

Instituto de Ciências Biomédicas de Abel Salazar - UP

Mestrado Integrado em Bioengenharia

Termodinâmica - 2014 / 2015

José Augusto Pereira

INTRODUÇÃO À CALORIMETRIA.

Determinação da entalpia de formação padrão do cloreto de amónio sólido.

Introdução

A energia térmica, $U_{\text{térmica}}$, de um determinado objecto pode ser definida como a totalidade da energia cinética vibracional, rotacional e translacional dos átomos e das moléculas que o compõem e é, portanto, uma propriedade extensiva. A temperatura T de um objecto é uma medida da sua energia térmica e é uma grandeza intensiva que se pode medir experimentalmente com a ajuda de um termómetro. Pode-se imaginar a temperatura de um objecto como a sua “concentração” média de energia térmica, ou seja, a sua energia térmica por unidade da sua capacidade térmica C (secção seguinte). Num objecto desprovido de energia térmica há a ausência total de movimentos moleculares e esse objecto encontra-se à temperatura mínima da escala de temperatura absoluta, O Kelvin (K). Define-se a temperatura da água no seu ponto triplo como sendo 273,16 K, valor que foi escolhido por conveniência pois implica que uma unidade Kelvin corresponda a um grau centígrado ($^{\circ}\text{C}$). Uma vez que o ponto triplo da água ocorre à temperatura de 0,01 $^{\circ}\text{C}$, os valores de temperatura em K e em $^{\circ}\text{C}$ podem facilmente ser convertidos através da equação linear:

$$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) \times 1 \text{ K } ^{\circ}\text{C}^{-1} + 273,15 \text{ K} \quad (1)$$

A energia térmica pode ser transferida entre objectos, ou entre partes de um objecto, desde que se encontrem a temperaturas diferentes e haja um mecanismo de transferência. Este pode consistir em simples colisões moleculares quando há contacto físico (condução), ou através de troca de radiação electromagnética na gama do infra-vermelho ou das micro-ondas. A transferência cessa quando as temperaturas dos objectos, ou das partes de um objecto, forem iguais, ou seja, quando possuírem igual “concentração” de energia térmica. Qualquer que seja o mecanismo, a energia térmica transferida designa-se por calor, q .

Se se definirem duas partes para o universo, um sistema não isolado e a sua vizinhança, a energia interna total U do sistema pode variar devido a trocas de energia com a vizinhança. U_{sistema} pode ter várias parcelas correspondentes às várias formas de energia que possui. Se o sistema puder trocar energia térmica com a vizinhança a parcela $U_{\text{térmica}}$ varia por transferência de calor, q . Se o volume do sistema puder variar também pode ser transferida energia mecânica w entre o sistema e a vizinhança, devido à variação do volume V do sistema sob uma pressão P . Assim, para este tipo de sistema:

$$\Delta U = q + w = q - \Delta(PV) \quad (2)$$

A equação 2 deve ser interpretada do ponto de vista do sistema e as convenções devem reflectir isso. Trabalho ou calor transferidos do sistema para a vizinhança implicam uma diminuição de U , pelo que devem ter sinal negativo. Reciprocamente, trabalho ou calor transferidos da vizinhança para o sistema aumentam a energia interna do sistema e, por isso, q e w devem ter sinal positivo.

A energia interna U é uma propriedade do estado instantâneo do sistema mas q e w são quantidades relacionadas com o processo de transferência de energia entre o sistema e a sua vizinhança. A mesma variação de U pode resultar de diferentes processos, com diferentes contribuições de q e w que dependem da natureza do sistema e das condições de pressão e volume em cada momento do processo. Se o volume do sistema não puder variar então a parcela w é nula. Neste caso tem-se simplesmente que

$$q_v = \Delta U \quad (3)$$

ou seja, a volume constante, o calor trocado corresponde exactamente à variação da energia interna, que é uma propriedade de estado. Mas se o volume do sistema puder variar sob uma pressão constante da vizinhança, não dependente do volume do sistema, então o termo $-\Delta(PV)$ da equação (2) passa a $-P\Delta V$. Substituindo e reorganizando obtém-se

$$q_p = \Delta U + P\Delta V = \Delta H \quad (4)$$

ou seja, se a pressão for constante então o calor corresponde exactamente à variação da soma de duas propriedades de estado, definindo assim uma nova propriedade de estado chamada entalpia, ΔH , que é o calor trocado a pressão constante entre o sistema e a vizinhança. Por simplificação de linguagem, em todo este texto designa-se por entalpia aquilo que é de facto uma variação de entalpia.

