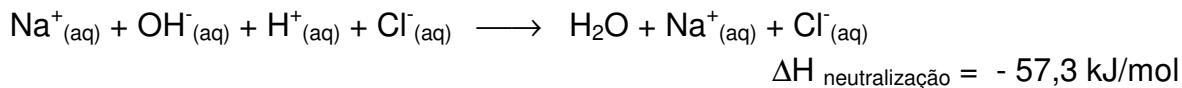
Adicione o sal à água contida no calorímetro, agite continuamente, com cuidado e anote a temperatura máxima (ou mínima, dependendo do sal) alcançada.

Terminada a leitura, coloque o conteúdo do calorímetro no frasco para recuperação.

Repita o procedimento para os outros dois sais.

Interpretação dos Resultados

- **Capacidade calorífica do calorímetro:** é calculada através do balanço energético da reação de neutralização de hidróxido de sódio e ácido clorídrico:



$$q_{\text{reação}} = q_{\text{solução}} + q_{\text{calorímetro}}$$

$$q_{\text{reação}} = \text{calor liberado(em módulo) na reação} = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot |\Delta H_{\text{neutr.}}|.$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = n^{\circ} \text{ de moles de água formado} = n^{\circ} \text{ de moles de } \text{H}^+ \text{ ou de } \text{OH}^- \text{ que reagiu, dependendo da cor final da solução.}$$

$$q_{\text{solução}} = \text{calor absorvido pela solução} = m.c.\Delta T.$$

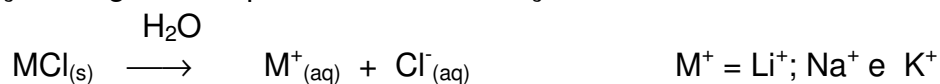
$$c = \text{calor específico da solução [Tabela 6 da ref.(1)].}$$

$$\Delta T = \text{variação de temperatura.}$$

$$q_{\text{calorímetro}} = \text{calor absorvido pelo calorímetro} = C.\Delta T.$$

$$C = \text{capacidade calorífica do calorímetro}$$

- ΔH de dissolução de cloretos de metais alcalinos: é calculada através do balanço energético do processo de dissolução:



$$q_{\text{dissolução}} = q_{\text{solução}} + q_{\text{calorímetro}}$$

$$q_{\text{dissolução}} = \text{calor absorvido ou liberado (em módulo) na reação} = n_{\text{M}^+} \cdot |\Delta H_{\text{dissol.}}|.$$

$$n_{\text{M}^+} = n^{\circ} \text{ de moles de cloreto de metal alcalino dissolvidos.}$$

$$q_{\text{solução}} = \text{calor absorvido ou liberado (em módulo) pela solução} = m.c.\Delta T.$$

$$c = \text{calor específico da solução [Tabela 6 da ref.(1)].}$$

$$\Delta T = \text{variação de temperatura} = |t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}|.$$

$$q_{\text{calorímetro}} = \text{calor absorvido ou liberado (em módulo) pelo calorímetro} = C.\Delta T.$$

$$C = \text{capacidade calorífica do calorímetro.}$$

Referências Bibliográficas

- [1] E. Giesbrecht et alii., PEQ, "Experiências de Química"- Técnicas e Conceitos Básicos", Ed. Moderna e EDUSP, 1979.
- [2] B.H. Mahan e R. J. Myers, "Química, um curso universitário", tradução da 4a.ed. americana, Ed. Edgard Blücher, 1993.

