

Prática 1 – Termoquímica.

Introdução à calorimetria. Determinação de calor de neutralização (reação ácido-base) e calor de dissolução de sólidos. Verificação experimental da lei de Hess.

Objetivos: Nesta pratica iremos fazer uma revisão dos conceitos de calorimetria e introduziremos o conceito de variação entalpia. Durante as etapas experimentais será determinada a capacidade térmica de um dado calorímetro, o calor de neutralização (reação ácido-base) e calor de dissolução de sólidos. Por fim, faremos uma verificação experimental da lei de Hess que mostra que a quantidade de calor associada a uma transformação química dependa apenas dos estados inicial e final dos reagentes não importando a trajetória ou as etapas empregadas na transformação.

1) Introdução a calorimetria

Calorimetria é a parte da física que estuda as trocas de energia entre corpos ou sistemas quando essas trocas se dão na forma de calor. Calor significa uma *transferência* de energia térmica de um sistema para outro, ou seja: podemos dizer que um corpo recebe calor, mas não que ele possui calor. A Calorimetria é uma ramificação da termologia.

Definições importantes:

Calor - Energia térmica que flui de um corpo para outro em virtude da diferença de temperatura entre eles. Pode ser adicionado ou removido de uma substância. É medido em calorias ou joules (1 Cal=4,18 J).

Capacidade térmica (C) - É a capacidade de um corpo de mudar sua temperatura ao receber ou liberar calor. Ela é dada como a razão entre a quantidade de calor e a variação de temperatura:

$$C = \frac{Q}{\Delta T}$$

onde C é capacidade térmica do corpo (cal/ °C). Q é quantidade de calor trocada pelo corpo e ΔT é a variação de temperatura do corpo.

Calor específico (c): É a capacidade específica de uma substância de mudar sua temperatura ao receber ou liberar calor para cada massa unitária que esta vier a se incluir. Isto quer dizer que a Capacidade Térmica de um corpo é dada pelo Calor Específico da substância que o compõe e sua massa. A calor específico é definido como

$$c = \frac{C}{m} = \frac{Q}{m\Delta T}$$

onde C é a capacidade térmica do material, m é a massa do material, Q é o calor trocado ΔT é a variação de temperatura do corpo.

A unidade usual para determinar o calor específico é *cal / g °C*. No sistema internacional usa-se *J/K.kg*

Obs. Uma caloria (1 cal): é a quantidade de calor necessária para aquecer, sob pressão normal, 1,0 g de água de 14,5°C a 15,5°C.

Equações Fundamentais na Calorimetria

Quantidade de Calor Sensível: Ocorre mudança de temperatura nas substâncias. $Q = m.c.\Delta T$

Se $Q > 0$ (o corpo recebe calor) $\rightarrow \Delta T > 0$ (o corpo se aquece).

Se $Q < 0$ (o corpo cede calor) $\rightarrow \Delta T < 0$ (o corpo se esfria).

Quantidade de Calor Latente: Ocorre mudança de fase (ou estado) nas substâncias. $Q = m.L$

Onde L em kJ/kg ou cal/g é o calor latente da transição de fase (L_f = calor latente de fusão; L_v = calor latente de vaporização.; L_s = calor latente de solidificação e L_c = calor latente de condensação).

Obs. Durante uma mudança de fase (ou estado) não há variação na temperatura.

Princípios da Calorimetria

1. Princípios de transformações inversas: a quantidade de calor que um corpo recebe é igual, em módulo, à quantidade de calor que um corpo cede ao voltar, pelo mesmo processo, à situação inicial.
2. Princípio do Equilíbrio Térmico: quando vários corpos inicialmente a temperaturas diferentes trocam calor entre si, e só entre si, observamos que alguns perdem enquanto outros recebem calor, de tal maneira que decorrido um certo tempo, todos estacionam numa mesma temperatura, chamada temperatura de equilíbrio térmico.
3. Princípio da Igualdade das Trocas de Calor: quando vários corpos trocam calor apenas entre si, a soma das quantidades de calor que alguns cedem é igual, em módulo, à soma das quantidades de calor que os restantes recebem.

$$Q_1 + Q_2 + \dots + Q_n = 0$$

Exemplos

1. Ao receber 6000 cal, um corpo de 250 g aumenta sua temperatura em 40°C, sem mudar de fase. Qual o calor específico do material desse corpo?