Capacidade térmica

A capacidade térmica é, como o nome indica, a capacidade intrínseca de armazenamento de energia térmica e varia de substância para substância porque cada átomo ou molécula tem diferentes graus de liberdade para os seus movimentos. Num gás monoatómico, por exemplo, cada átomo tem três graus de liberdade, correspondendo aos três eixos do espaço translacional. Num gás de moléculas diatómicas cada molécula tem três graus de liberdade translacionais, dois rotacionais (dois eixos de rotação com momento de inércia diferente de zero) e dois vibracionais (dois modos de vibração) e pode por isso armazenar mais energia cinética, por átomo, que o gás monoatómico.

A capacidade térmica varia com a temperatura porque certos graus de liberdade, como os vibracionais por exemplo, só saem do seu estado fundamental acima de certa temperatura. Como nem todos os graus de liberdade existem em todos os estados físicos, a capacidade térmica também varia com o estado físico da matéria. As transições de fase envolvem grandes quantidades de energia térmica pelo que devem ser consideradas para a capacidade térmica se o intervalo de temperatura o justificar. Há, no entanto, intervalos de temperatura para os quais se pode considerar que a capacidade térmica é aproximadamente constante, nomeadamente se forem intervalos relativamente pequenos e não envolverem transições de fase.

Como foi referido informalmente no primeiro parágrafo da Introdução (secção anterior), há uma relação entre a energia térmica, a capacidade térmica e a temperatura. O calor que entra ou sai de um sistema aumenta ou diminui a sua energia térmica e, logo, a sua temperatura, segundo a relação

$$q = \int C dT \quad (5)$$

onde o integral se calcula para o intervalo de temperatura entre os estados inicial e final de um processo. Considerando por aproximação que a capacidade térmica, no intervalo de temperatura de interesse, não depende da temperatura, C constante, tem-se que

$$q = \int C dT = C \int dT = C \Delta T \quad (6.1)$$

$$C = q / \Delta T \quad (6.2)$$

A definição quantitativa de capacidade térmica é portanto a quantidade de calor que deve ser fornecido a um objecto para que a sua temperatura aumente de uma unidade, 1 K ou 1 °C. A equação 6.2 permite determinar o calor de uma reacção por medição da variação de temperatura, sabendo a capacidade térmica.

O calor tem valores diferentes quando fornecido ou libertado pelo sistema a pressão constante ou a volume constante, devido à energia mecânica $-P\Delta V$ que pode ser trocada no processo, e portanto a capacidade térmica também é diferente nos dois casos, C_v a volume constante e C_p a pressão constante:

$$C_v = q_v / \Delta T = \Delta U / \Delta T \quad (7.1)$$

$$C_p = q_p / \Delta T = \Delta H / \Delta T \quad (7.2)$$

Em processos que ocorram em solução aquosa não envolvendo gases não há variação significativa de volume e portanto $\Delta U \approx \Delta H$ e $C_v \approx C_p$.

A capacidade térmica na sua definição extensiva, referida portanto a um objecto, exprime-se em $J K^{-1}$ ou $cal K^{-1}$. Na sua definição intensiva, por unidade de massa ou por unidade de quantidade, denomina-se, respectivamente, por capacidade térmica mássica, C_m , ou capacidade térmica molar, C_n , e tem unidades de, por exemplo, $J K^{-1} g^{-1}$ (mássica) ou $J K^{-1} mol^{-1}$ (molar). As capacidades térmicas extensivas e intensivas relacionam-se obviamente através da massa m ou da quantidade n :

$$C = m C_m \quad (8.1)$$

$$C = n C_n \quad (8.2)$$

Calorimetria de processos físico-químicos

Para medir o calor envolvido em processos físico-químicos é usado um contentor, denominado calorímetro, onde decorre o processo em estudo. Os calorímetros podem tomar várias formas dependendo do processo a estudar. Para processos em solução que não envolvam gases, à pressão atmosférica e a temperatura variável, o calorímetro pode ser um simples copo feito de material isolante, contendo a solução, um agitador e um termómetro (figura 1). Neste caso, como o calorímetro é um sistema isolado, a sua energia interna é constante, de acordo com o 1º Princípio da Termodinâmica. Assim, qualquer transformação entre energia térmica e qualquer outro tipo de energia dentro do calorímetro fará variar a sua temperatura, o que permite determinar o calor da transformação, sabendo a capacidade calorífica do calorímetro. Numa reacção química, por exemplo, pode haver conversão de energia potencial electrónica em energia térmica, ou vice-versa, quando os electrões passam para novas orbitais de energia diferente.

