

Determinação da Energia de Dissolução de Cloretos de Metais Alcalinos

03/10/2017

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

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.

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

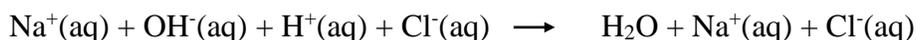
Pese, em uma balança semi-analítica, quantidade suficiente de um dos cloretos (LiCl; NaCl; KCl), para obter 100mL de solução 1,0mol/L do sal. (obs. LiCl é muito higroscópico, devendo ser pesado rapidamente).

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.

Interpretação dos Resultados

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



$$\Delta H_{\text{neutralização}} = - 57,3 \text{ kJ/mol}$$

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

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

$n_{\text{H}_2\text{O}}$ = nº de moles de água formado = nº de moles de H^+ ou de OH^- que reagiu, dependendo da cor final da solução.

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

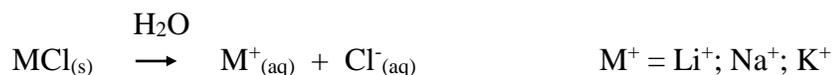
$$c = \text{calor específico da solução [Tabela 6 da ref.(1)]}$$

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

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

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

- **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_{M^+} = nº de moles de cloreto de metal alcalino dissolvidos.

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

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

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

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

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

Referências Bibliográficas

- [1] E. Giesbrecht et alii., PEQ, "Experiências de Química"- Técnicas e Conceitos Básicos", Ed. Moderna e EDUSP, 1979.
- [2] Chang, R., Chemistry, 10th ed., McGraw Hill, 2010.
- [3] 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, de alguns cloretos de metais alcalinos

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