Quantidade de calor sensível:

$$Q = m.c.\Delta T \rightarrow 6000 = 250.c.40$$

$$c = 6000/(250.40) = 0,6 \text{ cal/g.}^\circ\text{C}$$

2. Um bloco de vidro de massa $m = 300\text{g}$ está inicialmente á temperatura $T_i = 25^\circ\text{C}$. Sabendo que o calor específico do vidro é $c = 0,20\text{cal/g}^\circ\text{C}$, calcule a quantidade de calor necessária para elevar a temperatura do bloco até $T_f = 40^\circ\text{C}$.

$$Q = m.c.\Delta T = 300.0,20.15 = \mathbf{900 \text{ cal}}$$

3. Uma fonte térmica fornece, em cada minuto, 20 cal. Para produzir um aquecimento de 30°C em 50g de um líquido, são necessários 15 min. Determine a capacidade térmica dessa quantidade de líquido e o calor específico do líquido.

Cálculo da capacidade térmica: $C = \frac{Q}{\Delta T}$

$$20/1 = Q/15 \rightarrow Q = 300 \text{ Cal}, \quad C = Q/\Delta T = 300/30 \rightarrow C = 10 \text{ cal/}^\circ\text{C}$$

Calculo do calor especifico:

$$Q = 300 \text{ cal}, \quad \Delta T = 30^\circ\text{C}, \quad m = 50\text{g}$$

$$Q = m.c.\Delta T \quad 300 = 50.c.30 \quad 300 = 1500.c \rightarrow c = 0,2 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

Através da experiência diária, o conceito de calor como sendo uma forma de energia que flui do mais quente para o mais frio, surge de maneira quase que intuitiva. Enquanto outras formas de energia podem ser convertidas integralmente em calor, o inverso não é possível. Nas reações químicas, grande parte das energias envolvidas nas interações de natureza elétrica ou magnética, aparecem sob a forma de calor ou de trabalho. Muitas reações ocorrem com liberação de calor para o ambiente, sendo denominadas exotérmicas. Outras, endotérmicas, retiram calor do ambiente com conseqüente abaixamento de temperatura.

Pode ser demonstrado que o calor transferido em uma mudança de estado à pressão constante é igual à variação de entalpia do sistema

$$Q_p = \Delta H.$$

A entalpia, H , de um sistema é a soma da energia interna, U , e da energia de expansão, ou energia elástica, PV :

$$H = U + PV.$$

Quando as reações químicas se processam em condições de pressão constante, os calores envolvidos são iguais às variações das entalpias dessas reações. Para uma dada reação química, a variação de entalpia, ΔH , é a diferença entre as entalpias dos produtos e dos reagentes:

$$\Delta H = \sum H_{\text{produtos}} - \sum H_{\text{reagentes}}.$$

Independentemente dos caminhos percorridos pelos reagentes até a formação dos produtos, a variação de entalpia deverá ser sempre a mesma. Essa afirmação, que constitui a Lei de Hess, provém do fato de que a entalpia é uma função de estado, ou seja, cada estado apresenta o seu valor correspondente de entalpia. Por isso a diferença de entalpia entre dois estados é independente de quantos estados possam existir intermediariamente.

As medidas de entalpia das reações são geralmente executadas através do emprego de calorímetros, e fornecem informações sobre a natureza química, especialmente sobre as energias das ligações químicas. A utilização inversa das informações sobre as energias das ligações permite, por outro lado, a previsão dos calores das reações.

2) Calores de reação

Na termodinâmica e físico-química, a termoquímica, também chamada de termodinâmica química, é o ramo da química que estuda o calor (energia) envolvido, seja absorvido, seja produzido, nas reações químicas e quaisquer transformações físicas, tais como a fusão e a ebulição, baseando-se em princípios da termodinâmica. A termoquímica, genericamente, é relacionada com a troca de energia acompanhando transformações, tais como misturas, transições de fases, reações químicas, e incluindo cálculos de grandezas tais como a capacidade térmica, o calor de combustão, o calor de formação, a entalpia e a energia livre.