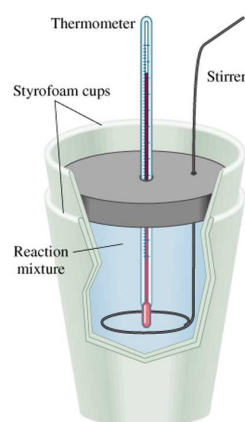


Figura 1 - Calorímetro de pressão constante.

O calorímetro da Figura 1 não funciona a temperatura constante por ser isolado, ou seja, não existe uma vizinhança de capacidade térmica infinita (atmosfera, por exemplo) que dê ou receba calor a temperatura constante, mantendo o equilíbrio térmico. No entanto, se a variação da temperatura não for demasiado grande pode-se considerar que a variação do valor da entalpia com a temperatura fica dentro do erro introduzido pela imprecisão da medição da temperatura. Assume-se também que as capacidades térmicas

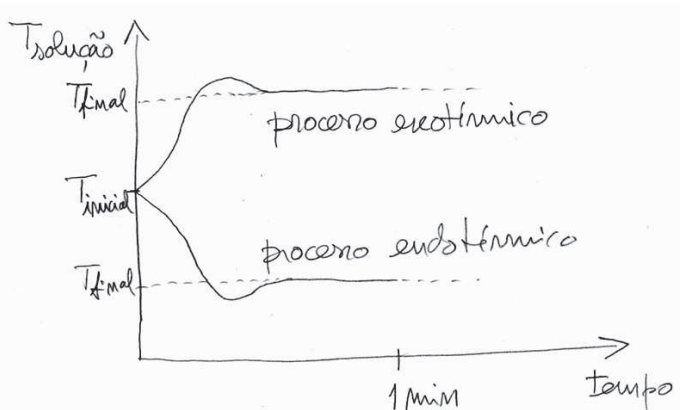


Figura 2 - Evolução da temperatura tal como medida por um termómetro mergulhado numa solução contida num calorímetro.

dos componentes do calorímetro não variam fora do erro de medida. Uma outra consequência da variação da temperatura dentro do calorímetro é que a constante de equilíbrio da reacção também varia à medida que ela avança, sobretudo para as reacções muito exotérmicas ou muito endotérmicas. O problema que se põe é o de saber quantas moles a reacção avançou até ao equilíbrio, estado em que a temperatura estabiliza dentro do calorímetro, porque a divisão do calor da reacção pelo número de moles permite exprimir a entalpia por mole de reacção. Como este valor é intensivo tem a vantagem de ser mais facilmente comparável entre diferentes determinações. O problema causado pelo facto da constante de equilíbrio variar é pouco significativo se a reacção em estudo for praticamente completa, ou seja, com constante de equilíbrio extremamente elevada para um intervalo de temperatura muito largo.

A pressão constante, o calor resultante no interior do calorímetro corresponde à entalpia da reacção. Como as moléculas que reagem estão em contacto com a solução e esta está em contacto com o calorímetro, a diferença de energia de ligação entre reagentes e produtos repartir-se-á por todo o sistema como energia térmica. Esta energia distribuir-se-á pelos diversos componentes do aparelho calorimétrico, de acordo com as suas capacidades térmicas, até que a temperatura seja igual em todos. Estes componentes são a solução, que inclui também as moléculas que reagem, e o conjunto do calorímetro, que inclui o termómetro e o agitador.

