

Prática 4: Termoquímica - Reações envolvendo trocas de calor

Pretende-se com essa atividade dar ao aluno a oportunidade de fazer experiências que possibilitem calcular calores de reação e aplicar a Lei de Hess.

Etapa I - Determinação do calor de dissolução do hidróxido de sódio sólido:

1 – Pesar um frasco erlenmeyer de 250 mL (calor específico do vidro = $0,2 \text{ cal g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$). Anotar a massa do erlenmeyer.

2 – Acrescentar 50 mL de água destilada (calor específico da água = $1 \text{ cal g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$). Anotar a massa de água. Aguardar 1 minuto e medir a temperatura da água (T_i)

Obs: Considerar densidade da água = 1 g mL^{-1} .

3 – Em um vidro de relógio, pesar 0,5 g de hidróxido de sódio sólido, ao 0,01 g e, rapidamente, transferir para o frasco erlenmeyer contendo água.

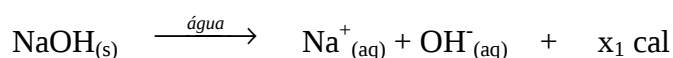
4 – Dissolver o NaOH(s) com o auxílio de um bastão de vidro e introduzir um termômetro para anotar a temperatura máxima atingida (T_f).

5 – Calcule o calor absorvido pela água utilizando a expressão $Q_1 = m_1 \cdot c_1 \cdot \Delta T$, onde Q_1 é a quantidade de calor (cal), m_1 é a massa de água (g), c_1 é o calor específico da água ($1 \text{ cal g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$) e ΔT é a variação de temperatura ($^{\circ}\text{C}$), ou seja, $T_f - T_i$

6 – Calcule o calor absorvido pelo vidro (erlenmeyer) utilizando a mesma expressão

$Q_2 = m_2 \cdot c_2 \cdot \Delta T$ onde Q_2 é a quantidade de calor (cal), m_2 é a massa do erlenmeyer (g), c_2 é o calor específico do vidro ($0,2 \text{ cal g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$) e ΔT é a variação de temperatura ($^{\circ}\text{C}$), ou seja, $T_f - T_i$.

O calor absorvido pelo vidro e pela água ($Q_1 + Q_2$) é o calor liberado na dissolução do NaOH(s):



Obs: calor específico da água é a quantidade de calor necessária para elevar a temperatura de um grama de água de $14,5 \text{ }^{\circ}\text{C}$ a $15,5 \text{ }^{\circ}\text{C}$. Idem para o vidro.

Anote o calor de dissolução na forma de variação de entalpia, ΔH_1 .

Etapa II - Determinação do calor de dissolução do hidróxido de sódio sólido e reação com ácido clorídrico em solução aquosa:

1 – Pesar um frasco erlenmeyer de 250 mL e anotar a massa medida.

2 – Acrescentar 50 mL de solução aquosa 0,25 mol/L de HCl ao erlenmeyer (calor específico da solução diluída = calor específico da água = 1 cal/g.°C). Aguardar 1 minuto e medir a temperatura da solução (t_i)

Obs: Considerar densidade da solução aquosa = 1 g mL⁻¹. Anotar a massa da solução.

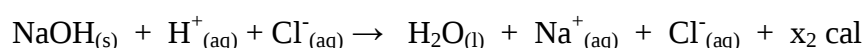
3 – Em vidro de relógio, pesar 0,5 g de hidróxido de sódio sólido, ao 0,01 g e, rapidamente, transferir para o frasco erlenmeyer contendo a solução de HCl.

4 – Dissolver e reagir o NaOH(s) com o auxílio de um bastão de vidro e introduzir um termômetro para anotar a temperatura máxima atingida (t_f).

5 – Calcular o calor absorvido pela solução utilizando a expressão $Q_1 = m_1 \cdot c_1 \cdot \Delta T$, onde Q_1 é a quantidade de calor (cal), m_1 é a massa de solução de HCl(g), c_1 é o calor específico da solução de HCl (1 cal g °C⁻¹) e ΔT é a variação de temperatura (°C), ou seja, $T_f - T_i$.

6 – Calcular o calor absorvido pelo vidro (erlenmeyer) utilizando a mesma expressão $Q_2 = m_2 \cdot c_2 \cdot \Delta T$ onde Q_2 é a quantidade de calor (cal), m_2 é a massa do erlenmeyer (g), c_2 é o calor específico do vidro (0,2 cal g °C⁻¹) e ΔT é a variação de temperatura (°C); ou seja, $T_f - T_i$.

O calor absorvido pelo vidro e pela solução aquosa ($Q_1 + Q_2$) é o calor liberado na dissolução do NaOH_(s) e reação com o HCl_(aq):



Anote o calor de dissolução e da reação acima na forma de variação de entalpia, ΔH_2 .

Etapa III

Determinação do calor de neutralização na reação do hidróxido de sódio em solução aquosa com o ácido clorídrico em solução aquosa:

1- Pesar um frasco erlenmeyer de 250 mL e anotar a massa medida.