Como vimos, a termoquímica, diz respeito às mudanças de energia manifestadas como “calor de reação” ou **variação de entalpia**, ΔH . Uma reação na qual o calor é perdido pelos reagentes para o meio ambiente, é dita exotérmica, onde ΔH é negativo; aquela onde o calor é absorvido, é chamada de endotérmica e o ΔH é positivo. Mudanças da energia podem também se manifestar como energia elétrica medidas em termos de voltagem requerida ou produzida e a quantidade de mudança química (energia elétrica = volts x coulombs). O trabalho executado contra uma força externa, como pressão

atmosférica, também deve ser considerado. A máxima quantidade de energia avaliável que um sistema químico pode produzir é medida pelas mudanças de energia livre, ΔF (ou energia livre de Gibbs, ΔG).

Em linhas gerais, calor de reação pode ser classificado em categorias mais específicas:

1º) **Calor de formação**: quantidade de calor envolvida na formação de um mol de substância diretamente de seus elementos químicos, nos seus estados normais:



2º) **Calor de combustão**: quantidade de calor envolvido na combustão de um mol de substância combustível, tais como carbono ou metano, em presença de excesso de oxigênio.

3º) **Calores de vaporização**: fusão, sublimação e solução: referem-se às mudanças de estado ou hidratação (solvatação) de moléculas ou íons;

4º) **Calor de neutralização**: é o calor envolvido quando um mol de água é produzido pela reação de um ácido com uma base.

5º) **Calor de reação**: é o calor envolvido quando um mol de reagente (substrato) é consumido ou quando um mol de produto é formado (como exemplo de calor de reação temos o calor de dissolução de um sólido em um solvente).

6) **Calor de solução**: Calor de solução é a variação de entalpia associada com a adição de uma dada quantidade de um soluto a uma certa quantidade de solvente. Em geral os valores de ΔH em experimentos de diluição mostram que o calor de solução depende da quantidade de solvente.

7) **Calor de diluição**: O calor de diluição é obtido a partir da adição de uma quantidade de solvente numa solução. O calor de diluição de uma solução depende da concentração original da solução e da quantidade do solvente adicionado.

3) Lei de Hess

A pressão constante, a variação de calor associada a uma transformação química é conhecida como entalpia de reação (ΔH_R) e que por definição, é dada como a diferença entre a quantidade de calor do sistema após a transformação (ΔH_F) e a quantidade de calor inicial (ΔH_I).

$$\Delta H_R = \Delta H_I - \Delta H_F \quad (1)$$

ΔH_I e ΔH_F são, às vezes, referenciados como entalpia dos produtos e dos reagentes respectivamente. Uma transformação espontânea ocorra necessariamente e sempre com liberação de energia, que pode se manifestar sob as mais variadas formas. Quando esta transformação absorve energia ela é chamada de transformação endotérmica ($\Delta H_R > 0$); quando ela libera energia, ela é chamada transformação exotérmica ($\Delta H_R < 0$).

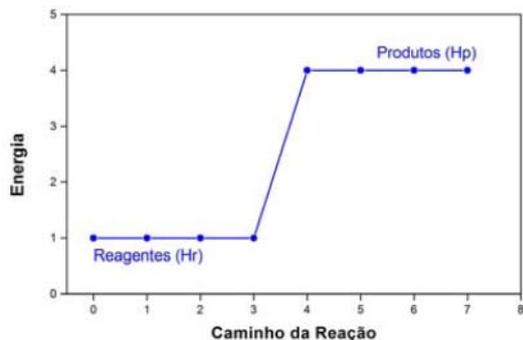


Figura 1: Diagrama geral de uma reação endotérmica. $\Delta H = H_p - H_r$ e $\Delta H > 0$

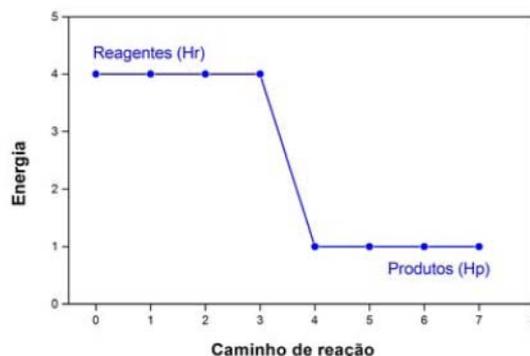


Figura 2: Diagrama geral de uma reação exotérmica. $\Delta H = H_p - H_r$ e $\Delta H < 0$