É de notar que os reagentes e os produtos de uma reacção química podem formar ligações com o solvente, possivelmente com energia diferente, o que também contribui para a entalpia medida num calorímetro. Isto significa que o sistema, para além das moléculas que reagem, também pode incluir moléculas do solvente o que significa que uma mesma reacção química possa ter entalpias diferentes em solventes diferentes. O calor medido num calorímetro para um simples processo de dissolução, por exemplo, é em muitos casos diferente de zero. No entanto, em muitos casos corresponde unicamente ao balanço entre as ligações soluto-soluto e solvente-solvente quebradas e as ligações soluto-solvente formadas.

A experiência calorimétrica

A experiência calorimétrica começa sempre com todo o sistema em equilíbrio térmico, ou seja, com todos os seus componentes à mesma temperatura. Muitas vezes a temperatura inicial é deduzida a partir das temperaturas dos componentes separados. Uma vez o sistema montado, o processo decorre até atingir o seu equilíbrio e é medida a temperatura final do conjunto. Isto permite usar as equações 7.1 ou 7.2 para determinar a variação das propriedades de estado ΔU ou ΔH para o processo.

Como o processo que envolve calor se dá em solução, a temperatura desta tem uma variação do género da que está representada na figura 2. Após o início do processo a temperatura varia com uma velocidade que

depende da velocidade do processo e da homogeneização da solução por agitação. A temperatura sobe ou desce, conforme o processo for exotérmico ou endotérmico, respectivamente. Numa segunda fase a temperatura pode variar um pouco em sentido contrário devido à troca de energia térmica entre a solução e o calorímetro. Após esta fase a temperatura aparentemente estabiliza no seu valor final. Aqui começa uma terceira fase em que a temperatura irá variar muito lentamente em direcção à temperatura do ar ambiente, devido à baixa eficácia de transferência de calor do calorímetro para um gás, dependendo do isolamento do calorímetro e da diferença de temperatura para o exterior. A temperatura final a anotar será então a que for medida no final da segunda fase, que será uma boa aproximação da que seria a verdadeira temperatura final, correspondente a um calorímetro perfeitamente isolado e com capacidade térmica zero.

De acordo com a lei da conservação da energia, num sistema isolado a quantidade de energia é constante, independentemente dos processos que lá ocorrem. Considerando um calorímetro como um sistema isolado onde ocorre um processo térmico, pode afirmar-se que a energia térmica dada pela processo é igual à energia térmica recebida pelo sistema, ou vice-versa:

$$q_{\text{processo}} = -q_{\text{sistema}} \quad (9.1)$$

A pressão constante, e se o processo for, por exemplo, uma reacção química a decorrer em solução num calorímetro, tem-se que a equação 9.1 se pode escrever como

$$\Delta H_{\text{reacção}} = -(q_{p,\text{solução}} + q_{p,\text{calorímetro}}) \quad (9.2)$$

Quando o equilíbrio térmico for atingido, a variação da temperatura do calorímetro será igual à da solução mas a quantidade de energia térmica trocada com a reacção por cada um destes componentes é directamente proporcional às suas capacidades térmicas $C_{p,m,\text{solução}}$ e $C_{p,\text{calorímetro}}$:

$$\Delta H_{\text{reacção}} = -(C_{p,m,\text{solução}} m + C_{p,\text{calorímetro}}) \Delta T \quad (10)$$

onde m é a massa de solução contida no calorímetro.

Para usar a equação (10) com o objectivo de determinar entalpias de reacção é necessário, para além de medir ΔT , conhecer $C_{p,m,\text{solução}}$ e $C_{p,\text{calorímetro}}$. O valor de $C_{p,m,\text{solução}}$ à pressão atmosférica para uma solução aquosa é normalmente inferior ao da água pura. O valor de $C_{p,m,\text{água}}$ é de $4,181 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$ ou $1,000 \text{ cal K}^{-1} \text{ g}^{-1}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. A parcela $C_{p,\text{calorímetro}}$ depende obviamente do calorímetro utilizado e pode ser experimentalmente determinado se no seu interior for medida uma variação de temperatura para um processo cuja entalpia é conhecida de antemão.

Entalpia de formação padrão do NH_4Cl sólido

A primeira parte deste trabalho laboratorial consiste na determinação de $C_{p,\text{calorímetro}}$ por medição da variação de temperatura provocada por uma reacção de neutralização



Esta reacção é praticamente completa e acontece sempre que, por exemplo, se mistura um ácido forte, que produz iões H^+ por dissociação completa, com uma base forte, que produz iões OH^- também por dissociação completa.