Dados Auxiliares:**Densidade e Calor Específico**

Solução	Concentração (mol/L)	Densidade (g/mL)	Calor específico (J/g °C)
LiCl	2,00	1,05	3,59
	1,00	1,03	3,97
	0,50	1,01	4,05
NaCl	2,00	1,08	3,80
	1,00	1,04	3,89
	0,50	1,01	4,01
KCl	2,00	1,09	3,47
	1,00	1,05	3,80
	0,50	1,02	3,97

 ΔH (hidratação), a 25°C

Íon	ΔH (hidratação) (kJ/mol)
Li ⁺	- 558
Na ⁺	- 444
K ⁺	- 361
Cl ⁻	- 340

Energia reticular (U), a 25°C

sal	U (kJ/mol)
LiCl	- 861
NaCl	- 788
KCl	- 718

QFL 605 - EXPERIÊNCIA 10 – OXI-REDUÇÃO E ELETROQUÍMICA

OBJETIVOS

- Verificar algumas aplicações de reações de óxi-redução.
- Compreender reações de óxido-redução em que se realiza um trabalho elétrico.
- Interpretar potencial padrão de pilha.

PROCEDIMENTO

1. ELETROFORESE E CONDUTIVIDADE IÔNICA

Monte o experimento esquematizado na figura 1. Dobre as extremidades de uma tira de papel de filtro de cerca de 20 cm de comprimento e coloque-a sobre uma lâmina de vidro. Adicione nitrato de potássio aos béqueres até que as extremidades da tira do papel estejam imersas na solução. Goteje também solução de KNO_3 sobre a tira de papel, de modo que todo o papel fique uniformemente umedecido. Não deixe bolhas de ar sob o papel. Caso elas se formem remova-as usando um bastão de vidro.

Em um vidro de relógio, coloque separadamente quantidades iguais (1 a 2 gotas) das soluções de cromato de potássio (K_2CrO_4) e do complexo nitrato de bis(etilenodiamina)cobre(II), cujo cátion está representado na figura 2; observe as cores das soluções. Misture-as com um bastão de vidro e observe a coloração resultante. Molhe um pedaço de linha nesta solução e faça uma marca retilínea sobre a fita de papel umedecido, esticando a linha úmida e pressionando-a sobre ele. Em cada extremidade da lâmina de vidro enrole uma fita de folha de alumínio com cerca de 0,5 cm de largura; essa será o contato elétrico entre o eletrólito no papel umedecido e os terminais (jacarés) da fonte. Prenda em cada contato um terminal tipo jacaré, observando a polaridade dos mesmos (coloque cada eletrodo em lados opostos da lâmina de vidro para dar equilíbrio mecânico ao conjunto). Observe periodicamente durante pelo menos 1 hora.

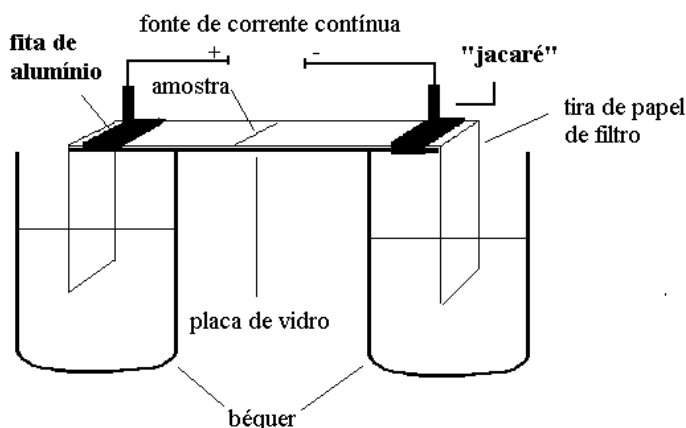


Fig. 1:- Arranjo experimental a ser usado no experimento de eletroforese

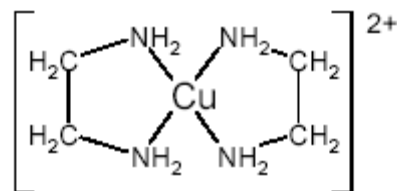


Fig. 2:- Nitrato de bis(etilenodiamina) cobre(II)

2. CONFECÇÃO DE CIRCUITOS IMPRESSOS

Limpe, com água e sabão, uma placa de fenolite recoberta por cobre e enxugue-a.

Pinte com caneta apropriada (tinta que não se dissolve na água) as regiões onde deseja que o cobre permaneça.