A quantidade de calor associada a uma transformação química (ΔH_R) depende apenas dos estados inicial (ΔH_I) e final (ΔH_F), não importando a trajetória seguida ou as etapas intermediárias empregadas na transformação (**Lei de Hess**). A lei de Hess pode ser aplicada mesmo se as reações intermediárias, ou a reação total, não possam, de fato ser realizadas (*Figuras 3 e 4*).

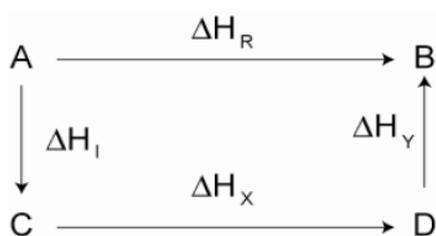


Figura 3: Diagrama geral de uma reação.
 $\Delta H_R = \Delta H_I + \Delta H_X + \Delta H_Y$

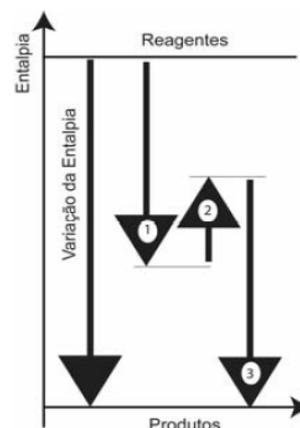
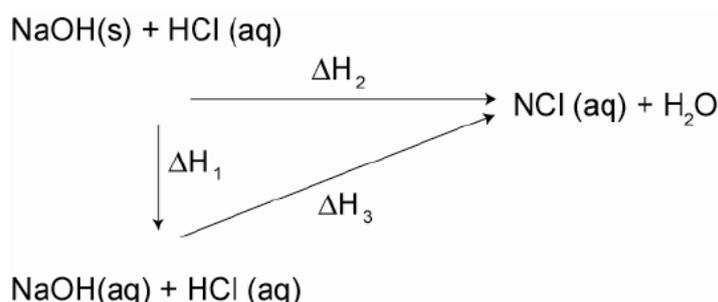


Figura 4: Lei de Hess

Assim, de acordo com a *Figura 3*, numa transformação de A para B, podemos escrever: $\Delta H_R = \Delta H_I + \Delta H_X + \Delta H_Y$. Cabe lembrar que qualquer um dos termos da equação anterior pode ter valor maior ou menor que zero

No experimento a ser realizado tentaremos verificar a Lei de Hess tendo o NaOH como reagente de referência, pelo seguinte esquema de reações:



4) Procedimento experimental

As medidas de calor são executadas num **calorímetro**, no qual o calor de reação é medido pela mudança de temperatura da solução (ΔT) em $^{\circ}\text{C}$; multiplicado pela massa da solução e pelo calor específico ($\text{cal/g}^{\circ}\text{C}$). Deve ser feita uma correção para o calor absorvido ou envolvido pelo calorímetro. Também, nos casos de apreciáveis diferenças de temperatura entre o calorímetro e o ambiente, e caso a vedação é insuficiente, é necessário realizar uma série de leituras de temperaturas e num gráfico utilizar estes valores em função do tempo de agitação, obtendo-se por extrapolação a correta variação de temperatura da reação.