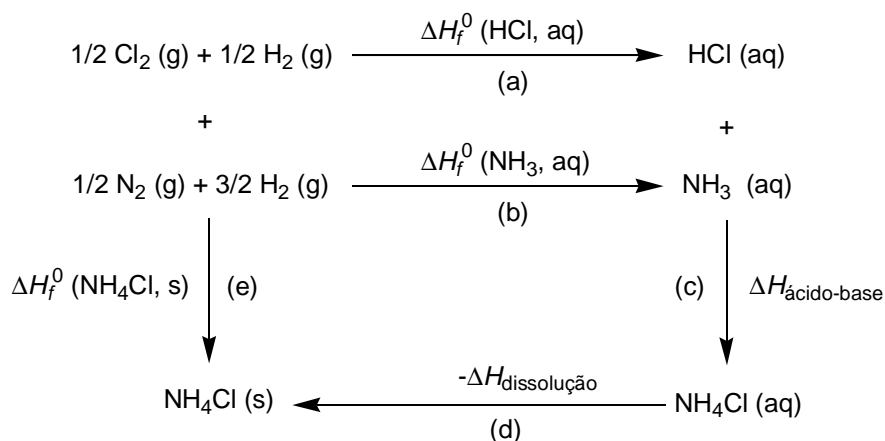


Figura 3 - Ciclo termodinâmico de reacções de síntese do cloreto de amónio sólido

É o caso do ácido clorídrico e do hidróxido de sódio, respectivamente. O ΔH° da reacção 11 tem o valor de $-56,2 \text{ kJ mol}^{-1}$ a 298 K , o que permite calcular $\Delta H_{\text{reacção}}$ para a equação 10 sabendo o número de moles que se fez reagir. O valor de $C_{p,m,\text{solução}}$ para soluções aquosas salinas, e que será o utilizado para este trabalho, é de $4,00 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$. Basta assim medir experimentalmente ΔT para se poder calcular $C_{p,\text{calorímetro}}$.

Após a determinação da capacidade térmica do calorímetro é possível determinar entalpias de reacção. O objectivo principal da segunda parte deste trabalho é a determinação da entalpia de formação do cloreto de amónio sólido através da aplicação de um ciclo termodinâmico baseado na lei de Hess.

Como não é possível determinar directamente a entalpia padrão de formação do cloreto de amónio sólido, $\Delta H_f^\circ (\text{NH}_4\text{Cl, s})$, num calorímetro como o da figura 1, faz-se uma determinação indirecta usando o ciclo de reacções esquematizado na figura 3. Sendo a entalpia uma função de estado, a variação do seu valor só depende da diferença entre os seus valores no estado final, após o processo, e no estado inicial, antes do processo. Assim sendo, a entalpia da reacção (e) deve ser igual à soma das entalpias das reacções (a), (b), (c) e (d), uma vez que os estados inicial e final dos dois caminhos são os mesmos. Sabendo os valores das entalpias $\Delta H_f^\circ (\text{HCl, aq}) = -39,6 \text{ kcal mol}^{-1}$ e $\Delta H_f^\circ (\text{NH}_3, \text{aq}) = -19,3 \text{ kcal mol}^{-1}$ falta apenas determinar por calorimetria os valores de $\Delta H_{\text{ácido-base}}$ e $\Delta H_{\text{dissolução}}$ para ser possível calcular o valor de $\Delta H_f^\circ (\text{NH}_4\text{Cl, s})$.