Mergulhe a placa em uma solução preparada, em um béquer de 100 mL, pela mistura de 10 mL de água oxigenada a 20 volumes com 5 mL de solução 2 mol.L⁻¹ de ácido clorídrico. Deixe durante 15 a 20 minutos, agitando freqüentemente. Faça observações periódicas.

Após todo o cobre exposto ter sido removido, retire a placa e lave-a com água corrente. A tinta pode ser removida com palha de aço.

Reserve a solução resultante deste processo de descobreação para o ensaio seguinte.

3. RECUPERAÇÃO DE COBRE DE SOLUÇÕES

Este ensaio ilustra um importante processo industrial de recuperação de cobre de soluções diluídas. Ferro metálico (na prática, sucata de ferro) é utilizado para deslocar o cobre das soluções.

Coloque um bastão de vidro na solução obtida no ensaio **II.2** e aqueça até não observar mais saída de gás. Após esfriar um pouco, coloque alguns pregos de ferro lixados na solução. Agite esporadicamente até a solução sobrenadante não apresentar mais a coloração característica de íons de cobre(II).

Coloque o cobre recuperado e os restos de pregos nos recipientes apropriados. Não os jogue na pia.

4. CONSTRUÇÃO E DETERMINAÇÃO DE F.E.M. DA PILHA DE DANIEL

A pilha de Daniel será montada sobre um pedaço de papel de filtro, colocado sobre uma placa de vidro plana.

Limpe uma placa de cobre e uma de zinco com palha de aço. Lave e enxugue as placas.

Molhe uma das extremidades da tira de papel de filtro com algumas gotas de uma solução 1,0 mol L⁻¹ de sulfato ou nitrato de cobre e coloque imediatamente a placa de cobre sobre a região umedecida. Pressione a placa contra o papel para permitir um bom contato.

De maneira análoga, coloque na outra extremidade da tira de papel de filtro algumas gotas de uma solução 1,0 mol L⁻¹ de sulfato ou nitrato de zinco e a placa de zinco. Tome cuidado para não trocar as placas: cada metal deve ficar em contato com a solução do cátion correspondente.

A seguir, adicione gotas de solução 1,0 mol L⁻¹ de nitrato de sódio na parte central do papel, apenas o suficiente para que esta solução entre em contato com as duas soluções aplicadas anteriormente.

Com um voltímetro, meça *imediatamente* a f.e.m. da pilha formada pelos dois eletrodos, anotando as polaridades dos mesmos. Meça também a temperatura.

5. CORROSÃO DO FERRO E PROTEÇÃO CATÓDICA.

Um processo de corrosão eletroquímica pode ser visto como uma célula galvânica em curto-circuito. Na corrosão, ambas as reações (anódica e catódica) ocorrem espontaneamente sobre o mesmo eletrodo (metal), de modo que o fluxo de elétrons não pode ser direcionado. Assim, a energia elétrica é desperdiçada. Uma das formas de proteger um metal contra a corrosão consiste na chamada **proteção catódica**. Aqui, o metal é ligado a um outro, menos nobre, chamado de **ânodo de sacrifício**, no qual as reações eletródicas ocorrerão preferencialmente, deixando o metal de interesse praticamente imune à corrosão até que o ânodo de sacrifício seja totalmente consumido. Nesta parte do experimento, você verificará a corrosão do ferro em um meio agressivo e o efeito exercido por vários metais neste processo. Lixe muito bem 3 pregos até que estejam sem vestígio de ferrugem (óxido de ferro). Em um dos pregos, enrole um pedaço de fita de magnésio, de cerca de 2 cm de comprimento. Enrole em outro prego um fio de cobre previamente lixado. Faça com que os contatos entre os metais sejam os melhores possíveis. Coloque os 3 pregos em 3 placas de Petri, separadamente, e cubra cada um deles com uma solução de corrosão já preparada (a partir de 150 mL de HCl 0,25 mol.L⁻¹, 8 mL de H₂O₂ 3% e 5 mL de KSCN 1 mol.L⁻¹). Observe o que ocorre em cada caso, após algum tempo, sem agitar o sistema. Para o relatório, tente explicar suas observações em termos das reações químicas envolvidas em cada uma das três placas de Petri. Escreva claramente as equações químicas que representam estes processos, na forma iônica.