Material utilizado

- 1 proveta
- 1 funil de vidro
- 1 pisseta para água destilada
- 2 beakers (250 mL)
- 1 calorímetro (250mL) + 1 termômetro
- Fonte de aquecimento (1 bico de Bunsen, resistência ou aquecedor)
- Balança analítica

Reagentes

- 600 mL de água destilada
- 16 g de NaOH sólido
- 400 mL de uma solução de HCl 1M

EXPERIMENTO 1 - Determinação da capacidade térmica ou calorífica do calorímetro (C_{cal})

Esta determinação é necessária porque o calorímetro troca calor com o sistema que está sendo investigado no seu interior. Este processo é denominado de calibração. A calibração é feita pela mistura, no interior do calorímetro, de quantidades conhecidas de água fria e quente. A capacidade calorífica (C) é definida (de modo simplificado) como sendo a quantidade de energia absorvida por um corpo para que sua temperatura aumente em 1°C . Geralmente, a capacidade calorífica de um calorímetro é determinada colocando-se uma certa quantidade de água fria (ex. 100 mL a $\pm 25^{\circ}\text{C}$) a uma determinada temperatura (T_f) em seu interior e mistura-se uma mesma quantidade de água (ex. 100 mL a $\pm 70^{\circ}\text{C}$) uma outra temperatura mais quente (T_q). Mede-se a temperatura final (T), e calcula-se C_{cal} a partir da relação entre calor recebido ($Q_{\text{absorvido}}$) e calor cedido (Q_{cedido}).

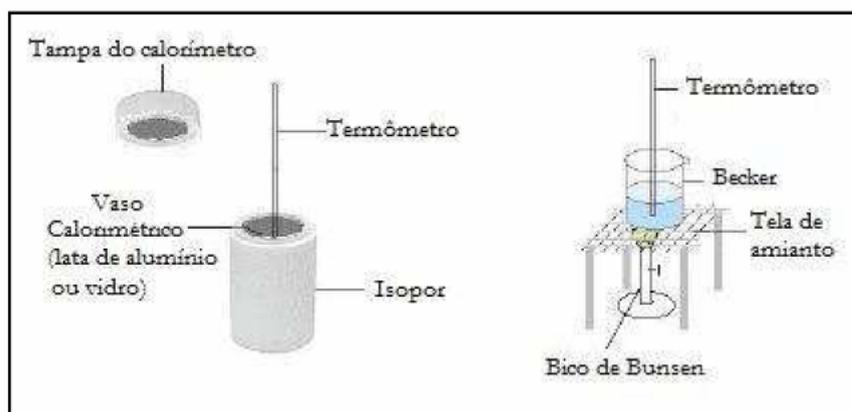
$$\begin{aligned}
 & \text{Q cedida} + \text{Q absorvida} = 0 \\
 & \underbrace{\text{Q ced H}_2\text{O quente}} + \underbrace{\text{Q abs H}_2\text{O fria} + \text{Q abs calorímetro}} = 0 \\
 & m_{\text{H}_2\text{O}} c_{\text{H}_2\text{O}} (T - T_q) + m_{\text{H}_2\text{O}} c_{\text{H}_2\text{O}} (T - T_f) + C_{\text{cal}} (T - T_f) = 0
 \end{aligned}$$

A partir dessa expressão determinamos a capacidade calorífica do calorímetro $C_{\text{cal}} = m_{\text{cal}} \cdot c_{\text{cal}}$. Adotamos o calor da calor específico da água $c_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ cal/g } ^{\circ}\text{C}$ e densidade da água $\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1,0 \text{ g/ml}$.

Assim ficamos para determinar experimentalmente a capacidade térmica do calorímetro basta resolver a equação abaixo:

$$C_{\text{cal}} = \frac{-[m_{\text{água quente}} \cdot c_{\text{água quente}} \cdot (t_{\text{equilíbrio}} - t_{\text{água quente}}) + m_{\text{água fria}} \cdot c_{\text{água fria}} \cdot (t_{\text{equilíbrio}} - t_{\text{água fria}})]}{(t_{\text{equilíbrio}} - t_{\text{água fria}})}$$

Na figura abaixo é mostrado um calorímetro e os acessórios utilizados no experimento. Para essa prática o bico de Bunsen pode ser substituído pela chapa aquecedora.

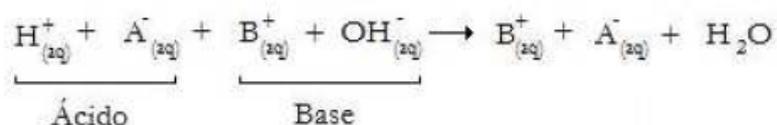
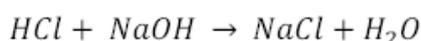


A partir da massa do calorímetro e do calor específico do cobre ($c=0.094 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$) estime a capacidade térmica do calorímetro. Compare esse valor com o obtido experimentalmente. Discuta sobre o resultado encontrado.