Para a aplicação quantitativa do ciclo ser válida é necessário que as condições padrão estejam satisfeitas porque se pretende determinar uma entalpia padrão de formação. As condições padrão gerais para reagentes e produtos são: compostos puros, gases a 1 atm, soluções de concentração 1 mol dm^{-3} e elementos na sua forma alotrópica mais estável à temperatura de interesse e a 1 atm. Dado que se irá trabalhar à pressão atmosférica, o seu valor não será significativamente diferente de 1 atm. De qualquer forma, as reacções não envolvem gases nem variações de volume significativas. A temperatura no interior do calorímetro também não será muito diferente da temperatura ambiente, ou seja, relativamente perto de $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Estas duas considerações são importantes sob o ponto de vista das condições padrão dos elementos. Embora estes não sejam usados no trabalho a executar, serão utilizados nos cálculos valores de entalpia padrão de reacções que envolvem elementos, no caso $\Delta H_f^\circ (\text{HCl, aq})$ e $\Delta H_f^\circ (\text{NH}_3, \text{aq})$, e que são portanto válidos para $25 \text{ }^\circ\text{C}$ e 1 atm. Caso as condições diferissem significativamente seria necessário considerar o calor envolvido no processo de alteração das condições de temperatura e pressão dos elementos, neste caso de N_2 , H_2 e Cl_2 . Por último, embora as concentrações iniciais das reacções a estudar não sejam unitárias é trivial exprimir $\Delta H_{\text{ácido-base}}$ e $\Delta H_{\text{dissolução}}$ por mole de reacção, dado que ambos os processos são praticamente completos e as concentrações e volumes iniciais são conhecidos. Como $\Delta H_f^\circ (\text{HCl, aq})$ e $\Delta H_f^\circ (\text{NH}_3, \text{aq})$ estão também expressos por mole, todos os valores têm as mesmas unidades. Considerando tudo o que foi exposto acima é válido determinar $\Delta H_f^\circ (\text{NH}_4\text{Cl, s})$ usando o método proposto.

Protocolo laboratorial - I - Determinação da capacidade térmica do calorímetro

Material

Calorímetro com copo descartável de plástico
Sonda de temperatura e medidor
Pipetas de 50 cm³ (x2)
Suporte universal, noz e garra
Placa de agitação
Propipeta
Magnete pequeno
Esguicho de água desionizada
Gobelé de 100 cm³

Reagentes

Solução aquosa de HCl 0,50 mol dm⁻³
Solução aquosa de NaOH 0,50 mol dm⁻³

Procedimento

NOTA: nunca desencaixe a sonda de temperatura da tampa do calorímetro!

1 - Destape o calorímetro e pipete para o copo de plástico no seu interior 50 cm³ da solução NaOH 0,50 mol dm⁻³.

2 - Coloque o agitador magnético dentro do calorímetro, coloque-o sobre a placa de agitação e ligue-a para uma velocidade moderada. **ATENÇÃO:** não ligar por engano o aquecimento da placa.

3 - Tape o calorímetro e ligue o medidor de temperatura.

4 - Para um gobelé de 100 cm³ pipete 50 cm³ de HCl 0,50 mol dm⁻³.

5 - Registe a temperatura da solução de NaOH que está no interior do calorímetro.

6 - Destape o calorímetro, passe a sonda por água desionizada, seque-a com papel absorvente e mergulhe-a na solução de HCl que está no gobelé. Registe a temperatura desta solução. **NOTA:** a temperatura inicial será a média das temperaturas das duas soluções.

7 - Verta a solução de HCl do gobelé para o interior do calorímetro e tape-o.

8 - Observe a variação da temperatura e registe a temperatura final quando esta estabilizar, ao fim de aproximadamente 1 minuto.

9 - Abra o calorímetro e retire o copo e o agitador magnético do seu interior antes de rejeitar a solução salina para o copo de restos.

Protocolo laboratorial - II - Determinação da entalpia padrão de formação do cloreto de amónio

Reagentes

Cloreto de amónio sólido
Solução aquosa de NH₃ aproximadamente 1,5 mol dm⁻³ (titulada)
Solução aquosa de HCl aproximadamente 1,5 mol dm⁻³ (titulada)

Material

Calorímetro com copo de plástico descartável
Sonda de temperatura
Suporte universal, noz e garra
Placa de agitação
Magnete pequeno
Gobelé de 100 cm³
Pequeno gobelé para pesagem do cloreto de amónio
Proveta de 100 cm³
Sensor de temperatura
Pipetas graduadas ou volumétricas de 50 cm³ (x2)
Vidro de relógio
Esguicho de água desionizada
Pipetas de Pasteur (x2)

Procedimento - 1 - Determinação de $\Delta H_{\text{ácido-base}}$

NOTA: nunca desencaixe a sonda de temperatura da tampa do calorímetro!

