

Experimento 10: Determinação da Entalpia de Reação

I. OBJETIVOS

- Fazer uma conexão entre termoquímica e eletroquímica.
- Determinar a capacidade calorífica de um calorímetro.
- Determinar a variação de entalpia da reação entre zinco metálico e íons de Cu(II).

II. PROCEDIMENTO

1. Determinação da capacidade calorífica do calorímetro

- a. Meça, numa proveta, 100mL de solução ~ 1,0mol/L de ácido clorídrico (anote a molaridade correta dada no rótulo do frasco) e coloque no calorímetro.
- b. Junte 2 gotas do indicador fenolftaleína, agite com cuidado e anote a temperatura quando ela se tornar constante.
- c. Meça, numa proveta, 100mL de solução ~ 1,0mol/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.
- d. Adicione com cuidado a solução de hidróxido de sódio à solução ácida contida no calorímetro, feche rapidamente o mesmo e agite para misturar.
- e. Anote a temperatura máxima alcançada.
- f. Terminada a leitura, anote a cor da solução.

2. Determinação do ΔH de reação entre Zn^0 e íons de Cu(II)

- a. Meça em uma proveta 100 mL de solução de sulfato de cobre(II) aproximadamente 0,1 mol/L e anote a molaridade correta dada no rótulo do frasco.
- b. Coloque no calorímetro, agite e anote a temperatura quando ela ficar constante.
- c. Pese 6,6 g de zinco em pó em uma balança de plataforma e adicione-o à solução de sulfato de cobre, feche rapidamente o calorímetro, agite para misturar e anote a temperatura máxima alcançada.
- d. Terminada a leitura, filtre a mistura contida no calorímetro usando um funil e papel de filtro.
- e. Coloque o sólido e o líquido filtrado nos recipientes indicados.
- f. Anote a cor do líquido filtrado.

III. CÁLCULOS

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



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

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

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

$$Q_{\text{solução}} = \text{calor absorvido pela solução} = m \cdot c \cdot \Delta T$$

m = massa da solução

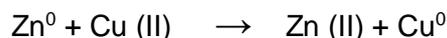
c = calor específico da solução [Tabela 6 da ref.(1), que se encontra no fim do roteiro]

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

$$Q_{\text{calorímetro}} = \text{calor absorvido pelo calorímetro} = C \cdot \Delta T$$

C = capacidade calorífica do calorímetro

2. ΔH da reação Zn^0 com íons de Cu(II) :



$$n \cdot |\Delta H_r| = Q_{\text{reação}} = Q_{\text{solução}} + Q_{\text{calorímetro}} + Q_{\text{sólido}}$$

$Q_{\text{solução}} = \text{calor absorvido pela solução} = m \cdot c \cdot \Delta T$ [veja dados de densidade e calor específico da solução na Tabela 6 da ref.(1), que se encontra no fim do roteiro].

$Q_{\text{calorímetro}} = \text{calor absorvido pelo calorímetro} = C \cdot \Delta T$ [foi calculado no item 1 pela reação de neutralização].

$Q_{\text{sólido}} = 6 \text{ cal / mol. } ^{\circ}\text{C}$ (Lei de Dulong Petitit)

IV. BIBLIOGRAFIA

1. E. Giesbrecht *et al.*, PEQ, *Experiências de Química- Técnicas e Conceitos Básicos*, parte III, página 79, Ed. Moderna e EDUSP, 1979.

V. COMENTÁRIOS

1. Comparação de dados: Calcule o valor de ΔH de reação entre $Zn^0/Cu(II)$ a partir dos ΔH^0 de formação dos reagentes e produtos tabelados. [Vide Tabela 10 da ref.(1), que encontra no fim do roteiro].

Supor que a dependência do ΔH de reação com a temperatura seja desprezível. Compare o valor teórico obtido com o valor experimental. Comente.

2. Determine a entropia da reação a partir do valor experimental de ΔH desta reação, e do potencial da pilha de Daniell.

Lembrando que: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Obs: a pilha de Daniell corresponde ao sistema $Zn_{(s)} | Zn^{2+}_{(aq)} || Cu^{2+}_{(aq)} | Cu_{(s)}$ que você investigou na Exp09 Eletroquímica.

TABELA 10 – ENTALPIAS DE FORMAÇÃO (ΔH_f^0) DE ÍONS AQUOSOS NO ESTADO PADRÃO A 298K (kcal/mol)

cátion	ΔH_f^0	cátion	ΔH_f^0	ânion	ΔH_f^0	ânion	ΔH_f^0
H ⁺	0	NH ₄ ⁺	- 31,8	F ⁻	- 78,7	NO ₃ ⁻	- 49,4
Li ⁺	- 66,6	Mg ²⁺	- 110,5	Cl ⁻	- 40,0	PO ₄ ³⁻	- 307,2
Na ⁺	- 57,3	Ca ²⁺	- 129,9	Br ⁻	- 28,9	HPO ₄ ²⁻	- 310,8
K ⁺	- 60,1	Sr ²⁺	- 130,5	I ⁻	- 13,4	H ₂ PO ₄ ⁻	- 311,5
Rb ⁺	- 59,4	Ba ²⁺	- 128,8	OH ⁻	- 53,3	CO ₃ ²⁻	- 161,7
Cs ⁺	- 62,6	Cu ²⁺	15,4	ClO ₄ ⁻	- 31,6	H ₃ CCOO ⁻	- 116,9
Ag ⁺	25,3	Zn ²⁺	- 36,4	SO ₄ ²⁻	- 217,1	C ₂ O ₄ ²⁻	- 196,1

TABELA 6 – DENSIDADE E CALOR ESPECÍFICO DE ALGUMAS SOLUÇÕES AQUOSAS

solução	molaridade (M)	densidade (g/ml)	calor específico (cal/g · °C)
NaOH	1,00	1,04	0,94
	0,50	1,02	0,97
	0,25	1,01	0,98
LiCl	2,00	1,05	0,86
	1,00	1,03	0,95
	0,50	1,01	0,97
NaCl	2,00	1,08	0,91
	1,00	1,04	0,93
	0,50	1,02	0,96
KCl	2,00	1,09	0,83
	1,00	1,05	0,91
	0,50	1,02	0,95
NaNO ₃	1,00	1,06	0,93
	0,50	1,03	0,95
	0,25	1,01	0,97
KNO ₃	1,00	1,06	0,90
	0,50	1,03	0,94
	0,25	1,02	0,97
Na ₂ SO ₄	1,00	1,12	0,88
	0,50	1,06	0,93
	0,25	1,03	0,96
ZnSO ₄	0,20	1,03	0,93
	0,10	1,02	0,96
	0,05	1,01	0,98

Referência

J. Timmermans, *The Physico-Chemical Constants of Binary Systems in Concentrated Solutions*, Interscience, 1960, v. 3