Obs. O valor da capacidade térmica do calorímetro é será utilizado nos experimentos a seguir, logo sua determinação deve ser feita com bastante empenho.

EXPERIMENTO 2 - Determinação do calor de reação de neutralização (reações ácido-base)

Vimos que a variação de calor que ocorre em uma reação química entre produtos e reagentes, a pressão constante, é chamada de entalpia de reação (ΔH). A entalpia de uma reação entre um ácido forte (AH) e uma base (BOH) é denominada calor de neutralização. Em solução aquosa os ácidos e bases fortes encontram-se completamente dissociados e o calor de neutralização é igual ao calor de dissociação da água (com sinal contrário), visto que:



ou resumidamente:



Nesse item cada grupo deve escolher uma das reações abaixo para determinar o calor de neutralização. Deve-se utilizar o mesmo calorímetro já caracterizado no item anterior.

- 50 mL de HCl 1 Mol/l com 50 mL de KOH 1 Mol/l;
- 50 mL de CH₃COOH 1 Mol/l com 50 mL de NaOH 1 Mol/l;
- 50 mL de HNO₃ 1 Mol/l com 50 mL de NaOH 1 Mol/l;
- 50 mL de HNO₃ 1 Mol/l com 50 mL de KOH 1 Mol/l;
- 50 mL de CH₃COOH 1 Mol/l com 50 mL de KOH 1 Mol/l;
- 50 mL de H₂SO₄ 1,0 Mol/l com 50 mL de NaOH 1 Mol/l.

Para determinar os calor de neutralização nesse caso sugerimos o seguinte procedimento experimental:

- 1) Colocar 50 mL da primeira solução dentro do calorímetro e anotar sua temperatura após o equilíbrio do sistema.
- 2) Colocar 50 mL da segunda solução em um Becker, medir sua temperatura e em seguida verter o líquido dentro do calorímetro. OBS. LAVAR O TERMÔMETRO ANTES DE TRANSFERIR DE UMA SOLUÇÃO PARA OUTRA;
- 3) Esperar a temperatura no interior do calorímetro estabilizar (± 2 a 3 min) e depois registrar esse valor.
- 4) Lavar bem os Becker e o calorímetro com água (não precisa secá-lo) e passe para a reação seguinte.
- 5) A partir das diferenças de temperatura determinar o calor de cada reação (variação de entalpia, ΔH).

Como vimos anteriormente a variação de entalpia da reação é dada por $\Delta H_R = \Delta H_I - \Delta H_F$ onde ΔH_I representa o calor trocado entre os reagentes ($\Delta H_I = Q_{R1} + Q_{Cal} + Q_{R2}$) e ΔH_F representa o calor envolvido após a mistura dos reagentes ($\Delta H_F = Q_{Mist} = m_{mist} \cdot c_{mist} \cdot (T - T_1)$). Uma vez que o reagente 1 encontra-se dentro do calorímetro temos ainda que $Q_{R1} = m_{R1} \cdot c_{R1} \cdot (T - T_1)$ e $Q_{Cal} = C_{Cal} \cdot (T - T_1)$. Para o reagente 2 temos $Q_{R2} = m_{R2} \cdot c_{R2} \cdot (T - T_2)$;

Adote a densidade e o calor específico de cada solução como sendo aproximadamente 1 g/cm^3 e $1 \text{ cal./g}^\circ\text{C}$, respectivamente.

PERGUNTA: Como você faria para determinar experimentalmente o calor específico de um dos reagentes dessa etapa?

EXPERIMENTO 3 - Verificação experimental da lei de Hess.

A) DISSOLUÇÃO: Determinação do calor de dissolução do NaOH (s) em água.

$$Q_{\text{cedido}} + Q_{\text{absorbido}} = 0$$

$$Q_{\text{cedido pola reacción}} + m_{\text{dis}} \cdot c_{\text{dis}} \cdot \Delta T_{\text{dis}} + C_{\text{cal}} \cdot \Delta T_{\text{cal}} = 0$$

	T_i cal. e auga	T_f cal. e dis.	ΔT	Q cedido	ΔH_I exper. kJ/mol
1ª EXP.					