BIBLIOGRAFIA

1. J. C. Kotz e K. E. Purcell, "Chemistry & Chemical Reactivity", Saunders Coll. Publ., 1987, cap. 19 (eletroquímica), cap. 25, p. 957 (recuperação de cobre).
2. B. H. Mahan e R. J. Myers, "Química, um curso universitário", tradução da 4a. edição americana, Ed. Edgard Blücher, 1993, cap. 7 (eletroquímica).
3. J. B. Russell, "Química Geral", McGraw-Hill, 1982, cap. 19 (eletroquímica).
4. P. Atkins e L. Jones, "Chemistry - Molecules, Matter and Change", Freeman and Co., 3ª ed., 1997, cap. 17 (eletroquímica).
5. C. L. do Lago, Observando a mobilidade dos íons com o uso da eletroforese, *Química Nova*, **1992**, 15 (4), 374-376.
6. J. D. Lee, "Química Inorgânica não tão concisa", tradução da 5ª ed. inglesa, Ed. Edgard Blücher, 1999, cap. 27 (obtenção de cobre de minérios muito pobres).
7. E. Giesbrecht et alii, "*Experiências de Química- Técnicas e conceitos básicos (PEQ)*", Ed. Moderna e Ed. da Universidade de São Paulo (EDUSP), S. Paulo, 2ª ed., 1982, , cap. 14 (pilhas eletroquímicas).

QFL 605 - EXPERIÊNCIA 11
CINÉTICA DE REAÇÃO HETEROGÊNEA: OXIDAÇÃO DE MAGNÉSIO POR
ÁCIDO CLORÍDRICO.

OBJETIVO:

Determinar a lei de velocidade da reação de oxidação de Mg metálico com HCl.

METODOLOGIA:

Utilizar o método das velocidades iniciais.

PROCEDIMENTO:

1. Serão utilizadas soluções de HCl nas concentrações de: 0,60; 0,50 e 0,40 M e fitas de Mg em três tamanhos diferentes (fitas 1, 2 e 3).
2. Colocar 10 mL de solução de HCl 0,50 M no recipiente de reação. Pegar um pedaço de fita de magnésio (fita 1), limpar com lixa e medir exatamente suas dimensões com uma régua. Esta etapa é importante porque as dimensões da fita serão posteriormente usadas na determinação da ordem de reação em relação à quantidade de magnésio (ordem parcial de reação).
3. Enrolar a fita de magnésio com um fio de cobre. O propósito deste passo é evitar que a fita de Mg flutue na superfície da solução de HCl durante a reação.
4. Colocar a fita envolvida com cobre na solução de HCl e fechar rapidamente o tubo de reação. Agitar constantemente e medir o tempo a cada mililitro de gás coletado na proveta. Esses dados serão usados na elaboração de uma tabela de volume de hidrogênio liberado em função do tempo.
5. Repetir o procedimento para soluções de HCl de concentração 0,60 M e 0,40 M. Utilizar sempre fitas de Mg da mesma medida (1) e assegurar-se que a temperatura é constante em todos os experimentos. As fitas de magnésio deverão ser medidas apesar de terem aproximadamente o mesmo tamanho. As leituras de temperatura devem ser feitas a cada 20 minutos em função da flutuação na temperatura da sala.
6. Repetir o procedimento para concentração de HCl 0,50M com as outras duas fitas de Mg (fitas 2 e 3).

BIBLIOGRAFIA:

1. Arthur M. Halpern, *Experimental Physical Chemistry: a laboratory textbook*, 2nd Ed. Prentice Hall (1997).
2. P. W. Atkins, *Physical Chemistry* 5th Ed.
3. J. P. Birk, *J. Chem Educ.* 70(1993) 589.