- 1 - Registe as concentrações molares exactas indicadas nos frascos das soluções de NH₃ e de HCl aproximadamente 1,5 mol dm⁻³.
- 2 - Para o copo no interior do calorímetro meça com pipeta 50,0 cm³ da solução de NH₃. Coloque o agitador no seu interior e ligue a agitação moderada. Tape o calorímetro.
- 3 - Meça, com outra pipeta, 50,0 cm³ de solução de HCl para um gobelé de 100 cm³.
- 4 - Registe a temperatura da solução que está no interior do calorímetro.
- 5 - Destape o calorímetro, passe a sonda por água desionizada, seque-a com papel absorvente e mergulhe-a na solução que está no gobelé. Registe a temperatura desta solução. **NOTA:** a temperatura inicial será a média das temperaturas das duas soluções.
- 6 - Verta a solução do gobelé para o interior do calorímetro e tape-o.
- 7 - Observe a variação da temperatura e registe a temperatura final quando esta estabilizar, ao fim de aproximadamente 1 minuto.
- 8 - Abra o calorímetro e retire o copo e o agitador magnético do seu interior antes de rejeitar a solução salina para o copo de restos.

Procedimento - 2 - Determinação de $\Delta H_{\text{dissolução}}$

NOTA: nunca desencaixe a sonda de temperatura da tampa do calorímetro!

- 1 - Meça, com proveta, 100,0 cm³ de água desionizada para o copo de plástico no calorímetro. Adicione o agitador, ligue a agitação moderada e tape-o.
- 2 - Pese ao miligrama um pequeno gobelé. Anote este valor. Neste gobelé pese ao miligrama cerca de 4 g de cloreto de amónio sólido.
- 3 - Registe a temperatura da água no calorímetro. Esta será a temperatura inicial desta experiência.
- 4 - Destape o calorímetro e adicione o cloreto de amónio (não importa se algum resíduo de sólido ficar retido no fundo do gobelé porque irá ser pesado mais adiante). Tape o calorímetro e aumente um pouco a velocidade de agitação para que a dissolução seja mais rápida.

5 - Observe a variação de temperatura e espere até que a temperatura esteja estabilizada pelo menos durante meio minuto. Anote esse valor como a temperatura final. **Nota:** por vezes a camada inferior da solução, onde começa a dissolução do sólido, fica muito mais fria que a camada superior, pelo que a agitação, sendo no fundo do copo, não mistura rapidamente na vertical. Uma forma de acelerar a homogeneização térmica da solução na vertical é aumentar e diminuir ciclicamente a velocidade de agitação.

6 - Pese o gobelé contendo os resíduos de cloreto de amónio e determine a massa exacta deste composto que foi transferida para o calorímetro.

7 - Abra o calorímetro e retire o copo e o agitador magnético do seu interior antes de rejeitar a solução salina para o copo de restos.

8 - Desligue todo o equipamento que utilizou e informe-se junto do docente como proceder relativamente à arrumação e limpeza do material e da bancada.

NOTA: registe os resultados dos outros grupos da sua turma.

Apresentação dos resultados

NOTA: respeite escrupulosamente as regras relacionadas com algarismos significativos.

NOTA: considere que todas as soluções aquosas salinas que utilizou têm a capacidade térmica intensiva $C_{p,m,solução} = 4,00 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$ e a densidade $d = 1,02 \text{ g cm}^{-3}$.

1 - Determine a capacidade térmica extensiva do calorímetro, $C_{p,calorímetro}$ e a incerteza deste valor causada pelas incertezas das medições.

2 - Determine $\Delta H_{\text{ácido-base}}$ e $\Delta H_{\text{dissolução}}$ e as incertezas destes valores causadas pelas incertezas das medições.

3 - Determine a entalpia de formação padrão do cloreto de amónio sólido a 298K.

4 - Comente e critique todos os resultados obtidos, comparando-os com valores publicados. Mencione tudo o que achar relevante para avaliar a precisão do conjunto dos resultados da turma e a exactidão dos seus resultados relativamente às médias da turma e aos valores publicados.

NOTA: Os valores de ΔH^0 , ΔS^0 ou ΔG^0 para qualquer reacção podem ser obtidos a partir dos valores de ΔH_f^0 , S^0 ou ΔG_f^0 dos seus reagentes e produtos. Estes podem ser consultados em vários recursos bibliográficos e online e devem corresponder à temperatura de 298K.