- 1) Medir com a proveta 96 mL de água destilada a temperatura ambiente e despejar no calorímetro vazio. Após o sistema entrar em equilíbrio medir a temperatura da água no calorímetro.
- 2) Medir 4g de NaOH utilizando um Becker pequeno e balança analítica. Fazer esse procedimento rápido pois NaOH é altamente higroscópico. Não deixar o frasco original de NaOH aberto por muito tempo para não contaminar o restante do produto.
- 3) Introduzir os 4g de NaOH dentro do calorímetro com água e agitar levemente para dissolver todo o NaOH e após alguns minutos (± 2 ou 3) medir a temperatura do sistema.
- 4) Fazer os cálculos para determinar ΔT . Note que você possui aproximadamente 100g de solução.

- 5) Calcular o calor cedido pela reação e em seguida calcular o ΔH (vamos chamá-lo de ΔH_1). Lembre-se que o ΔH representa o calor liberado/recebido por mol. Nesse caso é preciso calcular o número de moles de NaOH na solução.

DADOS: Considere o calor específico da solução de NaOH igual a $0,94 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$. Considere $\Delta T_{\text{dis}} \approx \Delta T_{\text{cal}}$. Massa molar do NaOH = 40 g/mol .

OBS. Nunca utilize o termômetro para misturar as substâncias, você possui um bastão de vidro para isto.

B) NEUTRALIZAÇÃO: Determinação do calor de reação do NaOH (aq) e HCl (aq).

$$Q_{\text{cedido}} + Q_{\text{absorbido}} = 0$$

$$Q_{\text{cedido}} \text{ pela reação} + m_{\text{dis NaOH}} c_{\text{dis}} \Delta T_{\text{dis NaOH}} + m_{\text{dis HCl}} c_{\text{dis}} \Delta T_{\text{dis HCl}} + C_{\text{cal}} \Delta T_{\text{cal}} = 0$$

	T_i cal. e dis. NaOH	T_i dis. HCl	T_f cal. e dis. final	ΔT cal. e dis. NaOH	ΔT dis. HCl	Q cedido	ΔH_2 exper. kJ/mol
2ª EXP.							

- 1) Medir a temperatura da solução de 100 mL de NaOH 1M que estava no calorímetro (obtida no item anterior).
- 2) Em uma proveta medir 100 mL de uma solução de HCl 1M e após colocá-la em um becker, medir sua temperatura.
- 3) Adicionar a solução de HCl 1M a solução de 200ml de NaOH 1M do calorímetro e medir a temperatura após o sistema entrar em equilíbrio.
- 4) Calcular o calor cedido pela reação e em seguida calcular o ΔH (vamos chamá-lo de ΔH_2)

DADOS: Considere o calor específico da solução de NaOH e da solução de HCl igual a $0,94 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$ e $1.001 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$, respectivamente. Considere as densidades das soluções aproximadamente iguais a 1 g/cm^3 .

C) DISSOLUÇÃO E NEUTRALIZAÇÃO: Determinação do calor de reação entre NaOH(s) e HCl(aq).

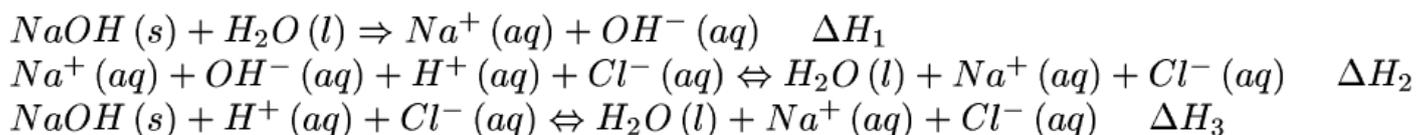
$$Q_{\text{cedido}} + Q_{\text{absorbido}} = 0$$

$$Q_{\text{cedido}} \text{ pela reação} + m_{\text{dis}} c_{\text{dis}} \Delta T_{\text{dis}} + C_{\text{cal}} \Delta T_{\text{cal}} = 0$$

	T_i cal. e dis. HCl	T_f cal. e dis. final	ΔT	Q cedido	ΔH_3 exper. kJ/mol.
3ª EXP.					

