



Instituto Politécnico de Tomar  
Escola Superior de Tecnologia  
Unidade Departamental de Engenharias  
Licenciatura em Engenharia Química e Bioquímica

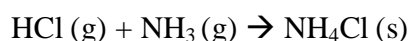
**QUÍMICA GERAL (1º Ano / 1º Semestre / 2017)**

## **Trabalho Prático nº 5**

### **Determinação da entalpia de uma reacção**

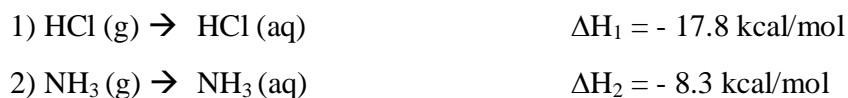
#### ***1. Introdução***

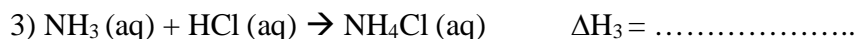
Pretende-se determinar a entalpia da reacção representada pela equação:



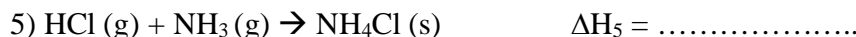
Como não é fácil realizar laboratorialmente esta reacção, não iremos determinar a entalpia directamente. Realizar-se-ão outras reacções das quais determinaremos as respectivas entalpias, a fim de conseguir através da soma conveniente das equações determinar a entalpia da reacção acima referida.

Assim:





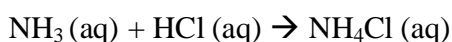
Soma:



Tal como esta equação é a soma das equações 1, 2, 3 e 4, assim a respectiva entalpia será também igual à soma das entalpias de cada reacção parcial (**Lei de Hess**). Neste trabalho serão determinadas as entalpias correspondentes às reacções 3 e 4 e utilizar-se-ão os valores tabelados das entalpias correspondentes às reacções 1 e 2 para atingir o objectivo: determinar a entalpia da reacção 5.

## 2. Procedimento experimental

2.1. Determinação da entalpia da reacção 3:



### 2.1.1. Parte experimental

2.1.1.1. Determinar a massa do copo (+ vareta) que servirá de vaso calorimétrico.

2.1.1.2. Medir 100 ml de solução de HCl (1.5 M) e 100 ml de solução de NH<sub>3</sub> (1.5 M).

2.1.1.3. Determinar as temperaturas iniciais das soluções com uma aproximação de 1°C (manter o termómetro 2 minutos dentro de cada solução e lavar bem antes de transferir de uma solução para outra).

2.1.1.4. Colocar as duas soluções no vaso calorimétrico, agitar e tomar nota da temperatura máxima obtida.

### 2.1.2. Resultados

2.1.2.1. Registo das observações dos ensaios realizados:

Massa do copo e vareta: .....

Temperatura inicial da solução de HCl: .....

Temperatura inicial da solução de NH<sub>3</sub>: .....

Temperatura final: .....

2.1.2.2. Considerando a reacção 3 calcular:

- i) A concentração da solução de cloreto de amónio que se obtém quando se adicionam 100 ml de solução de HCl (1.5 M) a 100 ml de solução de NH<sub>3</sub> (1.5 M).
- ii) O número de calorías correspondentes à variação da temperatura das soluções iniciais e da solução final. (Admitir que o calor específico de todas as soluções é de 1 cal/g/°C e as densidades iguais a 1).

$$Q' = m \times C_e \times \Delta T = \dots\dots\dots$$

- iii) O número de calorías absorvidas pelo copo calorimétrico e vareta. (Admitir que a variação de temperatura sofrida pelo vidro é igual à verificada nas soluções). O calor específico do vidro é  $\approx 0.2$  cal/g/°C

$$Q'' = m \times C_e \times \Delta T = \dots\dots\dots$$

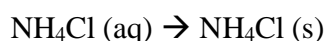
- iv) A quantidade de calor desenvolvido na reacção

$$Q = \dots\dots\dots$$

- v) Entalpia da reacção (em kcal/mol) de cloreto de amónio:

$$\Delta H_3 = \dots\dots\dots$$

2.2. Determinação da entalpia da dissolução do cloreto de amónio em água (reacção 4):



Considerando a dissolução do cloreto de amónio em água calcular a quantidade de cloreto de amónio sólido necessário para preparar 200 ml de uma solução aquosa com a concentração em  $\text{NH}_4\text{Cl}$  igual à da solução obtida da mistura de 100 ml de  $\text{HCl}$  (1.5 M) com 100 ml de solução de  $\text{NH}_3$  (1.5 M).

### 2.2.1. Parte experimental

2.2.1.1. Pesar a quantidade de cloreto de amónio sólido anteriormente calculada.

2.2.1.2. Determinar a alteração de temperatura que se verifica quando se adiciona essa quantidade de cloreto de amónio a 200 ml de água. (Usar o mesmo vaso calorimétrico).

### 2.2.2. Resultados

2.2.2.1. Registo das observações dos ensaios realizados:

Massa de cloreto de amónio:.....

Temperatura inicial da água: .....

Temperatura obtida após adição de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  sólido: .....

2.2.2.2. Cálculos

Considerando a dissolução do cloreto de amónio em água calcular:

i) O número de calorías correspondente à variação de temperatura da dissolução do  $\text{NH}_4\text{Cl}$  na água.

$$Q' = m \times C_e \times \Delta T = \dots\dots\dots$$

ii) O número de calorías perdidas pelo copo calorimétrico e vareta

$$Q'' = m \times C_e \times \Delta T = \dots\dots\dots$$

- iii) A quantidade de calor correspondente à reacção

$$Q = \dots\dots\dots$$

- iv) Calcular a entalpia de dissolução do cloreto de amónio (em kcal/mol).

$$\Delta H_d = \dots\dots\dots$$

- v) Calcular a entalpia da reacção 4

$$\Delta H_4 = \dots\dots\dots$$

- 2.3. Determinação da entalpia da reacção 5:

Sabendo a entalpia de todas as reacções determinar a entalpia de formação do cloreto de amónio sólido:

$$\Delta H_5 = \dots\dots\dots$$

### 3. Questões pós-laboratoriais

- 3.1. Enuncie a lei que caracteriza o método indirecto de cálculo da entalpia de reacção, utilizado neste trabalho.
- 3.2. Que outros métodos sugere para determinar a entalpia de uma reacção.
- 3.3. Comparar o valor obtido com o valor esperado. Dados:  $\Delta H_f^\circ(\text{HCl}, \text{g}) = -92.31 \text{ kJmol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{NH}_3, \text{g}) = -46.11 \text{ kJmol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{NH}_4\text{Cl}, \text{s}) = -314.43 \text{ kJmol}^{-1}$ .  
(1 cal = 4.184 J)

**4. Bibliografia**

- 4.1. Chang, R., *Química*, 5ªed., McGraw-Hill, Lisboa, 1995
- 4.2. Atkins & Jones, *Chemistry: Molecules, Matter and Change*, 4th ed., Freeman&Co., 1997
- 4.3. Kotz & Treichel, *Chemistry and Chemical Reactivity*, 5th ed., Thomson Brooks, 2003