2- Acrescentar 25 mL de solução aquosa 0,5 mol L⁻¹ de HCl ao erlenmeyer

Aguardar 1 minuto e medir a temperatura da solução de HCl (t_i)

3- A seguir, acrescentar 25 mL de solução aquosa 0,5 mol L⁻¹ de NaOH à solução de HCl contida no erlenmeyer (calor específico da solução resultante = calor específico da água = 1 cal g °C⁻¹). A

temperatura da solução de NaOH deve ser a mesma da solução de HCl (t_i)

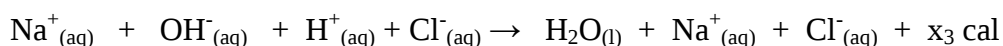
4- Mexer o erlenmeyer para que a reação se complete. Introduzir um termômetro para anotar a temperatura máxima atingida (t_f).

Obs: Considerar densidade da solução aquosa resultante = 1 g mL^{-1} . Anotar a massa da solução.

5- Calcular o calor absorvido pela solução resultante utilizando a expressão $Q_1 = m_1 \cdot c_1 \cdot \Delta T$, onde Q_1 é a quantidade de calor (cal), m_1 é a massa de solução resultante, c_1 é o calor específico da solução resultante ($1 \text{ cal g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$) e ΔT é a variação de temperatura ($^\circ\text{C}$), ou seja, $T_f - T_i$.

6- Calcular o calor absorvido pelo vidro (erlenmeyer) utilizando a mesma expressão $Q_2 = m_2 \cdot c_2 \cdot \Delta T$ onde Q_2 é a quantidade de calor (cal), m_2 é a massa do erlenmeyer (g), c_2 é o calor específico do vidro ($0,2 \text{ cal g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$) e ΔT é a variação de temperatura ($^\circ\text{C}$); ou seja, $T_f - T_i$.

O calor absorvido pelo vidro e pela solução aquosa ($Q_1 + Q_2$) é o calor liberado na reação do $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ com o $\text{HCl}_{(\text{aq})}$:



Anote o calor da reação acima na forma de variação de entalpia, ΔH_3 .

Etapas IV: Comprovação da Lei de Hess

Com as equações das etapas I, II e III comprovar a Lei de Hess

ATENÇÃO!!! Não descarte nenhum material dos erlenmeyeres na pia antes de ter certeza de que está neutralizado. Caso o meio esteja ácido ou básico, proceder à neutralização.

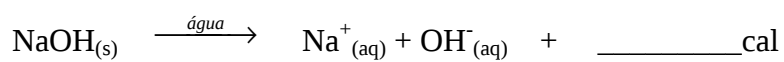
Etapa I – Complete o quadro:

Massa do erlenmeyer (m ₂)	T _i	T _f	ΔT	c ₂	Q ₂ = m ₂ .c ₂ .ΔT
Massa da água (m ₁)	T _i	T _f	ΔT	c ₁	Q ₁ = m ₁ .c ₁ . ΔT

Massa de NaOH_(s) = _____ g Q₂ + Q₁ = _____cal

O calor absorvido pela água e pelo vidro é o calor liberado na dissolução de ____g de hidróxido de sódio; ou seja, _____cal.

Complete a equação considerando a massa de NaOH utilizada na experiência:



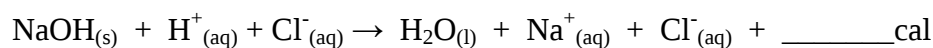
Etapa II – Complete o quadro:

Massa do erlenmeyer (m ₂)	T _i	T _f	ΔT	c ₂	Q ₂ = m ₂ .c ₂ .ΔT
Massa da sol. HCl 0,25mol L ⁻¹ (m ₁)	T _i	T _f	ΔT	c ₁	Q ₁ = m ₁ .c ₁ .ΔT

Massa de NaOH_(s) = _____ g Q₂ + Q₁ = _____cal

O calor absorvido pela água e pelo vidro é o calor liberado na dissolução e reação de ____g de hidróxido de sódio com o $\text{HCl}_{(\text{aq})}$; ou seja, _____cal

Complete a equação considerando a massa de NaOH e a quantidade de HCl utilizados na experiência:



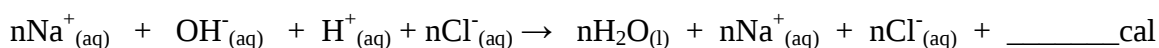
Etapa III – Complete o quadro:

Massa do erlenmeyer (m_2)	T_i	T_f	ΔT	c_2	$Q_2 = m_2 \cdot c_2 \cdot \Delta T$
Massa das soluções de HCl e NaOH (m_1)	T_i	T_f	ΔT	c_1	$Q_1 = m_1 \cdot c_1 \cdot \Delta T$

$$Q_2 + Q_1 = \text{_____cal}$$

O calor absorvido pela água e pelo vidro é o calor liberado na reação de ____mmol (n) de NaOH com ____mmol (n) de HCl e formação de ____mmol (n) de H_2O ; ou seja, _____cal

Complete a equação considerando o nº de mmols de NaOH e de HCl utilizados na experiência:



Etapa IV –

Com as equações representativas dos experimentos das etapas I, II e III, comprovar a Lei de Hess

Com os dados da Etapa I calcule o calor de dissolução ($\Delta H = \text{___ kJ mol}^{-1}$) do $\text{NaOH}_{(s)}$ e, com os dados da Etapa III calcule o calor de neutralização ($\Delta H = \text{___ kJ mol}^{-1}$) do HCl pelo NaOH . Compare o seu resultado com os dados tabelados na literatura e calcule o erro percentual.