- 1) Em uma proveta, medir 100 mL de uma solução de HCl 1M em seguida colocá-la em um calorímetro. Após aguardar alguns minutos (2 ou 3) medir a temperatura dentro do calorímetro.
- 2) Medir 4g de NaOH utilizando um Becker pequeno e uma balança analítica. Fazer esse procedimento rápido pois NaOH é altamente higroscópico. Não deixar o pote de NaOH original aberto por muito tempo para não contaminar o restante do produto.
- 3) Introduzir os 4g de NaOH dentro do calorímetro com a solução de HCl 1M e agitar levemente para dissolver todo o NaOH e após alguns minutos (± 2 ou 3) medir a temperatura de equilíbrio do sistema. Observe que nesse caso a concentração de NaOH na solução será de aproximadamente 1 molar.
- 4) Calcular o calor cedido pela reação e em seguida calcular o ΔH (vamos chamá-lo de ΔH_3).

Para interpretar os resultados deste experimento consideramos o seguinte sistema de reações:



OBSERVAÇÃO:

O calor da reação de dissolução da base, q_{dissol} , é calculado por meio da expressão:

$$q_{dissol} = q_{sol} + q_{calori}$$

Desse modo, o calor de dissolução do NaOH será:

$$\Delta H = \frac{q_{dissol}}{n_{\text{NaOH}}}, \text{ com } n_{\text{NaOH}} \text{ o número de mols de hidróxido de sódio.}$$

- 5) Utilizes os valores das variações de entalpia obtidos anteriormente (ΔH_1 , ΔH_2 e ΔH_3) e comprove experimentalmente a lei de Hess para esse caso.

$$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

5) Avaliação do erro

A validade das equações descritas nos itens anteriores pode ser afetada por vários fatores tais como: a) Falta de homogeneidade da temperatura no meio constituído por água e material, devida a lentidão da troca de calor da água para o material, etc.; b) Mau isolamento e perda de calor para o exterior.

A homogeneidade pode ser melhorada de diversas formas: (i) decréscimo do tamanho do material, sobretudo para materiais com baixa condutividade térmica, (ii) agitação, (iii) aumento do intervalo de tempo até à leitura da temperatura. O tempo de homogeneização não deverá exceder 1 a 2 minutos quando os materiais são metais, cerâmicas, rochas ou vidros granulados.

A agitação e o tempo também agravam a perda de calor para o exterior, provocando decréscimo da temperatura e dando origem a valores de calor específico.

6) Referências bibliográficas e literatura adicional

- Castelan, G. W. 2008, Fundamentos de Físico-Química, Editora LTC, Rio de Janeiro.
- Masterton, W. L.; Slowinski, E. J.; Stanitski, C. L., 1990, Princípios de Química; 6ª ed. Editora Guanabara Koogan, Rio de Janeiro.
- Atkins, P.W.; Físico-Química, Vol. 1, 6a. Ed., LTC, Rio de Janeiro, 1999. Ver p. 45.
- J. B. Russel, Química Geral, 2a Edição, 1992, Vol. 2, Makron Books do Brasil, Rio de Janeiro. Cap. 15 e 17.

- Pilla, L.; 1979, Físico-Química, Vol. 1, LTC, Rio de Janeiro.
- B. H. Mahan, 1978, Termodinâmica Química Elemental. Editorial Reverté, Barcelona.
- R. P. Bauman, 1972, Introdução ao Equilíbrio Termodinâmico, EDUSP, São Paulo.
- Allen J. Bard, 1970, Equilíbrio Químico, Harper & Row Publisher Inc., Nova York.
- Bueno, W.A., Degreève, L., 1980, Manual de Laboratório de Físico-Química, McGraw-Hill, São Paulo. Experimento 1, p. 23-27.
- Vídeo sobre a lei de Hess: http://www.alonsoformula.com/videoteca/video_331.htm
- Vídeos sobre dissolução: http://www.alonsoformula.com/videoteca/video_258.htm ;
http://www.alonsoformula.com/videoteca/video_258.htm